

1^{ra}
edición

COMPILACIÓN DE

QUÍMICA INORGÁNICA

Ph.D. Manuel Patricio Clavijo Cevallos
Mg. Andrés Sebastián Moreno Ávila

Mg. Dennis Renato Manzano Vela
Mg. Carlos Jeanpier Yagos Arias

EDITORIAL

Revisión Técnica: Editorial CEDIA
Corrección de Estilo: Laura Malache Silva
Portada y Diagramación: Daniela Chuquiguanga
Coordinación: Editorial CEDIA

Una publicación de la Editorial CEDIA, arbitrada por pares académicos de doble ciego.

cedia



Primera edición
ISBN: 978-9942-7178-2-5

Quito, Ecuador
Enero de 2024.



Esta obra está bajo una licencia de [Creative Commons, Reconocimiento No Comercial 4.0 Internacional](https://creativecommons.org/licenses/by-nc/4.0/).

CONTENIDO

pp 05 Índice

pp 07 Prólogo

pp 138 Ejercicios

pp 175 Bibliografía

pp 177 Anexos

DISCONTINUIDAD DE LA MATERIA

01

pp 10

- 1.1. Teoría cinético molecular
- 1.2. Estado gaseoso
- 1.3. Estado líquido
- 1.4. Estado sólido

SOLUCIONES IÓNICAS

03

pp 76

- 3.1. Ionización
- 3.2. Hidrólisis
- 3.3. Reacciones iónicas
- 3.4. Electrólisis
- 3.5. Potencial hidrogeno pH
- 3.6. Neutralización
- 3.7. Corrosión metálica

SISTEMAS DISPERSOS

02

pp 52

- 2.1. Concepto
- 2.2. Fases de un sistema disperso
- 2.3. Clases de sistemas dispersos
- 2.4. Dispersiones groseras o mezclas
- 2.5. Dispersoides o coloides
- 2.6. Dispersidos o soluciones verdaderas

RELACIONES DE OXIDACIÓN - REDUCCIÓN

04

pp 128

- 4.1. Concepto
- 4.2. Requisitos
- 4.3. Tabla de valencias de los elementos químicos
- 4.4. Conceptos comparativos
- 4.5. Cálculo de la valencia de elementos químicos
- 4.6. Igualación de ecuaciones redox
- 4.7. Problemas de aplicación

PRÓLOGO

Con gran entusiasmo y satisfacción, se presenta este módulo de Química Inorgánica, una obra que refleja el arduo trabajo y dedicación de un destacado profesional en el campo. La Química mineral, rama esencial de la ciencia que estudia los elementos y compuestos inorgánicos, se revela como un campo fascinante que permite comprender el mundo que nos rodea y abordar desafíos globales en áreas como la energía, la salud y el medio ambiente.

Gracias a su amplio conocimiento y pasión por la materia, los autores han intentado reflejar en este módulo los principios fundamentales, teorías pioneras y aplicaciones prácticas que caracterizan a esta disciplina. Un compromiso con la educación de alta calidad se refleja en este trabajo, que tiene como objetivo no solo impartir conocimientos, sino también fomentar el pensamiento crítico, la curiosidad científica y el amor por la química.

El enfoque didáctico y accesible de este módulo permitirá a estudiantes, docentes e investigadores adentrarse en el emocionante mundo de la química inorgánica, sin importar su nivel de experiencia previa. Cada capítulo ha sido cuidadosamente estructurado para facilitar el aprendizaje y asegurar que el lector adquiera una sólida comprensión de los temas tratados.

Este módulo se convierte en una herramienta inspiradora para las generaciones presentes y futuras de científicos, químicos e investigadores, trascendiendo el ámbito académico y de investigación. Invita a descubrir, explorar y profundizar en el asombroso universo de dicha ciencia y su papel crucial en la búsqueda de soluciones para los desafíos más apremiantes de nuestra época.

Para lo cual, en las páginas que siguen, te invitamos a explorar el fascinante mundo de la química inorgánica a través de un viaje lleno de descubrimientos y anécdotas que me inspiraron a escribir este libro. Desde el asombroso hallazgo de Antoine Lavoisier sobre la conservación de la masa, hasta la emocionante historia de la síntesis del primer compuesto inorgánico, esta obra desvelará los secretos de los elementos y compuestos que conforman el núcleo mismo de nuestro mundo. A lo largo de nuestra propia travesía en el campo de la química, estas experiencias y curiosidades me motivaron a compartir con ustedes este conocimiento, esperando que despierte en ustedes la misma pasión por esta ciencia que ha moldeado nuestro entendimiento del universo. Sumérgete en estas páginas y prepárate para un viaje inolvidable a través de la química inorgánica, donde la ciencia se entrelaza con las historias más cautivadoras.

Ph.D. Manuel Patricio Clavijo Cevallos
Universidad Técnica de Cotopaxi

Mg. Andrés Sebastián Moreno Ávila
Universidad Técnica de Cotopaxi

Mg. Dennis Renato Manzano Vela
Escuela Superior Politécnica de Chimborazo

Mg. Carlos Jeanpier Yagos Arias
Universidad de las Fuerzas Armadas ESPE-L



1

**DISCONTINUIDAD
DE LA MATERIA**

1.1. Teoría cinético molecular

La teoría cinética molecular es una ley plenamente comprobada, según la cual la materia no es estática, pues sus moléculas o átomos o partículas se hallan en constante movimiento o cinetismo, que depende de la mayor o menor cantidad de espacios intermoleculares o interatómicos que existan en esa materia.

Los filósofos de la antigua Grecia (500 A.C) dedujeron que la materia es discontinua, debido a que existen espacios entre los átomos componentes de la materia, que son precisamente los que permiten el cinetismo atómico.

Estas deducciones filosóficas se han comprobado científicamente y hoy son una realidad a todo nivel de materia, a tal punto que se ha transformado en una ley que puede ser comprobada experimentalmente en todo momento, constituyendo la base de la teoría cinética molecular.

Según esta teoría, se ha determinado que existe una causa que comprueba el cinetismo molecular y es la cantidad de calor asociado a una materia, estableciéndose una relación directa entre ellos: A mayor cantidad de calor asociada, provoca un mayor cinetismo molecular y viceversa. A su vez, esta relación entre el calor y el cinetismo molecular ha dado origen a los tres estados físicos de agregación molecular sólido, líquido y gaseoso, que son diferentes por sus características y consecuencias en su comportamiento físico y químico.

En el estado gaseoso hay agregada una gran cantidad de calor. Sus moléculas están poco compactadas; entonces, la gran cantidad de espacios intermoleculares existentes, que permiten un intenso movimiento molecular, generan una gran entropía.

Mientras que, en el estado líquido, la cantidad de calor asociado es menor que en el estado gaseoso, pero mayor que en el estado sólido; por lo que tiene espacios que dan cierta libertad de movimiento a sus moléculas.

En el estado sólido existe poca cantidad de calor asociado, por lo que sus moléculas están bien agregadas. Por la escasa cantidad de espacios intermoleculares existentes, existe un escasísimo cinetismo molecular y escasa entropía.

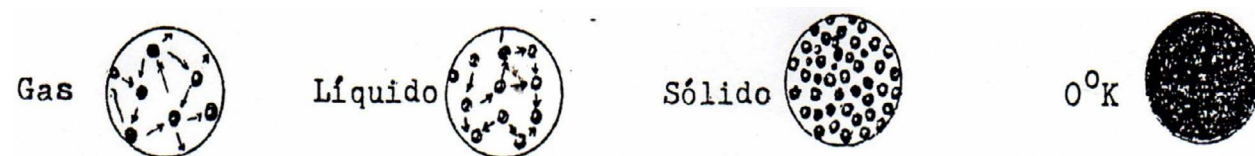


Figura 1. Características de la teoría cinética molecular.

Solamente cuando la materia está sometida al frío absoluto, que se consigue a una temperatura negativa de $273,15^{\circ}\text{C}$ y que equivale a 0°K , no existen espacios intermoleculares. Hay ausencia total de cinetismo y la materia ocupa su verdadero volumen.

1.2. Estado gaseoso

1.2.1 Características generales

a. Calor asociado: en los gases, existe una gran cantidad de calor asociado a sus moléculas, por lo que presentan un intenso cinetismo molecular. Debido a que existen grandes espacios intermoleculares, se ocasionan intensísimos choques entre las moléculas y una constante expansibilidad. Tienden a ocupar el mayor espacio posible, llenando todo lo que da, lo cual ocasiona que la repulsión molecular sea mayor que la cohesión molecular, que permite comprender la escasísima agregación molecular que existe en todo gas.

b. Forma: los gases no tienen una forma definida, debido a su intensísimo movimiento molecular, que ocasiona choques violentos entre sus moléculas y hace que el gas se expanda, ocupando el mayor espacio posible.

Los gases pueden ser contenidos en recipientes herméticamente cerrados y entonces se podría decir que tienen forma, pero esta es solo temporal, ya que al abrir el recipiente adquiere su característica de forma indefinida.

c. Volumen: los gases no tienen volumen definido, por su propiedad de expandirse en forma ilimitada; sin embargo, cuando están en un recipiente herméticamente cerrado, su volumen puede ser determinado.

d. Compresión: pueden ser comprimidos los gases, con ayuda de específicas cantidades de presión y temperatura (frío), factores que ayudan a que las moléculas puedan unirse unas a otras, eliminando los grandes espacios intermoleculares, disminuyendo su cinetismo y sus choques.

Los gases, al ser comprimidos y enfriados, pueden volverse líquidos (licuación: vapor de agua que forma la lluvia), y aún volverse sólidos con mucha compresión e intensos fríos (retro sublimación: gas carbónico que forma el hielo seco).

e. Ruptura: los gases no presentan ninguna resistencia para ser rotos, porque sus moléculas están muy separadas y con un mínimo esfuerzo se puede separarlas más y pasar a través del cuerpo gaseoso; por ejemplo, el aire.

f. Densidad: los gases son menos densos que los líquidos y que los sólidos, debido a la poca cantidad de materia que ocupa un gran volumen.

g. Difusión: los gases pueden difundirse o esparcirse en otro gas o en un líquido, siempre y cuando sean miscibles entre sí. Por ejemplo, los gases de cloro o humo de cigarrillo se difunden en el aire muy fácilmente; el oxígeno se difunde fácilmente en el aire y muy poco en el agua.

- h. **Dilatación:** los gases se dilatan con ayuda del calor, es decir, pueden expandirse y ocupar mayor espacio del que tenían originalmente.
- i. **Entropía:** las moléculas de los gases tienen máxima entropía, es decir, sus moléculas se hallan muy desordenadas, debido al intenso movimiento molecular ocasionado por los permanentes choques intermoleculares.
- j. **Licuación:** los gases pueden pasar al estado líquido, con la ayuda de presión y frío, valores específicos y constantes para cada gas, que son las constantes físicas o valores críticos de toda especie química o sustancia químicamente pura.

Ejemplos:

Sustancia	Fórmula	Presión crítica	Temperatura crítica
Nitrógeno molecular	N ₂	33,5 atm	147,1°C
Cloro Molecular	CL ₂	76,1 atm	144,0°C
Helio	He	2,26 atm	267,9°C

Tabla 1. Características generales de los elementos.

- k. **Ejemplos de gases:** Las siguientes sustancias son gases:
- Todos los anhídridos: Cl₂, SO₂, CO₂, P₂O₃, N₂O₅, As₂O₅.
 - Los ácidos hidrácidos: HF, HCl, HBr, HI, H₂S, H₂Se, H₂Te. y HCN.
 - Los compuestos especiales del hidrógeno: NH₃, PH₃, AsH₃, SbH₃, CH₄, SiH₄ y GeH₄.
 - Los gases nobles o argónidos: He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn (moléculas mono-atómicas).
 - Las moléculas di-atómicas de elementos químicos: H₂, O₂, Cl₂, F₂ y N₂.
 - Algunos hidrocarburos: CH₃-CH₃ etano, CH₂=CH₂ eteno, CH) = -CH

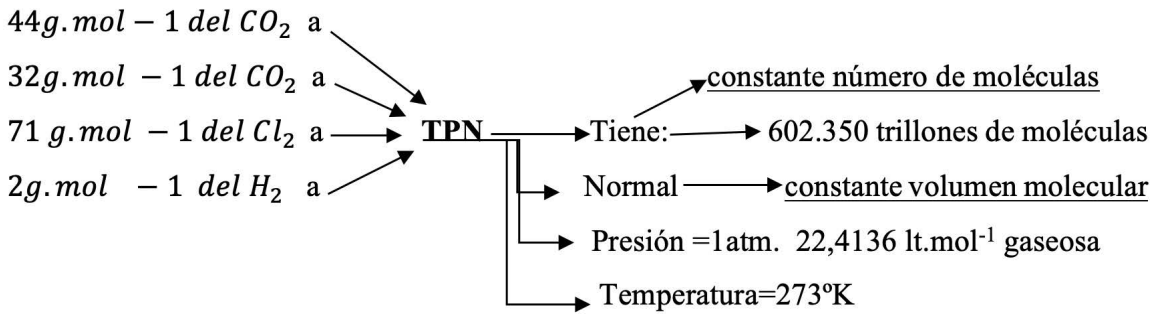
1.2.2. Ley de Avogadro y Ampere o Ley de la Mol Gaseosa a TPN

Estos dos científicos realizaron estudios por separado sobre los gases y llegaron a las mismas conclusiones. En 1811 dieron a conocer los resultados que hoy se han transformado en una ley: la de 1 mol gaseoso a TPN.

Enunciado:

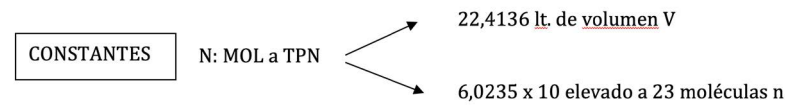
“Todo MOL de sustancia gaseosa, medida en condiciones normales de presión y temperatura (TPN) tiene el mismo número de moléculas que estarán contenidas en un volumen constante”.

El mol del GAS en condiciones normales de T y P presenta valores constantes:



- Los valores constantes del número de moléculas y del volumen molecular, corresponde a 1 MOL DE SUSTANCIA GASEOSA, únicamente cuando está medido a TPN.
- Si varía el número de moles (más de 1 mol o menos de 1 mol), también variarán el número de moléculas contenidas y el volumen que ocupe a TPN, que se puede calcular fácilmente por medio de reglas de 3 simple.
- El volumen molecular de 1 mol gaseosa o VOL-MOL equivale a 22,4136 lts. mol⁻¹ en condiciones normales de presión y temperatura y corresponde a un cubo que mide 28,1949 cm por cada lado o a una esfera de 34,98 cm de diámetro.
- El valor aceptado hoy día para el número de Avogadro o N determinado por el método de la difracción de los rayos Roentgen (o Rayos X) es de 6,0235 x 10²³ moléculas por cada mol de sustancia gaseosa, valor que equivale a 602.350 trillones de moléculas x mol=1602.350³000.000²000.000¹000.000 moléculas en cada mol.
- ❖ Este número de moléculas es tan grande, que difícilmente puede llegar a concebirse con la mente, aunque algunos ejemplos pueden ayudarnos a comprender su inmensidad.
- ❖ Si una persona contara 1 millón de moléculas en cada segundo, se demoraría 100000.000 de años en contar todas las moléculas de 1 mol de sustancia.
- ❖ La edad de la Tierra es de 4.600'000.000 de años y para poder contar el total de moléculas contenidas en 1 mol de sustancia gaseosa, a razón de 1 millón de moléculas en cada segundo, se requerirían de 4 personas, que puedan haber vivido desde el inicio del origen de la Tierra.
- ❖ Si cada uno de los 13'000,000 de ecuatorianos contaran 1 millón de moléculas en cada segundo, se necesitarían 1469 años para poder contar el total de moléculas contenidas en 1 mol de sustancia gaseosa a TPN.

b. Problemas con 1 MOL de sustancia en TPN.



b. 1- ¿Qué volumen ocupan 7,5 moles de gas carbónico a TPN?

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 22,4136 \text{ lt} \quad X = \frac{22,4136 \text{ lts} \times 7,5 \text{ moles } CO_2}{1 \text{ mol}}$$

$$7,5 \text{ moles } CO_2 \text{ ————— } x \quad X = 168,10 \text{ lts } CO_2$$

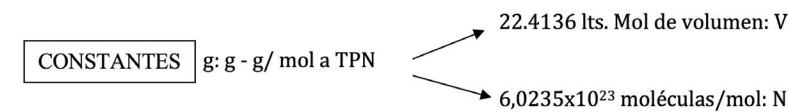
b. 2- 18 moles de helio, ¿qué número de moléculas contendrá en TPN?

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 6,0235 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$18 \text{ moles He} \text{ ————— } x$$

$$X = \frac{18 \text{ moles de He} \times 6,0235 \times 10^{23} \text{ moléculas He}}{1 \text{ mol}}$$

$$X = 1,08 \times 10^{25} \text{ moléculas He.}$$



La relación específica entre la masa (g) y el volumen (V) se puede resolver con una regla de 3 con los valores constantes arriba indicados y, con la fórmula de la ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES, que es la siguiente:

El volumen por presión es igual a la masa multiplicada por la constante de 1 mol gaseosa y por la temperatura, dividido para el mol de la sustancia gaseosa.

$$VP = \frac{g * R * T}{M}$$

V = volumen que ocupa en litros: lts.

P = presión que soporta en atmósferas: atm

g = masa del gas en gramos: g

R = constante de 1 mol gas 0,0821 lts. atm/°K * mol

T = temperatura que actúa en grados kelvin: °K

M = mol de gas en gramos por mol: g * mol⁻¹ °K⁻¹

De la fórmula de la ecuación de Estado de los gases, por simple despeje de valores o términos, se puede deducir la fórmula para calcular el volumen o la masa o el mol o la temperatura o la presión así:

$$VPM = gRT \quad V = \frac{gRT}{PM} \quad g = \frac{VPM}{RT} \quad M = \frac{gRT}{VP}$$

$$P = \frac{gRT}{VM} \quad T = \frac{VPM}{gR} \quad R = \text{es constante}$$

Nota:

El resultado obtenido con la regla de 3 y con la ecuación de estado de los gases, debe ser exactamente igual para la masa y para el volumen.

Problema 1.- 171 litros de gas cloro molecular, ¿qué cantidad de masa contendrán a temperatura y presión normales? (TPN = 273°K y 1 atm).

Con regla de 3:

$$171 \text{ g.mol}^{-1} Cl_2 \text{ ————— } 22,4136 \times \text{mol}^{-1} Cl_2$$

$$x \text{ ————— } 171 \text{ lt. } Cl_2$$

$$X = \frac{171 \text{ lt } Cl_2 \times 71 \text{ g} \times \text{mol}^{-1} Cl_2}{22,4136 \text{ lt} \times \text{mol}^{-1} Cl_2}$$

$$X = 541,68 \text{ g } Cl_2$$

Con ecuación de los estados de los gases:

$$VP = \frac{gRT}{M} \quad g = \frac{VPM}{RT} \quad g = \frac{171 \text{ lt} \times 1 \text{ atm} \times 71 \text{ g} \times \text{mol}^{-1} Cl_2}{0,0821 \text{ lt} \times \text{atm} \times \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1} \times 273^\circ K}$$

$$g = 541,68 \text{ g } Cl_2$$

Problema 2.- 145 gramos de gas metano, ¿qué cantidad de moléculas contendrán a temperatura y presión normales? (TPN = 273°K y 1 at).

$$16 \text{ g.mol}^{-1} CH_4 \text{ ————— } 6,02235 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}$$

$$145 \text{ g } CH_4 \text{ ————— } x$$

$$X = \frac{145 \text{ g } CH_4 \times (6,02335 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol } CH_4)}{16 \text{ g/mol } CH_4}$$

$$X = 5,4 \times 10^{24} \text{ moléculas CH}$$

Problema 3.- Se han medido $5,87 \times 10^{18}$ moléculas de gas amoníaco. Calcule el volumen que ocuparán a condiciones normales de presión y temperatura (TPN = 273°K y 1 atm).

$$22,4136 \text{ lt mol}^{-1} NH_3 \text{ ————— } 6,0235 \times 10^{23} \text{ moléculas.mol}^{-1} NH_3$$

$$x \text{ ————— } 5,87 \times 10^{18} \text{ moléculas } NH_3$$

$$X = \frac{(5,87 \times 10^{18} \text{ moléculas } NH_3) \times 22,4136 \text{ lts} \times \text{mol}^{-1} NH_3}{6,0235 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol } NH_3}$$

$$x = 2,18 \times 10^{-4} \text{ lts } NH_3 = 0,000218 \text{ lts } NH_3$$

Nota:

Los problemas entre masa y volumen requieren del mol.
Los problemas entre masa y moléculas requieren del mol.
Los problemas entre volumen y moléculas no requieren del mol.

1.2.3. Variación de los valores constantes.

Al variar el número de moles de una sustancia gaseosa, también varían el volumen, la presión y la temperatura, que pueden ser expresados en diferentes unidades, por lo que se hace necesario establecer las respectivas equivalencias.

a. **Volumen:** debe estar expresado en litros, teniendo las siguientes equivalencias:

1 litro = 1.000 cm³ o 1.000 ml 1 galón = 3,78 litros
1 pinta = 0.47 litros 1 barril = 159 litros

b. **Presión:** debe expresarse en atmósferas, teniendo las siguientes equivalencias.

1 atmósfera	760	mm Hg	Milímetros de una columna de Hg.
1 at. =	76	cm Hg	Centímetros de una columna de Hg.
1 at. =	7,6	dm Hg	Decímetros de una columna de Hg.
1 at. =	0,76	m Hg	Metros de una columna de Hg.
1 at. =	1.000	Mlbgs	Milibares.
1 at. =	1.033	g.(cm ²) ⁻¹	Gramos por cada centímetro cuadrado.
1 at. =	1,033	g.(cm ²) ⁻¹	Kilogramos por cada centímetro cuadrado.
1 at. =	2,27	Lb.(cm ²) ⁻¹	Libras por cada centímetro cuadrado.
1 at. =	14,7	Lb.(pulg ²) ⁻¹	Libras por cada pulgada cuadrada.

Tabla 2. Variación de los valores constantes expresados en diferentes unidades.

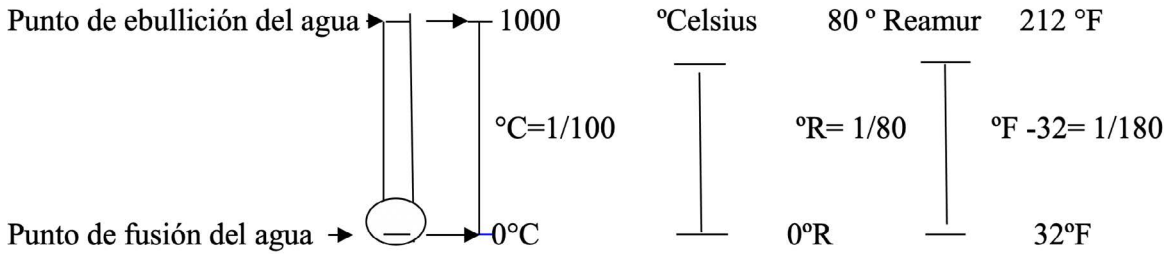
c. **Temperatura:** Debe expresarse en grados Kelvin (°K), que es la escala absoluta de temperatura, siendo sus equivalencias con otras escalas de temperatura, las siguientes:

°K = °C + 273° con grados centígrados °K = $\frac{^{\circ}RK \times 5}{9RK}$ con ° Rankine.

d. **Escala relativa de temperatura:** Son 3 escalas de temperatura íntimamente relacionadas entre sí y son la centígrada o de Celsius, la de Reamur y la Fahrenheit

Estas escalas resultan ser falsas científicamente hablando, puesto que sus respectivos ceros de temperatura (0°) no indican ausencia de calor. Tienen en sus escalas valores inferiores a cero, que tienen por tanto menor cantidad de frío, por lo que resulta que el 0° tiene aún calor.

Las tres escalas toman como referencia, para sus puntos extremos, al punto de ebullición del agua y al punto de fusión del agua, por lo que están íntimamente. La única diferencia entre ellas radica en la división del espacio comprendido entre esos puntos extremos en el termómetro.



Entre estas tres escalas podemos establecer la siguiente igualdad aritmética de la que se pueden obtener sus respectivas equivalencias.

Ejemplo:

$$\frac{^{\circ}C}{400C} = \frac{^{\circ}R}{80R} = \frac{^{\circ}F - 32}{180F} \quad \frac{^{\circ}C}{5C} = \frac{^{\circ}R}{4R} = \frac{^{\circ}F - 32}{9F}$$

$$^{\circ}C = \frac{(^{\circ}F - 32^{\circ}) \times 5C}{9F} ; \quad ^{\circ}C = \frac{^{\circ}R \times 5C}{4F}$$

e. **Escala absoluta de temperatura:** Es la escala de grados kelvin (°K) pues su mínimo valor es el 0° (cero grados kelvin) que indica el máximo frío que puede existir y que por tanto especifica la ausencia absoluta de calor; en la que no hay espacios intermoleculares, ningún cinético y las moléculas ocupan su verdadero espacio.

No hay cantidades menores al 0 °K, es decir no hay valores negativos. Todos indican alguna cantidad de calor; en 0 °K equivale a -273, 16 °K (bajo °C) que no existe en la naturaleza y se lo ha obtenido por experimentación en el laboratorio.

Su relación con la escala de temperatura Celsius o centígrada es:

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

Otra escala absoluta de temperatura es la de Rankine (°RK) que también se inicia con 0° RK que es el máximo frío y que equivale a los 0 °K, con la única diferencia de que se la estableció en relación con los grados Fahrenheit.

$$^{\circ}K = \frac{^{\circ}CK \times 5K}{9RK} \quad ^{\circ}RK = \frac{^{\circ}K \times 9RK}{5K} \quad ^{\circ}RK = ^{\circ}F + 460^{\circ}$$

1.2.4 Experimento de Evangelista Torricelli.

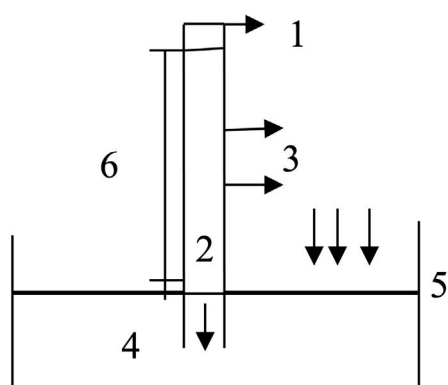
La presión atmosférica es la presión real que ejerce la atmosfera, es decir es el peso del aire que se lo mide con un instrumento llamado Barómetro ideado por Torricelli en 1644 y utilizado por Pascal en 1648 para medir la presión del aire.

Torricelli tomó un elemento circular de material de vidrio con una longitud de 1 metro y con un diámetro de 1 cm respectivamente, que estaba cerrado solo en un extremo, lo llenó completamente con mercurio, tapó momentáneamente y lo invirtió, para así introducir en una cubeta que también estaba llena de mercurio.

Al introducir el tubo en la cuba, inmediatamente observó que el mercurio descendió del tubo, porque su masa fue atraída por la fuerza de la gravedad, pero no bajó el mercurio totalmente, sino que, por el contrario, empezó a ascender por el tubo empujado por la presión que ejercía el aire sobre el mercurio.

Luego se estabilizó la columna de mercurio en el interior del tubo, en una altura que medía 760 mm, dejando en la parte superior un espacio vacío, sin mercurio, llamado "vacío de Torricelli".

Esta columna de mercurio, de 760 mm de altura promedial, recibió el nombre de **1 atmósfera de presión**, en la que se produce un equilibrio entre la presión que ejerce el aire y la presión que realiza la columna de mercurio en el tubo.



1. Vacío de Torricelli (sin mercurio).
2. Presión que ejerce el aire sobre el mercurio
Presión que ejerce la masa del mercurio, al ser atraída por la fuerza de la gravedad.
3. Columna de mercurio de 760 mm de altura = 1 atm.
Se equilibra el peso del aire con el peso del mercurio.
4. Mercurio.
5. Cubeta.
6. Tubo de vacío de 1 m de largo y 1 cm de diámetro.

a.- Variación de la presión atmosférica. La presión atmosférica es la fuerza o peso que ejerce el aire sobre todos los cuerpos, pero no en todas partes de la Tierra existe la misma cantidad de aire, por lo que será diferente el valor de la presión atmosférica.

Al nivel del mar es donde existe mayor cantidad de aire, por lo que la presión atmosférica equivale a 1 atmósfera dada por una columna de 760 mm de mercurio. Pero a medida que se ascienda en altura, la cantidad de aire va disminuyendo, por lo que la presión atmosférica también va disminuyendo y es menor a 760 mm de una columna de mercurio y es lo que sucede en la sierra y es menor todavía en nevados o grandes alturas.

Existe una relación constante entre el aumento de la altura sobre el nivel del mar y la disminución de la presión atmosférica, ya que por cada 10,5 metros que se asciende en altura, la presión atmosférica disminuye en 1 mm en la columna de Hg.

Ejemplos:

La ciudad de Ambato, está a 2.575 metros sobre el nivel del mar (m.s.n.m.).

Calcula su presión atmosférica aproximada.

$$\begin{array}{ccc} 10,5\text{m} & \text{-----} & 1\text{mm disminuye} \\ 2.575,0\text{m} & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = \frac{2.575 \text{ m} \times 1 \text{ mm disminuye}}{10,5 \text{ m}} = 245,23 \text{ mm disminuye}$$

760,00 mm Hg	Presión normal a nivel del mar
-245,23 mm Hg	Disminución de la presión (Mayor altura)
514,77 mm Hg	Presión atmosférica aproximada en Ambato; puede variar con los cambios de la temperatura.

1.2.5 Leyes iniciales de los gases

Entre las condiciones a las que está sujeto un gas, que son: volumen, presión y temperatura, se han establecido las leyes iniciales de los gases que relacionan a dos de estas condiciones variables, mientras que la tercera condición permanece constante.

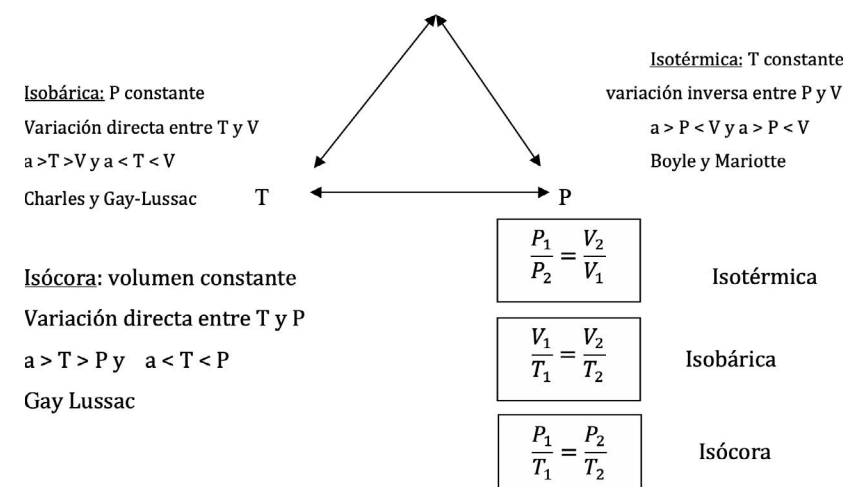
Estas variaciones parciales de las condiciones son 3 y tienen una expresión matemática que representa la relación entre la causa y el efecto, que es la siguiente:

B: es la causa de la variación es un factor independiente.
 $\propto$: es la representación de la relación o de la variación.
 A: es el efecto de la variación es un factor dependiente.

$$A \propto B$$

Estas tres variaciones toman el nombre de acuerdo al término que permanece constante en cada una de ellas: Isotérmica, isobárica e isócora. Según sean la temperatura o la presión o el volumen, que permanezca constante, respectivamente.

Las resumiremos en el siguiente triángulo de probabilidades posibles:



a.- Ley isobárica o ley de. Charles y Gay Lussac**Enunciado:**

“A presión constante, el volumen de un gas varía en relación directa con la temperatura”.

Esta ley significa que cuando la presión permanece constante, a mayor temperatura le corresponde un mayor volumen y, a menor temperatura un menor volumen.

Deducción de la fórmula:

A presión constante, el volumen de un gas varía en relación directa con la temperatura.

V(PK)& T

Si al término independiente se le multiplica por una constante, entonces la variación se transforma en una igualdad. El volumen es igual a una constante variación directa de la temperatura.

V=KT

Al trasponer el término independiente no se obtiene que la relación del volumen sobre la temperatura sea igual a una constante variación.

V/T= K

Al variar la temperatura a una temperatura final, también varía el volumen a un volumen final, pero la relación directa permanece constante.

V₂/T₂=K

Como la relación permanece constante, procedemos a reemplazar sus equivalencias y de acuerdo al axioma, que dice que dos cosas iguales a una tercera son iguales entre sí, nos da la igualdad siguiente:

V₂ * P₂= K

Como la relación permanece constante, la podemos reemplazar con sus equivalencias, ya que dos cosas iguales a una tercera son iguales entre sí, y nos da la siguiente igualdad:

K=K

El volumen inicial sobre la temperatura inicial es igual al volumen final sobre la temperatura final, que es la fórmula de la Ley de Charles y Gay Lussac o ley isobárica, para 1 mol de un gas.

Al trasponer los términos, para colocar en un solo miembro a los volúmenes y en otro miembro a las temperaturas, nos da que el volumen inicial sobre el volumen final es igual a la temperatura inicial sobre la temperatura final, siendo de esta manera otra forma para formular las leyes de Charles y Gay Lussac.

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

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

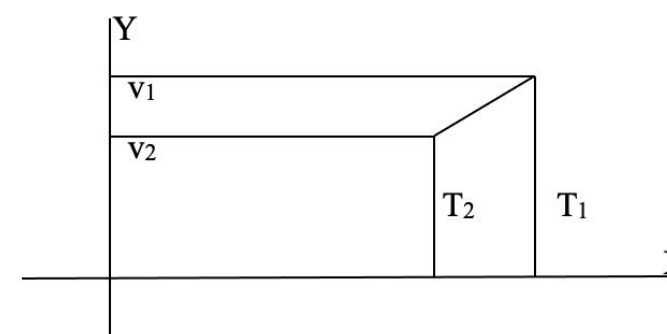
En esta última expresión, podemos observar la relación directa existente, pues en los numeradores están los valores iniciales y, en los denominadores, los valores finales.

Ejemplos:

- Un balón desinflado en la sombra ocupa poco volumen por la poca temperatura, pero al colocarlo bajo la acción directa de los rayos solares, se hincha y aumenta de volumen porque existe mayor temperatura.
- Cuando colocamos agua en una olla de presión y la sometemos a la acción del calor de una cocina, al aumentar la temperatura también aumenta el volumen, impulsando la válvula de seguridad, para dejar escapar el gas que se expande en el medio.
- Si a esta misma olla de presión que estaba muy caliente y que se escapaba el vapor de agua, le sometemos a la acción de un chorro de agua fría, la olla se enfría y el volumen disminuye al disminuir la temperatura interior y deja de escapar el vapor.
- Los recipientes sellados herméticamente (aerosoles, tanques con gas para cocina, tanques con oxígeno o acetileno o hidrógeno, etc.) al ser expuestos a la acción del fuego, aumenta la temperatura interior y por tanto también aumenta su volumen, explotando el envase.

Demostración de la ley isobárica: su relación y su valor constante

A presión constante, se han medido 1.340 mililitros de un gas que se sometió a una temperatura de 80°F que luego varió a -45°R. Calcula el volumen final y demuestra la relación directa y el valor constante de variación.



Cálculo del volumen final:

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

Ecuación de la Ley de Charles y Gay Lussac:

$$V_2 = \frac{V_1 \times T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{1,34 \text{ Lt} \times 216,75 \text{ }^\circ\text{K}}{299,66 \text{ }^\circ\text{K}}$$

$$V_2 = 0,96 \text{ Lts}$$

Demostración de la relación directa:

El $V_1 = 1,34 \text{ Lts}$ —————> DISMINUYE —————> a $V_2 = 0,96 \text{ Lts}$ y
La $T_1 = 299,66 \text{ }^\circ\text{K}$ —————> DISMINUYE —————> a $T_2 = 216,75 \text{ }^\circ\text{K}$

Se demuestra la relación directa, por lo siguiente: El volumen disminuye de 1,34 + Lts a 0,96 Lts, porque la temperatura también ha disminuido de 299,66 °K a 216,75 °K.

A un mayor volumen inicial (1,34 Lts), le corresponde una mayor temperatura inicial (299,66 °K); y, a un menor volumen final (0,96 Lts), le corresponde una menor temperatura final (216,75 °K).

b.- Ley isotérmica o ley de Boyle y Mariotte

Enunciado:

"A temperatura constante, el volumen de un gas varía en relación inversa con la presión".

Esta ley significa que, cuando la temperatura permanece constante, a mayor presión le corresponde un menor volumen; y, a menor presión, un mayor volumen.

V(tk) & 1/P

A temperatura constante, el volumen de un gas varía en relación inversa con la presión.

Si al término independiente se le multiplica por una constante, entonces la variación se transforma en una igualdad. El volumen es igual a una constante variación inversa de la presión.

V=K 1/P

Al trasponer el término independiente, (P) nos da la igualdad donde el producto del volumen por la presión es igual a una constante "variación".

V*P=K

Al variar la presión se obtendrá una presión final, pero también variará el volumen para obtenerse un volumen final, pero la relación inversa se mantendrá constante.

V₁ * P₁ = K

Como la relación permanece constante, la podemos reemplazar con sus equivalencias, ya que dos cosas iguales a una tercera son iguales entre sí, y nos da la siguiente igualdad:

K=K

El volumen inicial por la presión inicial, es igual al volumen final por la presión final, que es la fórmula de la ley de Boyle y Mariotte o ley isotérmica, para 1 mol de sustancia gaseosa.

V₁ * P₁ = V₂ * P₂

Al trasponer los términos, para colocar en un solo miembro a los volúmenes y en el otro miembro a las presiones, nos da que el volumen inicial sobre el volumen final es igual a la presión final sobre la presión inicial, que es otra forma de expresar la ley de Boyle y Mariotte.

En esta última igualdad, nos damos cuenta que es relación inversa porque en los numeradores hay valores inicial y final y en los denominadores hay valores final e inicial.

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

Ejemplos:

- En los neumáticos de los vehículos existe una mayor presión que permite que el aire ocupe un menor volumen, que endurece a los neumáticos, pero al oprimir la válvula, el gas escapa y ocupa un mayor volumen, debido a que en el exterior existe menor presión.
- En los cilindros que contienen gas para cocina, se halla el gas licuado por la inmensa presión que está soportando, obteniéndose un menor volumen del gas, pero al oprimir la válvula, el gas escapa y ocupa un mayor volumen por la menor presión que existe en el medio ambiente.
- Igual explicación se da para los cilindros que contienen gases comprimidos, como oxígeno, hidrógeno, acetileno, aerosoles, etc.

Demostración de la ley isotérmica: su relación y su valor constante.

A temperatura constante, se han medido 350 mililitros de un gas a 2,68 Kg/cm² de presión, que luego varió a 8,17 m Hg. Calcula el volumen final y demuestra la relación inversa y el valor constante de variación

Datos:

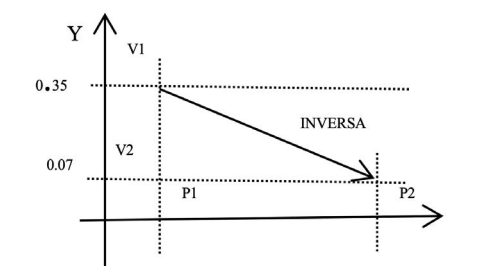
$$V_1 = 350 \text{ ml} * 1\text{lt}/1000\text{ml} = 0,35 \text{ lt}$$

$$P_1 = 2.68 \text{ kg. (cm}^2\text{)}^{-1} \frac{1\text{atm}}{1,033\text{kg.(cm}^2\text{)}^{-1}} = 2.59 \text{ atm}$$

$$P_2 = 8.17 \text{ m} * \text{Hg} \times \frac{1\text{atm}}{0.76\text{mt.Hg}} = 10,75 \text{ atm}$$

$$V_2 = x$$

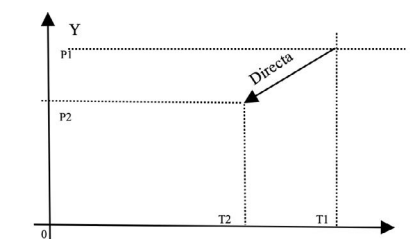
$$T = K$$



Cálculo del volumen final:

$$V_1 \times P_1 = V_2 \times P_2 \text{ Ecuación de la ley de Boyle y Mariotte}$$

$$V_2 = \frac{V_1 \times P_1}{P_2} = \frac{0,35 \text{ lts} \times 2,59 \text{ atm}}{10,75 \text{ atm}} = 0,084 \text{ lts}$$



Comprobación de la relación inversa:

$$\text{El } V_1 = 0,35 \text{ lts} \longrightarrow \text{DISMINUYE a} \longrightarrow V_2 = 0,084 \text{ lts} \text{ y}$$

$$\text{La } P_1 = 2,59 \text{ atm} \longrightarrow \text{AUMENTA a} \longrightarrow P_2 = 10,75 \text{ atm}$$

Se demuestra la relación inversa por lo siguiente:

- El volumen disminuye de 0,35 lts a 0,084 lts, porque la presión ha aumentado de 2,59 atm a 10,75 atm.
- A un mayor volumen inicial (0,35 lts) le corresponde una menor presión inicial (2,59 atm) y, a un menor volumen final (0,084 lts) le corresponde una mayor presión final (10,75 atm).

Comprobación del valor constante de variación inversa:

$$\begin{array}{ccccccc} V_1 & \times & P_1 & = & V_2 & \times & P_2 \\ 0,35 \text{ lts} & \times & 2,59 \text{ atm} & = & 0,084 \text{ lts} & \times & 10,75 \text{ atm} \\ 0,906 \text{ lts.atm} & & & = & 0,906 \text{ lts.atm} & & \end{array} \quad \text{Al remplazar nos da:}$$

Valor constante de variación

c.- Ley isócora o Ley de Gay Lussac.

Enunciado:

“A volumen constante, la presión varía en relación directa con la temperatura”.

Esto significa que cuando el volumen permanece constante (isócora), a mayor presión le corresponde una mayor temperatura; y, a menor presión, menor temperatura.

Deducción de la fórmula:

A volumen constante, la presión está en relación directa con la temperatura.

$$P(VK) \propto T$$

$$P = K T$$

Si al término independiente se le multiplica por una constante, entonces la variación se transforma en la igualdad; entonces la presión es igual a una constante variación,

$$\frac{P}{T} = K$$

Al transponer el término independiente (T), nos da la igualdad que dice: La relación de la presión sobre la temperatura es igual a una constante; es decir, una variación directa.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = K$$

Si la presión varía, se obtendrá la presión final; por tanto, la temperatura también variará y se obtendrá la temperatura final, pero se mantendrá la variación constante directa.

$$K = K$$

Como la relación permanece constante, podemos reemplazar por sus equivalentes, ya que dos cosas iguales a una tercera son iguales entre sí; y nos da la siguiente igualdad.

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

La presión inicial, sobre la temperatura inicial, es igual a la presión final, sobre temperatura final. Esta es la fórmula de la ley de Gay Lussac o ley de isócor para 1 mol de sustancia gaseosa.

Al trasponer los términos, para colocar en un solo miembro a las presiones y en el otro miembro a las temperaturas, nos da la igualdad que dice que la presión inicial, sobre presión final, es igual a la temperatura inicial sobre temperatura final, que es otra forma de Expresar la ley de Gay Lussac.

$$P_1 = T_1$$

Esta última igualdad demuestra la relación directa, porque en los numeradores están los valores iniciales y en los denominadores están los valores finales.

$$P_2 = T_2$$

Ejemplos:

- En la región territorial de la costa ecuatoriana, por haber mayor presión existe una mayor temperatura, mientras que en la región de la sierra ecuatorial por haber menor presión existe una menor temperatura.
- En locales cerrados y con mucha gente, existe una mayor temperatura que provoca una mayor presión, pero al salir a la intemperie, existe una menor presión y una menor temperatura (ejemplos: bailes, salas cine conferencias, teatros, cines).
- Los cilindros metálicos, herméticamente cerrados, contienen a la temperatura ambiente gases (oxígeno, hidrógeno, acetileno, aerosoles, etc.). A elevadas presiones, pero al ser calentados, se eleva la temperatura interior que provoca un aumento de presión interior, que termina con la explosión. temperatura interior que provoca un aumento de presión interior, que termina con la explosión.

Demostración de la ley isotérmica: su relación y su valor constante.

Si el volumen permanece constante, 1.220 milibares de presión provocan una temperatura de 625° Rankine, que luego varió a 120° Fahrenheit. Calcula la presión final y demuestra la relación directa y el valor constante de la variación.

Datos:

$$P_1 = 1.220 \text{ mlbs} \times \frac{1 \text{ atm}}{1.000 \text{ mlbs}} = 1,22 \text{ atm}$$

$$T_1 = 625^\circ \text{RK} \times \frac{5 \text{ K}}{9 \text{ RK}} = 347,22^\circ \text{K}$$

$$T_2 = \frac{(120^\circ \text{F} - 32^\circ) \times 5^\circ \text{C}}{9^\circ \text{F}} = 48,88^\circ + 273^\circ = 321,88^\circ \text{K}$$

$$P_2 = x$$

$$\text{Cálculo de la presión final: } \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \text{ Ecuación de la ley de Gay Lussac}$$

$$P_2 = \frac{P_1 \times T_2}{T_1} = \frac{1,22 \text{ atm} \times 321,88^\circ \text{K}}{347,22^\circ \text{K}} = 1,13 \text{ atm}$$

Demostración de la relación directa:

$$\begin{array}{lcl} \text{La } P_1 = 1,22 \text{ atm} & \longrightarrow & \text{DISMINUYE a } P_2 = 1,13 \text{ atm y} \\ \text{La } T_1 = 347,22^\circ \text{K} & \longrightarrow & \text{DISMINUYE a } T_2 = 321,88^\circ \text{K} \end{array}$$

Se demuestra la relación directa, por lo siguiente:

- La presión disminuye de 1,22 atm a 1,13 atm porque la temperatura también ha disminuido de 347,22 °K a 321,88 °K.
- A una mayor presión inicial (1,22 atm) le corresponde una mayor temperatura inicial (347,22°K); y a una menor presión final (1,13 atm), le corresponde también una menor temperatura final (321,88°K).

Comprobación del valor constante de variación directa.

$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ Reemplazando nos da: $\frac{1,22atm}{347,22^{\circ}K} = \frac{1,13atm}{321,88^{\circ}K}$

$0,0035atm.^{\circ}K = 0,0035atm.^{\circ}K$

Valor constante de variación

Nota:

Generalizarán problemas de aplicación de las leyes iniciales, de los gases, combinados con la ley de Avogadro y con relaciones estequiométricas. También se realizarán cálculos de V2, P2 o T2 en diferentes unidades.

1.2.6. Ley combinada de los gases: variación simultánea de V, P y T.

a.- Concepto:

Esta ley relaciona al mismo tiempo las tres variables a las que se sujeta todo gas y que son: el volumen, la presión y la temperatura; de ahí su nombre de ley combinada de los gases.
Esta ley es más completa que las leyes iniciales de los gases, pues considera al mismo tiempo las 3 variables.

b.- Deducción de la fórmula:

Para obtener la fórmula de la ley combinada de los gases, tomamos como punto de partida las fórmulas de las leyes de Charles, Gay Lussac y Boyle-Mariotte; trasponemos los volúmenes a un solo miembro de la ecuación y las temperaturas al otro miembro y visceversamente (Charles y Gay Lussac),(Boyle y Mariotte).

En las dos igualdades existe un término común, que es el volumen inicial sobre el volumen final. De acuerdo con el axioma (que dice que dos cosas iguales a una tercera son iguales entre sí), se puede remplazar en el segundo miembro, de la anterior igualdad, por las equivalencias de presión y temperatura.

Trasponemos los términos, de tal forma que, en el primer miembro de la ecuación, se coloquen los valores iniciales de V, P y T; y, en el segundo miembro, se coloquen los valores finales de V, P y T. nos da:

V ₁	V ₂	(Ch)
T ₁	T ₂	(GL)
V ₁ * P	V ₂ * P ₂	B y M
V ₁	T ₁	Ch y GL
V ₂	T ₂	Ch y GL
V ₁	P ₂	B y M
V ₂	P ₁	B y M
V ₁	V ₁	
V ₂	V ₂	
V ₁	P ₂	T ₁
V ₂	P ₁	T ₁
V ₁	P ₁ = V ₂ * P ₂	T ₂
T ₁		T ₂

Tabla 3. Ley Combinada De Los Gases: Variación simultánea de V, P y T.

Esta es la fórmula de la ley combinada de los gases que se leerá así: El volumen inicial por la presión inicial, sobre la temperatura inicial, es igual al volumen final por la presión final y sobre la temperatura final, para 1 mol de un gas.

c.- Problema de aplicación:

Se han medido 780 mililitros de anhídrido carbónico, a 120° Fahrenheit de temperatura, y 6,85 Kg x (cm²)⁻¹ de presión; pero luego las condiciones variaron a 611° Ranking de temperatura y 8,05 metros de mercurio de presión.

Calcula el volumen final y la masa que contendrá 780 ml de CO₂ y 6,85kg. (cm²)⁻¹ a temperatura y presión normales (TPN).

Datos:

$$V_1 = 780 \text{ ml CO}_2 \times \frac{1 \text{ lt}}{1,000 \text{ ml}} = 0,78 \text{ lt CO}_2$$

$$P_1 = 6,85 \text{ Kg. (cm}^2\text{)}^{-1} \times \frac{1 \text{ atm}}{1,03315 \text{ kg} \times (\text{cm}^2)^{-1}} = 6,63 \text{ atm}$$

$$T_1 = \frac{(1 \text{ atm} \cdot 120^\circ \text{F} - 32^\circ) \times 5^\circ \text{C}}{9^\circ \text{F}} = 48,88^\circ \text{C} + 273 = 321,88^\circ \text{K}$$

$$P_2 = 8,05 \text{ mHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{0,76 \text{ mHg}} = 10,59 \text{ atm}$$

$$T_2 = \frac{6,14^\circ \text{RK} \times 5^\circ \text{K}}{9^\circ \text{K}} = 341,11^\circ \text{K} =$$

$$V_2 = x$$

$$G = x$$

$$\begin{aligned} \frac{V_1 \cdot P_1}{T_1} &= \frac{V_2 \cdot P_2}{T_2} \\ \frac{V_1 \cdot P_1}{T_1} &= \frac{22,4136 \text{ lts. mol } 273^\circ \text{K}}{273^\circ \text{K}} \\ \frac{V_1 \cdot P_1}{T_1} &= 0,0821 \text{ lts. atm. mol(g). }^\circ \text{K} \\ \frac{V_1 \cdot P_1}{T_1} &= R \\ \frac{V_1 \cdot P_1}{T_1} &= nR \text{ o } VP = nRT \\ n &= \frac{g}{M} \\ \frac{V_1 \cdot P_1}{T_1} &= \frac{g}{M} \cdot R \\ V_1 \cdot P_1 &= \frac{g \cdot R \cdot T_1}{M} \\ P_1 &= \frac{g \cdot R \cdot T_1}{V_1 \cdot M} \\ d &= \frac{g}{V} \\ p &= \frac{g \cdot R \cdot T}{M} \end{aligned}$$

1.2.7. Ecuación de Estado de los Gases.

Variación simultánea de volumen, presión, temperatura masa del gas. Esta ley relaciona al mismo tiempo las tres variables ahí en a las que está condicionado el comportamiento de un gas, que son: volumen, presión y la temperatura y de ahí su nombre de ley combinada de los gases. Esta ley es más completa que todas las anteriores, pues torna en consideración la cantidad de masa del gas que interviene (gramos), a más de las otras 3 variables ya consideradas anteriormente (volumen, presión y temperatura).

Deducción de la fórmula: Para deducir la fórmula de la ecuación de estado de los gases, se toma como punto inicial, la fórmula de la ley combinada de los gases. En el segundo miembro de esta igualdad, reemplazamos sus términos por sus respectivos valores de equivalencia del volumen, presión y temperatura, determinados por la ley de Avogadro y Ampere.

Realizamos las operaciones indicadas en el segundo miembro y nos da un valor constante de este valor matemático obtenido, es una constante - que se lo representa con la letra R y especifica el valor constante de variación de energía para una mol de sustancia gaseosa a condiciones normales de presión y temperatura (TPN).

Como R es un valor constante para 1 mol del gas, pero pueden intervenir más de 1 mol o menos de 1 mol, es necesario introducir en la ecuación el término n para especificar el número de moles de la sustancia gaseosa que interviene.

El número de moles (n) se obtiene dividiendo la cantidad de masa del gas (gramos) para su respectiva mol (M), y reemplazando en la ecuación, nos da la igualdad siguiente:

- Trasponemos a la temperatura (T) del primer miembro al segundo miembro, con lo que se obtiene la fórmula de la ecuación de estado de los gases:
- Esta ecuación se lee así: El volumen por la presión es igual a la masa del gas, por la constante de los gases y por la temperatura, dividida para el mol de sustancias gaseosas.
- Trasponemos al volumen (V) del primer miembro al segundo miembro, nos da la igualdad
- Como la densidad (d) se la obtiene al dividir la masa (g) para el volumen que ocupa (V) nos da como resultado la fórmula de la ecuación de estado de los gases en función de la densidad del gas.
- Se lee así: presión es igual a la densidad por la constante de los gases por la temperatura, dividido para el mol de la sustancia gaseosa.

De las relaciones establecidas, se puede despejar cualquier término para resolver problemas de aplicación y se puede combinar con problemas estequiométricos.

Problema de aplicación

Se han medido 8.500 mililitros de anhídrido fosfórico, a 12,1 decímetros de una columna de mercurio y 120° Reamur de temperatura. Calcula la masa del anhídrido.

Datos:

$$V_1 = 8.500 \text{ ml P}_2\text{O}_5 \times \frac{1 \text{ lts}}{1,000 \text{ ml}} = 0,85 \text{ lts P}_2\text{O}_5$$

$$P_1 = 12,14 \text{ dm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{7,6 \text{ dmHg}} = 1,99 \text{ atm}$$

$$T_1 = \frac{120^\circ \text{RK} \times 5^\circ \text{C}}{4^\circ \text{RK}} = 150^\circ \text{C} + 273^\circ = 423^\circ \text{K}$$

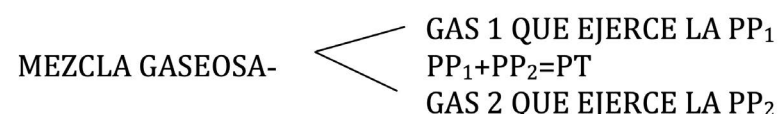
$$R = 0,0821 \text{ lts.atm/mol }^\circ \text{K}$$

$$M = 142 \text{ g. mol P}_2\text{O}_5$$

1.2.8. Ley de Dalton o ley de las Presiones Parciales de los Gases.

a.- Enunciado: “En una mezcla gaseosa, cada gas ejerce una presión parcial e independiente de los otros gases”. Esta ley hace referencia a las mezclas gaseosas; cuando existen dos o más gases en un mismo recipiente, cada uno de los gases ejercerá una presión parcial (PP) e independiente de los otros gases contenidos. Podemos deducir que la presión total (PT) de la mezcla será igual a la suma de las presiones parciales.

Ejemplos:



b.- Aplicación: Se aplica la ley de Dalton, cuando se recogen sustancias gaseosas impuras, ya sea porque están mezcladas con otros gases o porque están en un ambiente húmedo, es decir, con la presencia de vapor de agua.

En éste último caso, existen dos gases, el vapor de agua y el gas recogido en ese ambiente, formando una mezcla gaseosa, en la que cada uno de los gases ejercerá su presión específica e independiente del otro.

c.- Fórmula de la ley de Dalton:

La presión parcial que ejerce el gas 1 más la presión parcial que ejerce el gas 2 es igual a la presión total.

La presión parcial del agua más la presión parcial del gas recogido, es igual a la presión total.

La presión parcial que ejerce el vapor de agua, son valores fijos para cada grado centígrado de temperatura. Especificados en una tabla de valores constantes.

$$\begin{aligned} \text{PP}_1 + \text{PP}_2 &= \text{PT} \\ \text{PP H}_2\text{O} + \text{PP GAS} &= \text{PT} \end{aligned}$$

Conocida la presión parcial, que ejerce un gas recogido en ambiente húmedo, se puede calcular fácilmente la presión total, al sumar con la presión parcial del vapor de agua, a una temperatura determinada. Dada una temperatura, que no coincida con los valores establecidos en la tabla de valores constante, la presión parcial del vapor de agua se puede calcular intercalando; es decir, promediando entre las presiones que corresponden a las temperaturas entre las que se halla la temperatura dada.

Si se da el porcentaje del vapor de agua, habrá que realizar una regla de 3 simple, en la que la presión inicial será el 100%.

t

-Problema 1

A 60°C se ha recogido anhídrido carbónico en ambiente húmedo. Calcula la presión total de la mezcla gaseosa a esa temperatura, cuando el gas carbónico provoca una presión parcial de 1480,45 mm hg.

PP H₂O a 60°C = 149,38 mm Hg (tabla de valores)

PP CO₂ = 1.480,45 mm Hg

PP H₂O = 149,38 mmHg = 1,629,83 mmHg

e.- Ley de Dalton en relación a las moles

Enunciado:

“En una mezcla gaseosa, las presiones que ejerce cada gas, son directamente proporcionales al número de moles de cada componente”.

Esto significa que a mayor número de moles que tenga un gas, provocará una mayor presión parcial que los otros componentes de la mezcla gaseosa que tengan menor número de moles. Para resolver problemas de este tipo, debemos recordar que: La suma de presiones parciales es igual a la presión total y, que la suma de los moles parciales es igual a los moles totales.

1.2.9. Ley de Graham o ley de la Difusión Gaseosa.

Difusión gaseosa:

La difusión es la propiedad que tienen los gases para expandirse o dispersarse en el medio ambiente, ocupando el mayor espacio posible y llenando toda oquedad. Esto se debe al gran cinetismo molecular que tienen las moléculas de la sustancia gaseosa, debido a la gran cantidad de calor asociado a su materia, que ocasiona grandes espacios intermoleculares e intensos choques entre las moléculas, lo que explica la difusión gaseosa. Esto está contenido y explicado en la Teoría Cinética Molecular.

Podemos observar ejemplos de difusión gaseosa en los perfumes, líquidos volátiles, cetona, alcohol, plantas medicinales, emanaciones gaseosas volcánicas, olores de frutas y flores, olores de los alimentos, materias en descomposición, emanaciones gaseosas orgánicas, emanaciones olorosas de las personas, animales, vegetales, sustancias químicas, etc.

Gracias a la difusión gaseosa se pueden reconocer a las sustancias, a los alimentos, se difunden los insecticidas, desodorantes ambientales, químicos, etc.

“La velocidad de difusión de dos gases está en relación inversa con la raíz cuadrada de sus densidades”.

Esta ley significa que si se comparan dos gases por su mayor o menor velocidad que tienen para difundirse en el ambiente, la mayor velocidad de difusión la tendrá el gas que sea menos denso, ya que puede moverse más fácilmente, contienen menor cantidad de masa y son más livianos.

Si se desconocen las densidades, se pueden calcular las velocidades de difusión de los gases, utilizando las respectivas moles y, de igual manera, la mayor velocidad de difusión lo tendrá el gas de menor mol.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{d_2}}{\sqrt{d_1}} \quad \frac{V_2}{V_1} = \frac{\sqrt{d_1}}{\sqrt{d_2}} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}} \quad \frac{V_2}{V_1} = \frac{\sqrt{M_1}}{\sqrt{M_2}}$$

V_1 = velocidad de difusión del gas 1
 V_2 = velocidad de difusión del gas 2

d_1 = densidad del gas 1
 d_2 = densidad del gas 2

M_1 = g.mol – 1 del gas 1
 M_2 = g.mol 1 del gas 2

Problema de aplicación:

Calcula la velocidad de difusión de los gases si el metano tiene una densidad de 0,558 g/cc y del oxígeno que tiene una densidad de 1,105 g/cc.

CH₄: d = 0,558g/cc menor densidad y por tanto mayor velocidad de difusión.

O₂: d = 1,105 g/cc mayor densidad por tanto menor velocidad de difusión.

$$\frac{V_{CH_4}}{V_{O_2}} = \frac{\sqrt{d_{O_2}}}{\sqrt{d_{CH_4}}}$$

$$V_{CH_4} = 1,40$$

Mayor velocidad de difusión
por menor densidad.

$$V_{O_2} = 0,71$$

Menor velocidad de difusión
por mayor densidad.

Si resolvemos el mismo problema, pero no con las densidades sino con los moles del oxígeno molecular y del metano, tendremos lo siguiente:

CH₄: M = 16 g/mol Menor mol y por tanto mayor velocidad de difusión
O₂: M = 32 g/mol Mayor mol y por tanto menor velocidad de difusión.

Igual resultado se obtiene si realiza el cálculo respectivo tomando en cuenta la densidad obtenida al dividir el mol del gas metano para el volumen constante de todo mol (22,4 lts/mol) y la densidad obtenida al dividir el mol del gas oxígeno para el volumen constante de todo mol (22,4 lts/mol).

1.2.10. Ecuación de Van der Waals.

a.- Clases de gases: Por su comportamiento ante las leyes establecidas, existen dos clases de gases que son: los gases ideales y los gases reales.

Gases ideales: Son los gases perfectos, pues cumplen exactamente con todas las leyes establecidas. Son gases hipotéticos, pues no existen en la Naturaleza y, únicamente el H y el He se acercan al comportamiento ideal, debido a que tienen una mínima densidad. Cumplen la ley: $VP = nRT$ exactamente.

Gases reales: Son los gases imperfectos, pues no cumplen con exactitud con las leyes establecidas, pues sufren una desviación en su comportamiento normal, debido a la acción de la presión y temperatura ambientales, que hace que varíe el volumen y las fuerzas de atracción intermolecular; son los gases que existen en la Naturaleza y son todos los conocidos.

b.- Ecuación de Van der Waals.

El físico holandés Johannes Diderick Van der Waals, en el año de 1873, propuso una ecuación para explicar las condiciones en las que un gas real se acercaría al comportamiento ideal y es la siguiente:

P = presión mínima a la que debe someterse el gas.

A = valor constante de atracción intermolecular, específico para cada gas.

V = máximo volumen que puede ocupar el gas.

v = volumen del gas: volumen de las moléculas + volumen intermolecular.

b = volumen, que es el volumen propio de las moléculas; es mínimo.

R = valor constante de variación de energía para 1 mol de sustancia gaseosa a 1 atm de presión y 273°K; y, que equivale a 0,0821 lts.atm/mol.°K

T = Temperatura máxima a la que debe someterse el gas.

Cuando un gas está sujeto a las máximas temperaturas ocupará un máximo volumen (Ley de Charles y Gay Lussac) y, cuando está sujeto el gas a las mínimas presiones también ocupará un máximo volumen (Ley de Boyle y Mariotte). Es entonces que las moléculas del gas se separarán mucho. Se ampliará el espacio intermolecular, alcanzando el máximo volumen posible.

En esas condiciones, las fuerzas de atracción intermolecular se anulan, porque las moléculas están muy separadas y no pueden atraerse de unas a otras. Entonces, cada molécula del gas real actúa independientemente de las otras, sin ninguna perturbación y podrá cumplir con las leyes establecidas, acercándose su comportamiento a lo ideal y normal.

Se cumple con la ley de Charles y Gay Lussac y con la ley de Boyle-Mariotte, pero no se cumple con la ley de Gay Lussac (relación directa entre P y T). De acuerdo con esto, el gas debería estar sujeto a las máximas temperaturas y mínimas presiones; es decir, establecerse una relación inversa entre temperatura y presión, lo cual es falso, ya que la ley de Gay Lussac establece una relación directa entre ellos. Únicamente fuera de nuestra atmósfera pueden darse esas condiciones contradictorias, pues al acercarse al sol tendría mayor temperatura y por haber ausencia de aire no existiría la presión atmosférica.

1.3. Estado líquido**1.3.1. Características generales.**

- a. Calor asociado:** los líquidos tienen mayor cantidad de calor asociado a sus moléculas que en el sólido, pero menor cantidad de calor que en el gaseoso, lo que le permite tener cierta cantidad de espacios intermoleculares, que le permite que sus moléculas se muevan y puedan chocar unas con otras y, la cohesión molecular está en equilibrio con la repulsión molecular.
- b. Forma:** no tienen una forma definida, pues adoptan la del recipiente que los contiene, y que sus resbalan o chorrean unas sobre otras. Sistema de vasos comunicante.
- c. Volumen:** tienen un volumen definido y puede ser medido en ese momento, ya que el líquido puede evaporarse al ser volátil o variar la temperatura, también variará el volumen (Charles-Gay Lussac). En relación directa.
- d. Compresión:** los líquidos pueden ser comprimidos, pero muy poco, debido a que tienen pocos espacios intermoleculares.
- e. Ruptura:** los líquidos pueden ser rotos fácilmente, debido a la poca cohesión molecular, que permite la penetración de cuerpos en su seno o que puedan ser travesados de un recipiente a otro y en cualquier cantidad.
- f. Difusión:** Un líquido puede difundirse en otro, siempre y cuando sea miscible entre sí, es decir pueda mezclarse uno en otro y esta difusión se facilita cuando son menos densos.
- g. Densidad:** los líquidos tienen una mayor densidad que los gases, pero menos que los sólidos; sin embargo, cada líquido presenta un valor constante e inalterable de densidad, siendo el agua la unidad de densidad de los líquidos.

h. Dilatación: los líquidos con el aumento de la temperatura se dilatan, es decir ocupan un mayor volumen y su densidad disminuye.

i. Vaporización: los líquidos pueden pasar al estado gaseoso, con una temperatura y presión específicas para cada líquido.

Ejemplo:

Alcohol etílico	→	78,4 °C
Agua	→	100 °C

Un líquido se evapora cuando alcanza su punto de ebullición y entonces la presión de vapor del líquido se iguala con la presión atmosférica del medio.

j. Solidificación: los líquidos pueden pasar al estado sólido, con una temperatura y presión específicas para cada líquido (valores críticos).

Ejemplos:

benceno.	→	5,5 °C
Fenol	→	40,9 °C

k. Presión: todo líquido ejerce presión sobre el fondo y hacia los lados del recipiente que los contiene, que se comprueba cuando existe un agujero en el fondo o en las paredes de un recipiente, por donde sale el líquido por la presión que ejerce.

l. Entropía: los líquidos tienen menor entropía que los gases, por lo que sus moléculas tienen menos desorden en los gases, debido a los pocos espacios intermoleculares, poco cinetismo y pocos choques intermoleculares.

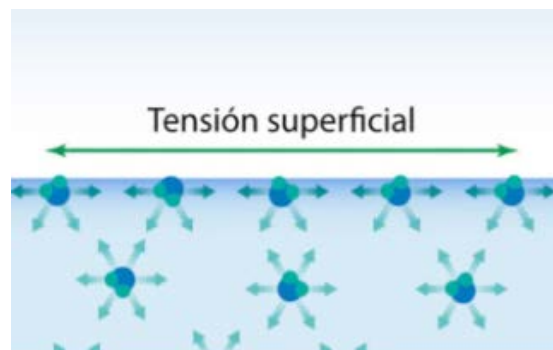
m. Ejemplos: gasolina, alcohol, etílico, benceno, cetona, agua, licores, queroseno, vino, jugos, sudor, cerveza, leche, ácido sulfúrico y ácido nítrico, etc.

1.3.2. Tensión superficial

La tensión superficial es una película invisible que se produce en la superficie de todo líquido, debido a la atracción intermolecular de las moléculas superficiales del líquido, que, al ser atraídas hacia el seno del líquido, permite que se unan unas con otras, volviéndose tensa la capa superficial.

Figura 2. Moléculas superficiales muy juntas, al ser atraídas hacia el seno del líquido.

Elaborada por: Brown, T. (2008). Química, la ciencia central. Naucalpan de Juárez, México: Pearson Educación de México, 2023.



Dentro de la Termodinámica, la tensión superficial se la conoce como la tendencia del líquido a disminuir su superficie, la cual se vuelve tensa. La tensión superficial es la responsable de que:

- Los líquidos ofrezcan cierta resistencia a la ruptura.
- Los insectos puedan posarse y caminar sobre las superficies líquidas.
- La forma esférica de las gotas de mercurio.
- La forma esférica de las gotas de un líquido al salir del gotero o de la pipeta.
- La flotación de agujas o láminas metálicas en la superficie del agua.
- La forma esférica de las pompas de jabón.
- Los líquidos no se gasifiquen rápidamente, al impedir la salida de las moléculas desde el interior del líquido.
- Impide la entrada de sustancias desde el exterior.

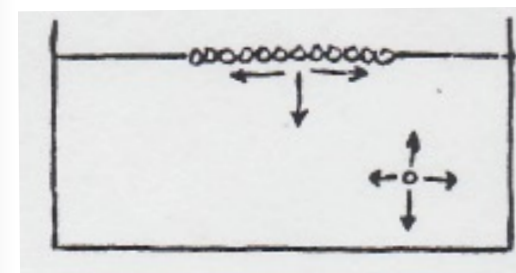
a.- Causa de la tensión superficial:

Una de las causas para que se produzca este fenómeno son las fuerzas de atracción intermolecular.

Dentro del líquido, alrededor de cada molécula existen atracciones intermoleculares casi simétricas, pues son atraídas por todos los lados; es decir, existe un equilibrio de fuerzas de atracción entre todas las moléculas.

Pero en la superficie del líquido, las moléculas son atraídas por las moléculas laterales y por las del interior, experimentando una atracción asimétrica, que tiende a atraer a esas moléculas superficiales hacia el seno del líquido.

Al ser atraídas las moléculas superficiales hacia el interior, se juntan unas con otras muy íntimamente, por lo que la superficie del líquido se vuelve tensa y se comporta como una membrana invisible que rodea al conjunto líquido.



Atracción intermolecular asimétrica.

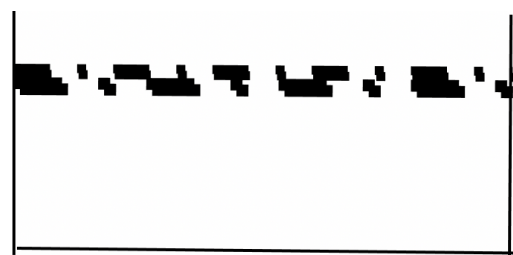
Atracción intermolecular simétrica.

Figura 3. Atracción Intermolecular

Elaborada por: Brown, T. (2008). Química, la ciencia central. Naucalpan de Juárez, México: Pearson Educación de México, 2023

b.- Variación de la tensión superficial:

- Todo líquido tiene una tensión superficial característica y específica para cada uno de ellos; es decir, difiere de un líquido a otro.
- Se lo mide con el tensiómetro, por el peso de la gota y por el ascenso capilar.
- La tensión superficial varía con la temperatura, pues al disminuir la temperatura aumenta la tensión superficial; y, con el aumento de la temperatura, disminuye la tensión superficial; y, la tensión superficial se anula cuando el líquido hierve, lo que permite la gasificación del líquido y la salida de partículas de su seno. Es decir, hay relación inversa entre la temperatura y la tensión superficial.
- La tensión superficial varía en relación directa con la cantidad de soluto, pues a mayor cantidad de soluto, habrá mayor tensión superficial; y viceversa.
- Esto se debe a que en la superficie de la solución existen tanto en micropartículas del soluto como del disolvente en mayor concentración que en el resto del líquido, que se define como absorción superficial positiva, ocasionada por la formación de una red cristalina, que aumenta la cohesión molecular superficial y la película se vuelve más tensa. Este fenómeno se presenta en agua jabonosa, agua azucarada, leche, caldos, gelatinas, flan, jugos, aguas estancadas, etc.



Partículas del soluto + partículas de solvente.

Figura 4. Partículas en una solución.

Cuando existe una: mayor tensión superficial, el líquido tiende a disminuir su poder de evaporación; y, viceversa.

La tensión superficial está en relación directa con la densidad, pues a mayor densidad le corresponde una mayor tensión superficial; y, a menor densidad (fluido) le corresponde una menor tensión superficial.

Por ejemplo: la miel, mermeladas, esencia de café, son más densos que el agua o que el alcohol.

El hecho de que los líquidos difieran en su tensión superficial, trae como consecuencia fenómeno muy íntimamente relacionado a ellas, así:

Los líquidos de menor tensión superficial mojan las paredes del recipiente, se adhieren a él y forman un menisco cóncavo; ascienden por el tubo capilar por encima del nivel del líquido situado fuera del capilar. Por ejemplo: agua, alcohol, etc.

Los líquidos de mayor tensión superficial no mojan las paredes del recipiente, no se adhieren a él y forman un tubo convexo; ascienden por un tubo capilar, pero quedan situados por debajo del nivel externo del líquido, por ejemplo: mercurio.

**Figura 5.** Líquidos de mayor tensión superficial

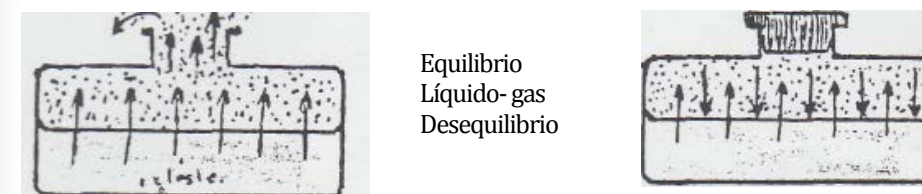
Elaborado por: Química, Materia y Cambio. México: McGraw-Hill. Enciclopedia de Conocimientos Fundamentales. UNAM- Siglo XXI. (2010).

1.3.3. Presión de vapor:

La presión de vapor es el estado de equilibrio en el cual, el número de moléculas que dejan el líquido (gases), es igual al número de moléculas que vuelven a él (licuan), en cualquier unidad de tiempo, a una temperatura determinada y en recipiente herméticamente cerrado.

Las moléculas que escapan no pueden difundirse indefinidamente si un líquido llena parcialmente un recipiente sellado; en cambio, se juntan en el espacio vacío sobre el líquido, hasta producir una presión determinada, que se denomina presión de vapor (fuerza que ejercen las moléculas gaseosas).

Cuando las moléculas de vapor chocan contra la superficie del líquido, penetran en él y quedan retenidas por la acción de las intensas fuerzas atractivas ejercidas por las moléculas líquidas de la superficie muy próximas (tensión superficial), consiste en que el vapor se condensa y pasa al estado líquido. Pero, cuando el líquido está en un recipiente abierto, las moléculas del vapor se difunden hacia la atmósfera, en forma limitada y muy pocas vuelven al estado líquido, porque la velocidad de condensación es muy pequeña comparada con la velocidad de vaporización que es muy grande y el líquido termina por evaporarse totalmente.

**Figura 6.** Equilibrio de gas

Elaborado por: Química, Materia y Cambio. México: McGraw-Hill. Enciclopedia de Conocimientos Fundamentales. UNAM- Siglo XXI. (2010).

La presión de vapor es una de las características de todo líquido que se manifiesta en la tendencia a volverse gas o vapor (volatilizarse) a la presión y temperatura ambientales en forma espontánea.

Ejemplos: naftalina, benceno, éter, alcohol, gasolina, ácido benzoico, ácido nítrico, agua, desodorantes ambientales, cetona, tiñe, sulfuro de carbono, tetracloruro de carbono, formol, naftaleno, amoníaco, etc. Pueden gasificarse en forma espontánea y se debe a que parte de sus moléculas escapan de la masa en forma de vapor de gas con mayor o menor velocidad que depende de la naturaleza de las sustancias (composición química) y de la temperatura ambiental.

a.- Variación de la presión de vapor:

La presión de vapor varía en intensidad y velocidad tomando en cuenta los siguientes aspectos:

- La presión de vapor es una propiedad característica de toda sustancia, sea sólida o líquida, pues depende de su naturaleza y estructura química para que tenga mayor o menor presión de vapor y con ello presente mayor o menor tendencia a evaporarse (más volátil o menos volátil). Por ejemplo: éter y agua tienen diferentes valores de presión de vapor.
- La presión de vapor está en relación directa con la temperatura, pues a mayor temperatura el líquido o sólido tiene mayor tendencia a evaporarse; y, a menor temperatura el líquido o sólido tiene menor tendencia a evaporarse y más bien el gas tiende a licuarse.
- La presión de vapor y la tendencia a evaporarse son mayores cuanto mayor sea el área del líquido del que esté en contacto con el ambiente.

Por ejemplo: en frascos de boca ancha será mayor la vaporización que en frascos de boca angosta o cuando el sólido está cubierto será menor la evaporación que cuando está descubierto.

- La tendencia a evaporarse será mayor cuando exista mayor cantidad de aire en movimiento (viento), en contacto con la superficie del líquido o sólido, y será mínima la evaporación cuando el ambiente aéreo esté tranquilo.

Por ejemplo; la ropa húmeda se seca rápidamente cuando hay viento o cuando el ambiente esté tranquilo o en quietud.

- La presión de vapor está en relación inversa con la tensión superficial, pues en líquidos de mayor tensión superficial es mínima la presión de vapor y en líquidos o sólidos de menos tensión superficial será mayor la presión de vapor y más fácilmente se evaporarán.
- La presión de vapor no se influencia con la altura, pues a cualquier altura el líquido o sólido conserva su constante poder de vaporización.

b.- Medición:

Toda sustancia, sea sólida o líquida en estado de pureza, tiene un valor constante de presión de vapor a una temperatura determinada expresada en mm Hg.

Este valor de presión de vapor aumenta con el aumento de temperatura y cuando la presión de vapor del líquido se iguala con la presión atmosférica del ambiente, el líquido hierve, alcanza su punto de ebullición y la tensión superficial se anula permitiendo que el líquido escape en forma de gas.

Por ejemplo: El agua presenta valores de presión de vapor crecientes con el aumento de temperatura y valores fijos especificados en tabla.

Aumenta la temperatura	0 °C	4,5 mm Hg	Aumenta el valor de la presión de vapor en el agua.
	10 °C	9,2 mm Hg	
	20 °C	17,5 mm Hg	
	50 °C	92,5 mm Hg	
	80 °C	760,0 mm Hg	

Tabla 4. Crecimiento de presión.

El punto de ebullición de una sustancia depende específicamente de la presión de vapor de esa sustancia por lo que cada sustancia requiere de una temperatura específica y constante para hervir.

Las sustancias, que tengan mayor valor de presión de vapor que otras a la temperatura ambiental, hervirán con poco aumento de calor y su punto de ebullición será menor; mientras que las sustancias, que tengan menor valor de presión de vapor, hervirán con mucho aumento de calor y su punto de ebullición será mayor.

En cualquiera de los casos al hervir los líquidos igualarán su presión de vapor con la presión atmosférica del ambiente que en grados centígrados será específica para cada sustancia constituyendo ese valor en el punto de ebullición.

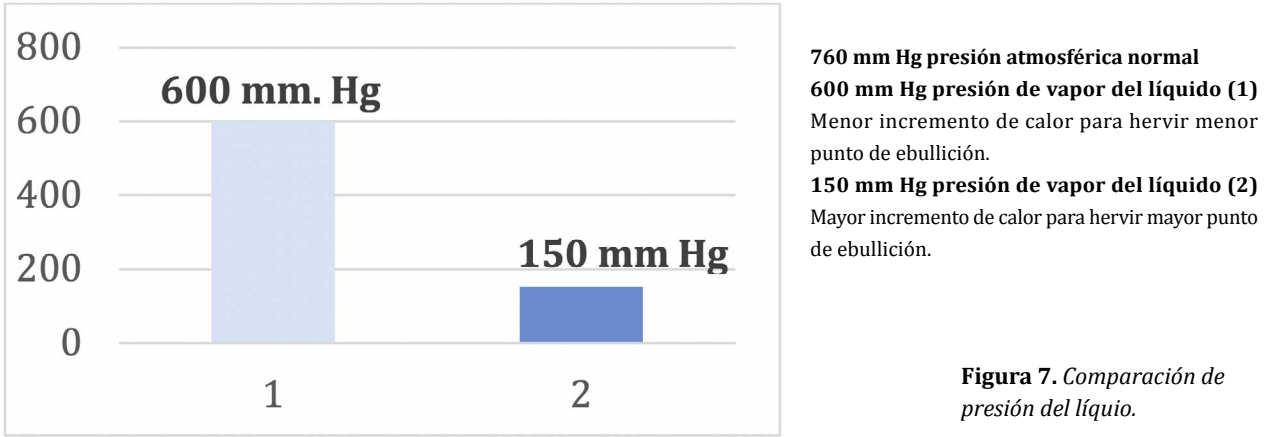


Figura 7. Comparación de presión del líquido.

Al nivel del mar todo líquido hervirá cuando su presión de vapor se iguale con los 760 mm Hg, que es la presión atmosférica normal en ese ambiente. A medida que se asciende en altura (metros sobre el nivel del mar) va disminuyendo el valor de la presión atmosférica, por lo que las sustancias, al no variar su valor específico de presión de vapor, necesitan del incremento de menor temperatura para hervir pues al ser menor el valor de la presión atmosférica ya no tiene que igualar a los 760 mm Hg sino a un valor menor que por ejemplo en Ambato es de 514 mm Hg aproximadamente, pues está a 2.575 m.s.n.m.

De ahí que las mediciones de los valores constantes de toda sustancia deben hacerse al nivel del mar como son 0 metros de altura sobre el nivel del mar (m.s.n.m.).

Tabla 5. Comparación del punto de ebullición.

Líquido m.s.n.m.	Punto de ebullición (nivel del mar 0 m)	2.575
Agua	100°C	92°C
Etanol	78,4°C	72°C
Éter	34,9°C	32°C

La altura no influye en la presión de vapor del líquido, pues es un valor constante de la sustancia, si influencia la altura en la presión atmosférica y con ello tiene influencia en el punto de ebullición de los líquidos.

1.4. Estado sólido

1.4.1. Características generales.

Calor asociado: los sólidos tienen poca cantidad de calor asociado a sus moléculas (menor que cualquiera de los otros 2 estados), por lo que presenta pocos espacios intermoleculares, mínimos choques y la cohesión molecular es mayor que la repulsión, por lo que tiene mínima entropía y menor desorden molecular.

Forma: tienen una forma definida porque existe una máxima cohesión molecular y no se deforman.

Volumen: siempre tienen un volumen definido y no cambia porque sus moléculas no se expanden siempre y cuando no sean volátiles.

Compresión: pueden ser muy poco comprimidos puesto que tienen escasos espacios intermoleculares que lo impiden. Sus moléculas están muy unidas excepto los sólidos porosos.

Ruptura: pueden ser rotos con la aplicación de mayor o menor cantidad de fuerza, presión o golpe que depende del estado de agregación molecular que tenga el sólido lo que impide al mismo tiempo la penetración de otro cuerpo en su masa.

Presión: todo sólido ejerce presión hacia el fondo al ser atraído por la fuerza de la gravedad.

Densidad: tienen un valor específico para cada sólido, pero en general tienen mayor densidad que los líquidos y gases porque tienen mayor cantidad de masa y ocupan un menor volumen.

Dilatación: los sólidos se dilatan (mayor volumen) con el aumento de temperatura, siendo un valor específico para cada sólido.

Fusión: los sólidos pueden pasar al estado líquido con un punto de fusión (temperatura exacta para pasar del sólido al líquido), que depende de la estructura molecular de cada sustancia sólida.

Ejemplos:

hielo- agua:	0°C	ácido acético:	16,58°C
benceno:	5,5°C	alcanfor:	178,4°C
nitrobenceno:	5,7°C	naftaleno:	80,3 °C

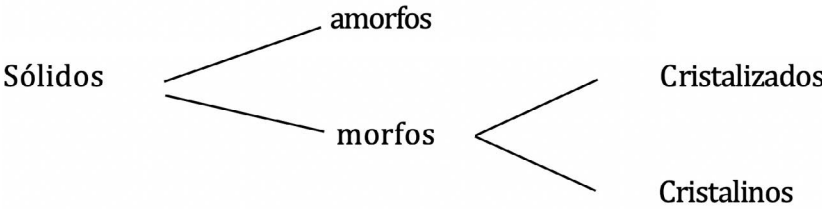
Difusión: los sólidos pueden difundirse en un disolvente con el cual sea miscible es decir con el cual pueda mezclarse o unirse, dispersándose en forma natural y espontánea a la temperatura ambiental. Cuando los sólidos son volátiles pueden difundirse en el aire.

Ejemplo: el cloruro de sodio se difunde en el agua y no en gasolina, la brea se difunde en gasolina y no en agua, la naftalina se difunde en el aire muy lentamente.

Entropía: los sólidos tienen mínima entropía; es decir. mínimo desorden molecular debido al poco calor asociado que ocasiona mínimos espacios intermoleculares, escasísimos choques y mínimo sintetismo molecular.

Ejemplos: todos los metales (excepto el mercurio), carbón, azufre, fósforo, hielo, madera, mármol, rocas, acero, hielo seco, azúcar, harina de hiedra, NaCl, KI, FeS, CaC, etc.

1.4.2. Clases de sólidos por su forma estructural.



a.- Sólidos amorfos: Carecen de forma geométrica definida, son irregulares debido a que sus moléculas o partículas no están ordenadas en el espacio ni interno ni externo.

Es típico de las sustancias impuras, que generalmente se ablandan con el aumento de temperatura. Ejemplos: brea, parafina, fragmentos de piedra, carbón, etc.

b.- Sólidos morfos: Son sólidos que tienen una forma definida, ya sea interna y/o externa, porque sus moléculas están ordenadas; y son:

- **Sólidos morfos cristalinos:** Tienen sus partículas ordenadas en su interior, pero carecen de una forma geométrica externa.

Ejemplos: Hierro fibroso, ágata, mica, diamante, grafito, etc.

- **Sólidos morfos cristalizados:** Tienen sus partículas ordenadas en su interior y en su exterior; por lo que tienen una forma geométrica externa definida para cada sustancia químicamente pura.

Ejemplos: cuarzo, piritita, cloruro de sodio, sacarosa, azufre, olivino, etc

1.4.3. Cristalización.

Concepto

Es un procedimiento natural y espontáneo que consiste en el ordenamiento de las partículas en el espacio de modo uniforme por existir fuerzas de atracción intermolecular equidistantes entre ellas lo que da como resultado que presente una forma geométrica externa definida y que es específica para cada sustancia químicamente pura.

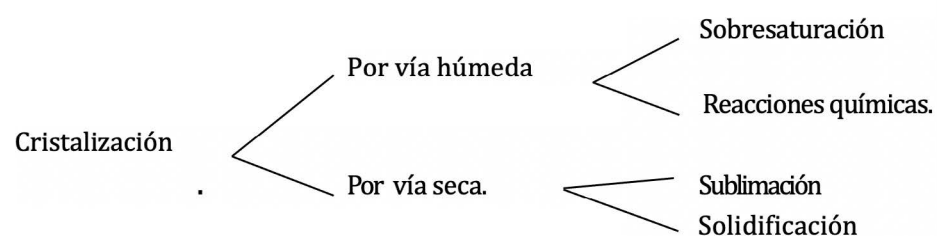
Los sólidos amorfos no tienen una forma definida debido a las fuerzas de atracción intermoleculares no equidistantes, ya que ocasiona el desorden de sus partículas, típico de las sustancias impuras.

Condiciones

- Solo cristalizan las sustancias químicamente puras.
- Requieren de un cambio de ambiente, la adición de calor o del disolvente para que las partículas puedan moverse y ordenarse adoptando una forma geométrica.
- Requieren de espacio, tiempo y reposo para que permita que las partículas vayan acomodándose, juntándose, estabilizándose, ordenándose y que crezca el cristal.
- Con mayor pureza y mayor concentración (mayor cantidad), se permite la formación de cristales más grandes, más puros y más perfectos.

Métodos de cristalización

Los procedimientos naturales de cristalización se los ha clasificado de acuerdo al siguiente cuadro sinóptico:



Por estos métodos se puede transformar una sustancia sólida amorfa en un sólido cristalizado.

Cristalización por vía húmeda: consiste en utilizar un disolvente para disolver el soluto amorfo que provoca el movimiento de las partículas; pero al evaporarse el disolvente, el sólido queda cristalizado.

Sobresaturación: consiste en disolver al sólido amorfo dando como resultado una solución diluida (mucho disolvente y poco soluto) en el que las partículas del sólido se mueven constantemente. Luego se provoca la evaporación espontánea del disolvente con el soluto. Aumenta paulatinamente su concentración y pasa de diluida a concentrada, luego a saturada y por último se sobresatura (poco disolvente y mucho soluto) en donde se realiza la precipitación del soluto cristalizado y sólido morfo.

Ejemplos:

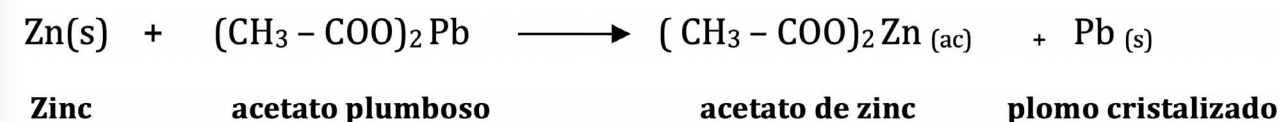
La cristalización del cloruro de sodio a partir del agua de mar.

La cristalización de cloruro de potasio (silvina) a partir del agua del mar.

La cristalización del sulfato cúprico, sulfato de calcio (yeso), nitrato de potasio (nitro o salitre), fosfato de calcio.

Reacciones químicas: consiste en la reacción química de dos sustancias amorfas de las cuales, una de ellas por lo menos debe estar diluida (disuelta en agua), y como resultado final una de las sustancias resultantes se presenta como sólido cristalizado.

Por ejemplo: la reacción química entre el acetato de plomo acuoso (disuelto en agua) con el zinc da como resultado el plomo como sólido cristalizado y el acetato de zinc amorfo en una reacción de sustitución.



Cristalización por vía seca: consiste en la utilización del calor que actúa sobre el sólido amorfo para provocar el movimiento de las partículas, pero al enfriarse el conjunto quedan las partículas cristalizadas adoptando una forma geométrica externa definida al quedar juntas y estáticas unas junto a otras partículas.

Sublimación: consiste en calentar al sólido amorfo para que pase al estado gaseoso (sublimación), en donde las partículas tienen un intenso movimiento molecular, pero al enfriarse, las partículas adoptan el estado sólido (retro sublimación) y adoptan la forma geométrica definida.

Ejemplo: cristalización de la naftalina, del ácido benzoico, etc.

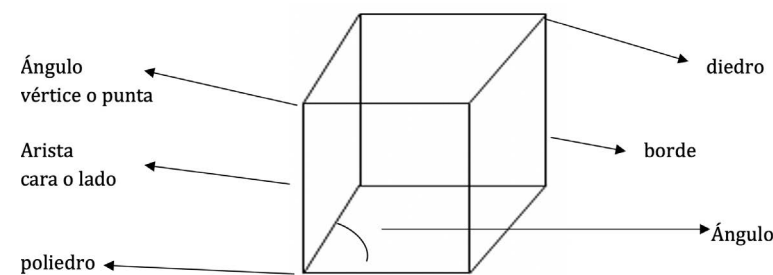
Solidificación: consiste en calentar al sólido amorfo para que pase al estado líquido (fusión), en donde las partículas tienen un intenso movimiento molecular, pero al enfriarse las partículas adoptan el estado sólido (solidificación), se unen, ordenan y forman el cristal.

Ejemplo: cristalización del azufre.

Elementos de un cristal: son los componentes de todo cristal y estos elementos se clasifican en naturales y artificiales.

Elementos naturales: son los propios de un cristal. Son externos, reales y comunes a todo cristal. Son asimétricos de una forma de cristal a otra y a veces hasta en el mismo cristal y son: caras, aristas, vértices, y ángulos diedro y poliedro.

- Caras o lados son superficies planas que limitan exteriormente al cristal.
- Aristas y bordes son líneas rectas que unen dos caras contiguas.
- Vértices y puntas son los puntos terminales donde se unen 3 o más aristas contiguas.
- Ángulo diedro es el espacio comprendido entre dos aristas contiguas.
- Ángulo poliedro es el espacio comprendido entre 3 o más aristas contiguas.

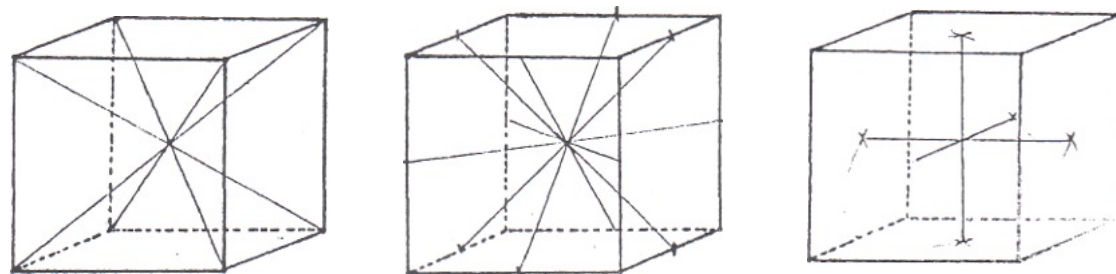


Elementos artificiales: son los elementos internos imaginarios de un cristal que han sido detectados por el hombre. Estos elementos son simétricos en un cristal y ocupan posiciones idénticas dentro del cristal y son: centro de simetría, ejes de simetría y planos de simetría.

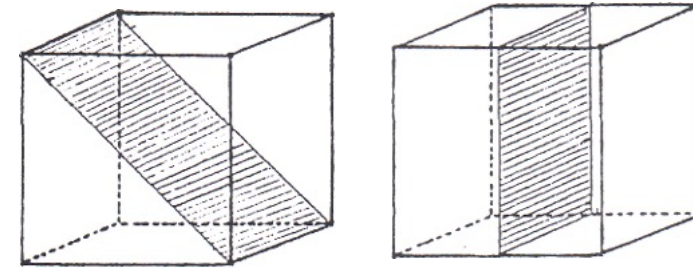
Centro de simetría: es el punto imaginario localizado en el interior del cristal equidistante entre dos elementos naturales opuestos (vértices, aristas y lados) y es el centro de gravedad del cristal. Se halla en la parte media de la distancia entre un vértice y el vértice opuesto de la mitad de una cara a la mitad de la cara opuesta; de la mitad de una arista a la mitad de la arista opuesta.

Eje de simetría: es la línea imaginaria que pasa por el centro de simetría que une los puntos opuestos de dos elementos naturales.

El eje de simetría puede ir de un vértice al vértice opuesto, de la mitad de una cara a la mitad de la cara opuesta y de la mitad de una arista a la mitad de la arista opuesta.



Plano de simetría: es la superficie plana imaginaria que divide al cristal en dos mitades simétricas invertidas en su posición. El plano de simetría siempre pasa por el centro de simetría y se orienta uniendo dos líneas opuestas de dos elementos naturales de una arista a la arista opuesta o de la mitad de una cara a la mitad de la cara opuesta.



Sistemas cristalográficos

Como resultado del ordenamiento geométrico de las partículas, los cristales presentan siempre una forma característica para cada mineral químicamente puro. La cristalografía es una ciencia de la Mineralogía que estudia los cristales. En esta ciencia se han clasificado a los cristales por su forma en 6 sistemas cristalográficos diferentes en que cristalizan las sustancias puras. Son isomorfas las sustancias cristalizadas puras, que tienen un mismo sistema cristalográfico, es decir, que tienen una misma forma.

Las mezclas son el resultado de cristalización de 2 o más sustancias puras en forma simultánea pero los cristales formados tienen un plano común respecto al cual son simétricos.

Identificar un cristal no es una tarea fácil, es todo lo contrario, pues en la naturaleza los cristales pueden estar incompletos, deformados o destrozados exteriormente requiriéndose de una observación microscópica muy detenida o de una cristalización para su identificación definitiva.

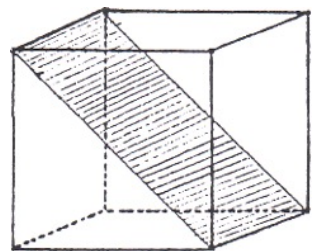
Los sistemas cristalográficos son seis y son: cúbico, cuadrático, hexagonal, ortorrómbico, monoclinico y triclínico.

Sistema cúbico o regular: los cristales poseen la simetría de un cubo con ángulos rectos y 3 ejes de simetría iguales.

Ejemplo: Cloruro de sodio, plomo, plata, magnetita, fluorita (son isomorfas).

Sistema cuadrático o tetragonal: los cristales poseen la simetría de un prisma recto de base cuadrada, generalmente terminado por dos pirámides simétricas.

Ejemplo: Zircón, calcopirita, casiterita, rutilo, etc. (son isomorfos)



Sistema hexagonal o romboédrica: los cristales poseen la forma de un prisma recto de base hexagonal que no se modifica por una rotación de 60 G.

Ejemplo: patito, cíncita (son isomorfas).

El sistema romboédrico trigonal (variedad del hexagonal), posee la simetría del romboedro que no se modifica por una rotación de 120 G.

Ejemplo: cuarzo, calcita, corindón, turmalina, oligisto (son isomorfas).

Sistema ortorrómbico: los cristales tienen los elementos de simetría de un prisma recto de base rómbica o rectangular paralelepípedo. Construido alrededor de 3 ejes perpendiculares entre sí, pero de longitud diferente (cúbico de formado).

Ejemplo : Azufre, olivino, topacio, carnalita, etc. (son isomorfas).

Sistema monoclinico: los cristales forman un prisma oblicuo de base romboédrica con 3 ejes de diferente longitud una perpendicular a los otros.

Ejemplo: ortosa, yeso, mica, serpentinita, sacarosa, etc. (son isomorfas).

Sistema triclinico: los cristales tienen sus lados asimétricos, los 3 ejes tienen longitudes diferentes y forman entre sí ángulos nunca rectos.

Ejemplo: albita, feldespato, rodonita, turquesa, calcantita, etc. (son isomorfas).

Agua de cristalización: es la cantidad de agua retenida por un cristal, siendo una característica que permite identificar a un cristal de un no cristal.

Clases: el agua presente en un cristal puede ser de dos clases: agua de constitución y agua de interposición.

Agua de constitución: es la cantidad exacta de moles de agua retenidas por un cristal y que forma parte del compuesto íntimamente unida al cristal como una verdadera composición química tanto que no puede eliminarse porque al hacerlo se alteran las propiedades del cristal y se transforma en un sólido amorfo pulverulento con diferentes propiedades al cristal.

El compuesto recibe el nombre de hidrato o cristal hidratado que tienen características muy especiales como color y forma, pero con el calor se deshidrata y forma un sólido anhidro (sin agua) con diferentes características, y luego puede volver a absorber vapor de agua y recuperar la forma cristalizada inicial.

La mol de cristal hidratado se obtiene al sumar el peso del cristal más el peso de las moléculas de agua porque ésta forma parte de la estructura del cristal.

En el simbolismo de las fórmulas químicas, el número de moléculas de agua de cristalización se las indica en forma separada de la fórmula del cristal separada por medio de un punto.

Ejemplo:

Sulfato cúprico penta-hidratado	$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$
Sulfato de calcio di-hidratado (yeso)	$\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

Agua de interposición: es una pequeña cantidad de moléculas de agua retenidas entre las caras del cristal (carillas de los cristallitos microscópicos) pero no forman parte de la composición química del cristal por lo que puede ser eliminada con ayuda del calor sin que se altere la forma del cristal ni sus otras propiedades; solo se vuelve seco.

Al eliminarse el agua se produce una crepitación, chisporroteo o estallamiento del cristal, muy característico y con sonido provocado por la separación violenta de un cristal de otro impulsados por la fuerza del vapor de agua cuando el agua se evapora. Luego de perder “agua” sigue habiendo cristales de menor tamaño y el mol de estos compuestos se obtiene solo con la masa del cristal. Por ejemplo: cloruro de sodio, carbonato de calcio y sulfuro plumoso.

Sustancia anhidra: son las sustancias que no contienen agua de cristalización, son secas, amorfas, pulverulentas, si es que hay agua, es únicamente humedad o que está mojada, pero no es agua de cristalización. Ejemplo: arcilla, almidón, harinas, etc.

La humedad ambiental y los cristales

Las sustancias cristalizadas tienen una acción fija y permanente cuando están en el ambiente aéreo, pues pueden absorber o perder agua en mayor o menor proporción; de acuerdo a lo cual se producen 3 fenómenos que son: higroscopia, deliquescentia y eflorescentia.

Higroscopia: propiedad que tienen los cristales de atraer y fijar en su estructura la humedad ambiental pero sólo hasta humedecerse. Las sales higroscópicas tienen baja presión de vapor y al absorber vapor de agua del medio ambiente, elevan su presión de vapor.

Uso: se utilizan sales higroscópicas para absorber la humedad ambiental, desecar ambientes, proteger aparatos eléctricos y productos químicos medicinales. Así se usan funditas con sales higroscópicas en frascos de medicinas, balanzas de precisión, televisores, relojes de precisión, llenadoras, etc.

Deliquescentia: propiedad de ciertos cristales de absorber y fijar en su estructura gran cantidad de humedad ambiental, hasta formar una solución acuosa del cristal. Significa “volverse líquido” pues de sólido se transforma en una solución acuosa líquida. Los cristales deliquescentes tienen una carísima presión de vapor por lo que absorben vapor de agua ambiental para elevar su presión de vapor e igualarla con la presión parcial del agua a temperaturas de vaporización en el aire, en contacto con la disolución.

Uso: sales deliquescentes se utilizan para desecar los ambientes, conservación de los alimentos y medicamentos y producción de soluciones concentradas, entre otros.

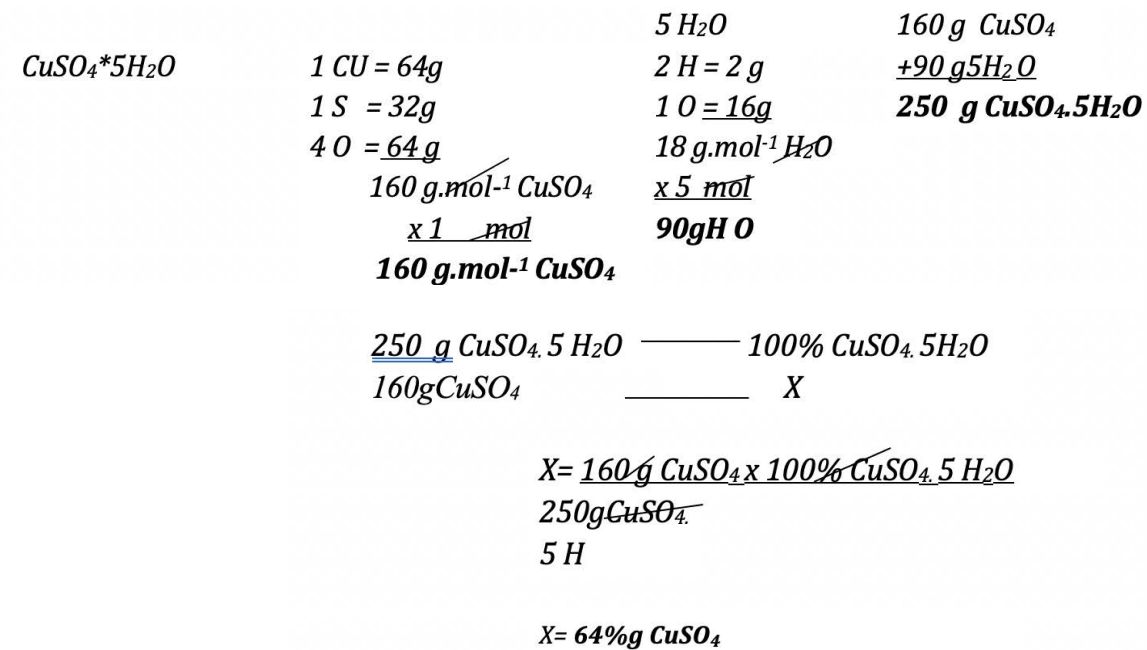
Ejemplos: cloruro de calcio, cloruro férrico, nitrato de calcio, cloruro de magnesio, hidróxido de sodio, yoduro de potasio, etc.

Eflorescentia: es la propiedad de ciertos cristales de poder perder su agua de cristalización al ser expuestos en ambientes secos convirtiéndose en sólidos amorfos, anhidros y pulverulentos. Esto se debe a que la energía en la incorporación del agua al cristal es muy pequeña resultando compuestos hidratados poco estables.

Ejemplo: el sulfato de sodio decahidratado $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ al ser expuesto a los rayos del sol pierde el agua y se transforma en sulfato de sodio anhidro, seco, amorfo y pulverulento.

Problemas sobre agua de cristalización.

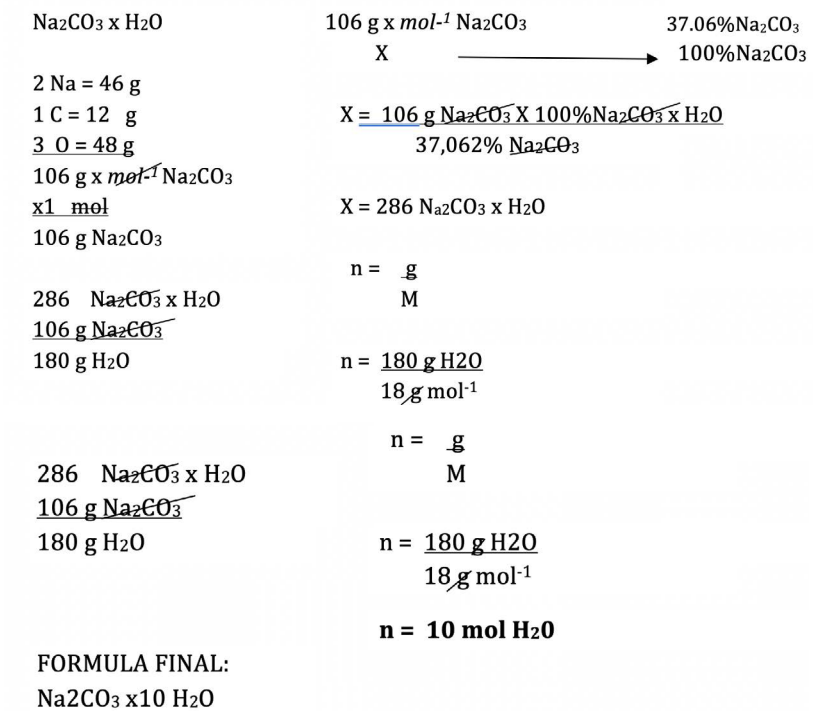
Problema 1.- Calcula los porcentajes de la sal anhidra y del agua, que existirán en el sulfato cúprico penta-hidratado.



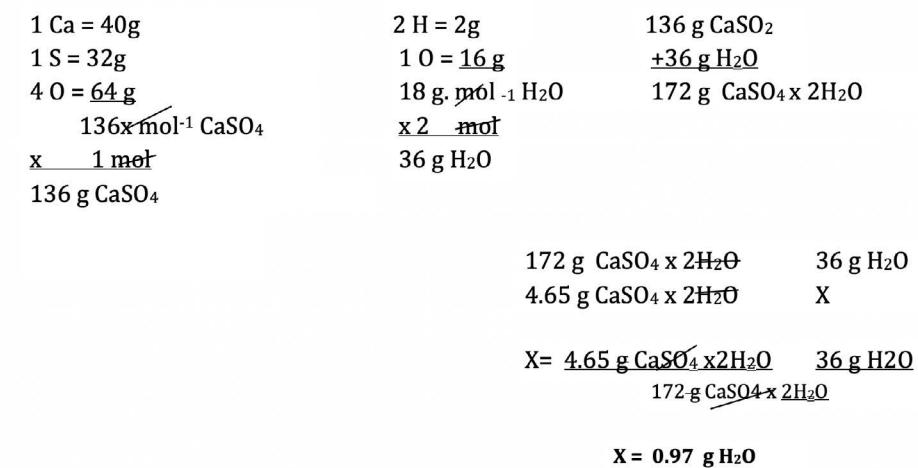
Nota:

Se puede realizar el cálculo de 1% del agua, utilizando la regla de 3 con el mismo fundamento del CuSO_4

Problema 2.- El carbonato de sodio anhidro (seco) corresponde al 37,062% del peso total de la sal hidratada. Calcula el número de moles de agua que hidratan al carbonato de sodio y su fórmula final.



Problema 3.- Existen 4,65 gramos de yeso, que es el sulfato de calcio di-hidratado. Calcula la cantidad de agua que contendrá.

 $\text{CaSO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O}$ 



2

**SISTEMAS
DISPERSOS**

2.1 Concepto

Los sistemas dispersos son conjuntos homogéneos o heterogéneos que se forman al dispersar o disgregar una sustancia en el medio de otra.

Ejemplos: Al dispersar sal en agua se forma un conjunto homogéneo y al dispersar gasolina en agua se forma un conjunto heterogéneo.

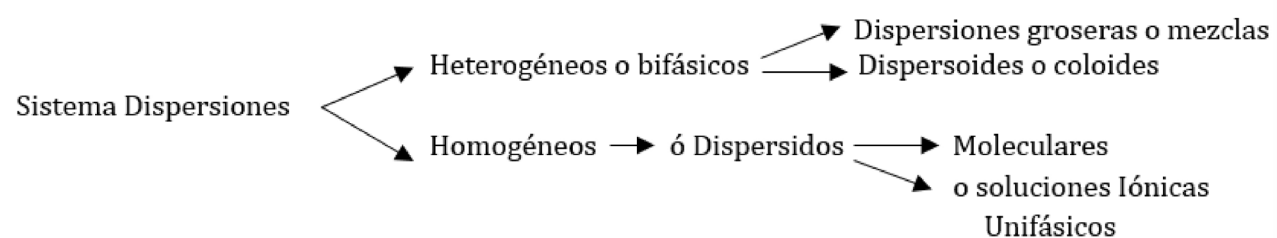
2.2. Fases de un sistema disperso

Para que se forme un sistema disperso deben intervenir dos fases: el soluto y el solvente.

Soluto: Es la sustancia que se va a dispersar, disgregarse, disolverse o difundirse en medio de otra sustancia, y siempre interviene en menor cantidad. Al disgregarse, va rompiéndose en partículas cada vez más pequeñas, que se separan unas de otras, aumentando los espacios entre ellas, por lo que recibe el nombre de fase discontinua; y, se va introduciendo en los espacios intermoleculares del solvente, por lo que se llama fase interna.

Solvente: Es la sustancia que va a dispersar, a disgregar o a disolver el soluto y siempre interviene en mayor cantidad. Es la sustancia que difunde al soluto, rompe al soluto en partículas cada vez más pequeñas debido a su intenso movimiento molecular, pero el solvente no se rompe por lo que se le llama fase continua; y recibe en su seno, en sus espacios intermoleculares, a las partículas del soluto, por lo que se le llama fase externa.

2.3. Clases de sistemas dispersos



a.- Sistemas dispersos heterogéneos bifásicos

Son conjuntos en los que las partículas del soluto pueden ser distinguidas en forma independiente del solvente por su color, forma, densidad, tamaño, diámetro, etc., por lo que reciben el nombre de bifásicos. Ejemplo: gasolina - agua.

b.- Sistemas dispersos homogéneos o Unifásicos

Son conjuntos en los que las fases se unen tan íntimamente que las partículas del soluto no pueden ser distinguidas por ningún procedimiento formando conjuntos muy estables y forman un conjunto único por lo que reciben el nombre de unifásicos. Ejemplo: sal + agua.

2.4 Dispersiones groseras o mezclas

Son sistemas dispersos, que presentan las siguientes características:

- Son conjuntos heterogéneos, pues sus partículas son tan grandes que pueden ser distinguidas a simple vista.
- Sus partículas miden más de 50.000 milimicras de diámetro (50 micras)
- Pueden separarse sus fases muy fácilmente por procedimientos mecánicos: reposo, decantación, filtración, siendo conjuntos muy inestables (mezclas). Ejemplos: arena dispersa en agua, gasolina en agua, aceite en agua, etc.

2.5. Dispersoides o coloides

2.5.1. Características generales.

- Son conjuntos heterogéneos, pues sus partículas pueden ser divisadas por medio de ultra-microscopio que a simple vista parecen homogéneos.
- Sus partículas llamadas micelas tienen un diámetro de 1 milimicra a 100 milimicras por lo que no pueden ser vistas a simple vista (si con ultramicroscopio).
- La difusión de los coloides en el agua es muy variada, pues algunos nunca se difunden (resinas, lacas) otros lo realizan muy lentamente (goma arábica, albúmina del huevo) y otros lo realizan fácilmente (anilina, gelatina sólida).
- Los coloides no dializan, es decir no pasan a través de una membrana semipermeable pues sus partículas son más grandes que los poros de la membrana.
- Los coloides tienen el aspecto de cola; es decir, son viscosos, espesos, hialinos, gelatinosos, parecidos a la clara de huevo o a la cola de carpintero.
- Todo coloide es coloreado debido a que las micelas presentan pigmentos coloreados en su estructura: amarillo, rojo, azul, verde, blanco, tomate, etc.
- Los coloides tienen el aspecto turbio; es decir, son opacos debido a la presencia de numerosas partículas que son relativamente grandes como para poder evitar el paso de la luz, aunque muy diminutas para poder ser vistas a simple vista. Por ejemplo: jugos, coladas, gelatina, flan, helado, miel de abeja, etc.
- Los coloides al secarse forman conjuntos sólidos, duros, rígidos, amorfos, costras amorfas y muy resacas. Ejemplo: goma seca, isarcol seco, pintura seca.
- Algunas veces pueden volver a formar el coloide original al adicionar el disolvente adecuado pero otras veces es irreversible el proceso.

- Los coloides tienen alta tensión superficial en su mayoría, por lo que al ser agitados forman espumas muy resistentes y al dejarles en reposo forman natas o costras por la acumulación de micelas en la superficie. Por ejemplo: leche, gelatina, flan, arroz, helados, caldos, detergentes, jabón, etc.
- Los coloides, con el tiempo, se pudren y envejecen por la acción de los agentes ambientales (bacterias, temperatura, humedad, hongos) o por el demasiado tiempo que han pasado expuestos a la acción ambiental. Entonces se degradan; es decir, se descomponen en moléculas cada vez más pequeñas desprendiendo al mismo tiempo un olor pútrido, nauseabundo. Por ejemplo: frutas podridas, huevo podrido, cadáveres, vegetales podridos, etc.
- La mayoría de coloides coagulan y floculan pues sus micelas se agrupan y se separan del disolvente formando un coágulo insoluble. Esto se debe a algún agente externo como: temperatura, cambio de ambiente, fermentación, reposo, adición de alguna sustancia extraña, largo tiempo guardado, etc. Por ejemplo: la leche se coagula, la sangre se coagula, el té se coagula con limón, etc.

2.5.2. Experiencia de Graham.

Fundamentos

Thomas Graham, químico inglés, en 1854 realizó una experiencia en un dializador con el que logró separar e identificar las propiedades de los coloides y de los cristaloideos.

Para comprender el fundamento de la experiencia, realizaremos el siguiente gráfico:

- 1.- Dializador.
- 2.- Membrana semipermeable.
- 3.- Almidón, con cloruro de sodio, disuelto en agua.
- 4.- Agua pura.
- 5.- Paso o flujo del agua, hacia el dializador: osmosis.
- 6.- Aumento de volumen en el dializador.
- 7.- Paso de las partículas de NaCl hacia el disolvente.
- 8.- Partículas de almidón retenidas en el dializador.

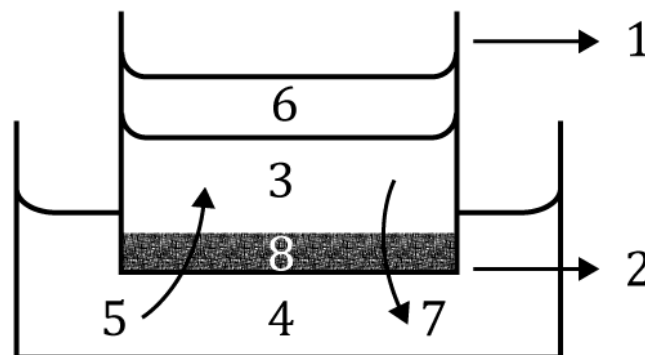


Figura 8. Coloides y cristaloideos.

Graham tomó un dializador y en un extremo colocó una membrana semipermeable; posteriormente añadió una mezcla compuesta de almidón y cloruro de sodio disueltos en poca cantidad de agua y lo introdujo (sumergió parcialmente) en otro recipiente que contenía agua pura. Luego de un tiempo aumentó el volumen dentro del dializador porque el agua pura había pasado a través de la membrana semipermeable hacia el interior del dializador. Este proceso es conocido como osmosis. (Va de menor a mayor concentración el agua). Después se produjo el paso del cloruro de sodio disuelto desde el dializador hacia el recipiente que contenía agua pura, mientras que en el interior del dializador quedaron retenidas las partículas de almidón.

El cloruro de sodio atravesó la membrana semipermeable porque sus partículas al disolverse en el agua alcanzaron un tamaño menor que los poros de la membrana hasta disolverse tanto como la sal y sus partículas quedaron retenidas por la membrana por ser más grandes que los poros de ésta.

La diálisis es el paso del solvente con partículas de soluto que puedan atravesar la membrana semipermeable separándose de las que no puedan atravesarla.

Consecuencias

Luego de su experiencia, Graham clasificó a las sustancias en dos grupos: cristaloideos y coloides.

Cristaloideos: Son sustancias que en estado sólido presentan el aspecto de cristal que se disuelven fácilmente en el agua y alcanzan un tamaño tan pequeño que pueden atravesar por los poros de una membrana semipermeable. Por ejemplo: cloruro de sodio, yoduro de potasio, sulfato cúprico, nitrato de sodio, etc.

Coloides: Son sustancias que tienen el aspecto de cola: viscosos, espesos, turbios (opacos), que se disuelven (o no) muy poco en el agua, formando partículas relativamente grandes y que no pueden atravesar por los poros de una membrana semipermeable. Ejemplo: goma, almidón, cola de carpintero, gelatina, etc.

Inconveniente

La clasificación de Graham en coloides y cristaloideos es valedera en el sentido de que no pueden atravesar o si pueden atravesar la membrana semipermeable respectivamente pero que no se cumple en lo que se refiere al aspecto de la sustancia. Efectivamente hay sustancias cristaloideas que pueden formar dispersiones coloidales como es el caso del azúcar que forma la miel, la gelatina sólida que forma la gelatina coloidal y también hay sustancias coloidales que pueden cristalizarse, por ejemplo: el ácido cítrico de los limones forma cristales, el tanino coloidal cristaliza, en presencia del ácido acético.

Por esta razón, actualmente se acostumbra decir dispersión coloidal al conjunto turbio, viscoso, hialino, etc., y no coloide simplemente para dejar a un lado su origen que puede ser de una sustancia coloidal o de una sustancia cristaloidea. El término cristaloide se aplica a toda sustancia que cristaliza; es decir, que adopta una forma definida y constante en toda la extensión de la palabra.

2.5.3 Clases de dispersiones coloidales.

Por el estado físico de las fases

Si se toma en cuenta que el soluto y el solvente pueden estar en estado sólido, líquido y gaseoso, las posibilidades de combinación entre ellas son 9 clases de dispersiones coloidales.

Las 3 principales y son las siguientes:

- **Soluto sólido en disolvente líquido:** formando un conjunto fluido conocido con el nombre de SOL o suspenso. Por ejemplo: goma (sólido) disuelta en agua (líquido); hidrosol de goma anilina (sólida) disuelto en agua (líquida); hidrosol de anilina caucho (sólido) disuelto en gasolina (líquido); gasolina sol de caucho.
- **Soluto líquido en disolvente líquido:** formando un conjunto más o menos fluido conocido como emulsión. Por ejemplo: esencia de café disuelto en agua, jugo de naranja disuelto en agua y pintura disuelta en tñier.
- **Soluto líquido en disolvente sólido:** forma un conjunto viscoso, gelatinoso conocido con el nombre de GEL.

Ejemplos:

Cetona (líquido) disuelto en esmalte (sólido): cetona gel de esmalte, agua (líquida) disuelta en azúcar (sólida) miel: hidrogel de azúcar, agua (líquida) disuelta en gelatina (sólida): hidrogel de gelatina.

Por el estado natural u origen del coloide

Los coloides pueden ser naturales y artificiales.

- **Naturales:** los que existen en la Naturaleza son viscosos y estables por un determinado tiempo porque luego se degradan y pudren son los verdaderos coloides por lo que se les llama EUCOLOIDES. Son orgánicos exclusivos.

Ejemplos:

Sangre, mucus, heces fecales, frutas, flores, esputo, orinas, huevos, vegetales, animales, el hombre, pelo, fibras textiles, carne, semen, leche, miel de abeja, etc.

- **Artificiales:** son los fabricados por el hombre con sustancias naturales o artificiales, son fluidos viscosos inestables, aunque pueden estabilizarse con ayuda de preservantes o peptizadores, pasado algún tiempo también envejecen y se degradan o pudren. Son falsos coloides por lo que reciben el nombre de PSEUDOCOLOIDES. Pueden ser de sustancias orgánicas o inorgánicas.

Ejemplos:

Pasta dental, medicinas, jaleas, jabón, tintas, pinturas, cera para pisos, caldos, insecticidas, desodorantes, telas, caramelos, mermeladas, jugos, bacerola, melcochas, ponche, cerveza, gaseosas, etc.

Por la afinidad entre las fases: soluto solvente

Las dispersiones coloidales se clasifican en dos grandes grupos: liófilos y liófilos.

Liófilos: lio = unión y filo = amor

Existe gran afinidad entre sus fases:

- Son reversibles: sus fases pueden separarse y volver a unirse.
- Son viscosos, formando jaleas (espesos).
- Son de naturaleza orgánica: ya sean que existan en la Naturaleza o que sean fabricados por el hombre con sustancias orgánicas.
- Son estables por un determinado período de tiempo, luego se degradan y pudren. Tienen alta tensión superficial y agrupación de partículas en su superficie, formando natas, costras o membranas; tardan en enfriarse y forman espuma duradera.

Ejemplos:

frutas, carne, mantequilla, jabón, telas, pinturas, gelatina, ponche, conservas, mermelada, manteca, médula ósea, grasas, cebos, plástico, etc.

Liófilos: lio = unión y fobia = aversión

Tienen poca afinidad entre sus fases:

- Son irreversibles. Es fácil su separación, pero difícil su restauración.
- Son conjuntos fluidos (no viscosos).
- Generalmente son de sustancias inorgánicas o de naturaleza sintética (artificial).
- Son inestables, pues sus fases se separan o se degradan rápidamente, por lo que requieren de conservantes o preservantes.
- Tienen baja tensión superficial, no forman natas ni costras ni membranas. Se enfrían no muy lentamente y no forman una espuma duradera.

Ejemplos:

cerveza, gaseosas, medicinas (fecha de expiración), jugos, caldos, hidróxido férrico coloidal, jugos artificiales, chocolate en leche, etc.

2.5.4. Nomenclatura de las dispersiones coloidales.

Micelas: Son las partículas de las dispersiones coloidales coloreadas que miden de 1 a 100 milimicras que no pueden dializar y que no pueden ser visibles a simple vista sino con un ultramicroscopio o efecto Tyndall.

Sol: Es un conjunto de fluidos que se forma de la dispersión de un soluto sólido en un disolvente líquido, generalmente son los liófilos (artificiales).

Ejemplo:

Hidrosol de jabón, fluido de la dispersión del jabón en agua, alcohol de azufre y fluido de la dispersión del azufre en alcohol.

Gel: Es un conjunto viscoso que se forma de la dispersión de un soluto líquido en medio de un sólido (mayor cantidad) que son los liófilos (naturales).

Ejemplo:

Hidrogel de gelatina: viscoso por la dispersión del agua en gelatina – gasolina gel de caucho: viscoso por la dispersión de gasolina en caucho.

Nota:

Un gel puede formarse a partir de un sol por evaporación del disolvente o por aumento de soluto sólido. Un sol puede formarse a partir de un gel por adición de disolvente líquido.

Sinéresis: Significa volverse seco y rígido. Es la propiedad que tienen los coloides para perder su fase líquida permitiendo que las partículas sólidas del soluto se unan y formen una masa rígida, seca y amorfa. Este es un proceso muy lento y complejo.

Ejemplo:

La sangre al perder la fase líquida (plasma) en el ambiente externo forma una costra sólida, rígida y amorfa. La uva al perder su fase líquida se convierte en pasa; es decir, en una masa rígida, seca y amorfa.

Imbibición: Significa volverse fluido y es la propiedad que tienen ciertas masas coloidales rígidas o gelatinosas de poder absorber la fase líquida disolvente para formar una dispersión coloidal fluida o menos viscosa, según la cantidad de disolvente añadido.

Las partículas del disolvente rompen las paredes tridimensionales del soluto sólido, permitiendo que el líquido fluya libremente por entre las partículas rotas del soluto que empieza así a disolverse y dispersarse.

Ejemplo:

La goma sólida al adicionar agua forma un conjunto menos viscoso o fluido. Las anilinas sólidas con la adición de agua forman conjuntos fluidos. La gelatina sólida al añadirle agua forma un conjunto fluido o viscoso.

Tixotropía: es el cambio recíproco de sol a gel y de gel a sol debido a agentes externos opuestos como calor-frío, agitación-reposo, etc., siendo una característica de las dispersiones coloidales reversibles.

Ejemplos:

El caldo de patas de res cuando está frío es un gel, pero al calentarlo se transforma en un sol.

Las pinturas en reposo son un gel, pero al agitarlas son una sola gelatina. En frío es un gel, pero al calentarla es un sol.

Peptizador: es una sustancia química o agente físico que ayuda a mantener unidas a las fases de una dispersión coloidal evitando su separación. Se utiliza principalmente en los coloides liófilos y se puede usar en agitación, calor, sustancias químicas específicas, frío, coloides liófilos, etc.

Ejemplos:

En la confección de la mayonesa se añaden unas gotitas de limón que es el peptizador específico que sirve de unión al aceite con el huevo.

En la confección de cremas, coladas o engrudo, son la agitación y el calor los agentes peptizadores que ayudan a unir las fases.

Coagulación o floculación o gelatinización es el proceso por el cual se separan las fases de una dispersión coloidal formándose un coágulo sólido e insoluble por la unión de las micelas que se separan del disolvente formando masas de mayor peso más o menos rígidas que pierden totalmente al disolvente (sangre) o que lo retienen (huevo duro).

Pueden deberse a los cambios de ambiente, agentes externos, bacterias, putrefacción, tiempo prolongado o por la adición de sustancias químicas, en la mayoría de veces es un proceso irreversible.

Ejemplos:

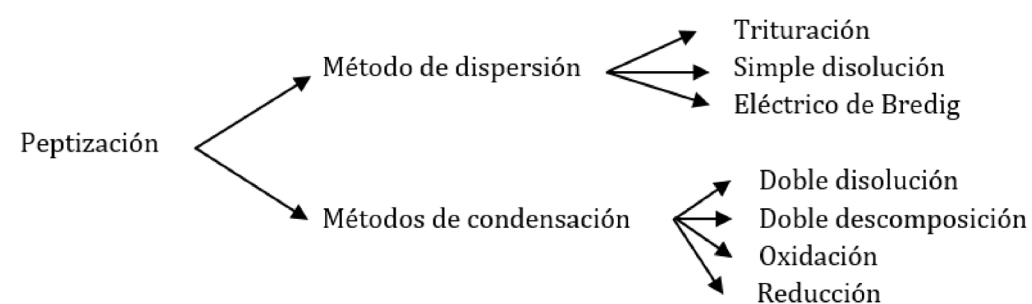
Al adicionar limón a la leche se forma el coágulo que formará el queso.

Por la acción del calor el huevo forma una manta rígida, el huevo duro.

Peptización: es el proceso por el cual se unen las fases para formar una dispersión coloidal que sea fluida o viscosa. Este proceso puede ser natural cuando se produce como resultado de un proceso químico-biológico en un ser vivo vegetal, animal o humano como son: leche, sangre, frutas, mucus, cerumen, carne, resinas, gomas, mucílagos, huevos, hocos fecales, humus, orinas, semen, látex, caucho, linfa, savia elaborada, etc. También puede ser artificial cuando interviene la mano del hombre ya sea con sustancias orgánicas o inorgánicas como: caldos, cremas, jabones, pasta dental, pinturas, pegamentos, colorantes, detergentes, caramelos, jaleas, gel, medicinas, jugos, cerveza, gaseosas, panela, melcocha, miel, alimentos cocinados, etc.

2.5.5. Métodos de peptización.

En la casa, en los laboratorios o en las industrias el hombre puede elaborar dispersiones coloidales por la unión conveniente de las fases y los métodos utilizados pueden ser sintetizados así:



Peptización por dispersión

Consiste en romper y dispersar partículas grandes (más de 100 milimicras) y disolverlas hasta que alcancen el tamaño de las micelas. Generalmente se realiza con las sustancias orgánicas que tienen sus partículas muy grandes.

Trituración: se usan artefactos mecánicos o eléctricos: piedra, moledoras, batidoras, licuadoras, extractores, etc., para triturar, moler o romper las partículas grandes del soluto hasta que alcancen el tamaño de las micelas en un disolvente apropiado. Se debe evitar la coagulación.

Ejemplos:

El maní cocido y triturado se lo disuelve en leche y, con la ayuda del calor, puede formar una dispersión coloidal: salsa de maní, mora, tomate, guayaba, etc.: al ser colocado en una licuadora y batirle en medio de agua se forma una dispersión coloidal (jugo).

Simple disolución: consiste en la disolución de un soluto en un disolvente apropiado, y por medio de la agitación provoca la rotura del soluto al aumentar el movimiento molecular del solvente, hasta que alcance el tamaño de las micelas.

Ejemplos:

La goma sólida en agua con la agitación forma una dispersión coloidal.

El caucho en gasolina con la agitación y el tiempo forma un coloidal.

Eléctrico de Bredig: consiste en formar dispersiones coloidales de metales preciosos (Au, Ag, Pt) con la ayuda de la electricidad continua (polos eléctricos definidos) que conectados a barras de estos metales introducidos en agua destilada provocan la formación de un arco voltaico del cual se desprenden partículas metálicas (chispas) a elevadas temperaturas y que al enfriarse bruscamente en el agua dan origen a una dispersión coloidal del metal precioso.

- 1.- El generador de electricidad continua con pilas o batería, o acumulador o transformador.
- 2.- Ánodo: polo positivo del metal precioso.
- 3.- Cátodo: polo negativo del metal precioso.
- 4.- Arco voltaico: se desprenden partículas metálicas (chispas).
- 5.- Dispersión coloidal del metal precioso. el hidróxido férrico coloidal disuelto en ácido clorhídrico:

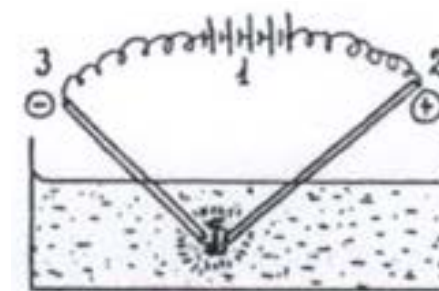


Figura 9. Eléctrico de Bredig.

Peptización por condensación

Consiste en unir partículas pequeñas (menos de 1 milimicra) hasta que alcancen el tamaño específico de las micelas, por un proceso de sobresaturación o adición de mucha cantidad de soluto para permitir su unión.

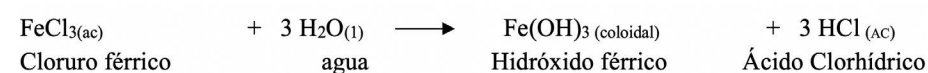
Doble disolución: consiste en disolver 2 veces; la primera sólo sirve para disolver al soluto, pero en la segunda disolución se forma la dispersión coloidal.

Por ejemplo: el azufre se lo disuelve en alcohol (no forma coloide) y luego se lo vierte al conjunto en agua y entonces se forma una dispersión coloidal.

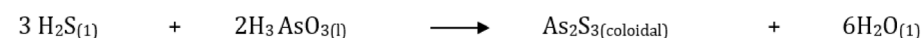
La formación de coladas y cremas se realiza con la disolución de la harina en agua fría (no forma coloide) y luego se vierte ese conjunto sobre agua hirviendo y con la agitación se forma una dispersión coloidal.

Doble descomposición: consiste en la reacción química de 2 sustancias no coloidales dando como resultado 2 nuevas sustancias, una de las cuales es una dispersión coloidal disuelta en la otra que hace las veces de disolvente.

Por ejemplo: la reacción del cloruro férrico con el agua hirviendo da como resultado el hidróxido férrico coloidal disuelto en ácido clorhídrico:

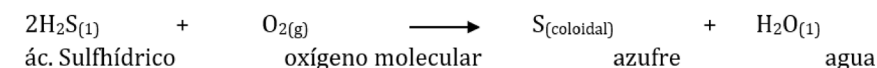


La reacción del ácido sulfhídrico y el ácido arsenioso da como resultado el sulfuro de arsénico coloidal, disuelto en agua.

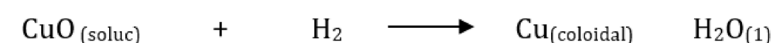


Oxidación: consiste en la reacción del oxígeno con una solución hidrogenada de no metales no coloides para formar una dispersión coloidal del no metal disuelto en agua.

Ejemplo: al burbujear oxígeno molecular sobre una solución de ácido sulfhídrico da como resultado azufre coloidal disuelto en agua. Igual con H_2Se .



Reducción: consiste en la reacción del hidrógeno con una solución oxigenada de un metal coloidal para formar una dispersión coloidal del metal disuelto en agua. Ejemplo: al burbujear hidrógeno molecular sobre una solución de óxido de cobre da como resultado el cobre coloidal disuelto en agua.

**2.5.6. Propiedades de las dispersiones coloidales**

Es el conjunto de características que sirven para identificar y diferenciar a una dispersión coloidal de cualquier otro sistema disperso. Estos son:

Inestabilidad: todos los coloides, con el tiempo o por agentes externos, se degradan, envejecen, se destruyen, pudren y se deterioran totalmente.

El requisito y precaución indispensable tienen las medicinas, alimentos, productos -químicos, rollos fotográficos, etc., en la fecha de expiración o vencimiento hasta la cual pueden ser utilizados sin inconveniente ninguno. Pasada esa fecha pueden causar molestias, intoxicaciones, muerte (en el caso de ser ingeridos) o no realizar el efecto deseado (rollos fotográficos y productos químicos).

Ejemplo:

La manteca, mantequilla y margarina se vuelven rancias al pasar mucho tiempo, el queso al ambiente y al descubierto se daña por acción del moho (hongos), los jugos con el calor ambiental y aún con refrigeración se fermentan, la sangre al salir del interior se coagula y pierde sus propiedades.

Propiedades físicas:

Aspecto: se refieren a las características externas y visibles del coloide por las cuales se puede reconocer fácilmente y son:

- Coloreados: sus micelas son pigmentadas es decir tienen un color característico.
- Turbios: los coloides son opacos, es decir no dejan pasar la luz.
- Viscosos: la mayoría de coloides son espesos, gelatinosos, hialinos (jaleas).
- Rígidos: los coloides desecados forman masas sólidas, duras y amorfas.
- Ejemplos: la sangre es turbia, coloreada de rojo por los glóbulos rojos, es viscosa y cuando se coagula forma la costra que es una masa sólida, dura y rígida. La leche enturbia, coloreada de blanco, es más o menos viscosa y cuando se coagula forma una masa dura, amorfa (queso) que puede volverse rígida.

Tensión superficial: los coloides liófilos y algunos liófilos presentan alta tensión superficial producida por la acumulación de las micelas en su superficie, dando lugar a la formación de costras, natas y membranas consistentes.

Esta tensión superficial sirve de protección a los coloides al impedir la evaporación del disolvente y la entrada de partículas extrañas en su interior; manteniendo la temperatura de la dispersión por lo que demoran algún tiempo en enfriarse.

Ejemplo:

La tensión superficial se manifiesta en el flan, caldos, cremas, engrudo, leche, gelatina, mermelada, frutas (cáscaras), piel, sangre, etc.

Presión osmótica: es la fuerza que se ejerce sobre la membrana semipermeable y es mayor cuando existe mayor cantidad de soluto añadido.

Las micelas no pueden atravesar las membranas semipermeables (no dializan) y se agrupan sobre ella ejerciendo una gran fuerza conocida como presión osmótica, deformando la membrana. La presión osmótica en los seres vivos está en equilibrio con la presión atmosférica y cualquier desequilibrio entre ellas provoca alteraciones que en ocasiones resulta fatal; por ejemplo: en las alturas, o ascensiones a elevaciones montañosas, la presión atmosférica disminuye y provoca el soroche. Este ocasiona la salida de la sangre, a través de los poros de la piel, debido a que la presión osmótica empuja a la sangre hacia el exterior y no existe la presión atmosférica suficiente que lo impida. En el espacio exterior, donde no hay presión atmosférica, nuestro cuerpo podría estallar y es necesaria la protección del cuerpo con trajes especiales.

Punto de congelación: es la cantidad exacta de frío que requiere una sustancia para pasar del estado líquido al sólido (hielo).

Los coloides requieren mayores fríos para congelarse, que lo que necesita el disolvente puro, debido a que las micelas se interponen entre las moléculas del disolvente (agua) evitando que se unan y que no se forme el hielo.

Para vencer esta barrera, se necesita mayores fríos para que la dispersión coloidal se congele. Se necesitará mayor cantidad de frío cuanto mayor sea el número de micelas existentes.

Ejemplo:

Al colocar en un congelador agua pura y jugo, al mismo tiempo, se determina que primero que se congela es el agua y forma el hielo, mientras que el jugo requiere mayor tiempo y mayor frío para congelarse y formar los helados.

Punto de ebullición: es la cantidad exacta de calor que se requiere para que una sustancia hierva y pase del estado líquido al gas. Es entonces que la presión del vapor del líquido se equilibra con la presión atmosférica, se rompe la tensión superficial y el líquido escapa como gas.

Las dispersiones coloidales requieren mayores cantidades de calor para hervir que la que requiere el disolvente puro, debido a que las micelas disminuyen la presión de vapor del disolvente, evitando que éste hierva rápidamente

Para poder elevar nuevamente la presión de vapor e igualarla con la presión atmosférica, se necesita mayores cantidades de calor. Se necesitará mayor calor, cuanto mayor sea el número de micelas existentes; esta es una relación directa.

Ejemplo:

El agua pura en Ambato hierve a 92°C. pero la adición de la gelatina sólida al agua permite que este coloide hierva a mayores temperaturas que 92°C.

Esta es la razón por la que los coloides hirvientes (leche, miel, caldos, chocolate, café, coladas, dulces, etc.) producen mayores quemaduras que el agua pura.

Propiedades ópticas

Son las propiedades que se pueden determinar en presencia de la luz y con ayuda de la vista.

Efecto Tyndall: se realiza con la iluminación lateral y la observación perpendicular, en un ambiente oscuro.

La luz choca con las micelas y la reflejan en todas direcciones, pudiendo observarlas separadas del disolvente comprobando con enfoque que las dispersiones coloidales son conjuntos heterogéneos (se ven las dos fases diferenciadas), aunque a simple vista aparezcan como aparentemente homogéneos.

Esto se debe a que las micelas son demasiado pequeñas como para poder ser vistas a simple vista, pero son lo suficientemente grandes como para reflejar y refractar la luz. Esta experiencia se realiza en una caja Tyndall, pintada de negro en su interior y con dos orificios: el lateral, para iluminar, y el superior, para la observación perpendicular.

Si dentro de la caja se pone un vaso con una dispersión coloidal y se la ilumina, se observa un haz de luz en el interior del coloide debido a que las micelas al ser iluminadas reflejan y refractan la luz iluminando su conjunto, se dice entonces que existe un medio ópticamente lleno (de micelas y de luz).

Pero si dentro de la caja se coloca un vaso con una solución (agua con ácido, base o sal) y se la ilumina, no se observa ninguna iluminación en el interior de la solución, debido a que sus partículas, por ser tan pequeñas, no alcanzan a reflejar ni a refractar la luz, permaneciendo oscuro. Se dice entonces que existe un “medio ópticamente vacío” (sin luz ni micelas).

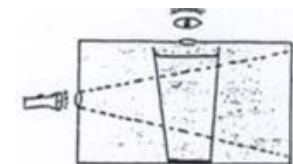
a.- Disp. Coloidal

Medio óptico lleno.
Las micelas reflejan
y refractan la luz.
Conjunto iluminado

a.



b.

**b.- Solución**

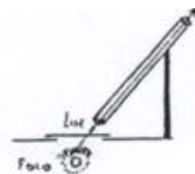
Medio óptico vacío. No
hay micelas que reflejo
en conjunto oscuro.

Figura 10. Observación
óptica.

El ultramicroscopio es un microscopio común, equipado con una caja Tyndall; es decir, tiene iluminación lateral que, al llegar al objeto, refleja la imagen hacia el ojo del observador, que mira perpendicularmente.

En los microscopios comunes, la iluminación viene desde abajo y la imagen del objeto se ve por transparencia; mientras que, en el ultramicroscopio, la iluminación es lateral y la imagen del objeto se ve por reflejo y no tiene mayores aumentos. Por ejemplo:

a.

**Microscopio común**

Visión por trasparen-
cia. Luz directa al ojo del
observador.
Observación directa.

b.

**Ultramicroscopio**

Visión por reflejo.
Iluminación lateral.
Observación perpendicular.

El movimiento de las micelas se debe a que el disolvente, con su movimiento molecular espontáneo y natural, ataca a las micelas para disolverlas. Pero, como no es posible su disolución, se mueven, son empujadas, chocan entre sí, se repelen de unas a otras y ocasionan este movimiento caótico y desordenado, llamado browniano en honor a su descubridor.

Figura 11. Movimiento
caótico y desordenado.

**Movimiento Browniano.**

Es caótico y desordenado e incesante.
Visión con ultramicroscopio.

Propiedades eléctricas

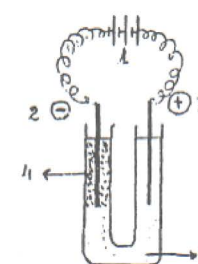
Las micelas de una dispersión coloidal pueden tener un solo tipo de carga eléctrica; al mismo tiempo son positivas, negativas o neutras (sin carga eléctrica). Los coloides con micelas con carga eléctrica. Pueden conducir la electricidad y pueden descomponerse al paso de ella (se separan las fases), que es el fenómeno químico conocido como electroforesis y puede suceder en dos casos:

- **Cataforesis:** las micelas son positivas y son atraídas por el cátodo o electrodo negativo, separándose del disolvente y el coloide. Se destruye el ánodo o electrodo positivo, repele a las micelas por tener igual carga eléctrica. Ejemplo: coloides de metales, óxidos metálicos, hidróxidos y colorantes básicos.

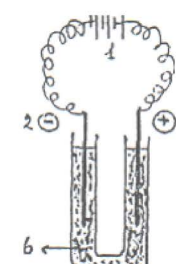
- **Anaforesis:** las micelas son negativas. Estas son atraídas por el ánodo o electrodo positivo, separándose del disolvente y el coloide. Se destruye el cátodo o electrodo negativo repele a las micelas por tener igual carga eléctrica. Ejemplo: coloides de no metales, almidón, goma arábica, colorantes ácidos, etc.

Los coloides con micelas neutras (sin carga eléctrica) no pueden conducir la electricidad ni descomponerse al paso de ella; pues al introducir los electrodos no atraen a ninguna partícula, ya que carecen de electricidad y el coloide permanece estable, sin descomponerse. Sus fases no se separan y dan lugar al fenómeno conocido como punto isoeléctrico y sucede en las sustancias orgánicas puras.

Para realizar la electroforesis se requiere un generador de energía eléctrica continua (pilas, acumulador, batería o transformador), para que existan polos eléctricos: positivo y negativo definidos que no cambien. Además, se requiere que el coloide tenga micelas con carga eléctrica, que puede deberse a que es un coloide de metales, no metales, de óxidos e hidróxidos, o puede deberse a que las micelas hayan atraído partículas extrañas a ellas y estas causen la carga eléctrica del coloide.



Cataforesis



Anaforesis

Punto isoeléctrico

1. Generador elec.
2. Cátodo: polo -.
3. Ánodo: polo +.
4. Micelas positivo.
5. Micelas negativo.
6. Micelas neutras.
7. Solvente.

Electroforesis

Si se unen dos dispersiones coloidales, del mismo signo, se mezclan y forman una dispersión coloidal de mayor volumen; pero si se unen dos dispersiones coloidales de diferente signo eléctrico, las micelas se unen separándose de sus respectivos disolventes. Se forma un coágulo y las dos dispersiones se dañan.

Adsorción: es la propiedad por la cual las micelas pueden atraer partículas extrañas y retenerlas superficialmente.

Este fenómeno es físico, pues no se producen cambios químicos en la estructura ni de las micelas, ni de las partículas extrañas incorporadas, ni en el coloide, a tal punto que las micelas pueden desalojar o eliminar a las partículas atraídas y volverse a producir el fenómeno tantas veces se hayan provocado.

Una mayor adsorción, se produce cuando existen mayor número de micelas, cuando las micelas son más pequeñas y cuando existe mayor movimiento browniano. Se debe a la afinidad de las micelas con determinadas partículas extrañas, siendo específico el proceso, puede deberse a la diferente carga eléctrica.

Las micelas pueden adquirir carga eléctrica cuando:

- Si atraen micelas de signo contrario pueden precipitar, coagular y dañarse.
- Pueden aumentar de tamaño, coagular y precipitar dañando al coloide.
- Los coloides se vuelven impuros, al contener partículas extrañas a él.

Ejemplos:

- En las fogatas el humo es adsorbido por la ropa y el mucus.
- La cebolla adsorbe el tufo del arroz guardado o quemado (col, papa cruda).
- El agua jabonosa adsorbe el veneno del perro envenenado y lo vomita (huevo).
- El carbón (trozos) adsorbe los malos olores del interior de las refrigeradoras.
- El humo de llantas quemadas adsorbe olores de bombas lacrimógenas.
- El humo de velas adsorbe los olores del tabaco.
- El talco adsorbe el aceite o manteca de las ropas al pasar plancha caliente.
- El humo de cascara de naranja adsorbe los olores del pescado cocinado.
- El mucus o esputo adsorben microbios, humos, polvo y protegen al organismo.

2.5.7. Aplicaciones de las dispersiones coloidales.

a.- Medicina: los productos químicos y las medicinas son dispersiones coloidales en el ser vivo: sus tejidos, secreciones y sangre se hallan en estado coloidal que deben ser tratados conociendo las propiedades de los coloides.

b.- Agricultura: el suelo, humus, abonos, fertilizantes, los mismos vegetales y sus productos son de naturaleza coloidal que permiten: aireación, circulación de agua, adsorción de alimentos, nutrición y desarrollo, etc.

c.- Tintorería: a las telas y tejidos se les añade goma o hidróxido de aluminio coloidal, en el proceso del mordentado, para que se vuelvan más resistentes al uso y que puedan adsorber los colorantes o tintes añadidos.

d.- Licorería: se utilizan carbones animales y vegetales para que adsorban las impurezas de los alcoholes, licores o jarabes y los purifiquen en su color y olor. También se puede realizar con frutas o cascara de mandarina, etc.

e.- Tenería: se utiliza tanino que se obtiene de la corteza del mangle que se añade a las pieles y cueros en el proceso del curtido, para que se vuelvan más duros, más resistentes, flexibles, durables e impermeables. Los cueros del calzado ya confeccionado (zapatos) se protegen con tinta y betún, untados de temporada en temporada.

f.- Industrial: utiliza las propiedades de los coloides en la preparación de enlatados, conservas, alimentos desecados, fritos, galletas, caramelos, salsa de tomate, mayonesa, jabón, cera para pisos, ropa confeccionada, zapatería, peletería, carteras, embutidos, gaseosos, cremas, mermeladas, etc.

El industrial químico deberá añadir conservantes o preservantes para que no se dañen rápidamente, sino que más bien duren más tiempo de lo normal. Además debe realizar estudios para impedir rechazo, alergias o dolencias orgánicas por parte de los consumidores.

g.- Guerras: se han construido mascarar con filtros para gases (con carbón, algodón lana de vidrio, etc.) Para impedir el paso de gases lacrimógenos, vomitivos, asfixiantes, mortales, bacterias, productos químicos venenosos, etc.

Estos gases son dispersiones coloidales que pueden ser adsorbidos y neutralizados con otros coloides, carbón, humos de combustibles quemados, etc.

Los cigarrillos llevan en su extremidad filtros con carbón, lana de vidrio, para adsorber el alquitrán nicotina, en parte, para precautelar la salud del fumador. Aun así, para el fumador es peligroso, atenta contra su salud y provoca el cáncer pulmonar.

2.6. Dispersidos o soluciones verdaderas.

2.6.1. Características generales.

a.- Son conjuntos perfectamente homogéneos, pues las partículas del soluto no pueden ser divisadas por ningún procedimiento. Estos son conjuntos unifásicos.

b.- Las partículas (moléculas iones) tienen un diámetro menor a 1 milimicra lo más pequeño de todos los sistemas dispersos.

c.- La difusión de las soluciones, o de sus solutos, en medio del agua es un proceso fácil y rápido debido a la gran afinidad química, pues tanto el soluto como el agua son sustancias polares (con polos eléctricos definidos).

d.- Las soluciones dializan, es decir pueden atravesar a través de una membrana semipermeable, pues sus partículas son más pequeñas que los poros de esta.

e.- Los solutos de soluciones no volátiles, tienen el aspecto de un cristal, es decir son sólidos morfas con una forma definida y específica. Las soluciones, en sí, tienen el aspecto fluido es decir se presentan como líquidos móviles (muy móviles) que se pueden trasvasar fácilmente.

f.- Las soluciones son conjuntos transparentes (nunca coloreados), debido a que sus partículas son tan pequeñas que no pueden reflejar ni refractar la luz y se puede ver a través de ella, sin que nada lo impida.

g.- Las soluciones tienen el aspecto límpido y nunca son opacas, ni turbias, excepto en los casos cuando exista una gran concentración del soluto

h.- Las soluciones tienen casi igual tensión superficial que al disolvente puro (agua), es decir la adicción del soluto altera muy poco su tensión por lo que no forman costras, membranas, natas, ni espuma, se enfrían rápidamente, etc.

i.- Las soluciones son conjuntos perfectamente estables pues no se degradan, no se pueden y no se separan sus fases manteniendo en frascos cerrados ni aun con el tiempo sufren alteraciones y ni con procesos mecánicos se logran separar sus fases (centrifugación, filtración, decantación).

2.6.2. Fórmula para el cálculo de la presión osmótica.

Se aplica la fórmula de la ecuación del estado de los gases (1), porque la presión osmótica de una solución es similar a la presión que ejercería un gas en esas condiciones de temperatura, cantidad de masa del soluto y su mol.

Ecuación (1)

$$P = \frac{g \times R \times T}{V \times M}$$

P = presión osmótica de la solución, sus unidades en: atmósfera.
g = masa del soluto disuelto en unidades en gramos.
R = constante de variación de energía: 0,08213 lts. atm/mol °K.
T = temperatura de la solución: en °K.
V = volumen de la solución en litros.
M = peso molecular del soluto disuelto expresado en g/mol.

De la fórmula, se pueden despejar los términos que servirán para calcular la masa del soluto o el volumen de la solución o el mol del soluto:

2.6.3. Variación de la presión osmótica.

La presión osmótica varía con varios factores, en forma directa o inversa, según cómo se deduce de la fórmula (2):

Ecuación (2)

$$\pi = \frac{g \times R \times T}{V \times M}$$

Relación directa: con la masa (g) y la temperatura (T) con el

Relación inversa: volumen (V) y con el mol (M)

Presión osmótica con la masa: relación directa, pues si existe más cantidad de soluto, habrá mayor cantidad de partículas que ejercerán mayor presión sobre la membrana semipermeable y viceversa.

Presión osmótica con la temperatura: relación directa, pues a mayor temperatura se producirán mayores movimientos moleculares tanto del soluto como del solvente, lo que ocasionará una mayor presión sobre la membrana semipermeable y viceversa.

Presión osmótica con el volumen: relación inversa, pues con mayor volumen la solución es diluida y ejercerá menor presión; y, con menor volumen la solución es concentrada, y ejercerá mayor presión sobre la membrana semipermeable y viceversa.

Presión osmótica con el mol: relación inversa, pues con menor mol habrá mayor número de moles del soluto (Ec. 3) ($n = g/M$) y ejercerán mayor presión osmótica; y, cuando tiene mayor mol, habrá menor número de moles del soluto ($n = g/M$) y ejercerán menor presión osmótica y viceversa.

2.6.4. Problemas de aplicación.

Problema 1.- Se han disuelto 50 gramos de glucosa en agua, formando 1,5 litros de solución a 40°C de temperatura. Calcula la presión osmótica que se requerirá para impedir el paso del solvente.

Datos:

g = 50 g glucosa
V = 1,5 lt.
T = 40°C + 273° = 313°K
R = 0,0821 lt.atm/mol-1.0^1
M = 180 g/mol glucosa
 $\pi = x$
 $C_6H_{12}O_6$
 $6C = 72_gC$
 $12H = 12GH$
 $6O = 96_gO$

Ecuación 1: $\frac{g \times R}{T \times V \times M}$

$$\pi = \frac{50k \text{ glucosa} \times 0.0821 \text{ lt} \cdot \text{atm} / \text{mol}^\circ K \times 313^\circ K}{1.5 \text{ lt} - 180 \frac{g}{\text{mol}} \text{ glucosa}}$$

$$\pi = W > 75 \text{ atm}$$

Ejemplo:

- En 380 mililitros de solución se ha disuelto cierta cantidad de hidróxido de potasio a 87°C, provocando una presión osmótica de 12ríf8 atmósferas. Calcula la masa del soluto contenido.

Datos: V = 380 m\ x1 lt/ 1.000 mi = 0,38 lt KOH
g = X 1 K = 39g K
T = 87°0 + 273 « = 360°K 10 = 16g O
T= 12, 1+8 atm 1H = 1 g H
MI = 56 g/mol KOH M1 = 56 g/mol KOH

Ecuaciones 1 y 2:

$$\pi = \frac{g \times R \times T}{V \times M} \quad g = \frac{0.38 \text{ lt} \times 12.48 \text{ atm} \times \frac{56g}{\text{mol}} \times \pi}{0.0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{lt}}{\text{mol}^\circ K} \times 360^\circ K}$$

$$g = \frac{V \times \pi \times M}{R \times T} \quad g = 8,98 \text{ g KOH}$$

2.6.5. Diálisis.

a.- Concepto

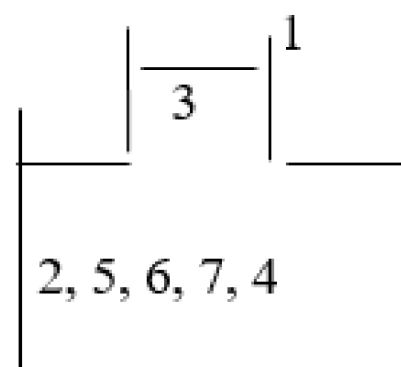
Diálisis es el flujo o paso del disolvente junto con partículas del soluto a través de una membrana semipermeable donde pasan los cristaloides, no los coloides.

Los cristaloides pueden pasar a través de la membrana, porque sus partículas son más pequeñas que los poros de la membrana, siendo ácidos, bases, sales, glucosa, etc. Estos son ejemplos típicos de cristaloides, que pasan junto al agua.

Los coloides no pueden pasar a través de la membrana, porque sus partículas tienen un tamaño más grande que los poros de la membrana y quedan retenidas; ejemplos típicos son: la sangre, la linfa, almidón, secreción seminal, cerumen, etc.

El proceso de la diálisis está ayudado por el paso del disolvente desde la solución hipotónica hacia la solución hipertónica (osmosis) a través de la membrana semipermeable.

Este disolvente se difunde en la solución hipertónica y pueden disolver a los cristaloides hasta formar partículas tan diminutas que puede atravesar por los poros de la membrana; mientras que los coloides, no pueden disolverse tanto, alcanzando un tamaño que resulta ser más grande que los poros de la membrana y quedan retenidos en el interior de ésta. (Experiencia, de Graham):



1. Dializador.
 2. Membrana semipermeable.
 3. Solución concentrada de cristaloides y coloides.
 4. Disolvente puro o solución diluida: hipotónica.
 5. Flujo del disolvente: OSMOSIS.
 6. Paso de partículas cristaloides
 7. Retención de micelas coloidales
- } Diálisis.

b.- Aceleración del proceso

- Cambiando constantemente el disolvente, para que siempre esté puro y no se con-centre por el paso de cristaloides.
- Manteniendo al disolvente en movimiento, para que siempre esté puro y no llegue a concentrarse, se lo puede realizar mediante una corriente de disolvente.
- Introduciendo electrodos en el disolvente puro, que atraerán a las partículas electrizadas del cristaloides, acelerando el paso de partículas.
- No se debe utilizar calor para acelerar el proceso, pues puede ocasionar la coagulación del coloide y taponar la membrana o dañarla definitivamente.

2.6.. Difusión.

a.- Concepto

Difusión es un fenómeno físico por el cual se produce la dispersión, o expansión espontánea y natural de una sustancia (solute) en medio de otra sustancia (solvente).

La difusión se debe al intenso movimiento molecular del solvente, que actúa sobre las capas superficiales del soluto (si es sólido), arrancándolas y permitiendo al mismo tiempo su difusión en los espacios intermoleculares que tiene el solvente. El soluto se desplaza entonces, desde una región de alta concentración (solute cristalizado o líquido concentrado), hacia un medio de menor concentración (disolvente puro) quedando uniformemente distribuido.

b.- Causas y relación

- **Movimiento molecular del solvente:** que permite la separación y difusión de las partículas superficiales del soluto; y, cuando existe mayor movimiento molecular, se produce una mayor y más rápida difusión, por ejemplo, cuando se agita el solvente.
- **Naturaleza del soluto:** los cristaloides se difunden más fácil y rápidamente que los coloides, cuya difusión es lenta y a veces no se produce por no ser miscibles entre el soluto y el solvente.
- **Afinidad:** entre el soluto y el solvente, es decir que sean miscibles o que puedan unirse entre sí, lo cual se debe al tipo de enlace químico que tengan y a la constante di-eléctrica del soluto y del solvente: solutos polares se disuelven en solventes polares y solutos no polares se disuelven en solventes no polares.

Ejemplo:

La sacarosa se disuelve en agua, pero no se disuelve en gasolina, la brea se disuelve en gasolina, pero no se disuelve en agua.



3

**SOLUCIONES
IÓNICAS**

3.1. Ionización

3.1.1. Concepto.

La ionización es un fenómeno químico por el cual, las moléculas de los electrolitos (ácidos, bases y sales), al disolverse en el agua o al estar secas pero fundidas (líquidas con ayuda del calor), se disocian para formar iones (positivos y negativos), los cuales pueden conducir la electricidad.

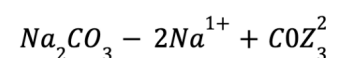
La atracción y la repulsión de los iones, causada: por la ley de cargas eléctricas, explica el constante movimiento y la conducción eléctrica, por parte de los iones y las sustancias que así actúan se denominan electrolitos.

Las moléculas de los electrolitos sufren dos procesos consecutivos, que no son sinónimos, por el contrario, son diferentes entre sí y son: disociación e ionización.

- La disociación: rotura de la molécula y separación en sus iones.
- La ionización: es el fenómeno completo, que incluye: la disociación, movimiento de los iones, la conducción eléctrica, atracción y repulsión de iones.

Ejemplos:

Al disolver el carbonato de sodio en agua o al fundirlo (volverle líquido con ayuda de elevadas temperaturas), se disocia e ioniza en sus iones respectivos: catión sodio y anión carbonato, los cuales al estar en constante movimiento (por la atracción y repulsión de cargas eléctricas), pueden conducir la electricidad, por lo que el carbonato de sodio es un electrolito.



Iones: conductores de la electricidad.

Molécula Electrolito	2 catión monovalente	1 anión bivalente
-------------------------	-------------------------	----------------------

3.1.2. Conceptos fundamentales

- Solución electrolítica:** Solución que se forma al disolver en el agua un electrolito que al disociarse forma iones positivos y negativos presentes al mismo tiempo en la solución, por lo que la solución resulta ser eléctricamente neutra: igual número de cargas positivas y negativas.
- Ion:** Pedazo de la molécula. Partícula que puede tener carga eléctrica positiva o negativa. El término ion etimológicamente significa errante o viajero, porque se halla en constante movimiento, debido a la atracción y repulsión de cargas eléctricas.
- Anión:** Es el ion de carga eléctrica negativa, que es atraído por el ánodo o electrodo positivo (terminal eléctrico), de ahí su nombre de anión; en donde cede electrones (fenómeno de oxidación del reductor) y se transforma en partícula neutra.

- Catión:** es el ion de carga eléctrica positiva, que es atraído por el cátodo o electrodo negativo (terminal eléctrico), de ahí su nombre de catión, en donde recibe electrones (fenómeno de reducción del oxidante) y se transforma en partícula neutra.
- Electrolito:** es la molécula de un ácido, base o sal, que al disolverse en el agua o al fundirse, se disocia en sus iones y puede conducir la electricidad y descomponerse a su paso. Son solutos polares. Se clasifican en electrolitos fuertes y electrolitos débiles.

Electrolitos fuertes: son las moléculas de las sustancias que al disolverse en el agua o al fundirse, se ionizan en un gran porcentaje: del 60% al 90%, existiendo por lo tanto poca cantidad de moléculas que no se ionizan y esto trae como consecuencia que puedan conducir en mayor intensidad la electricidad, (se demuestra porque el foco se enciende con gran luminosidad).

Ejemplos:

Ácidos: HCl, HBr, HNO₃, HClO₃, HClO₄, H₂SO₄

Bases: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂, +Ra (OH)₂

Sales: binarias (desinencia URO, no oxigenadas) y ternarias (desinencia ATO e ITO oxigenadas) que procedan de un ácido fuerte o de una base fuerte o ambos al mismo tiempo.

Electrolitos débiles: Son las moléculas de las sustancias que al disolverse en el agua o al fundirse, se ionizan en un poco porcentaje, del 0.5% al 1. %, existiendo por lo tanto gran cantidad de moléculas que no alcanzan a ionizarse; y, esto trae como consecuencia que puedan conducir con mínima intensidad la electricidad (se demuestra porque el foco enciende levemente).

Ejemplos:

Ácidos: el resto de ácidos no especificados como fuertes; y, los ácidos orgánicos.

Bases: todos los hidróxidos, excepto los de los alcalino y alcalino terreo.

Sales: las procedentes de ácidos débiles y bases débiles; y, las sales orgánicas (procedentes de ácidos orgánicos)

- No electrolito:** Es la molécula de las sustancias, que al ponerse en contacto con el agua no se disocia ni ioniza, quedando las sustancias como moléculas, que por ser eléctricamente neutras no pueden conducir la electricidad. Se demuestra porque el foco no se ilumina o no se enciende. ¿Algunas sustancias únicamente se disuelven, pero no se ionizan (glucosa, etanol propano, sacarosa, etc.), en cambio, otras sustancias ni siquiera se disuelven (gasolina, kerosene, grasas, diésel, etc.). Son solutos no polares. Con el calor, al tratar de fundirlas, la mayoría de estas sustancias se volatilizan, es decir pasan al estado gaseoso, es decir se gasifican o vaporizan, pero no se disocian ni ionizan.

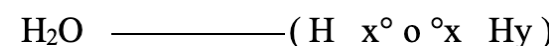
3.1.3. Causas de la ionización.

La causa o razón de la disociación e ionización se halla en el poder de disolución y de disociación que tiene el agua, que ocasiona el rompimiento de las moléculas de los electrolitos, para formar sus respectivos iones.

El agua es un disolvente polar (con polos eléctricos + y -), formado por 2 átomos de hidrógeno (+) y 1 átomo de oxígeno (-), que están unidos con un enlace covalente polar, provocado por la compartición asimétrica de 2 pares de electrones, debido a la diferente electronegatividad que tienen el H y el O.

El oxígeno: tiene una elevada electronegatividad (3.5), por lo que atrae con mayor fuerza a los electrones compartidos y adquiere la carga eléctrica parcial negativa. Los pares de e-, compartidos, se acercan más al Oxígeno.

El hidrógeno: tiene una menor electronegatividad (2.1) que el oxígeno, por lo que atrae con menor fuerza al par de electrones compartido y adquiere la carga eléctrica parcial positiva. Los pares de electrones se alejan del hidrógeno y se acercan al oxígeno, en su compartimiento.



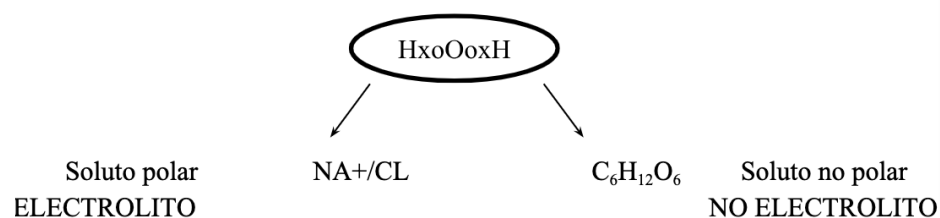
Agua: Disolvente polar por tener el enlace covalente polar por la compartición asimétrica de 2 pares de e-.

Esto trae como consecuencia, que el átomo de oxígeno y los 2 átomos de hidrógeno al estar unidos con enlace covalente polar, presenten polos eléctricos parciales por la diferente compartición de los pares de electrones y puedan atraer por diferencia de cargas eléctricas, a los átomos o grupos atómicos que presenten polos eléctricos.

Los polos del agua actúan como verdaderos imanes sobre los polos de signo contrario de las moléculas de los electrolitos, disociando sus moléculas y formando los iones correspondientes, por atracción de cargas opuestas.

En cambio, los polos del agua, no pueden romper y a veces ni disolver, a las moléculas de los no electrolitos, que carecen de polos eléctricos; y entonces únicamente se forman moléculas, que no se disocian ni ionizan.

Agua: disolvente polar



3.1.4 Notación iónica.

Es la manera correcta de escribir una ecuación de ionización, para lo que se pondrán en práctica las siguientes reglas:

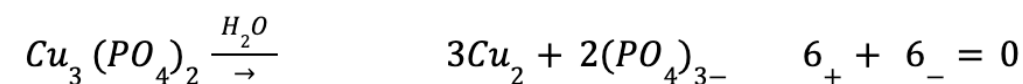
- Se escribe correctamente la fórmula del electrolito.
- Se grafica una flecha, que se leerá: forma, produce, ocasiona. Da como resultado encima de la flecha o debajo de ella; se especificará si la disociación se realiza en el agua o en seco con ayuda del calor (fundida).
- A continuación de la flecha, se escriben los símbolos o radicales de los cationes y aniones, con un coeficiente igual al subíndice de la fórmula molecular del compuesto, para especificar el número exacto de cada uno de ellos.
- Los cationes en su parte superior derecha, tendrá un número igual a su específica valencia, seguido del signo + porque su carga eléctrica es positiva.
- Los aniones en su parte superior derecha, tendrá un número igual a su específica valencia, seguido del signo - porque su carga eléctrica es negativa.
- La suma de las cargas eléctricas positivas, debe ser igual a la suma de las cargas eléctricas negativas, porque toda ionización es eléctricamente neutra según el postulado de Arrhenius.

Son cationes: el H, los metales y el radical amonio y su familia.

Son aniones: el oxidrilo (OH). No metales de la I y II familia; y, los radicales halogénicos (el resto de la molécula de los oxácidos al eliminar H).

Ejemplos:

Ecuación de ionización del fosfato cúprico disuelto en agua.



0 moléculas
Electrolito

3 cationes
bivalente

2 anión
trivalente

3.1.5. Leyes de la ionización

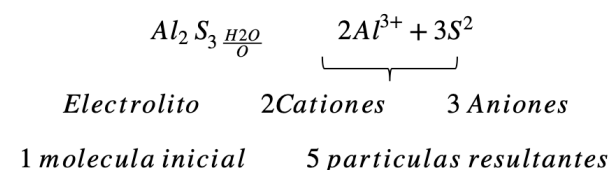
Existen dos leyes que rigen y tratan de explicar el proceso químico de la ionización y son la establecida por Arrhenius en 1887 y la de P. Debye y E. Huckel en 1923.

a. Ley de la ionización de S van te Arrhenius

Este científico estableció los siguientes postulados que rigen el proceso de la ionización y que constituyen una ley científica, debidamente comprobada.

a.1- Todo electrolito, al disolverse en agua o seco pero fundido, se ioniza. En la solución iónica resultante, hay un mayor número de partículas, que antes de su disociación, debido a que la molécula se rompe en sus iones.

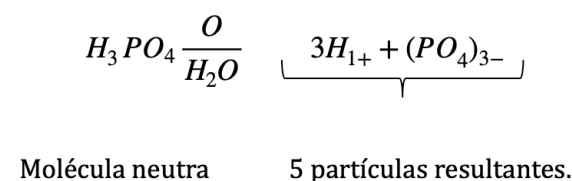
Ejemplos:



a.2 Toda ionización es eléctricamente neutra.

Esto se debe a que la suma de cargas eléctricas positivas es igual a la suma de las cargas eléctricas negativas.

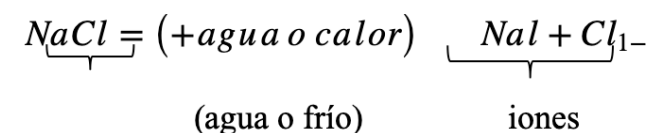
Ejemplos:



a.3. La ionización es reversible

La molécula puede disociarse y formar iones; y, los iones pueden volver a unirse para formar la molécula inicial, siempre y cuando el soluto no sea volátil.

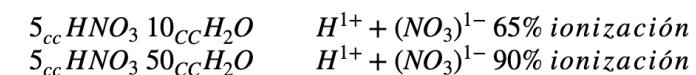
Ejemplos:



a.4. Al adicionar agua, la ionización aumenta en su porcentaje.

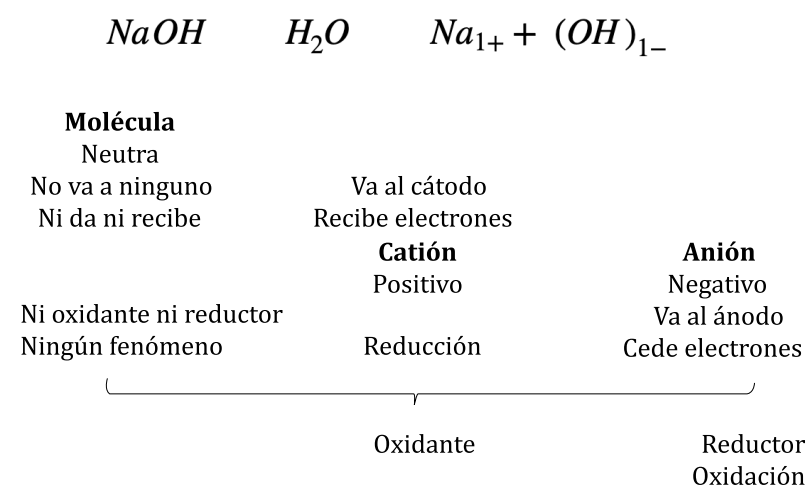
Con el aumento de disolvente (dilución), las moléculas que no se hablan ionizado, entonces si se disocian, aumentando el porcentaje de ionizado.

Ejemplo:



a.5. Cada ion actúa en forma independiente de los otros iones y de su molécula. Esto se debe a que cada ion y cada molécula, tienen sus propiedades específicas, que los hace ser diferentes uno de otro y a tener un comportamiento químico y físico diferente entre sí.

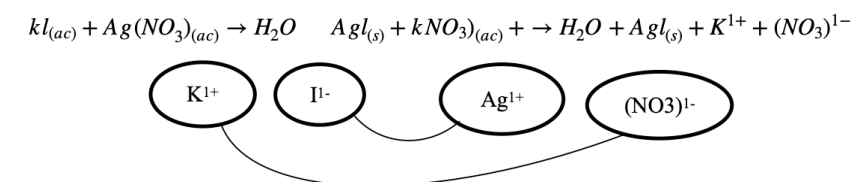
Ejemplo:



La reacción entre electrolitos disueltos en agua es rápida, fácil y total.

Esto se debe a que los iones de una sustancia atraen a los iones de signo contrario de la otra sustancia, lo que permite que la reacción sea rápida, fácil y total, cuando se ponen en contacto.

Ejemplo: la reacción entre el yoduro de potasio acuoso con el nitrato de plata acuoso, da como resultado yoduro de plata sólido precipitado y el nitrato de potasio acuoso, que se realiza rápida, fácil y totalmente.



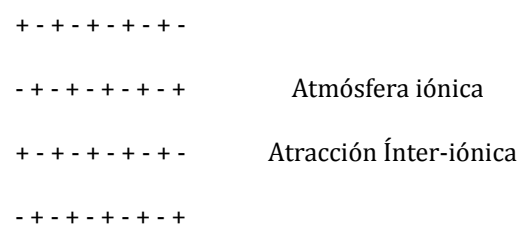
a.6. Los electrolitos, en soluciones acuosas, alteran en mayor grado las propiedades coligativas, que cualquier otra sustancia

Las propiedades coligativas (punto de ebullición, punto de congelación y presión osmótica) se alteran en relación directa con la cantidad de partículas del soluto disuelto, por lo que se deduce que: los electrolitos fuertes alteran en mayor grado las propiedades (mayor % de ionización) que los electrolitos débiles (menor % de ionización) y que los no electrolitos (no se ionizan).

b. Ley de la ionización de Peter Debye y Erich Huckel

Es la ley de la atracción inter-iónica que se presenta únicamente en los electrolitos fuertes concentrados, donde existe mayor cantidad de soluto y mínima cantidad de solvente.

Es entonces que aparece la atmósfera iónica, en la que cada ion está rodeado de los iones de signo contrario, debido a la escasa ionización por la poca cantidad de solvente, que provoca una gran atracción entre los iones existentes, que es contrario a su comportamiento normal como electrolito fuerte.



Esta atmósfera iónica trae como consecuencias las siguientes:

- Escasísima ionización del electrolito.
- Mayor porcentaje de moléculas sin ionizarse.
- Iones rodeados de otros iones de signo contrario.
- Escasísima movilidad de los iones.
- Mínima conductibilidad eléctrica.
- Mayor atracción Inter-iónica: se atraen los iones y forman moléculas, que, si el soluto es sólido, éste precipita como cristal por la sobresaturación.
- Menor alteración de las propiedades coligativas, porque el electrolito está actuando como electrolito débil o como no electrolito; y, no como electrolitos fuertes.

Este comportamiento anormal de los electrolitos fuertes concentrados (poca cantidad de solvente), se soluciona o corrige, añadiendo disolvente (disolución), con lo que se obtiene un electrolito fuerte diluido, desapareciendo la atmósfera iónica y todas sus consecuencias anteriormente anotadas.

Entonces existirá el siguiente comportamiento del electrolito fuerte diluido:

- Mayor ionización del electrolito.
- Mínimo porcentaje de moléculas sin ionizarse.
- Iones separados de los otros iones de signo contrario.
- Amplísima movilidad de los iones.
- Mayor conductividad eléctrica: el foco se enciende mucho.
- Mínima o escasa atracción inter-iónica.
- Mayor aceleración de las propiedades coligativas, porque hay mayor número de partículas en la solución, al aumentar el 1% de ionización: el electrolito actúa como iones y no como moléculas.

Su comportamiento entonces se acerca a lo ideal y calculado. Esta ley de Debye y Huckel es una ampliación de la ley de Arrhenius, porque hace referencia al aumento de disolvente y a la alteración de las propiedades coligativas (postulados a.4 y a.6 de Arrhenius).

3.2. Hidrólisis

3.2.1. Concepto.

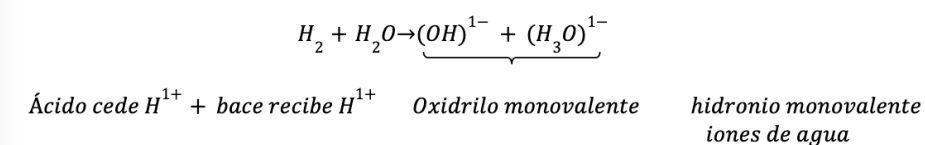
Hidrólisis (hidro = agua, lisis = descomposición) es un fenómeno químico por el cual se descompone una sustancia por medio del agua. Los electrolitos, al disolverse en el agua, se disocian en sus iones, por acción de los polos eléctricos que presenta el agua que actúan sobre los polos de signo contrario que tiene el electrolito disuelto y, entonces, se produce una verdadera reacción química entre los iones del agua y los del electrolito.

3.2.2. Fundamentos químicos.

Según la teoría de Bronsted y Lowry, ácido es toda sustancia capaz de ceder protones (iones H⁺) y base es toda sustancia que puede recibirlos.

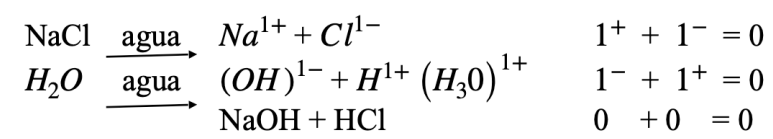
Bajo este punto de vista, el agua es una sustancia anfiprótica, porque puede actuar al mismo tiempo como ácido (cediendo protones) y como base (recibiendo protones).

Esto trae como consecuencia que el agua pueda formar iones: hidronio y oxidrilo, aunque en una mínima cantidad, apenas 1 molécula de agua se ioniza en 10 millones de litros de agua, por lo que la conducción eléctrica es nula y al agua se le considera como no electrolito, cuando es químicamente pura.



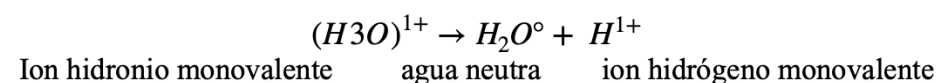
La hidrólisis se explica por la reacción de los iones del agua, con los iones del electrolito disuelto, para regenerar las sustancias que dieron origen al soluto disuelto, reacción que es posible por la atracción de cargas eléctricas contrarias.

Ejemplos:



Por la hidrólisis del cloruro de sodio, se han regenerado el hidróxido de sodio y el ácido clorhídrico, que fue la sustancia que al reaccionar dio origen al cloruro de sodio.

El ion hidronio se descompone en agua H₂O y en el ion hidrogeno que es el que verdaderamente reacciona con el ion negativo del electrolito.

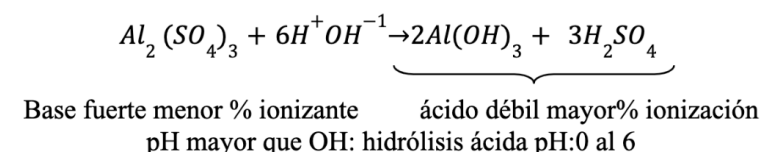


3.2.3. Clases de hidrólisis.

Cuando se realiza la hidrólisis de una sal inorgánica, la hidrólisis puede ser de 3 clases: de reacción ácida, básica o neutra, según el tipo de sustancia que se regenera (ácido o base) y su calidad (fuerte o débil).

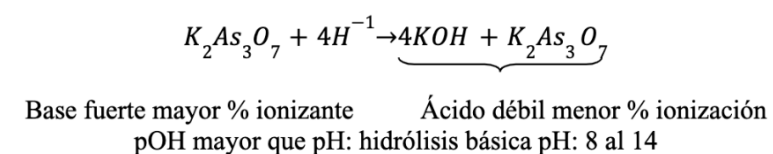
a. Hidrólisis ácida: se produce cuando se regenera un ácido fuerte y una base débil, por lo que en la solución existe mayor porcentaje de iones hidronio (o hidrógeno) que de iones oxidrilo, que le confiere el carácter ácido a la solución electrolítica, con un pH 0 al 6. El 0 es lo máximo.

Ejemplo:



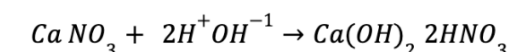
b. Hidrólisis básica: se produce cuando se regenera una base fuerte y un ácido débil, por lo que en la solución existe mayor porcentaje de iones oxidrilo, que de iones hidronio (o hidrógeno), que le confiere el carácter básico a la solución electrolítica, con un pH 8 al 14. El 0 es lo máximo.

Ejemplo:



c. Hidrólisis Neutra: Se produce cuando se regenera un ácido fuerte y una base fuerte, o se regenera un ácido débil y una base débil; por lo que en la solución existe casi igual concentración de iones hidronio (o hidrógeno) y de iones oxidrilo, lo que le confiere el carácter neutro a la solución electrolítica, con un pH 7. El 7 está localizado en la mitad de la escala.

Ejemplo:



Base fuerte mayor % ionizante Ácido débil menor % ionización
pOH mayor que pH: hidrólisis neutra pH: 7

Ejercicios:

Realiza las ecuaciones de hidrólisis con sus respectivos pH de las siguientes sustancias:

- | | |
|------------------------|--------------------------------------|
| -cloruro de tecnecio | - sulfuro férrico |
| -piro-arsenito cúprico | - sulfuro de uranio |
| -sulfato de uranio | - fosfato de bario |
| -orto carbonato ceroso | - clorato de niobios selenito áurico |
| -meta fosfito de bario | - cianuro de holmio |
| -nitrato de amonio | - hipotelurito tálico |
| -telurato níquelico | - sulfato de potasio |

3.3. Reacciones iónicas.

3.3.1. Definición.

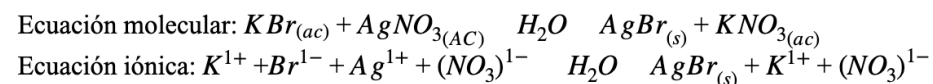
Son las reacciones que se producen entre los iones de las sustancias reaccionan entre sí y no entre sus moléculas, cuando intervienen electrolitos acuosos.

Esto se debe a que el electrolito al disolverse en el agua se ioniza y disocia en sus iones, los cuales podrán reaccionar con los iones de signo contrario del otro electrolito disuelto en agua, lo que hace que la relación sea rápida, fácil y total, con lo que se cumple el postulado de la ley de Arrhenius, por la atracción de cargas eléctricas de signo contrario.

3.3.2. Notación de las reacciones iónicas.

La escritura de las reacciones entre electrolitos debe realizarse con las atracciones iónicas y no son ecuaciones moleculares, porque la reacción se realiza entre iones de los electrolitos reaccionantes y no entre sus moléculas; sin embargo, es de uso más generalizado, por ecuaciones moleculares, por más rápidas y fáciles de escribir, pero no expresan la variedad científica de lo realizado.

Por ejemplo: escribir las ecuaciones molecular e iónica, igualadas, de la reacción del bromuro de potasio acuoso con el nitrato de plata acuoso, dándole como resultado el bromuro de plata, sólido precipitado, y el nitrato de potasio acuoso.



3.3.3. Condiciones o requisitos.

Para que se pueda realizar una reacción iónica y poderla representar correctamente con sus respectivas ecuaciones iónicas, se deben cumplir las siguientes condiciones o requisitos:

a. La reacción tiene que realizarse entre electrolitos acuosos, es decir, que estén disueltos en agua.

b. La reacción tiene que ser de doble descomposición o de doble sustitución, porque:

- Las dos sustancias tienen que descomponerse en sus iones respectivos.
- Entre las sustancias debe producirse un intercambio de cationes.

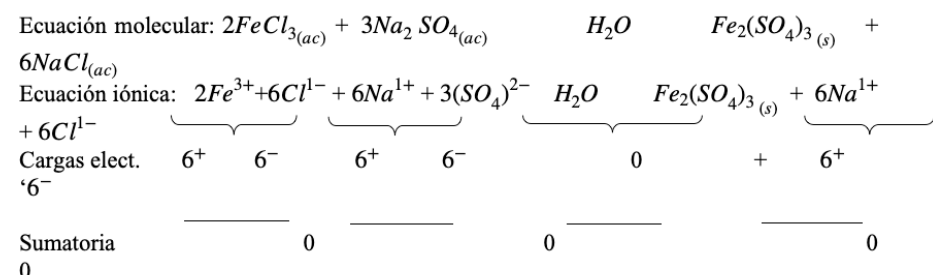
c. La reacción debe ser de carácter irreversible, porque:

- Los resultados no deben regenerar a las sustancias reaccionantes.
- Uno de los resultantes no debe ionizarse: por ser gas y desprenderse o por ser un sólido insoluble precipitado, lo que impide la reacción reversible.

d. Las ecuaciones, tanto molecular como iónica, deben estar perfectamente igualadas o equilibradas, tanto en su forma química (igual número de elementos químicos), como en su forma matemática (igual número de cargas eléctricas positivas y negativas en todas las sustancias que se ionicen).

Ejemplo:

Escribir las ecuaciones moleculares e iónicas, igualadas, de la reacción química entre el cloruro férrico acuoso con el sulfato de sodio acuoso, dándonos como resultado el sulfato férrico, sólido precipitado y el cloruro de sodio acuoso.



3.4. Electrólisis.

3.4.1. Concepto de electrólisis.

La electrólisis (electro = electricidad y lisis = descomposición) es el fenómeno químico por el cual se descompone una sustancia por medio de la electricidad.

Cuando en una solución electrolítica se introducen los dos electrodos de un circuito eléctrico, los iones se separan del conjunto y se dirigen hacia los electrodos de signo contrario (catión al cátodo y anión al ánodo), en donde sufren transformaciones químicas, para formar nuevas sustancias, diferentes a las iniciales

3.4.2. Condiciones.

Para poder realizar la electrólisis, se requiere de lo siguiente:

- Electrolito:** que puede estar disuelto en agua o seco pero fundido con ayuda del calor, en donde existen los iones, que son los conductores de la electricidad y los que van a sufrir cambios químicos en el proceso.
- Generadores de energía eléctrica continua:** que pueden ser pilas secas o acumuladores (mal llamadas baterías) o un transformador de energía eléctrica (de alterna a continua), que brindan polos eléctricos fijos y definidos: positivo y negativo.
- Electrodos:** terminales eléctricos que deben estar conectados al generador eléctrico y de un material resistente: platino o grafito, que no se altere ni sufra ningún tipo de cambio, cuando estén en contacto con el agua o con el electrolito o con la electricidad y sean excelentes conductores eléctricos. Son dos: el ánodo o electrodo positivo y el cátodo o electrodo negativo, conectados a los respectivos polos eléctricos del generador.
- Voltámetro:** aparato de vidrio especial para realizar la electrólisis de un electrolito disuelto en el agua, que tiene electrodos de platino. Si se carece de voltámetro, se puede construir una cuba electrolítica, recipiente de material asistente de la electricidad: vidrio, plástico o arcilla, que va a contener a la solución electrolítica y a los dos electrodos de grafito.

1. Cuba electrolítica.
2. Generador de energía eléctrica continua.
3. Ánodo o electrodo positivo.
4. Cátodo o electrodo negativo.
5. Electrolito acuoso o fundido.
6. Voltámetro de Hoffman

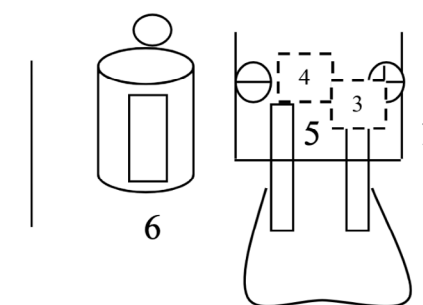


Figura 13. Cuba electrolítica.

3.4.3. Explicación del fenómeno electrolítico.

a. El electrolito acuoso o fundido está dissociado en sus iones positivos (cationes) y sus iones negativos (aniones), en el interior de la cuba o voltámetro.

b. Al conectar los electrodos al generador eléctrico, se produce el movimiento y migración de los iones hacia los electrodos de signo contrario, debido a la atracción de cargas eléctricas de signo contrario.

c. Los aniones (iones negativos) son atraídos por el ánodo, en donde ceden electrones, proceso conocido con el nombre de oxidación del reductor; luego de lo cual, los aniones hacia los electrodos de signo contrario, debido a la atracción, forman partículas neutras: átomos o radicales.

Anión $\longrightarrow e^- +$ partícula neutra (oxidación del reductor).

d. Los cationes (iones positivos) son atraídos por el cátodo, en donde reciben electrones, proceso conocido como reducción del oxidante, luego de lo cual, los cationes pierden sus cargas eléctricas, dejan de ser iones y se transforman en partículas neutras: átomos o radicales.

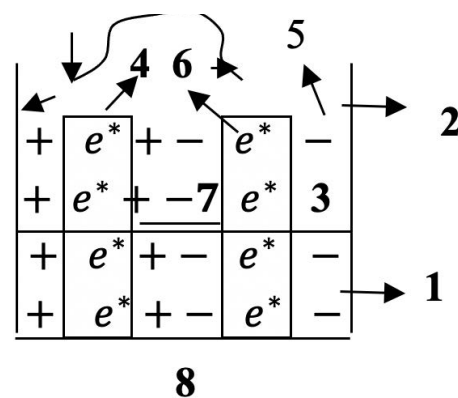
Catión $+ e^- \longrightarrow$ partícula neutra (reducción del oxidante).

El número de electrones que cede o recibe depende de la valencia específica con la que está funcionando el ion.

e. Se produce entonces la transferencia de electrones desde el ánodo (donde los aniones ceden electrones), hacia el cátodo (donde los cationes reciben electrones), electrones que viajan por el circuito eléctrico externo.

f. Este desplazamiento de los iones hacia los electrodos de signo contrario, así como la transferencia de electrones, explica la conducción eléctrica por parte de los electrolitos.

g. Luego de todo este proceso, las partículas neutras formadas (átomos o radicales) se transforman químicamente, al reaccionar con el agua o consigo mismo, según la finalidad química que exista, o pueden desprenderse si son gases.



- 1.- Solución electrolítica acuosa o fundida
- 2.- Generador de energía eléctrica continua
- 3.- Aniones que ceden electrones (oxidación del reductor)
- 4.- Ánodo o electrodo positivo
- 5.- Transferencia de e^- del ánodo al cátodo
- 6.- Cátodo o electrodo negativo
- 7.- Cationes que reciben e^- (Reducción del oxidante)
- 8.- Probablemente transformaciones químicas: reacciones con el agua o consigo mismo o con otras partículas.

3.4.4. Acciones de la electrólisis.

En el fenómeno químico de electrólisis, se producen las acciones consecutivas, que son la acción primaria y la acción secundaria de la electrólisis.

En la electrólisis de electrolitos acuosos se producen las dos acciones: mientras que, en la electrólisis de electrolitos fundidos, se produce únicamente la acción primaria, porque no hay agua que facilite las reacciones posibles.

a. Acción primaria: consiste en la atracción de los aniones hacia el electrodo de signo contrario, en donde pierden sus cargas eléctricas, dejan de ser iones y se transforman en átomos neutros o radicales neutros.

Para esto, los aniones deben ceder electrones (oxidación del reductor), mientras que los cationes deben recibir electrones (reducción del oxidante), produciéndose entonces las transferencias de electrones, desde el ánodo al cátodo.

Ánodo: $\text{aniones}^- \longrightarrow e^- +$ partículas neutras (oxidación del reductor)
 Cátodo: $\text{cationes}^+ + e^- \longrightarrow$ partículas neutras (reducción del oxidante)

b.- Acción secundaria: son las posibles reacciones químicas, que pueden realizarse en cada uno de los electrodos, entre las partículas neutras formadas, con el agua existente en el recipiente donde se realice la electrólisis.

Además, pueden realizarse reacciones químicas entre las sustancias formadas en cada uno de los electrodos, para formar otras sustancias más complejas. Son posibles, porque no todas las partículas neutras pueden relacionarse con el agua, debido a que no todas tienen afinidad con el agua, por lo que es necesario átomos específicos y radicales que puedan reaccionar con el agua, en cada uno de los electrodos.

b.1. Reacciones en el ánodo o electrodo positivo:

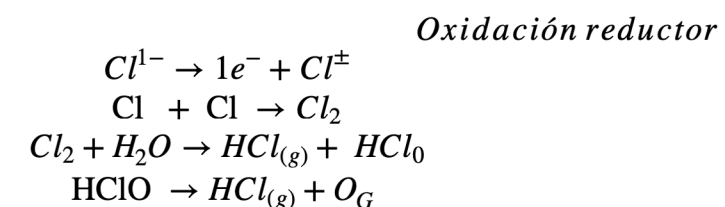
Los aniones, en el ánodo, ceden electrones y se transforman en partículas neutras, y las únicas que pueden reaccionar con el agua son:

No metales halógenos: F, Cl, Br, I, que en primer lugar reaccionan consigo mismos, para formar moléculas di-atómicas: F_2 flúor molecular, Cl_2 cloro molecular, Br_2 molecular, I_2 yodo molecular.

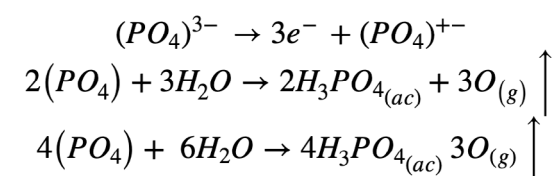
Estas moléculas reaccionan con el agua, para formar el ácido hidrácido respectivo (HX) y un ácido oxigenado inestable (ácido hipo...oso: HxO), que se descompone para formar el ácido hidrácido correspondiente (HX) y el oxígeno nascente (O) que es: descolorante, desinfectante y desodorante.

La mayor afinidad, para las aguas, presenta el flúor molecular, pero la afinidad va disminuyendo en el cloro, siendo muy poco en el bromo y escasísima en el yodo, por lo que este casi no reacciona.

Ejemplo:



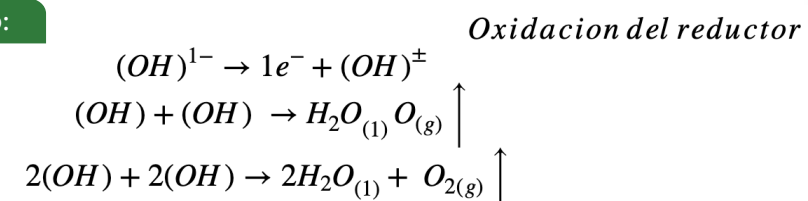
- Radicales halogénicos oxigenados: que son los restos de la molécula de los ácidos oxácidos al eliminar el, o los, H, cuya desinencia es ato o ito: NO₃ nitrato, SO₃ Sulfito, Cl₂ Clorito, etc. Los radicales halogénicos, al reaccionar con el agua, regeneran el oxácido del cual preceden y desprenden oxígeno molecular gaseoso, junto al ánodo. El oxígeno molecular se forma de la combinación de 2 átomos de oxígeno.



Ejemplo:

- Radical oxidrilo o hidroxilo (OH)¹⁻, que puede reaccionar consigo mismo para formar agua y dejar en libertad el oxígeno molecular, que por ser gas se desprende junto al ánodo.

Ejemplo:



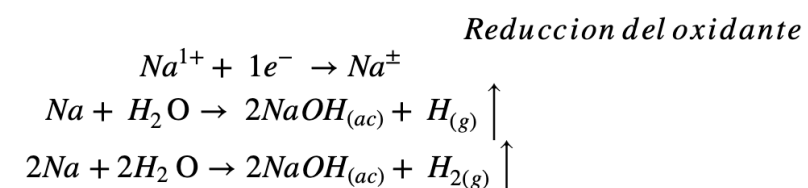
- Cualquier otra partícula neutra que se quede en el ánodo, no reacciona con el agua, es decir no tendrá acción secundaria, por no tener afinidad química hacia el agua.

b.2. Reacciones en el cátodo de electrodos negativos.

- los cationes en el cátodo, recibe electrones y se transforman en partículas neutras en el cátodo, reciben electrones y se transforman en partículas neutras, y las únicas que pueden reaccionar con el agua son:

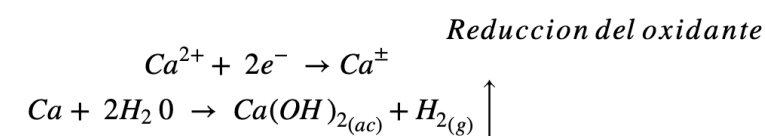
- Metales alcalinos: Li, Na, K, Rb, Cs y Fr que al reaccionar con el agua forman el hidróxido alcalino respectivo, acuoso y el hidróxido molecular, que, por ser gas se desprende junto al cátodo.

Ejemplo:



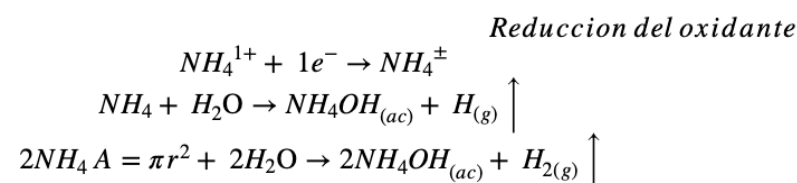
- Metal alcalino térreos: Ca, Sr, Ba y Ra que al reaccionar con el agua forman el hidróxido respectivo y el hidrógeno molecular, que por ser gas se desprende junto al cátodo.

Ejemplo:



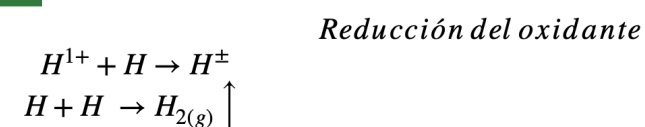
- Radical Amonio: NH₄⁺ y en menor intensidad los de su familia, reaccionan con el agua para formar el hidróxido respectivo y el hidrógeno molecular, que por ser gas se desprende junto al cátodo.

Ejemplo:



- Hidrógeno: que puede reaccionar consigo mismo para formar el hidrógeno molecular, que se desprende por ser gaseoso.

Ejemplo:



- Cualquier otra partícula neutra que quede en el cátodo, no reacciona con el agua; es decir no tendrá acción secundaria, por no tener afinidad química hacia el agua.

Nota:

En el ánodo siempre se desprende el oxígeno: atómico o molecular. En el cátodo siempre se desprende el hidrógeno molecular.

Los gases O, O₂ y H₂ se desprenden en forma de burbujas junto al respectivo electrodo.

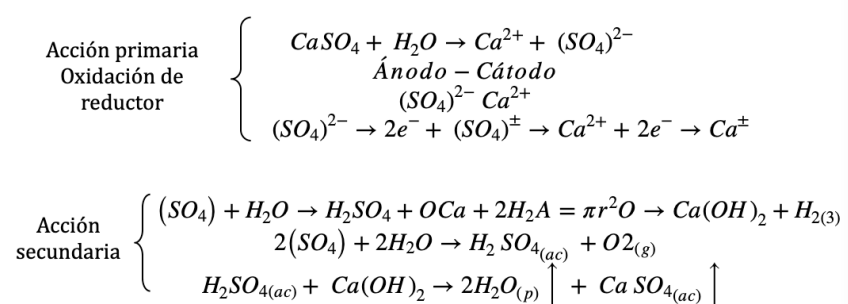
Los líquidos Br se dispersan en el agua por ser solubles, y el Hg se deposita en el fondo del recipiente.

Los sólidos insolubles en agua: Al, Au, Ag, S, Se, et. Se pega al respectivo electrodo.

Los sólidos solubles como los ácidos, base y sales, quedan acuosos; es decir, se disuelven y quedan como soluciones.

Ejemplo:

Ecuación electrolítica del sulfato de calcio disuelto en agua.



c.-Electrolisis en seco.

Algunos electrolitos sólidos no volátiles, con ayuda del calor se funden, es decir pasan del estado sólido al estado líquido y entonces se disocian en sus iones, pueden conducir la electricidad y descomponerse a su paso, es decir puede producirse el fenómeno de la electrólisis.

Los electrolitos sólidos volátiles, con el calor se vaporizan y no se disocian, por lo que no puede producirse el fenómeno de electrólisis.

Los electrolitos fundidos únicamente tienen acción primaria de electrólisis, que es la transformación de los iones en partículas neutras y no hay posibilidad de acción secundaria, por la ausencia de agua en el proceso químico, ya que, si existiera agua, con el calor que se añade se evaporaría.

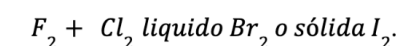
Las partículas neutras, formadas en cada electrodo, pueden únicamente pasar por procesos químicos de composición o de descomposición, para formar otro tipo de compuestos, mientras que otras partículas neutras no sufren cambio químico.

Es necesario conocer cuáles partículas neutras, en cada electrodo, pueden transformarse y son las siguientes:

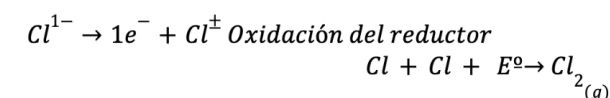
c.1. En el ánodo o electrodo positivo.

Los aniones, en el ánodo, ceden electrones y se transforman en partículas neutras, y las que pueden tener reacciones posteriores son:

- No metales halógenos: F, Cl, Br, I que pueden reaccionar consigo mismos para formar moléculas diatómicas gaseosas.



Ejemplo:

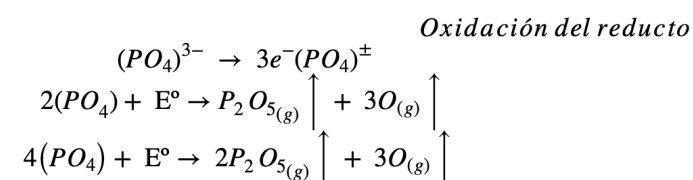


- Radicales halógenos oxigenados:

Restos de las moléculas de los oxácidos, al ato o ito: CO₄ orto carbonato, As₂O₅ piro arsenito, BrO₃ bromato, etc.

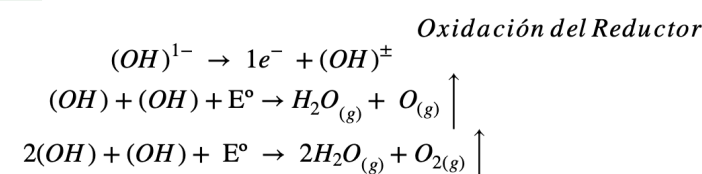
Los radicales halogénicos con el calor se descomponen para formar el anhídrido del cual proceden y dejan en libertad al oxígeno molecular. Las dos sustancias por ser gaseosas se desprenden junto al ánodo.

Ejemplo:



- Radical oxidrilo o hidroxilo: (OH)¹⁻ con la ayuda del calor puede reaccionar consigo mismo, para formar vapores de agua y el oxígeno molecular gaseoso, sustancias que se desprenden junto al ánodo.

Ejemplo:

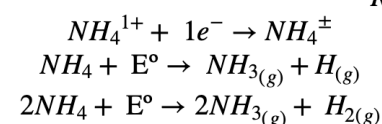


- Cualquier otra partícula neutra que se quede en el ánodo, no sufre ningún tipo de transformación química, y las que sean solidas se pegan al ánodo, los líquidos se depositan en el fondo y unos y otros pueden volatilizarse con las altas temperaturas existentes en el recipiente.

c.2. En el cátodo o electrodo negativo:

Los cationes en el cátodo reciben electrones y se transforman en partículas neutras, y las que pueden tener reacciones posteriores son:

-Radical Amonio: NH_4 y los similares de su familia, que en presencia del calor se descomponen, para formar la molécula neutra respectivamente: NH_3 , PH_3 , AsH_3 o SbH_3 gaseosas y el hidrogeno molecular gas.

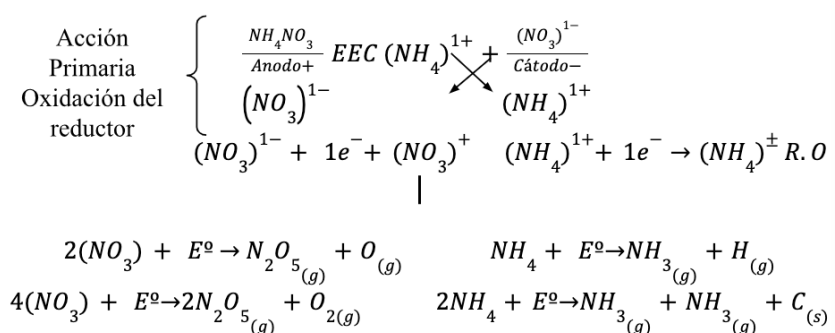
Ejemplo:**Reducción del Oxidante**

- Cualquier otra partícula neutra que queda en el cátodo, no sufre ningún proceso químico, y las partículas sólidas se pegan al electrodo y los líquidos (Hg) se depositan en el fondo del recipiente, y unos y otros pueden volatilizarse con la temperatura existente en el recipiente.

Nota:

En el ánodo siempre se desprende el oxígeno molecular. En el cátodo siempre se desprende el hidrógeno molecular.

Ejemplo: ecuación electrolítica del nitrato de amonio seco, pero fundido (E^o).

**3.4.5. Leyes de Faraday de la electrólisis: 1833.**

El científico inglés Michael Faraday en 1833 publico los resultados de sus estudios e investigaciones realizadas sobre la cantidad de electrolito descompuesto (catión o anión), que se deposita, que reacciona, que se descompone o se libera en cada electrodo y que se resumen en dos leyes:

a. Primera Ley: "La cantidad de electrolitos (catión o anión) que se deposita o se libera en cada electrodo, es directamente proporcional a la intensidad eléctrica utilizada y al tiempo que dura el flujo".

$$\text{Ecuación 3: } Q = Ixt$$

b. Segunda ley "La cantidad de electrolito (catión o anión) que se deposita o se libera en cada electrodo, es directamente proporcional a la intensidad del electrodo, es directamente proporcional a su respectivo equivalente químico". El equivalente químico se libera cuando existe 1 Faraday que es la cantidad de electricidad transportada por cada equivalente

$$\text{Ecuación 4: } Q = \frac{Eq}{F}$$

De estas leyes, se deduce la fórmula utilizada en los cálculos electrolíticos ya sea para el catión o para el anión, en forma separada, que es:

$$\text{Ecuación 5: } Q = \frac{Ixt \times Eq}{F}$$

Q = masa del electrolito: catión o anión, en gramos.

I = intensidad eléctrica, en amperios por hora.

t = tiempo que dura el flujo eléctrico, en segundos.

Eq = equivalente químico del catión o anión, en g/Eq.

F = Faraday que equivale a 96.500 culombios. Eq^{-1}

De la fórmula general, se pueden obtener por despeje de las ecuaciones 3,4 y 5, los valores correspondientes a los otros términos, para realizar los cálculos específicos, así:

$$I = \frac{Q \times F}{t \times Eq} \quad t = \frac{Q \times F}{I \times Eq} \quad Eq = \frac{Q \times F}{I \times t}$$

El Faraday es una unidad internacional electrolítica, de cantidad de carga, que equivale exactamente a 96.496 culombios. Eq^{-1} es la cantidad de electricidad transportada por cada equivalente químico de un ion, dicho de otro modo, Faraday es la cantidad de electricidad que se necesita para que se deposite o se libere un equivalente químico de cualquier ion.

El amperio es una unidad de intensidad de corriente eléctrica y corresponde al paso de la carga de 1 culombio en 1 segundo.

El amperio-hora, por tanto, corresponderá al paso de la carga de 3.600 culombios en 3.600 segundos, porque 1 hora tiene 3.600 segundos.

Podemos realizar una regla de tres simple, para reducir la relación matemática que existe entre 1 Faraday y 1 amperio-hora, así:

$$\begin{aligned} &3.600 \text{ Culombios} - 1 \text{ amp. hora} \\ 3.600 \text{ culombios. } Eq^{-1} - X &= \frac{1 \text{ amp.h} \times 96.500 \text{ culombios. } Eq^{-1}}{3.600 \text{ culombios}} \\ X &= 26,8 \text{ amp. h. } Eq^{-1} \end{aligned}$$

De donde podemos deducir que 1 equivalente químico se le obtiene con 96.500 culombios o con 26,8 amp.h, porque son valores que se corresponden entre sí.

Por esta razón, son correspondientes también sus unidades: culombios con amp.h.s. Por su relación física y matemática, se debe simplificar en los problemas.

El equivalente químico es la masa del equivalente, que reemplaza o se combina con 1 g de H y que se lo obtiene con 96.500 culombios.

El equivalente electroquímico (EEq) es la cantidad de la masa que se libera de un ion con 1 culombio; es decir, el equivalente electroquímico se lo obtiene al dividir al equivalente químico para 96.500 culombios.

El equivalente químico es 96.500 veces mayor que el equivalente electroquímico, en lo que a masa se refiere; pero, en ambos casos, son cantidades exactas y fijas de gramos (masa) para cada ion, sea positivo o negativo.

3.4.6. Problemas de aplicación

Problema 1.- Calcula el equivalente químico y el equivalente electroquímico del ion sulfato.

$$\begin{aligned} (SO_4)^{2-} & \quad E_q = \frac{mol}{val} \\ 1S &= 32 g S & E_q &= \frac{96g/mol(SO_4)^{2-}}{2Eq/mol} \\ 4O &= 64 g O & & 48gEq^{-1}(SO_4)^{2-} \\ & & & \\ & & & \frac{96g/mol(SO_4)^{2-}}{96.500culomb. Eq^{-1}} - 48gEq^{-1}(SO_4)^{2-} \\ 1 culomb. Eq^{-1} - X &= \frac{1 culomb. Eq^{-1} \times 48gEq^{-1}(SO_4)^{2-}}{96.500culomb. Eq^{-1}} X = 0,000.497gEq^{-1}(SO_4)^{2-} \end{aligned}$$

Problema 2.- En una cuba electrolítica se han disuelto 35 gramos de carbonato de aluminio. Calcula la masa del ion carbonato (anión) que se formará.

$$\begin{aligned} Al_2(CO_3)_3 & \rightarrow 2Al^{3+} + 3(CO_3)^{2-} \\ 2Al &= 54_g Al \\ 3C &= 36_g C \\ 9O &= 144_g O \\ \frac{234g \cdot mol^{-1} Al_2(CO_3)_3}{X \cdot 1 mol} & \\ 234g Al_2(CO_3)_3 & \\ X \cdot 3mol & \\ 35 g Al_2(CO_3)_3 - X &= \frac{234g Al_2(CO_3)_3 - 180 g(CO_3)^{2-}}{35 g Al_2(CO_3)_3 \times 180 g(CO_3)^{2-}} x = 26,92(CO_3)^{2-} \end{aligned}$$

Problema 3.- se ha realizado la electrolisis del fosfato de calcio, utilizando 18 amperios por hora durante 35 minutos. Calcula la masa del ion fosfato que se formará.

Datos:

$$\begin{aligned} Q &= X_g & (PO_4)^{3-} \\ I &= 18 amp. h & 1P = 31 gP \\ t &= 35 \frac{60seg}{1min} = 2100seg & 4O = 48 g O \\ E_q &= 31,66g. Eq^{-1}(PO_4)^{3-} & 95g. mol^{-1}(PO_4)^{3-} \\ F &= 96.500 culomb. Eq^{-1} & \\ & & E_q = \frac{MOL}{VAL} \\ & & E_q = \frac{95g.mol^{-1}(PO_4)^{3-}}{3 Eq/mol} = 31.66Eq^{-1}(PO_4)^{3-} \\ & & Q = \frac{I \times t \times E_q}{F} \\ & & Q = \frac{18 amp.h \times 2100 seg \times 31.66Eq^{-1}(PO_4)^{3-}}{96.500 culomb. Eq^{-1} (amp.h.segEq^{-1})} \\ & & Q = 12,40 g(PO_4)^{3-} \end{aligned}$$

Problema 4.- Se han obtenido 879 gr Au, en la electrolisis del cloruro áurico, utilizando 15 amperios hora de intensidad eléctrica. Calcula el tiempo.

Datos:

$$\begin{aligned} Q &= 879gAu^{3+} & Q &= \frac{I \times t \times E_q}{F} & t &= \frac{Q \times F}{I \times E_q} \\ I &= 15amp.h \\ t &= x seg \\ E_q &= 65,66. Eq^{-1}(PO_4)^{3-} \\ t &= 86.123,97 s. & t &= 23 horas 55 minutos 23 segundos 97/100 s. \end{aligned}$$

Problemas para resolver.

1. Se han medido 930 gramos de aluminio, realizando la electrólisis durante 45 minutos del sulfuro de aluminio. Calcula la intensidad electrónica (3.693,2).
2. Se han obtenido 48 gramos del catión en la electrolisis del orto carbonato de vanadio. Calcula la masa de la oxisal utilizada en la electrolisis. (137,41).
3. 480 cm³ 1,47 M de meta fosfato de Tm, se ha utilizado en la electrolisis, para obtener el anión, utilizando treinta y ocho amperios-hora. Calcula la masa del anión que se obtenga y el tiempo utilizado. (95,48' 55.73' 1.191,45).
4. La fracción molar del soluto es 0,38 fosfito de bario/solución, contenido en 28,17 moles de solución, que se descompuso en la electrolisis, para obtener el catión, durante 33 minutos. Calcula la masa del soluto, la masa del catión y la intensidad eléctrica necesaria.
5. Se han obtenido 5,48 g mol de contenido del ion piro arseniato, producto de la descomposición de cierta cantidad de piro arseniato férrico. Calcula la masa del anión y la masa de la oxisal.

3.4.7. Aplicaciones de la electrólisis.

a. Obtención de gases puros.

Hidrógeno: para el soplete oxhídrico; combustible para cohetes; para preparar amoníaco, abonos, metanol; para la purificación de metales; para inflar globos; para hidrogenar a los aceites (lípidos con ácidos grasos polinsaturados) y formar mantecas (lípidos con ácidos grasos saturados); etc.

Oxígeno: comburente de sopletes, medicina, buzos, andinistas, cohetes, respiración artificial, altos hornos, viajes especiales, submarinos, aviones, hombres rana, etc.

Cloro: potabilización del agua (deja al O en libertad: decolorante, desinfectante y desodorante); blanquear plumas, lana, paja toquilla; preparación de insecticidas y bombas lacrimógenas; germicidas, etc.

Flúor: se adiciona a las pastas dentales: deja el O libre que es decolorante, desinfectante y desodorante.

Amoníaco: materia prima para la fabricación de abonos y fertilizantes.

Gas carbónico: para las bebidas gaseosas, la fabricación del hielo seco; usado en los extintores de incendios.

Anhídridos: para la preparación de sus respectivos ácidos; para neutralizar hidróxidos, etc.

b. Obtención de metales puros.

Sodio: elaboración de jabón duro (tocador), lejías, sosa caustica.

Potasio: elaboración del jabón blando (ropa), potasa caustica.

Hierro: para la metalurgia y construcción en general.

Zinc: galvanizado (cubierto con zinc para evitar la oxidación); tejados; reactivo químico; en las pilas eléctricas como cátodo; fabricación de aleaciones como el latón, plata alemana, etc.

Wolframio: resistencia que se vuelve incandescente en los bombillos eléctricos y que brinda luz y calor.

Cobre: alambres, cup-rizado, bronce (Cu 95%, Zn 3%, Sn 2%).

Oro, plata y platino: dorado, plateado y platinado; joyería; medicina (Pt), odontología (Au, Pt); aparatos eléctricos (Ag, Pt).

Mercurio: termómetros, amalgamas, para purificar el oro.

Calcio: medicina, seres vivos (huesos, dientes, cuernos, cascos, cartílago).

Plomo: acumuladores aislantes de Rayos Roentgen (x), fusibles, balas, cristal fino, tipos de imprenta, pinturas, antidetonantes de gasolina.

Níquel, cromo: niquelado y cromado de metales: evitar la oxidación.

Aluminio: tejados, aviones, bicicletas, ollas, marcos de ventanas, antenas, reactivos químicos.

Azufre: vulcanización del caucho, blanquear; elaboración del ác. sulfúrico.

Yodo: potabilización del agua (deja en libertad al O naciente: decolorante, desinfectante, desodorante); medicina (tiroides), yodación de sal.

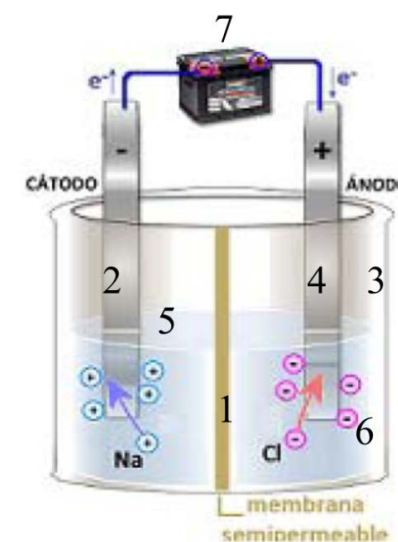
c. Galvanostegia.

Es un procedimiento químico, por el cual se cubre a unos metales con otros metales, para volverlos más valiosos, inoxidable, disminuir costos, mejorar la presentación, realizar falsificaciones (monedas, joyas, etc.). Esta aplicación de electrólisis es usada en joyería (dorado, plateado, platinado); en la industria (cup-rizado, niquelado, cincado o galvanizado, cromado) para evitar oxidaciones, para volverlos más valiosos o disminuir costos, entre otros.

Para realizar la galvanostegia, se requiere de lo siguiente:

- Solución electrolítica acuosa de una sustancia que contenga al metal con el que se va a cubrir.
- En el cátodo o electrodo negativo, se coloca el objeto para cubrirse.
- En el ánodo o electrodo positivo, se coloca un trozo de metal puro, con el que se va a cubrir.
- Energía eléctrica continua: para que los polos eléctricos sean definidos.
- Al realizarse la galvanostegia, los iones del metal son atraídos por el cátodo y lo van cubriendo poco a poco; y, como se van terminando los iones metálicos en la solución, es el metal puro (de ánodo) el que sigue brindando iones para seguir cubriendo al objeto.

El tiempo que demora la experiencia, es un factor importante, para obtener una cubierta, más gruesa y de mejor calidad. Para comprender mejor la forma como se realiza este procedimiento electrolítico, graficaremos el proceso conocido como "baño de oro" o dorado de joyas, que se efectúa en joyería para mejorar la presentación, disminuir el costo o falsificar.



- 1.- Solución electrolítica acuosa de una sal de oro.
- 2.- Cátodo o electrodo negativo.
- 3.- Objeto metálico a cubrirse.
- 4.- Ánodo o electrodo positivo.
- 5.- Objeto de oro puro: brinda iones de oro a la solución; pierde parte de su masa.
- 6.- Migración de los iones de oro, desde la solución hacia el objeto metálico.
- 7.- Generador de energía eléctrica continua.

Figura 14. Generador de energía eléctrica continua.

d. Galvanoplastia.

Es un proceso muy parecido a la galvanostegia, con la diferencia de que se cubre a los objetos metálicos con una gruesa capa, para formar moldes huecos, para posteriormente ser abiertos y utilizados para obtener réplicas del original. Se requiere de mayor tiempo, para obtener una gruesa capa, que puede ser de plomo, estaño, cobre, etc.; luego a la gruesa capa se la abre y se obtienen dos mitades huecas, que sirven para tener duplicados de: monedas, medallas, grabados, figuras etc.

Para evitar que el metal se pegue fijamente al original, se le debe cubrir con una pasta que sea conductora de la electricidad, pero que no se adhiera al original, para facilitar su desprendimiento.

e. Electroquímica.

Es el capítulo de la química, que estudia el proceso químico de transformación de la energía química de los electrolitos en energía eléctrica continua. Esta transformación química se realiza en los aparatos electroquímicos, que son: las pilas y los acumuladores (mal llamadas baterías), en donde se produce energía eléctrica que puede ser transformada, almacenada, reemplazada, usada en todo sitio y en cualquier momento.

En todo aparato electroquímico existen dos electrodos definidos y en cada uno de ellos se producen procesos químicos definidos, y son:

- En el cátodo o electrodo negativo, es donde se producen o generan los electrones por reacción química; se produce la oxidación del reductor.
- El ánodo o electrodo positivo es hacia donde migran los electrones, recibiendo; se produce entonces la reducción del oxidante.
- El ánodo del electrodo por donde salen los electrones, hacia el aparato conectado externamente y que requiere de energía eléctrica continua: radios, calculadoras, juguetes, linternas, vehículos, motores, televisores, computadores, relojes, entre otros para su funcionamiento.

e.1. Pila seca.

Es un aparato electroquímico primario e irreversible, ya que al consumirse las sustancias electrolíticas que producen la energía eléctrica, no pueden volver a regenerarse y la pila pierde su actividad química, siendo necesario el reemplazo por otra pila nueva. Sin importar el tamaño, toda pila produce, 1.5 voltios de energía eléctrica continua; la diferencia radica en el tiempo de duración: las más grandes duran más porque contienen mayor cantidad de sustancias electrolíticas activas en su interior.

Las pilas conectadas en serie aumentan el voltaje: 2 pilas = 3 voltios; 3 pilas = 4,5 voltios; 4 pilas = 6 voltios, etc.

Es condición indispensable que los ingredientes electrolíticos internos de la pila estén húmedos, con poca cantidad de agua, para permitir el movimiento de los electrones desde el cátodo hacia el ánodo y facilitar las reacciones químicas. Por esta razón, el término pila seca es falso ya que es condición la presencia de humedad para su normal funcionamiento.

Una pila está estructurada por las siguientes partes constitutivas:

- 1.- Cubierta metálica: ánodo (polo)
- 2.- Aislante: cartón o plástico
- 3.- Brea: aislante y cierre hermético.
- 4.- Cámara recolectora de gases: evita deformaciones y explosiones.
- 5.- Cilindro de zinc: el cátodo (polo -) produce los electrones (O del R).
- 6.- Barra de grafito: el ánodo (polo +) recibe los electrones (R del O).
- 7.- Mezcla electrolítica activa: carbono molido, MnO_2 , H_2O , NH_4Cl .
- 8.- Migración de los electrones del cátodo (-) al ánodo (+).
- 9.- Cartón o papel: protector, aislante.
- 10.- Cubierta lateral externa: marca y especificaciones del producto.
- 11.- Cubierta metálica inferior: cátodo.
- 12.- Salida de los electrones al exterior: radio, linterna, reloj, etc.

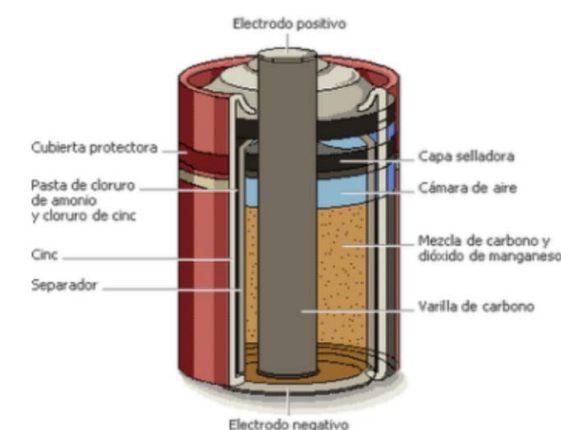
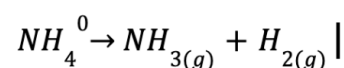
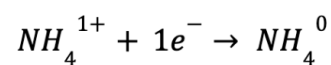
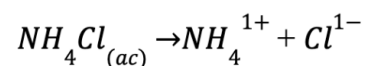
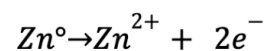


Figura 15. Estructura de una pila.

Elaborado por: Química Ambiental 3ra edición 2022, recuperado de www.unam.com.org//12387//

El cátodo o electrodo negativo es un cilindro de zinc, que actúa como reductor al ceder 2 electrones, los cuales migran hacia el ánodo o electrodo positivo, que es una barra de grafito, que recibe los electrones y los envía hacia el exterior, al aparato eléctrico conectado: linterna, radio, reloj, juguete, etc.

funcionamiento:



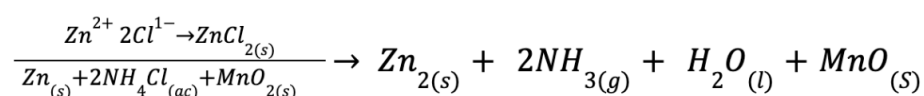
El zinc actúa como reductor al ceder electrones y transforma el ion Zn bivalente (O. del R.).

El cloruro de amonio al estar disuelto en agua, se ioniza en catión amonio y en anión cloruro.

El catión amonio recibe un e^- y se transforma en amonio neutro (reducción de oxidante).

El amonio neutro se descompone por ser inestable y forma gas amoníaco y gas hidrógeno molecular.

El Mn_2 actúa como despolarizante y elimina al H_2 que rodearía al grafito impidiendo el paso de los e^- con lo que disminuirá la producción de energía eléctrica.



El cilindro de zinc, al perder iones Zn^{2+} , se va corroyendo, se rompe y se deteriora la pila, permitiendo la salida de los productos químicos internos, que pueden dañar al aparato eléctrico conectado a la pila; por lo que se aconseja retirar la pila cuando no esté en uso el aparato.

Se va desgastando el MnO_2 y entonces la pila se polariza, el H_2 rodea a la barra de grafito, impide el paso de los electrones, deja de producirse la energía eléctrica, deja de producirse agua y entonces la pila se vuelve seca, deja de funcionar al no poder pasar los electrones.

El amoníaco gaseoso se va acumulando en la cámara colectora de gases, ejerciendo presión que podría deformar la pila y dañar al aparato conectado a ella.

Se van formando compuestos inactivos electrolíticos como: MnO , $ZnCl_2$, NH_3 , H_2O que ya no pueden reaccionar para generar energía eléctrica, al no ceder electrones. Entonces, en estas circunstancias, hay que eliminar la pila desgastada y poner una nueva para que vuelva a funcionar el aparato eléctrico.

Pilas ociosas son las pilas guardadas o almacenadas, que siguen funcionando y desgastándose químicamente en mínima cantidad, porque el Zn sigue produciendo electrones, aun cuando no esté conectado al aparato.

e.2. Acumuladores de plomo

Son aparatos electroquímicos secundarios o reversibles, porque al agotarse las sustancias químicas activas que en su reacción en los electrodos producen energía eléctrica, pueden regenerarse de nuevo al pasar a través de ellas una corriente eléctrica exterior.

El acumulador de plomo fue inventado por el francés G. Planté en 1860 y son los usados en nuestro medio, que constan de las siguientes partes:

- Recipientes de bakelita o plástico: material duro, aislante y resistente a la acción del tiempo, y las oxidaciones, al ácido sulfúrico y al movimiento.
- Rejillas de plomo que actúan como electrodos, cuyos huecos están rellenos con las masas activas: plomo esponjoso y dióxido de plomo PbO_2 en el acumulador nuevo o cargado.

Estas rejillas están aisladas unas de otras con una lámina resistente al ácido sulfúrico; internamente están conectadas en serie a un borde de plomo, que sale al exterior.

- Ácido sulfúrico, que es el electrolito activo disuelto en agua destilada, dando una densidad de 1,2g/cc y una concentración en peso del 28%.
- El agua que se usa en el acumulador debe ser destilada y pura (sin sales), para evitar la formación de sustancias inactivas en el acumulador.

Funcionamiento:

En el acumulador se producen dos procesos químicos sucesivos y continuos, que son el proceso de la descarga y el proceso de la carga.

- La descarga se produce con el motor apagado y el acumulador se está usando.

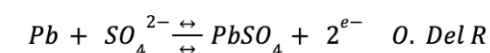
La energía química de los electrolitos se transforma en energía eléctrica. Se producen entonces los electrones que salen del acumulador, que producen la energía eléctrica para pito, luces, encendido del motor, radio, etc. Se consumen y agotan los electrolitos activos, que forman compuestos inactivos como: sulfato de plomo, agua que diluye al ácido y disminuye su potencia, y elimina el hidrógeno molecular. El acumulador disminuye su potencial electroquímico.

- Carga: se produce cuando está encendido el motor del vehículo. Entonces.

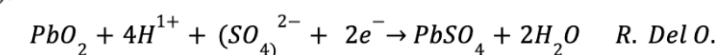
Ingresa energía eléctrica al acumulador, que se transforma en energía química en los electrolitos.

El dínamo del vehículo genera electrones, que van al acumulador. Se regeneran los electrolitos activos, al producirse fenómenos electrolíticos inversos a la descarga, regenerándose el ácido sulfúrico; se elimina el agua que reacciona para formar un ácido más concentrado que aumenta su potencial; se regenera el plomo; y, se acumula la electricidad como energía química (de ahí el nombre de acumulador).

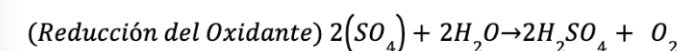
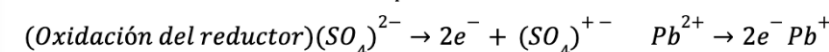
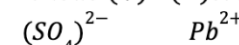
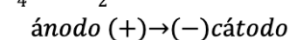
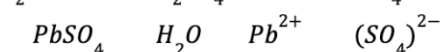
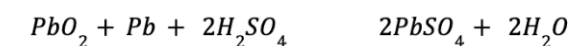
Cátodo (-):



Ánodo (+):



Proceso total:



Pb: no reacciona con el agua. Se regenera; se consume y se regenera.

Un acumulador de plomo está formado de varios vasos en serie conectados entre sí; en cada vaso hay cátodo y ánodo, formado cada uno por varias rejillas de plomo rellenas con óxido plúmbico, sumergidas en ácido sulfúrico; y, son:

a. Se tiene que controlar la carga que produce el dínamo o alternador, pues si produce poca carga, el acumulador no se carga; y, si produce mucha carga, el acumulador se seca, pierde mucha agua y pierde su potencial, en dos casos.

b. Cuando el motor del vehículo esté apagado, no se debe usar demasiado tiempo el acumulador, pues se descarga demasiado, se debilita químicamente y se expone a su agotamiento total.

c. Por los procesos de carga y descarga, se va consumiendo agua y es necesario reponerla periódicamente, para mantener el nivel del potencial electrolítico del ácido sulfúrico, en su densidad y porcentajes apropiados; pero tomando la precaución de usar agua destilada únicamente. Si el acumulador se seca, se destruye irreversiblemente. Debido a que se descarga demasiado, se debilita químicamente y se expone a su agotamiento total.

d.- Por los procesos de carga y descarga, se va consumiendo agua y es necesario reponerla periódicamente para mantener el nivel del potencial electrolítico del ácido sulfúrico, en su densidad y porcentajes apropiados; pero tomando la precaución de usar agua destilada únicamente. Si el acumulador se seca, se destruye irreversiblemente.

e.- Un acumulador no debe pasar mucho tiempo abandonado o sin uso (desconectado del carro o en un carro sin uso), porque se deteriora y se inutiliza, porque está sulfatado: se forman cristales grandes de sulfato de plomo cristalizado que no pueden regenerar los electrolitos activos: PbO_2 , Pb y H_2SO_4 y entonces se tendrá que remplazar totalmente el enunciado por otro nuevo.

3.5. Potencial hidrógeno pH

3.5.1. Constante de ionización y producto iónico del agua.

El agua es una sustancia anfiprótica, pues puede actuar como ácido o base al ceder o recibir 1 protón H^{1+} (conocido como hidrogeno iónico, que es la partícula de átomo que ha perdido o ganado $1e^-$), de manera que, en un mismo instante puede actuar de forma ácida o básica al interactuar entre dos moléculas de agua.

Como consecuencia de este intercambio electrónico del protón, el agua se ioniza, formando el ion oxidrilo y el ion hidronio formando el par conjugado ácido base, que demuestra el postulado de Bronsted y Lowry sobre los ácidos y bases.

La constante de ionización del agua es mínima (1×10^{-7}), a tal punto que el agua pura no conduce la electricidad y se la considera como un no electrolito.

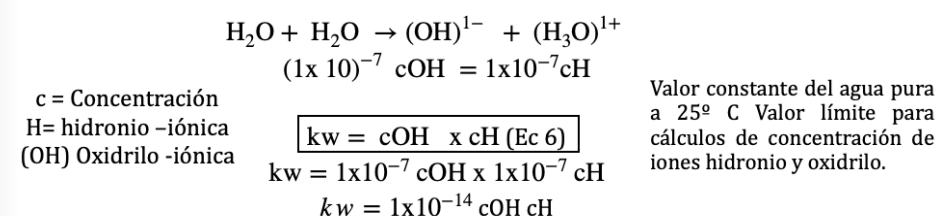
Experimentalmente se ha demostrado que en 10 millones de litros de agua únicamente se ioniza 1 molécula del agua a $25^\circ C$, lo que matemáticamente da el valor de la constante de ionización (K_1) del agua:

$$K_1 = \frac{1 \text{ molécula de agua}}{10 \text{ millones de lts de agua}} = 0,000.00'1 \frac{\text{molécula}}{\text{lt}} = 1 \times 10^{-7} \text{ molécula. lt}^{-1}$$

Este valor de la constante de ionización (K_1) corresponde al agua en conjunto y es de utilidad para los cálculos de concentración de los iones hidronio y oxidrilo, por separado, para lo que es necesario conocer el producto iónico del agua.

Para los cálculos de la concentración hidronio-iónica y oxidrilo-iónica de una sustancia, se debe utilizar el producto iónico del agua: K_w (K = constante, w = water = agua), mismo que representa a un valor constante que se obtiene al multiplicar los valores de la concentración del ion hidronio y del ion oxidrilo del agua: $K_w = cH \times cOH$.

Experiencias han demostrado, que en el agua existe una igual concentración de los iones hidronio y de los iones oxidrilo, siempre y cuando sea pura y esté a $25^\circ C$, iones que se neutralizan entre sí y determinan que el agua sea eléctrica y químicamente neutra: ni ácida ni básica.



3.5.2. Clases de soluciones por la concentración hidronio-iónica.

Cuando se disuelve un electrolito (ácido, base o sal) en el agua, se altera la concentración oxidrilo-iónica o hidronio-iónica del agua; y de esta manera se producen entonces 3 clases de soluciones acuosas: ácidas, básicas o neutras.

a. Soluciones ácidas

Se forman cuando existe una mayor concentración de iones hidronio que de iones oxidrilo, en la solución ($cH > cOH$).

Este tipo de solución se forma cuando se disuelve cualquier cantidad de un ácido en el agua; o, cuando al realizar la hidrólisis se regenera un ácido fuerte frente a una base débil.

De esta manera existe una mayor cantidad de iones hidronio que de iones oxidrilo; y, el pH de la solución tiene un valor del 0 al 6 que especifica a una solución ácida:

El pH mide la contricción de iones hidronio.

$$(1 \times 10)^{-7} cH > 1 \times 10^{-7} cOH$$

$cH > cOH$

pH 0 a pH 6: Solucion ácida $\underbrace{(1 \times 10)^0 \ 1 \times 10^{-6} > 1 \times 10^{-8} \text{ a } 1 \times 10^{-14}}_{\text{es 0 es de mayor acidez}}$

b. Soluciones básicas

Se forman cuando existe una mayor concentración de iones oxidrilo que de iones hidronio en la solución ($cOH > cH$).

Este tipo de solución se forma cuando se disuelve cualquier cantidad de una base hidróxido en el agua; o cuando no se realiza la hidrólisis, se regenera una base fuerte frente a un ácido débil.

Solución básica

$$\frac{1 \times 10^{-7} cH < 1 \times 10^{-7} cOH}{1 \times 10^{-8} a \ 1 \times 10^{-14} < 1 \times 10^{-6} a \ 1 \times 10^0}$$

pH 8 al pH: Solucion Básica

$$cH < cOH$$

el 14 es de menor acidez

c.- Solución neutra

Son las soluciones que se forman cuando existe una igual concentración de los iones hidronio y de los iones oxidrilo ($cH = cOH$).

Esto existe únicamente en el agua pura, cuando se haya realizado la neutralización total entre un ácido (que tiene iones hidronio) y una base (que tiene iones oxidrilo); entonces el pH tiene un valor de 7 (neutro).

$$\frac{1 \times 10^{-7} cH = 1 \times 10^{-7} cOH}{pH 7: Solucion Neutra}$$

$$cH = cOH$$

d.- Consecuencia

Al aumentar la concentración hidronio-iónica necesariamente debe disminuir la concentración oxidrilo-iónica; y viceversa, pero siempre en forma proporcional y constante para mantener el valor constante del producto iónico del agua: Kw.

Esto se comprobará al multiplicar los valores de concentración de los iones hidronio y de los iones oxidrilo, lo que debe dar como resultado final: 1×10^{-14}

Ejemplos:

cH	x	cOH	=	Kw	Tipo de solución
1×10^{-3}	x	1×10^{-11}	=	1×10^{-14}	Solución ácida
1×10^{-7}	x	1×10^{-7}	=	1×10^{-14}	Solución Neutra
1×10^{-10}	x	1×10^{-4}	=	1×10^{-14}	Solución Básica

Tabla 6. Concentración hidronio-iónica.

e. Problemas de aplicación

Conocido el valor de una de las dos concentraciones (hidronio u oxidrilo iónico) se puede fácilmente por deducción matemática despejar de la fórmula del Kw, el valor desconocido de la otra concentración (oxidrilo o hidronio iónico); así mismo por los cálculos matemáticos sencillos es posible determinar el valor desconocido de la concentración.

$$Kw = cH \times cOH$$

$$cH = \frac{Kw}{cOH} \text{ y } cOH = \frac{Kw}{cH}$$

Problema: Calcula la concentración hidronio-iónica de una solución que tiene una concentración oxidrilo iónica de 5.48×10^{-3}

$$cH = \frac{Kw}{cOH}$$

$$cH = \frac{1 \times 10^{-14} cH \times cOH}{5.48 \times 10^{-3} cOH} \quad cH = 1.82 \times 10^{-12} cH$$

Solución básica: pH= 11.73

Comprobación:

$$Kw = cH \times cOH$$
$$1 \times 10^{-14} cH \times cOH = 1.8248175 \times 10^{-12} cH \times 5.48 \times 10^{-3} cOH$$
$$1 \times 10^{-14} cH \times cOH = 1 \times 10^{-14} cH \times cOH$$

Al resolver este problema se comprueba lo siguiente:

- Que la concentración del ion oxidrilo es mayor que la concentración del ion hidronio, que por lo tanto corresponde una solución básica: pH = 11,73
- Al multiplicar los valores de concentración del ion hidronio y del ion oxidrilo da como resultado el valor constante de Kw.

$$cOH = \frac{Kw}{cH}$$
$$cOH = 1.11 \times 10^{-10}$$

$$cOH = \frac{1 \times 10^{-14} cH \times cOH}{8.95 \times 10^{-5} cH}$$

Comprobación:

$$Kw = cH \times cOH$$
$$1 \times 10^{-14} cH \times cOH = 8.95 \times 10^{-5} cH \times 1.1173184 \times 10^{-10} cOH$$
$$1 \times 10^{-14} cH \times cOH = 1 \times 10^{-14} cH \times cOH$$

Al resolver este problema, se obtiene lo siguiente:

- Que la concentración del ion hidronio es mayor que la concentración del ion oxidrilo, entonces corresponde a una solución ácida.
- Al multiplicar los valores de la concentración del ion hidronio y del ion oxidrilo se obtiene como resultado el valor constante de Kw.

3.5.3 Clases de acidez.

Al disolver un ácido, base o sal en el agua, la sustancia no logra ionizarse totalmente, debido a que una parte de esa sustancia se disocia y otra parte permanece como molécula, lo cual depende del tipo de electrolito: fuerte o débil que se ha ya disuelto y depende de la cantidad de agua utilizada y de la constante de ionización específica de la sustancia utilizada.

Por estas razones, al disolver un ácido en agua, se pueden producir tres clases de acidez, que son: acidez total, acidez real o actual y acidez potencial o de reserva.

a.- Acidez real o actual: Corresponde al porcentaje de ácido que verdaderamente se ha ionizado (siempre menor al 100%). Es decir, representa la cantidad de iones hidronio presentes en ese momento y en esa solución. Es lo que mide el potencial hidrógeno o pH, cantidad de iones hidronio presentes en una solución, en ese momento.

b.- Acidez potencial o de reserva: Corresponde al porcentaje del ácido que no se ha ionizado y que por tanto permanece como molécula neutra dentro de la solución. Corresponde al resto del 100%.

c.- Acidez total: Corresponde al 100% de ionización del ácido disuelto, pero esto nunca se logra obtener en disoluciones acuosas.

Ejemplos:

20% de moléculas ionizadas	Acidez real o actual
80% de moléculas no ionizadas	Acidez potencial o reserva
100% de moléculas disueltas	Acidez total

Nota:

Los mismos conceptos anotados para la acidez, se pueden aplicar para la alcalinidad o basicidad, que se producen al disolver un hidróxido o base en agua; es decir existirá.

Alcalinidad real: % de la base ionizada + cantidad de iones oxidrilo presentes en la solución; es lo que mide el pOH
Alcalinidad potencial: % de la base no ionizada.

La alcalinidad total: 100% de ionización de la base, nunca se alcanza.

3.5.4 Conceptos de potencial hidrógeno pH.

a.- Concepto químico:

El potencial hidrógeno o simplemente pH es la medida de la acidez real o actual de una sustancia disuelta en agua; es decir, el pH mide la concentración de iones hidronio presentes en ese momento en la solución.

Como la concentración de iones hidronio está en relación inversa con la concentración de iones oxidrilo, el pH es la medida de acidez o alcalinidad de una sustancia y el valor del pH siempre tiene que ser positivo.

b.- Conceptos matemáticos:

El pH es el logaritmo inverso de la concentración hidronio-iónica.

pH=log

$N^{\circ}, \frac{1}{x}, \log$

Por deducción matemática: La concentración hidronio-iónica es el cologaritmo del pH.

cH= colog pH

$N^{\circ}, +, 10^x$

Los conceptos dados para el pH y su respectiva concentración hidronio-iónica pueden ser aplicados para el pOH y su respectiva concentración oxidrilo-iónica.

El pOH es el logaritmo cambiado de signo de la concentración oxidrilo-iónica.

POH= - (log cOH)

El pOH es el logaritmo inverso de la concentración oxidrilo-iónica.

pOH= log

La concentración oxidrilo-iónica es el cologaritmo del pOH.

cOH= colog pOH

Si se aplica el concepto matemático del pH a la igualdad del producto iónico del agua (Kw), se obtiene la siguiente igualdad matemática:

$$\begin{aligned} Kw &= cH \times cOH - \log Kw \\ &= (\log cH) + (-\log cOH) (-\log 1 \times 10^{-14}) \\ &= (-\log 1 \times 10^{-14} cH) + (-\log 1 \times 10^{-7} cH) + (-\log 1 \times 10^{-7} cOH) 14 \\ &= pH7 + pH7 \text{ Para el agua} \end{aligned}$$

Kw = cH x cOH

Toda sustancia

$14=pH +pOH$

3.5.5. Cálculo del pH, pOH y sus concentraciones.

Conocido un valor, se puede calcular los otros tres valores, al aplicar los conceptos matemáticos del pH, del pOH, el Kw y el valor 14.

Ejemplo 1: Se tiene 6,85 x 10⁻³ cH. Calcula el pH, el pOH y la cOH.

Comprueba

a)

pH = - (log cH)

pH = - (log 6,85x10⁻³ cH)

pH = - (-2,1643094)

pH = - 2,1643094.

b)

pH + pOH = 14

pOH = 14 - pH

pOH = 14 - 2,1643094

pOH = 11,835691

c)

cOH = colog pOH

cOH = colog 11,835691

cOH = 1,4598539x10⁻¹²

Se trata de una SOLUCIÓN ÁCIDA, porque:

-El pH es menor a 6
-La cH es mayor que cOH
10⁻³ mayor que el 10⁻¹²

Comprobación

a)

$K_w = cHxcOH$

1x10⁻¹⁴ cH x cOH = 6,85 x 10⁻³ cH x 1,4598539⁻¹² cOH

1x10⁻¹⁴ cH x cOH = 1 x 10⁻¹⁴ cH x cOH

Ejemplo 2: El pH es 4,7538. Calcula la cH, la cOH, el pOH.

Comprueba

a)

cH = colog pH

cH = colog 4,7538

cH = 1,7627877 x 10⁻⁵

b)

Kw = cH x cOH

cOH = $\frac{K_w}{cH}$

cOH = $\frac{1x10^{-14} cH x cOH}{1,7627877x10^{-5} cOH}$

cOH = 5,672833 x 10⁻¹⁰cOH

c)

pOH= - (log cOH)

pOH = - (log 5,672833 x 10⁻¹⁰)

pOH = - (-9,2462)

pOH = 9,2462

Comprobación:

a)

$K_w = cH x cOH$

1 x 10⁻¹⁴ cH x cOH = 1,7627877 x 10⁻⁵ cOH x 5,672833x10⁻¹⁰cOH

1 x 10⁻¹⁴ cH x cOH = 1 x 10⁻⁴ cH x cOH

b)

pH + pOH = 14

4,7538 = 9,2462 =14

14=14

3.5.6. Escalas de valores del pH.

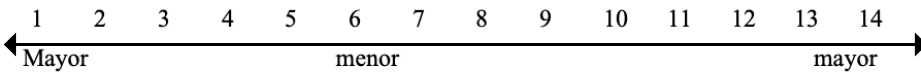
a.- Escala universal del pH

El bioquímico danés Peter Sorensen, en el año de 1909, estableció la notación del pH en una escala numérica del 0 al 14 cuyos valores corresponden exactamente con las concentraciones hidronio-iónica y oxidrilo-iónica.

Sorensen aplicó el cálculo de los logaritmos a los valores de la concentración hidronio-iónica u oxidrilo-iónica y obtuvo los valores del pH, con lo que se logró transformar:

Los valores de la concentración que son relativamente mínimos, de potencia negativa, sin limitación y sin relación de unos a otros. Ejemplo: 7,81 x 10⁻⁴ de cH. A valores del pH que son relativamente grandes, siempre positivos, en una escala muy limitada (0 al 6.9) e íntimamente relacionados de unos a otros. Ejemplo: pH 3,10.

La escala del pH está perfectamente delimitada en zonas de: acidez, neutralidad y alcalinidad y es la siguiente:



Zona acida: cH mayor que cOH $\frac{\text{neutro}}{cH = cOH}$.

Zona alcalina: cOH mayor que cH.

Del pH 0 al pH 14: disminuye la concentración hidronio -iónica de 10⁰ a 10⁻¹⁴.
y aumenta la concentración oxidrilo -iónica de 10⁻¹⁴ a 10⁰.

Del pH 14 al pH 0: disminuye la concentración oxidrilo -iónica de 10⁰ a 10⁻¹⁴.
y aumenta la concentración hidronio -iónica de 10⁻¹⁴ a 10⁰.

En el pH 7: son iguales la concentración hidronio y oxidrilo -iónica de 10⁻⁷ = 10⁻⁷.

La relación matemática y química que existe entre ellos y sus respectivos valores de concentración hidronio y oxidrilo-iónico se puede establecer en una escala única de relación constante numérica y química, entre todos estos valores, de la siguiente manera:

cH	10 ⁰	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	10 ⁻⁷	10 ⁻⁸	10 ⁻⁹	10 ⁻¹⁰	10 ⁻¹¹	10 ⁻¹²	10 ⁻¹³	10 ⁻¹⁴
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	
cOH	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0	
	10 ⁻¹⁴	10 ⁻¹³	10 ⁻¹²	10 ⁻¹¹	10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁹	10 ⁻⁸	10 ⁻⁷	10 ⁻⁶	10 ⁻⁵	10 ⁻⁴	10 ⁻³	10 ⁻²	10 ⁻¹	10 ⁰

cH	pH	pOH	cOH	Zona:
1x10 ⁰	0	14	1x10 ⁻¹⁴	ACIDEZ: cH mayor que cOH.
1x10 ⁻¹	1	13	1x10 ⁻¹³	
1x10 ⁻²	2	12	1x10 ⁻¹²	
1x10 ⁻³	3	11	1x10 ⁻¹¹	
1x10 ⁻⁴	4	10	1x10 ⁻¹⁰	
1x10 ⁻⁵	5	9	1x10 ⁻⁹	
1x10 ⁻⁶	6	8	1x10 ⁻⁸	
1x10 ⁻⁷	7	7	1x10 ⁻⁷	
1x10 ⁻⁸	8	6	1x10 ⁻⁶	
1x10 ⁻⁹	9	5	1x10 ⁻⁵	
1x10 ⁻¹⁰	10	4	1x10 ⁻⁴	mayor
1x10 ⁻¹¹	11	3	1x10 ⁻³	
1x10 ⁻¹²	12	2	1x10 ⁻²	
1x10 ⁻¹³	13	1	1x10 ⁻¹	
1x10 ⁻¹⁴	14	0	1x10 ⁰	

Σ=14

Kw= 1x10⁻¹⁴

- Los valores que se hallan al mismo nivel horizontal, son equivalentes entre sí.
- La suma del pH con el pOH situado al mismo nivel siempre da 14.
- La multiplicación de concentraciones horizontales siempre dará 1x10⁻¹⁴ Kw.
- Del pH 0 a pH 14 disminuye la concentración hidronio-iónica, pero aumenta la concentración oxidrilo-iónica de 10 en 10.
- Del pOH 0 al pOH 14: disminuye la concentración oxidrilo-iónica, pero aumenta la concentración hidronio-iónica de 10 en 10.

3.5.7. El pH y la normalidad

El pH y la normalidad están íntimamente relacionados matemática y químicamente por las siguientes razones:

- El equivalente químico de una sustancia sirve para el cálculo de la normalidad de una solución.
- El equivalente químico sirve también para el cálculo de la concentración de los iones hidronio u oxidrilo; y esta concentración se usa para el cálculo del pH o del pOH de una sustancia.

De donde se deduce que el valor de la concentración del ion hidronio u oxidrilo es igual al valor de la normalidad. De manera que, si varía el valor de la normalidad igualmente variaría el valor de la concentración hidronio y oxidrilo-iónico, en una relación directa, por lo que asimismo se alteraría el pH o el pOH respectivamente.

Ejemplo 1: Determina valores del pH del ácido sulfúrico, en la zona ácida y sus correspondientes concentraciones, los valores hidronio-iónico, sus masas y normalidad.

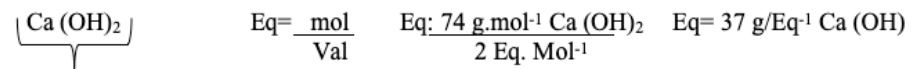
pH: cH: gH₂SO₄: Normalidad:

pH:	cH:	gH ₂ SO ₄ :	Normalidad:
0	1x10 ⁰	49x10 ⁰	49
1	1x10 ⁻¹	49x10 ⁻¹	4,9
2	1x10 ⁻²	49x10 ⁻²	0,49
3	1x10 ⁻³	49x10 ⁻³	0.049
4	1x10 ⁻⁴	49x10 ⁻⁴	0,004.9
5	1x10 ⁻⁵	49x10 ⁻⁵	0,000.49
6	1x10 ⁻⁶	49x10 ⁻⁶	0,000.049

Tabla 7. Valores hidronio-iónico.

En sentido horizontal, los valores están relacionados con el valor del pH. Si varía el pH, también varían los otros valores, por ser equivalentes.

Ejemplo 2: Determina los valores de pOH del hidróxido de calcio en la zona básica y sus correspondientes concentraciones, masas y normalidad.



En sentido horizontal, los valores están relacionados con el valor del pH. Si varía el pH también varían los otros valores, por ser equivalente.

pH: pOH: cOH: g Ca (OH)₂: Normalidad:

pH:	pOH:	cOH:	g Ca (OH) ₂ :	Normalidad:
14	0	1x10 ⁰	37x10 ⁰	= 37
13	1	1x10 ⁻¹	37x10 ⁻¹	= 3,7
12	2	1x10 ⁻²	37x10 ⁻²	= 0,37
11	3	1x10 ⁻³	37x10 ⁻³	= 0,037
10	4	1x10 ⁻⁴	37x10 ⁻⁴	= 0,003.7
9	5	1x10 ⁻⁵	37x10 ⁻⁵	=0,000.37
8	6	1x10 ⁻⁶	37x10 ⁻⁶	= 0,000.037

Tabla 8. Valor de pH.

1N×10 ⁰	=1N	1N/1
1N×10 ⁻¹	=0,1 N	1N/10
1N×10 ⁻²	=0,01 N	1N/100
1N×10 ⁻³	=0,001 N	1N/1.000
1N×10 ⁻⁴	=0,000.1 N	1/N 10.00
1N×10 ⁻⁵	=0,000.01 N	1/N100.000
1N×10 ⁻⁶	=0,000,001 N	1/N 1'000.000

Tabla 9. Variación de pH.

En sentido horizontal, los valores están relacionados con el valor del pOH. Si varía el pOH varían los otros valores, por ser equivalentes.

De aquí se deduce que:

- El cologaritmo del pH y del pOH sirve para determinar la potencia negativa a la que se elevará la base 10 de la concentración, de la masa y de la normalidad.
- El valor de la concentración hidronio-iónica u oxidril-iónica es exactamente igual al valor de la normalidad, en todos los casos del pH y del pOH

Una vez conocido el valor del pH o pOH de una sustancia es posible calcular la concentración iónica, la masa y la normalidad de esa sustancia o viceversa, tomando en cuenta siempre los valores constantes ya conocidos:

g. Eq⁻¹

1x10⁰ cH.Eq⁻¹

CONSTANTES PARA REGLA DE 3 RELACIÓN DE MASA -cH.

H_3PO_4

$Eq = \frac{mol}{Val}$

$Eq = \frac{98.g.mol^{-1}H_3PO_4}{3 Eq.mol^{-1}}$

$Eq = 32,66 g.Eq^{-1}H_3PO_4$

a) cH= colog pH
cH= colog 1,87
cH= 1,34x10⁻²
cH=0,0134

b) Masa: g
32,66 g. Eq⁻¹ H₃PO₄
x
 $\frac{32,66 g.Eq^{-1} \times 1,34 \times 10^{-2} cH}{1 \times 10^0 cH.Eq^{-1}}$
= 0,437644 g H₃PO₄

C) Normalidad: N

cH = N

1,34x10⁻² = 1,34x10⁻² N (Eq. lt - 1)

0,0134 = 1,34x10⁻²

Comparación:

$N = \frac{g \text{ soluto} \times 1.000 \text{ c.lit}^{-1} \text{ solución}}{g.Eq^{-1} \text{ soluto} \times \text{cc solución}}$

$N = \frac{0,437644 g H_3PO_4 \times 1.000 \text{ cc.lit}^{-1} \text{ solución}}{32,66 g. Eq^{-1} H_3PO_4 \times 1.000 \text{ cc solución}}$

$N = 1,34 \times 10^{-2} Eq. Lt^{-1} = 0,0134 cH$

3.5.8. Problemas de aplicación.

Problema 1.- El ácido fosfórico tiene un pH 1,87. Calcula la masa de la normalidad.

Nota:

El valor del pH o pOH siempre debe ser positivo, al tener una masa que es igual o menor al equivalente químico de la sustancia; su N es 1 o menor a 1. Si el valor del pH o pH es negativo, significará que es una solución muy concentrada, que contiene una masa mayor al equivalente químico; y, por tanto, su normalidad será 1 N.

3.5.9. Problemas propuestos.

1.- El sulfato férrico tiene un pH 2,48. Calcul la masa y la normalidad.

R= 3,31x10⁻³

cH 0,22 g oxisal

5,51x10⁻⁴ mol.lt⁻¹

2.- Existen 54,75 g de nitrato de aluminio. Calcula el pH y la normalidad.

R= 0,77 cH

0,77N

0,11 pH

3.- La fracción molar del solvente ezs 0, 86 agua/solución contenida en 18,48 moles de solución, que contiene cierta cantidad de orto fosfato de calcio. Calcula el pH de la oxisal.

R= 15,89 N2

2,59n1

802,9g sal

15,54Ch -1,19pH

4.- En 390 gramos de nitrobencono, se ha disuelto cierta cantidad de ácido nítrico, hirviendo la solución a 415,31 Fahrenheit; este ácido se utilizó para preparar el nitrato de vanádico. Calcula el pH de la oxisal.

R= 9,61 gHNO₃

11,01 g V(NO₃)₅

0,15cH

0,81 pH

3.5.10. Medida y determinación del pH.

Se la debe realizar con técnicas científicas, con instrumentos o reactivos veraces y debidamente comprobados que permitan medir de forma exacta el pH y la concentración de sustancias en: laboratorios clínicos, laboratorios de suelos, laboratorios veterinarios, laboratorios bioquímicos, laboratorios de industrias alimenticias y productos químicos, laboratorios pedagógicos, entre otros. Las dos formas científicas que se utilizan en la medición y determinación del pH de sustancias químicas son: la colorimetría y la electrometría.

a.- Colorimetría

Consiste en el uso de reactivos colorimétricos sólidos o líquidos, que tienen la propiedad de cambiar de color ante determinadas concentraciones hidronio-iónicas, pero si el reactivo tiene igual concentración que la sustancia analizada, cambia de color.

Los colores obtenidos se comparan con una escala de colores, fija y específica para cada reactivo, para determinar el valor aproximado del pH. Tiene mucha importancia que el investigador sepa el tipo de reactivo que está usando para poder comparar los colores obtenidos con la escala específica del reactivo colorimétrico.

Los reactivos colorimétricos sólidos son pedazos de papel filtro, impregnados de la solución colorimétrica que, una vez secos, se introducen en la solución. Los reactivos colorimétricos líquidos son soluciones acuoso-alcohólicas que contienen disueltos al reactivo; y basta hacer caer 2 o 3 gotas en la sustancia.

En cualquiera de los dos casos, es el indicador colorimétrico el que cambia de color y no la sustancia que se está analizando.

Clases: Los reactivos colorimétricos pueden ser simples o universales, según la cantidad y variedad de reactivos colorimétricos que contengan.

Reactivos colorimétricos simples: contienen un solo reactivo que presenta coloraciones específicas antes del uso y después de él, cambiando de color ante soluciones de diferente concentración hidronio-iónica, y se determina en forma aproximada el valor del pH.

Estos reactivos son cualitativos: dan a conocer si la solución analizada es de carácter ácido o básico únicamente, ya que el valor del pH puede tener un margen de error de 1 a 0,1, esto resulta muy grande si se considera que debe dar valores exactos, por lo que son confiables para análisis de laboratorio.

Ejemplos:

Indicador	Color zona ácida	Color zona neutra	Color zona básica
Heliantina	rojo	Anaranjado	amarillo
Fenolftaleína	rosado	rojo	purpura
Tornasol	rojo	rojo	azul
Rojo Congo	azul	Violeta	Rojo

Tabla 10. Solución Ácida y Básica.

Reactivos colorimétricos universales: resultan de la mezcla conveniente de varios reactivos colorimétricos simples, que dan una escala de colores más amplia y cada color corresponde a un pH específico. Basta con introducir el reactivo en la solución analizada y comparar el color contenido con la escala específica y se obtendrá el valor del pH.

Asimismo, son reactivos cuantitativos debido a que dan un valor muy aproximado al pH exacto, con un margen de error del 0,1 (del décimo al centésimo) que resultan mínimos, siendo más confiables que las anteriores para el análisis.

Se debe tener una precaución, la escala no debe estar deteriorada, decolorada o incompleta y hay que asegurarse de que el reactivo no haya permanecido mucho tiempo guardado.

b.- Electrometría

Es un método que utiliza un aparato eléctrico o electrónico, perfectamente calibrado, llamado peachimetro o potenciómetro, con el cual se mide en forma precisa y directa pH de una solución, especialmente de sustancias orgánicas o que son muy espesas o coloreadas, cuya medición se dificulta con los reactivos colorimétricos. El peachimetro consta de dos electrodos o terminales eléctricos, comunicados entre sí en el interior del aparato: un electrodo está calibrado con un pH constante, mientras que el otro electrodo se introduce en la solución problema.

Entre los dos electrodos se establece una diferencia de potencial con la transferencia de electrones provocada por la diferencia entre las concentraciones: la calbrada y la analizada; es entonces que los electrones al moverse de una solución a otra, hacen mover a una aguja o una flecha o se digitan en el tablero electrónico, dando el pH exacto de la sustancia.

La mayoría de veces, el peachimetro consta de un solo electrón que se introduce en la solución problema; pero en el interior del aparato se encuentra la solución del pH constante, con la que se establece la diferencia de potencial. Es un método cuantitativo muy exacto, pues el margen de error va del 0.01 al 0.001 (del centésimo al milésimo), que es muy insignificante. Es el más usado en todo tipo de laboratorio, donde se requieren mediciones exactas del pH de cualquier solución que se analiza. Sin embargo, el único cuidado que se debe tener es el de revisar periódicamente el voltaje de las pilas o de la energía eléctrica que se use.

3.5.11. Soluciones amortiguadoras, preservantes, tampón o buffer.

Son sustancias que, al ser añadidas a una solución u otra sustancia, son capaces de mantener el pH más o menos constante, con ligeras variaciones, amortiguando o regulando la acción de agentes externos o de sustancias extrañas o preservándole del tiempo, todos estos agentes que podrían alterar el pH, alterando o dañando el producto.

Una solución amortiguadora está formada de dos sustancias: una de reacción ácida (un ácido débil) y otra reacción básica (la respectiva sal de sodio), que en su debida oportunidad van a neutralizar a agentes o sustancias que produzcan ambientes básicos o ácidos, respectivamente, con lo que el pH permanece o varía de límites muy reducidos, que sean inofensivos para el producto.

Ejemplos:

Ácido acético con su respectiva sal: acetato de sodio.

Ácido glutámico con su respectiva sal: glutamato de sodio.

Ácido cítrico con su respectiva sal: citrato de sodio.

Acido de carbónico con su respectiva sal: carbonato de sodio.

Ácido fosfórico con su respectiva sal: fosfato de sodio.

Ácido bórico con su respectiva sal: borato de sodio.

Importancia

Las soluciones amortiguadoras se añaden a alimentos que deben guardarse por algún tiempo: conservas, enlatados, embutidos, embotellados u otros, para que no se dañen tan rápidamente y puedan ser utilizados con posteridad, manteniendo el pH dentro de límites aceptables y aptos para la vida, resistiendo la acción del tiempo y de las bacterias, evitando su descomposición y consecuencias posteriores: intoxicación, indigestión, vómito, diarrea, y aun la muerte. Las proteínas, en el interior del ser vivo, cumplen una acción amortiguadora, pues neutralizan y controlan hasta cierto límite, las graves consecuencias de haber ingerido alimentos en mal estado o en proceso de descomposición.

3.5.12. Importancia del estudio del pH

Lo tienen en muchos campos del vivir cotidiano del hombre: medicina, agricultura, ganadería, industrial, ecología, vestido, alimentos, calzado, entre otros.

a.- Medicina: se realizan mediciones del pH de todo material orgánico del hombre, que deben mantener su pH constante. Con los análisis clínicos se determinan variaciones en el valor del pH, que indican anormalidades orgánicas, mal funcionamiento o enfermedades que deben ser tratadas a tiempo, para evitar fatales consecuencias futuras.

b.- Ganadería: se realizan análisis clínicos de los líquidos orgánicos de los animales para determinar enfermedades o infecciones o anormalidades patológicas, al variar el pH que debe ser constante en el organismo.

c.- Agricultura: se realizan análisis del pH de suelos, semillas, fertilizaciones, abonos, agua de riego, herbicidas, pesticidas, plaguicidas, y demás, para que todos estos sean compatibles con la buena producción para los vegetales, para la conservación del suelo; y no se produzcan resultados dañinos y pérdidas económicas o ecológicas.

d.- Industrias: utilizan materias primas que tengan un pH adecuado y que sean compatibles con el consumidor; para que los productos acabados no causen molestias, alergias, rechazo y pérdidas económicas para el fabricante.

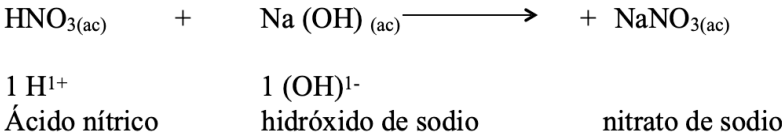
e.- Ecología: se realizan mediciones del pH del aire, suelos y agua, que son el hábitat de los seres vivos, mismos sitios que continuamente se ven afectados por factores contaminantes y causas irreparables que provocan la pérdida de diferentes especies.

Vino	2,8 a 3,8	Leche de vaca	6,6
Manzanas	2,9 a 3,3	Leche humana	6,8
Fresas	3,3	Agua pura	7,0
Cerveza	4,0	Plasma sanguíneo	7,1
Heces fecales	4,6 a 8,4	Plasma seminal	7,2
Orinas	4,8 a 8,2	Sangre venosa	7,32
Agua de mar	5,0 a 6,0	Sangre venosa	7,35
Sudor	4,6	Sangre arterial	7,5 a 8,5
Saliva humana	6,4 a 7,5	Sangre arterial	

Tabla 11. Ejemplos de valores de pH.

3.6. Neutralización

Es un proceso químico en el cual los iones hidrogeno H^{1+} de un ácido se neutralizan totalmente con los iones oxidrilo $(OH)^{1-}$ de las bases, formando el agua y la sal neutra correspondientes.



Este proceso se realiza en la titulación de un ácido con una base o viceversa, con el fin de determinar la normalidad de una ellas por comparación química con la normalidad conocida de otra.

Acidimetría: se determina la normalidad desconocida del ácido, por comparación con la normalidad conocida de una de base.

Alcalimetría: se determina la normalidad desconocida de una base o álcali, por comparación con la normalidad conocida de un ácido.
La fórmula que es utilizada para realizar estos cálculos es la siguiente:

Na: normalidad del ácido.

Va: volumen del ácido.

$Na \times Va = Nb \times Vb$ Ec. (7)

Nb: normalidad de la base.

Vb: volumen del ácido.

Ejemplo:

Se han utilizado 120 centímetros cúbicos del ácido nítrico, de concentración 2,18 normal, para neutralizar y titular a 48 centímetros cúbicos del hidróxido de calcio. Determina la normalidad de la base.

$Na \times Va = Nb \times Vb$

$Nb = \frac{Na \times Va}{Vb}$

$Nb = \frac{2,18\ N \times 120\ cc}{48\ cc}$

$Nb = 5,45\ N\ Ca(OH)_2$

3.6.1. Concepto de ácido y de base.

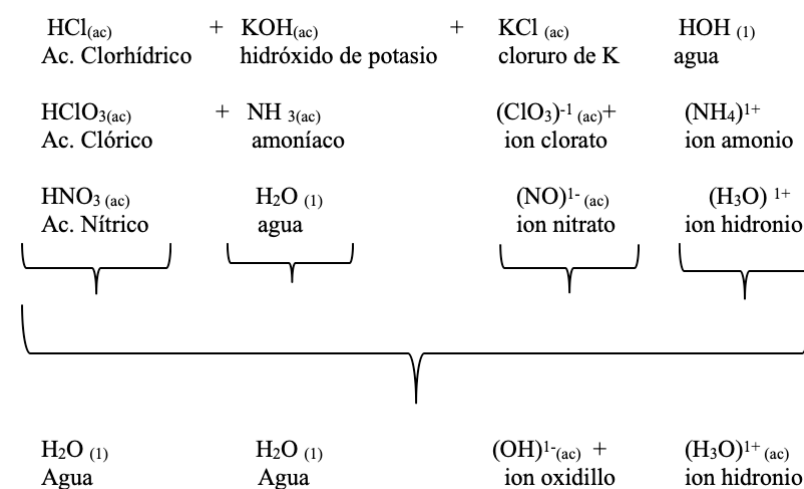
Basándose en las ideas de Arrhenius y de Franklin, los científicos Jahanes Bronsted y Thomas Lowry en el año de 193, propusieron los conceptos más apropiados para los ácidos y para las bases que son:

Ácido: es toda sustancia que puede ceder protones (ion hidrogeno H^{1+} que es el núcleo del átomo de hidrogeno, al perder su electrón de la corona).

Base: es toda sustancia que pueda recibir protones. Esto trae como consecuencia la aparición del par acido-base conjugado, es decir que debe existir un ácido y una base para que se produzca la transferencia de protones: del ácido a la base, del ácido a la sustancia que actúe como base.

En las sustancias resultantes, puede darse el proceso inverso, al producirse una nueva transferencia de protones, desde la sustancia que inicialmente había recibido hacia la sustancia que había cedido los protones (iones H^{1+}).

Ejemplo:



PAR ÁCIDO-BASE CONJUGADOS

Clases de ácidos y de bases: pueden ser fuertes o débiles.

Ácidos fuertes: son los ácidos que tienen mayor constante de ionización, por lo que se disocian en un gran porcentaje y pueden ceder más fácilmente los protones, de tal manera que pueden reaccionar más fácilmente.

Ejemplos: HCl , HNO_3 , $HClO_4$, H_2SO_4 .

Ácidos débiles: tiene las características químicas contrarias a las anotadas para los ácidos fuertes; y, son el resto de ácidos.

Bases fuertes: son las bases que tienen mayor constante de ionización, así que se disocian en un gran porcentaje y pueden recibir más fácilmente los protones, de tal forma pueden reaccionar más fácilmente.

Ejemplos: hidróxidos de los metales alcalinos y alcalino-térreos.

Bases débiles: tienen las características químicas contrarias a las anotadas para las bases fuertes y son el resto de hidróxidos.

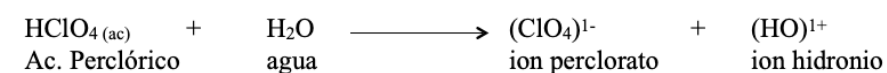
3.6.2. Propiedades de la función ácido.

a) Tacto: no son causan ninguna sensación especial al ser tocados.

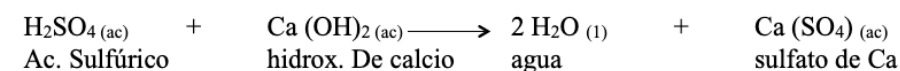
b) Sabor: son agrios, picantes; tienen el típico sabor ácido característico.

c) Protones: los ácidos actúan cediendo protones, propiedad llamada protolisis o primera descomposición, ya que el ácido primero tiene que descomponerse para poder ceder los H^{1+} que son los protones: Bronsted-Lowry.

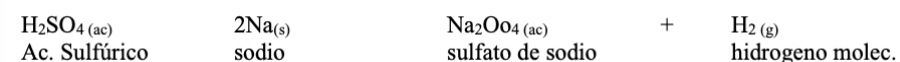
d) En agua: los ácidos se disuelven fácil y rápidamente, liberado el H^{1+} : Arrhenius es entonces que se forma el ion hidronio: H_3O^{1+} grupo funcional característico de todo acido, producto de la combinación del H^{1+} del ácido (que cede) con el agua (que los recibe).



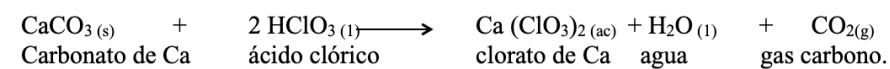
d) Con bases: los ácidos reaccionan con las bases, neutralizadas totalmente, para formar agua ($H^{1+} + OH^{1-}$) y la sal neutra correspondiente.



f) Con metales activos: los ácidos reaccionan con mucha violencia con los metales activos como son con el alcalino y el alcalino-térreos, para formar la sal neutra respectiva y descomponer hidrogeno molecular.



g) Con carbonatos: los ácidos descomponen a los carbónicos en forma violenta, provocando una efervescencia característica, debido al desprendimiento del gas carbónico con un burbujeo característico; también se forma la oxisal neutra acuosa en medio del agua.



h) Ante los reactivos colorimétricos: los ácidos cambian el color de los reactivos colorimétricos y dan un color específico ante los iones hidronio, así:

Fenolftaleína: se vuelve incoloro

Heliantina: se vuelve rojo

Tornasol: se vuelve rojo

Indicador Universal: se vuelve rojo, con un pH 0 al pH 6

3.6.3. Propiedades de la función base o alcalina

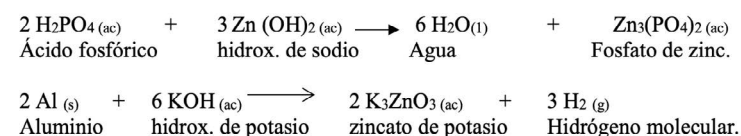
a) Tacto: son untuosas, resbalosas, sebosas al ser tocadas (como el jabón).

b) Sabor: son amargas, desagradables, nauseabundas.

c) Protones: las bases actúan recibiendo protones (Iones H^+): Bronsted y Lowry; que al unirse con el oxidrilo $(OH)^{-}$ forman agua.

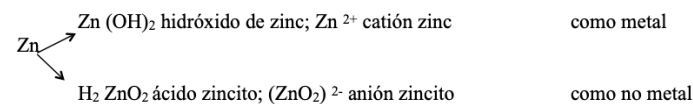
d) En agua: se disminuye fácil y rápidamente, formando el ion oxidrilo o hidroxilo $(OH)^{-}$ grupo funcional característico de todas las bases: Arrhenius.

e) Con ácidos: las bases reaccionan con los ácidos, neutralizándolos totalmente para formar el agua $(H^+ + (OH)^{-})$ y sal neutra correspondiente. El ácido cede protones y la base los recibe: Bronsted y Lowry.

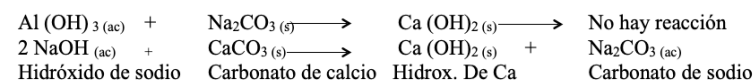


f) Anfóteros: son los elementos químicos que pueden formar ácidos y sus respectivos aniones (actuando como no metales), y también pueden formar hidróxidos con sus correspondientes cationes (actuando como metal).

Ejemplo: Zn, Al, Sn, Fe, Mn, V, Cr, Ge, Ti, Pt, etc.



g) Con carbonatos: las bases reaccionan y no las descomponen; y hay efervescencia, porque no se descompone gas carbónico.



h) Ante los reactivos colorimétricos: las bases hacen cambiar el color de los reactivos colorimétricos y dan un color específico ante el inane oxidrilo así:

Fenolftaleína: se vuelve rojo purpura (violeta)

Heliantina: se vuelve amarillo.

Tornasol: se vuelve azul.

Indicador Universal: se vuelve azul, con pH 8 al pH 14

3.7. Corrosión metálica

3.7.1. Clases de óxidos metálicos.

Los óxidos metálicos pueden ser de dos clases: adherentes y no adherentes.

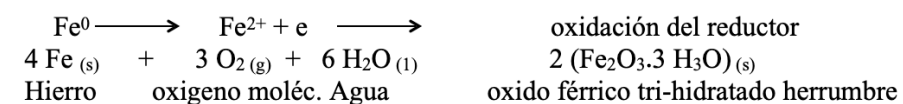
a) Óxidos adherentes: son los óxidos que se desprenden del metal, permitiendo la oxidación progresiva de todo el metal, hasta su total transformación en óxido.

Ejemplo: el óxido de hierro.

Merece especial atención la oxidación del hierro que forma el óxido férrico no adherente, que permite la oxidación de todo el metal y la destrucción de esa estructura metálica, proceso conocido como corrosión metálica.

Químicamente sucede lo siguiente: el hierro, como todo metal, puede ceder electrones (reductor), transformándose en ion ferroso que por ser positivo puede atraer al oxígeno (carga negativa) del aire o del agua, para formar el óxido que al hidratarse forma el óxido férrico tri-hidrato, conocido como herrumbre u orín.

Esta herrumbre se va desprendiendo del metal hierro, como un sólido pulverulento de color amarillo-rojizo, que permite la oxidación posterior del metal descubierto y la transformación química total de toda la estructura metálica, al irse produciendo la corrosión continua, como sucede en: clavos, varillas, tornillos, carrocerías, muebles metálicos, bisagras, herramientas, monedas, hebillas, cerraduras, aldabas, maquinaria, alambres, rieles, entre otros.



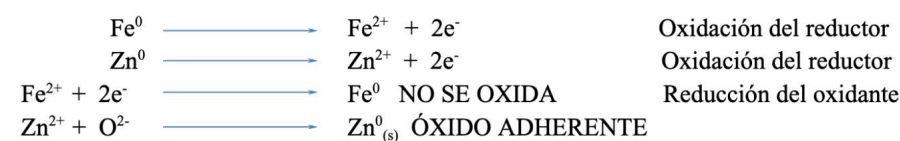
Todo este proceso químico se realiza en ambientes húmedos. Mientras que en ambientes secos no se realiza o se produce en mínima cantidad.

3.7.2. Maneras de evitar la corrosión del hierro.

Las estructuras metálicas de hierro deben ser protegidas de la acción del oxígeno ambiental, la humedad o del agua de manera que se evite su corrosión y destrucción total posterior, de las siguientes maneras:

a) Cubrir externamente al metal: para aislarlo del ambiente húmedo aéreo o acuoso utilizando pinturas anticorrosivas, plástico, caucho, esmalte, aceite, grasa, asfalto, cemento o con otros metales.

b) Galvanizado: consiste en realizar una aleación del hierro con el zinc, para que el zinc evite la oxidación del hierro, lo proteja químicamente e impida su corrosión. El zinc, por tener mayor actividad química que el hierro, cede más fácilmente los electrones, que son atraídos por los iones del hierro; entonces se transforma en hierro atómico neutro que no puede atraer al oxígeno y no se oxida y no se corroe. El zinc queda como ión Zn^{+2} que atrae al oxígeno y se oxida, pero forma un óxido adherente, que se pega al metal y protege a toda la estructura metálica.



El galvanizado del hierro se usa para fabricar tubos para agua, alambres, tornillos, depósitos para agua, clavos, etc.

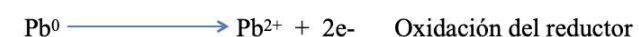
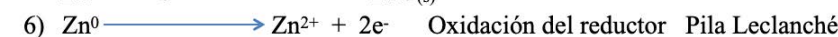
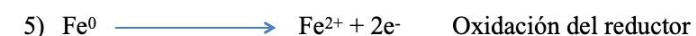
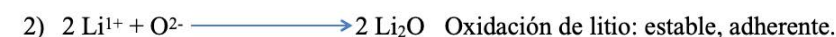
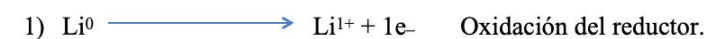
3.7.3. Serie electroquímica

Es el conjunto de elementos químicos metálicos colocados en orden decreciente de su poder reductor o su poder de ceder electrones. Esto a causa de que todos los metales son reductores porque pueden ceder electrones, pero no todos lo realizan con la misma fuerza o actividad o facilidad, por lo que unos metales ceden electrones con más facilidad que otros.

La serie electroquímica empieza con el Li que tiene la máxima actividad al poder ceder más fácilmente los electrones; luego decrece progresivamente en el K, Ba, Sr, Mg, Al, Mn, Ni, Sn, Pb, H (patrón de comparación), Cu, Bi, Ag, Hg, Au y Pt que tiene la mínima actividad al ceder muy difícilmente los electrones.

Consecuencias: los metales más activos presentan las siguientes características:

- Se combinan más fácilmente con el oxígeno: forman óxidos adherentes y estables. (2)
- Descomponen el agua, para formar el hidróxido respectivo y desprender H_2 . (3)
- Descomponen los ácidos, para formar la sal neutra respectiva y desprender H_2 . (4)
- Pueden ceder electrones a los metales menos activos y evitar su oxidación: como es el caso del galvanizado entre el Zinc y el Fe. (5)
- Pueden utilizarse en la producción de energía eléctrica continua, porque la energía química se transforma en energía eléctrica, como sucede en los aparatos electroquímicos: pila y acumulador. (6)
- Difícilmente pueden hallarse puros y libres, esto se debe a que su mayor actividad química facilita la reacción con los reactivos químicos; más bien abundan sus compuestos o derivados químicos:



A golden DNA double helix structure is shown on the left side of the image, winding upwards. The background is a warm, golden-orange color with a subtle, out-of-focus pattern of similar helical structures.

4

REACCIONES DE OXIDACIÓN - REDUCCCIÓN

4. Reacciones de oxidación-reducción

4.1. Concepto

En las reacciones de oxidación-reducción se produce un fenómeno químico de transferencia de electrones desde un elemento reductor que cede electrones (oxidación), hacia otro elemento químico, que recibe los electrones (reducción). En las reacciones redox (reducción-oxidación) intervienen dos elementos químicos, que provocan dos fenómenos simultáneos, así:

a.- Elementos químicos:

- El reductor: elemento que cede electrones.
- El oxidante: elemento que recibe los electrones.

b.- Fenómenos:

- La oxidación es el fenómeno donde se pierden electrones.
- La reducción: es el fenómeno donde se reciben los electrones.

De donde podemos deducir, que en una reacción de oxidación-reducción, existen dos procesos químicos contrarios uno al otro, pero simultáneos son:

- Oxidación del reductor: fenómeno en el cual un elemento cede electrones.
- Reducción del oxidante: fenómeno en el cual un elemento recibe electrones.

4.2. Requisitos

Para que se produzca una reacción de oxidación – reducción, deben coincidir al mismo tiempo los siguientes requisitos indispensables:

a.- En la misma reacción deben existir, al mismo tiempo, por lo menos un elemento reductor y un elemento oxidante.

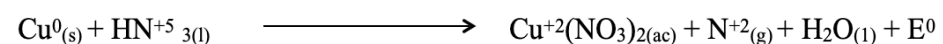
b.- Tanto el elemento oxidante como el reductor deben variar sus valencias, es decir, deben presentar una valencia como sustancia reaccionante y otra valencia diferente como sustancia resultante.

c.- Se podrán obtener diferencias de valencia, en forma independiente, tanto del oxidante como el reductor, al relacionar, numéricamente, las valencias que, como sustancia reaccionante y como resultado, presentan los elementos.

El reductor: Siempre varía su valencia de menor (reactante) a mayor (resultado).
La diferencia de valencias es siempre positiva.
Esto especifica que debe ceder electrones, igual a esa diferencia.

El oxidante: Siempre varía su valencia de mayor (reactante) a menor (resultado).
La diferencia de valencias es siempre negativa.
Esto especifica que debe recibir e-, igual a esa diferencia.

Ejemplos:



Cu: Varía sus valencias de 0 a 2+ de menor (reactante) a mayor (resultado).

La diferencia entre esas valencias es +2.

Significa que debe ceder 2e-: fenómeno de la oxidación del reductor.

N: Varía sus valencias de 5+ a 2+: de mayor (reactante) a menor (resultado).

La diferencia entre esas valencias es -3.

Significa que debe recibir 3 e-, al darse el fenómeno de la reducción del oxidante.

La gran mayoría de las reacciones de oxidación-reducción suelen ser de carácter irreversible, por lo siguiente:

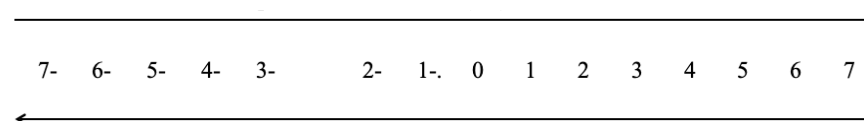
- Las sustancias resultantes no generan las sustancias reactantes.
- Se desprenden gases, que no pueden reincorporarse de nuevo al sistema.
- Se desprende energía, que no puede volver a integrarse al sistema.
- Los resultantes son inactivos de unos a otros y no pueden volver a reaccionar.

4.3. Tabla de valencias de los elementos químicos

Es una carpeta numérica, en la que constan todas las posibles valencias con las que puede funcionar un elemento químico (metal o no metal), para formar un compuesto. En esta tabla también están especificándose las direcciones en las que se producen los dos procesos químicos que se dan en una reacción redox, así:

- Oxidación del reductor: de valencia menor a valencia mayor, esto es de izquierda a la derecha.
- Reducción del oxidante: de valencia mayor a valencia menor, esto es de derecha a izquierda.

Oxidación del reductor: pérdida de electrones (+e-)



Reducción del oxidante: ganancia de electrones (-e)

Con esta tabla se obtiene rápida y fácilmente la diferencia de valencia, ya sea del reductor como del oxidante, por simple conteo aritmético, entre las valencias que presentan esos elementos químicos, como sustancia y como resultado.

Ejemplo:



P: varía de 0 a +5; diferencia +5: cede 5e- Oxidación del reductor

N: varía de +5 a +2; diferencia -3; recibe 3e- Reducción del oxidante

4.4. Conceptos comparativos

Existen conceptos adicionales de oxidación y reducción, que sirven para identificar algún proceso del otro, en forma clara y precisa. No todos los conceptos se van a cumplir al mismo tiempo, pero basta que se cumpla uno de ellos para poder identificarle a un proceso de oxidación o reducción.

- Oxidación:

Aumento en el número de átomos de oxígeno $P^0 \longrightarrow H_3P^{5+}O_4$

Pérdida en el número de átomos de hidrógeno $H_2S_{2-} \longrightarrow S^0$

El reductor varía su valencia de menor a mayor $\longrightarrow$ P: de 0 a 5+
S: de 2- a 0

El reductor pierde o cede electrones $\longrightarrow$ P: cede 5e-
S: cede 2e-

-Reducción:

Disminución en el número de átomos de O $\longrightarrow HN^{5+}O_3 \quad H^{2+}O$

Aumento en el número de átomos de hidrógeno $\longrightarrow As^{3-}H_3$

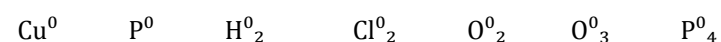
El oxidante varía su valencia de mayor a menor $\longrightarrow$ N: de 5+ a 2+
As: de 0 a 3-

El oxidante recibe o gana electrones $\longrightarrow$ N: recibe 3e-
As: recibe 3e-

4.5. Cálculo de la valencia de elementos químicos

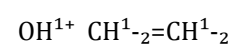
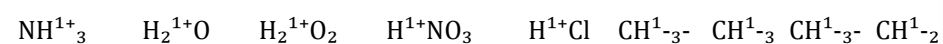
Todo elemento químico al formar un compuesto tiene una específica valencia y una específica carga eléctrica, con las que está funcionando para formar ese compuesto. Hay algunos elementos químicos que siempre funcionan con la misma valencia; pero hay otros elementos químicos que pueden funcionar con diferentes valencias, es decir, unas veces funciona con una valencia y otras veces con otra valencia. Debido a esto, se hace necesario establecer algunas reglas para calcular y determinar la valencia específica con la que está funcionando un determinado elemento químico en un compuesto; y estas reglas son las siguientes:

a.- Todo elemento químico libre (sin combinarse) tiene valencia 0, porque no da ni recibe electrones. Todo átomo o molécula es eléctricamente neutro.



b.- El oxígeno funciona con valencia 2; excepto en los peróxidos, donde funciona con valencia 1-

c.- El hidrógeno funciona con valencia 1+; excepto en los hidrocarburos y sus radicales, en los que funciona con valencias 1-.



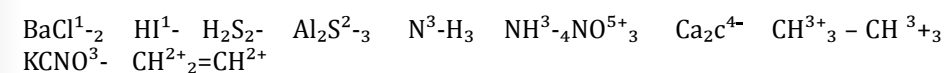
d.- Los no metales en compuestos binarios no oxigenados y en compuestos orgánicos funcionan con valencia negativa en un número igual al de su familia; pero el C y Si funcionan con valencia positiva en compuestos orgánicos.

I Familia: F, Cl, Br, I Valencia 1-

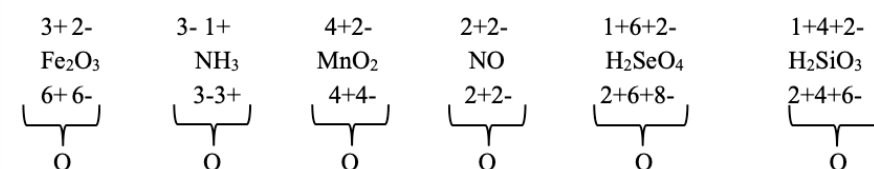
II Familia: S, Se, Te Valencia 2-

III Familia: N, P, As, Sb Valencia 3-

IV Familia: C, Si Valencia 4- (En compuestos orgánicos valencia 1+)

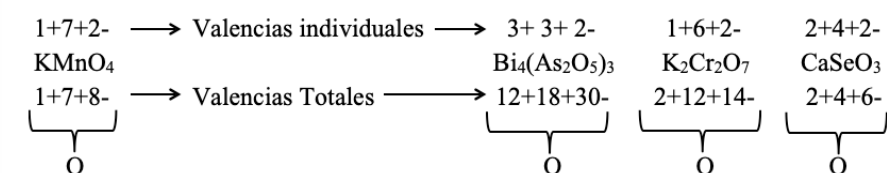


f.- Toda fórmula es eléctricamente neutra debido a que la sumatoria de las cargas positivas debe ser exactamente igual a la sumatoria de cargas negativas.



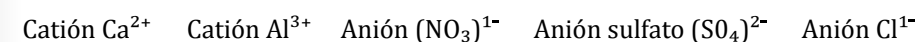
g.- Cuando se desconozca la valencia de un elemento químico se la debe obtener por competencia aritmética y eléctrica de la siguiente manera:

Si se calcula la valencia individual y el total de cargas de los elementos que se hallen junto al de valencia desconocida y se resta cero (0), la diferencia corresponderá a la valencia desconocida de ese elemento.



En todos los casos, se debe calcular la valencia que le corresponde a 1 átomo del elemento químico, lo cual se obtiene al dividir el total de cargas eléctricas (valencias totales) por el número de átomos existentes.

h.- La valencia de cada ion es específica y se le obtiene cuando la molécula del electrolito se disocia; los cationes tienen valencia positiva y los aniones tienen valencia negativa.



4.6. Igualación de ecuaciones redox

Las ecuaciones redox tienen que ser igualadas por un método científico, poniendo en práctica algunas técnicas especiales, según el método que se aplique. Estos métodos son tres, método de valencia, del ion electrón y el aritmético.

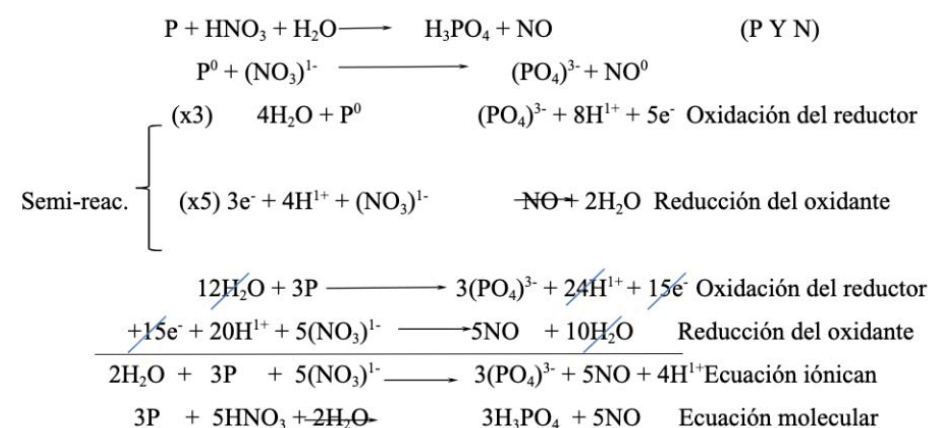
4.6.1 Igualación de ecuaciones "REDOX" por el método de valencia.

Se fundamenta en las valencias específicas que presentan los elementos químicos oxidantes en la ecuación iónica original: el exceso de la resta can en el miembro donde existía el mayor número. Esta ecuación iónica también debe estar igualada, tanto en su parte química (igual número de elementos químicos) como en su parte eléctrica (igual número de cargas eléctricas) en los dos miembros de la ecuación.

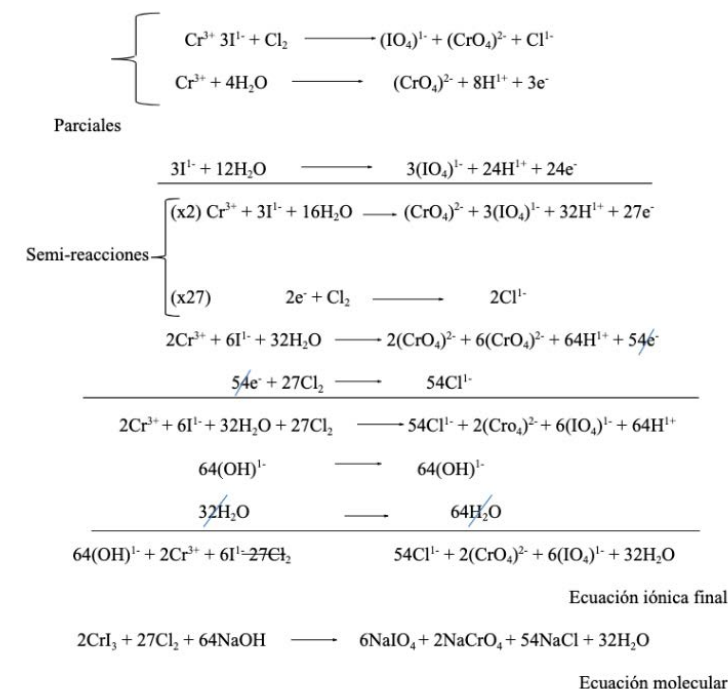
Esta ecuación iónica igualada es el resultado del proceso de igualación en el medio básico, por el medio del ion electrón.

h.- Los coeficientes de las ecuaciones iónicas resultantes (ya sea el medio ácido o del medio básico) pueden ser introducidos en la ecuación molecular original, colocándolos en las respectivas fórmulas que contengan al ion o a la molécula del elemento químico oxidante y reductor; y, luego de algunos ajustes químicos necesarios, también se logra igualar la ecuación molecular original.

Ejemplo en medio ácido:



Ejemplo en medio básico



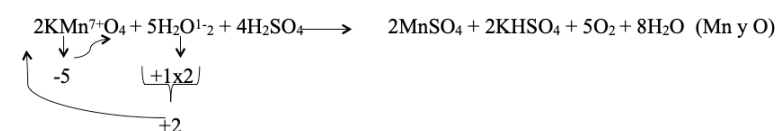
4.6.2. Igualación de ecuaciones "REDOX" por el método aritmético.

Básicamente es similar a la valencia, pues se fundamenta en las valencias que presentan los elementos químicos oxidante y reductor en los dos miembros de la ecuación redox. La única diferencia es que no determina procesos aleados, por lo que resulta ser muy rápido en la igualación de ecuaciones redox, y de uso muy práctico en la resolución de problemas aplicados.

Reglas: este método pone en práctica las siguientes reglas:

- Se determinan las valencias del oxidante y del reductor en los dos miembros.
- Se calculan las diferencias de valencia de cada elemento químico.
- Se multiplican por el sub-índice que afecte al oxidante y/o al reductor.
- Se intercambian las diferencias, simplificando si es posible, que pasan a ser coeficientes de la sustancia contraria a su proceso.
- Se iguala la ecuación redox: oxidante-reductor; metales, no metales, H y O.

Ejemplos:



4.7. Problemas de aplicación

Se pueden resolver en masa y volumen, tomando en cuenta las ecuaciones de óxido-reducción que deben estar bien igualadas, requisito indispensable.

Problema 1.- Se tiene 750 centímetros cúbicos de solución 1,28 normal, en cierta cantidad de ácido sulfúrico, que se utilizan para preparar el óxido de nitrógeno a 38° de temperatura y 12,48 atmosferas de presión.

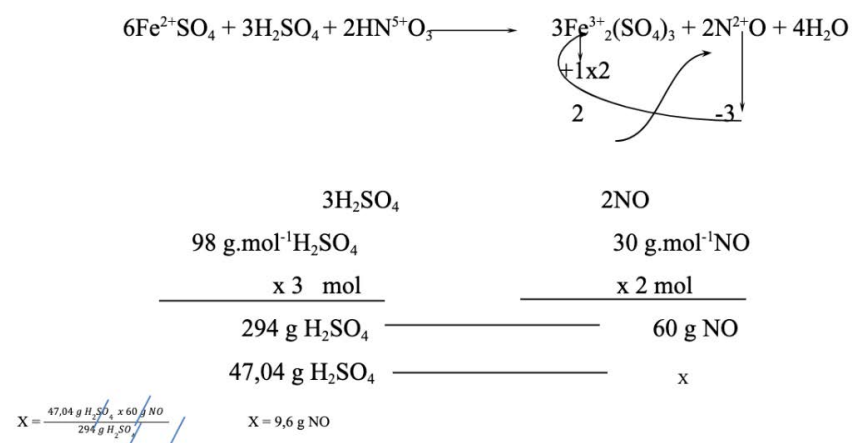
Calcula la masa y el volumen del óxido de nitrógeno preparado.

$$\begin{array}{l}
 V = 750 \text{ cc solución} \\
 N = 1,28 \text{ Eq.lit}^{-1} \\
 g1 = x \text{ ácido sulfúrico} \\
 g1 = x \text{ óxido de nitrógeno} \\
 T = 38^{\circ}\text{C} + 273^{\circ} = 311^{\circ}\text{K} \\
 P = 12,48 \text{ at.}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{c}
 \text{H}_2\text{SO}_4 \\
 \text{98 g.mol}^{-1}\text{H}_2\text{SO}_4 \\
 \text{30 g.mol}^{-1}\text{NO}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 \text{Eq} = \frac{\text{mol}}{\text{val}} \\
 \text{Eq} = \frac{98 \text{ g.mol}^{-1}\text{H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ Eq}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}} \\
 \text{Eq} = 49 \text{ g.Eq}^{-1} \text{H}_2\text{SO}_4
 \end{array}$$

a) Masa del ácido sulfúrico

$$\begin{array}{l}
 N = \frac{g \text{ soluto} \times 1.000 \text{ cc.lit}^{-1} \text{ solución}}{g \cdot \text{Eq}^{-1} \text{ soluto} \times \text{cc solución}} \\
 g1 = \frac{1,28 \text{ Eq.lit}^{-1} \times 750 \text{ cc solución} \times 49 \text{ g.Eq}^{-1} \text{H}_2\text{SO}_4}{1.000 \text{ cc.lit}^{-1} \text{ solución}} \\
 g1 = 47,04 \text{ g H}_2\text{SO}_4
 \end{array}$$

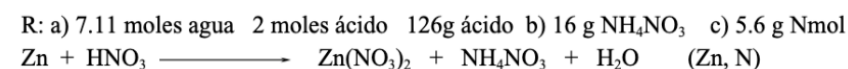
b) Masa del ácido de nitrógeno



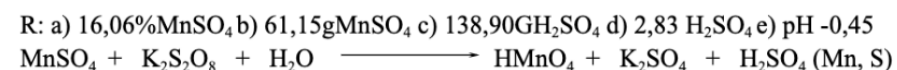
c) Volumen del ácido de nitrógeno

$$\begin{array}{l}
 VP = \frac{g R T}{M} \\
 V = \frac{g R T}{P M} \\
 V = \frac{9,6 \text{ g} \times 0,0821 \text{ lt.at.mol}^{-1} \cdot ^{\circ}\text{K}^{-1} \times 311^{\circ}\text{K}}{12,48 \text{ at} \times 30 \text{ g.mol}^{-1}\text{NO}} \\
 V = 0,65 \text{ lt NO}
 \end{array}$$

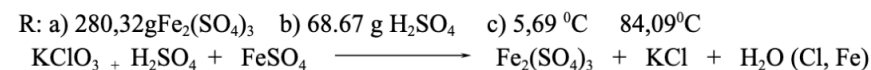
Problema 2.- La fracción molar del agua es 0.78 agua/solución, cuando cierta cantidad de ácido nítrico se ha disuelto en 128 gramos de agua, que se utilizó para preparar el nitrato de amonio. Calcula la masa del nitrógeno contenido en el nitrato de amonio preparado.



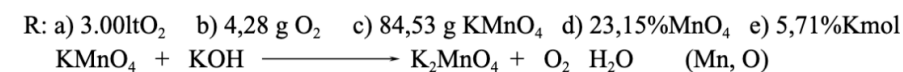
Problema 3.- Se tiene 5.85% Mmol contenido en el sulfato manganoso, que al disolverse en el agua formó 280 cm³ de solución, de densidad 1.36 g/(cm³)¹⁻ producto de la disolución de cierta cantidad de sulfato manganoso que se utilizó para formar el ácido sulfúrico. Calcula el pH del ácido.



Problema 4.- 480 cm³ de solución 1.46 molar, contiene cierta cantidad de sulfato férrico que se utilizó para preparar el ácido sulfúrico disuelto en 150 gramos de alcohol etílico. Calcula el punto de ebullición.



Problema 5.- Se han obtenido 37.85 pintas de volumen de oxígeno molecular a 48° R y 65.8 mts H₂O de presión, pero las condiciones cambiaron a 138° F y 38.76 kg. (cm₂)¹⁻, y formó un desconocido volumen final del oxígeno que contiene cierta masa de este gas, que se obtuvo del permanganato de potasio en 250 cm³ de solución y 1.46 g/(cm³)¹⁻. Calcula el porcentaje del permanganato de potasio y la masa del potasio contenido en este oxisal.





EJERCICIOS

Ejercicio N° 01**Tema: Ley De Abogadro Y Ampere**

1. Calcula la masa que existirá en 12,48 litros de volumen de anhídrido sulfúrico, medido a TPN- (temperatura y presión normal: 1 at. y 273° K).

R = 44,54 g anhídrido sulfúrico.

2. Calcula el volumen que ocuparán 15,48 gramos de amoníaco, medidos en TPN.

R = 20,40 lts. Amoníaco

3. Calcula la masa que existirá en $5,38 \times 10^{18}$ moléculas de ácido sulfhídrico medido a TPN.

R = $3,03 \times 10^{-4}$ gramos ácido sulfhídrico

4. Calcula el número de moléculas que contiene $6,35 \times 10^{-2}$ gramos de anhídrido carbónico, medidos a TPN.

R = $8,69 \times 10^{20}$ moléculas de anhídrido carbónico

5. Calcula el volumen que ocuparán $5,36 \times 10^{25}$ moléculas de un gas medido en TPN.

R = 1.994,46 U.

6. Calcula el número de moléculas que existirán en 15,47 litros de vapor de agua, medidos en TPT.

R = $4,15 \times 10^{23}$ moléculas de agua.

7. 5,37 moles de anhídrido fosfórico, que volumen ocupará en TPN?

R = 120,36 Lts. Anhídrido fosfórico.

8. ¿Qué número de moles contendrán 187 litros de gas metano, medidos en TPN?

R = 8,34 moles metano

9. 12,45 moles de oxígeno molecular, que número de moléculas contendrá cuando estén medido; ¿En TPN?

R = $7,49 \times 10^{24}$ moléculas de oxígeno molecular

10. ¿ $6,35 \times 10^{19}$ moléculas de hidrógeno molecular, qué número de moles contiene cuando esté medido en TPN?

R = $1,05 \times 10^{-4}$ moles hidrógeno molecular

11. ¿8,47 litros de volumen de argón, qué número de moléculas contendrá cuando esté medido en TPN?

R = $2,27 \times 10^{23}$ moléculas de argón.

12. ¿ $5,29 \times 10^{21}$ moléculas de helio, qué volumen ocuparán cuando estén medidas en TPN?

R = 0,19 lts. Helio

13. Calcula el volumen que ocuparán 148 gramos de metano, medidos en TPN.

R = 207,32 lts. Metano

14. Calcula la masa que existirá en 2,14 litros de anhídrido fosfórico, cuando estén medidos en TPN.

R = 13,55 g anh. Fosfórico

15. Calcula la masa que tendrán $5,92 \times 10^{28}$ moléculas de ácido clorhídrico, medidas en TPN.

R = 3587.283g ác. Clorhídrico.

16. Calcula el número de moléculas que existirán en 15,22 litros de anhídrido carbónico, medidos en TPN.

R = $4,09 \times 10^{23}$ moléculas Anh. Carbónico

17. Existen 16,85 gramos de anhídrido nítrico, medido a TPN. Calcula el volumen y el número de moléculas que contendrá.

**R = 3,49 lt. Anh. Nítrico
 $9,37 \times 10^{22}$ moléculas Anh. Nítrico**

18. Existen $5,86 \times 10^{20}$ moléculas de anhídrido yódico medido a TPN. Calcula el volumen y la masa que contendrá.

**R = 0,021 lts. Anh. Yódico
0,31 g Anh. Yódico**

19. Existen 15,48 g S mol, contenidas en cierta cantidad de anhídrido sulfúrico. Calcula la masa del Anhídrido, su volumen y número de moléculas en TPN.

**R = 38,70 g Anh. sulfúrico
10,84 lt Anh sulfúrico
 $2,91 \times 10^{23}$ moléculas anh. sulfúrico**

20. Existen $2,75 \times 10^{25}$ moléculas de anhídrido fosforoso, que contiene cierta cantidad de masa de él, que se utilizó para formar el ácido fosforoso. Calcula el volumen del ácido medido en TPN.

**R = 5.021,99 g anh fosforoso
7.487,33 g ácido fosforoso
2.046,53 lts. Ácido fosforoso**

21. 1,75 g de anhídrido carbónico, ha reaccionado con el agua para formar el ácido carbónico. Calcula el volumen del ácido carbónico en TPN.

**R= 2,46 g ácido carbónico
0,88 lts. ácido carbónico**

22. Se ha obtenido 15,8 litros de ácido nítrico medido a TPN, que contiene cierta cantidad de masa, que se descompuso para formar el anhídrido nítrico. Calcula el número de moléculas que contendrá el anhídrido en TPN.

R= 44,41 g ácido nítrico 38,06 g anh nítrico 2,12x10²³ moléculas

23. Se ha obtenido 7,14x10²⁵ moléculas de ácido carbónico medido a TPN, que contiene cierta cantidad de masa que se descompuso para formar el anhídrido carbónico con el 75% de pureza. Calcula la masa del carbono contenido en el anhídrido.

**R= 7.349,21 g ácido 5.215,56 g anhídrido
3.911,67 g anh 1.066,81 g C mol**

24. Se ha obtenido 5,46 g As mol contenido en el ácido orto-arsénico, que se descompuso para formar el anhídrido arsénico. Calcula el volumen del anhídrido arsénico, cuando esté medido en TPN.

**R= 10,33 g ácido arsénico 8,36 g anhídrido arsénico
0,81 lts. Anhídrido arsénico**

Ejercicio N° 02

Tema: Conversión De Unidades De Volumen, Presión Y Temperatura

1. 38,45 pintas de volumen. Calcula el número de litros.

R= 18,07 litros

2. 7450 g (cm²)⁻¹ de presión. Calcula el número de atmósferas.

R= 7,21 atmósferas.

3. 86°F de temperatura. Calcula los °C y °K.

R= 30°C 303°K

4. 1,46 galones de volumen. Calcula el número de litros.

R=5,51 litros

5. 6,48 lb. (plg²)⁻¹ de presión. Calcula el número de atmósferas.
R= 0,44 at.

7. 150°Rankine de temperatura. Calcula el número de °K y de °C.

R= 83,33°K -189,67°C

8. 8.350 g (cm²)⁻¹ de presión. Calcula el número de atmósferas.

R= 8,08 atmósferas.

9. 6,314 Kg (cm²)⁻¹ de presión. Calcula el número de atmósferas.

R= 6, 11 atmósferas. R= 8,08 atmósferas.

10. - 32 ° Fahrenheit de temperatura. Calcula el número de °C y de °K.

R= -35,55°C 237,45° K

11. 1,86 barriles de volumen. Calcula el número de litros y de cm³.

R= 295, 74 lts. 295,740 cm³

12. - 120° Reamur de temperatura. Calcula el número de °C y °K.

R= -150°C 123°K

13. 638 cm de Hg de presión. Calcula el número de atmósferas.

R= 8,39 atmósferas.

14. -255,23°K de temperatura. Calcula el número de °C y de ° Fahrenheit.

R= -17,77°C 0°F

15. 20,78 atmósferas de presión. Calcula el número de decímetros Hg

R= 157,92 dm Hg

16. 10,71 atmósferas de presión. Calcula el número de metros de Hg.

R= 8,13 mHg

17. 0,35 atmósferas de presión. Calcula el número de lb (plg²)⁻¹.

R= 5,14lb (plg²)⁻¹

18. 2,39 atmósferas de presión. Calcula el número de milímetros Hg.

R=1816,4 mmHg

Ejercicio N° 03

Tema: Cálculo De Presión Y Altura

1. Ambato se encuentra localizado a 2.575 m.s.n.m. (metros sobre el nivel del mar). Calcula la presión atmosférica que le corresponde.

R= 245,23 mm Hg 514,77 mm Hg

2. Un lugar tiene una presión atmosférica de 385 mm Hg. Calcula la altura a la que se halla este lugar.

R= 375 mm Hg 3.937,5 m.s.n.m

3. Calcula la presión atmosférica aproximada, que le corresponderá a la ciudad de Tulcán que está a 2951 m.s.n.m

R= 281,04 mm Hg 478,96 mm Hg

4. Un lugar se halla con una presión atmosférica de 815 mm Hg. Calcula la altura en que se halla ubicado.

R= -55 mm Hg -577,5 m.s.n.m 577,5 m.b.n.m

5. Un lugar se halla a 9340 m.s.n.m. Calcula la presión atmosférica que soporta aproximadamente.

R= 889,52 mm Hg -129,52 mm Hg

6. El volcán Chimborazo tiene una altura de 6.310 m.s.n.m. Calcula la presión atmosférica que soporta.

R= 600,95 mm Hg 159,05 mm Hg

7. Un lugar soporta 615 mm Hg de presión atmosférica. Calcula la altura a la que está ubicado.

R= 145 mm Hg 1.522,5 m.s.n.m

8. Un lugar tiene 6,85 lb (plg²)” de presión atmosférica. Calcula la altura en la que está ubicado.

R= 405,86 mm Hg 4.261,53 m.s.n.m

9. Un lugar se encuentra a 250 m bajo el nivel del mar (-250 m.s.n.m). Calcula la presión atmosférica que soporta.

R= -23,80 mm Hg 783,8 mm Hg

10. Un lugar tiene 840 mm Hg de presión atmosférica. Calcula la altura en la que está ubicado ese lugar.

R= -80,00 mm Hg 840 m.b.n.m

11. Un lugar está a 182 mm Hg. Calcula la altura aproximada en la que está ubicado ese lugar.

R= 578 mm Hg 6.069 m.s.n.m

12. Un lugar tiene una presión atmosférica de 12,18 metros. H₂O. Calcula la altura de ese lugar.

R= -136,1 mm Hg 1.429,05 nt.b.n.in

13. Calcula la presión atmosférica que le corresponderá a un lugar que tiene 1.280 m.s.n.m.

R= 121,90 mm Hg 638,1 mm Hg

14. Un lugar se halla a 2100 m.s.n.m. Calcula la presión atmosférica que le corresponderá, aproximadamente.

R= 200 mm Hg 560 mm Hg

Ejercicio N° 04

Tema: Ley De Charles Y Gay Lussac.

1. Cierta gas contiene 148 galones en volumen y una temperatura de 150°F, con una variación de la temperatura a 120°R, y una presión constante. Calcula su variación final del volumen, además, demuestra la relación y el valor constante. Grafique en el sistema de coordenadas: X, Y.

R= a) 698, 99 Its b) 1, 65 It. °K”

2. Cierta gas contiene una presión constante y un volumen de 1,37 barriles de nitrato de amonio medido a -48°R de temperatura, con una variación a 648°RK. Calcula el volumen final del gas y la masa que contendrá a TPN (273°K, 1 atm.).

R= a) 368, 16 Lts. b) 1.314.07 g oxisal

3. El yodato de aluminio presenta una presión constante y 38,45 pintas de volumen a 385°R de temperatura, después de varios días, se volvió a medir y dio 7.520 ml de volumen final. Calcula la temperatura final y exprésela en °F.

R= a) 313,88°K. b) 40.88°C c) 105.88°F

4. A una presión invariable se han medido 14,8 galones de telurato áurico a una temperatura de -120°F inicial y 615°Rk final. Calcula el volumen final, la masa de la oxisal a TPN (273°K, lat.) y la masa del hidróxido.

R= a) 101, 36 Its. b) 4.386,64 g oxisal c) 2.243,06 g hidróxido

5. A presión constante, 3,17 barriles de gas medidos a 48°F de temperatura cambiaron a 35°R. Calcula el volumen final, pruebe la relación y calcula el valor. Constante. Trazar un gráfico en sistema de coordenadas X, Y

R= a) 566,38 Its. b) 1, 781t.°K

6. El volumen de óxido de yodo V cuando cambia la temperatura es 6, 18 barriles con una variación de 32°F a 120°R a presión constante. Calcula el volumen final, y la masa final de anhídrido yódico a TPN.

R= a) 1.522,52 lts anh b.) 22.688,38 g anhídrido

7. A presión constante, el volumen de ácido selénico es 1,48 galones y 12°F de temperatura inicial y 86°R final, produciendo un volumen final incógnito, que contiene una masa indeterminada del ácido a TPN (273°K) que se utilizó para preparar el Seleniato de amonio. Calcula la masa de la oxisal.

R= a) 8,12 lts ácido. b.) 52,53 g ácido c.) 64,84 g oxisal

8. Calcula la masa y el volumen 2 de amoniaco, si, a presión constante contiene un volumen inicial de 1,87 galones y la temperatura una variación de 158°R a 187°RK. Recuerde que el amoniaco se encuentra en TPN.

R= a) 1, 561ts b.) 1, 18 g amoniaco

9. Cierta gas contiene 36,15 barriles de volumen a presión constante, y su temperatura es de -15°F a 68°R. Calcular el volumen final, demostrar la relación gráficamente y hallar el valor constante (Gráfico de la ley, en las coordenadas: X, Y).

R= a) 8.334,94 lts b.) 23, 28 lt.°K⁻¹

Ejercicio N° 05

Tema: Ley De Boyle Y Mariotte.

1. Un gas X, posee una temperatura constante y un volumen de 1,42 barriles y soporta una presión de 1,87 lb. (plg²)-1, después de cierto tiempo el volumen varió a 148 galones. Calcula la presión final, demuestra la relación y el valor constante. Gráfica en el sistema de coordenadas: X y Y.

R= a) 0,05133 atm b) 28,72 lt.atm

2. Cierta gas comercial para la agricultura a temperatura constante, posee 25,76 galones de sulfito áurico medidos a 175,72 lb(plg²)-1 de presión con una variación de 8.380 g (cm²)-1. Calcula el volumen final y el Número de moléculas que contendrá en TPN.

R= a) 143,48 lts b) 3,85 x 10²¹³ moléculas sulfito áurico

3. A temperatura constante, el orto carbonato férrico se ha medido 830 cm³ de volumen a 646 metros de H₂O de presión, después de cierto tiempo, al medir nuevamente la presión se obtuvo un valor de 126 lb. (cm²)-1 Calcula el volumen final, la masa y el número de moléculas en TPN.

R= a) 0,93 lts b) 18,75 g oxisal c) 2,49 x 10²² moléculas oxisal

4. El volumen de ácido fosfórico a temperatura constante es 35,17 pintas, cuando estuvo sometido a 74,15 lb (cm²)-1 de presión varió a 10980 g (cm²)-1, desconociéndose el volumen final del ácido y su masa. Este ácido se utilizó para preparar el fosfato de calcio. Calcula la masa del calcio procedente de la oxisal.

R= a) 50, 80 lts b) 222, 1 l g acido
c) 351, 29 g oxisal d) 135, 98 g Ca mol

5. Cierta gas posee un volumen a temperatura constante de 35 pintas, y que está medido a 33 lb (cm²)-1 de presión inicial y 7 820 milibares de presión final. Calcula el volumen final, demuestra la relación y calcula el valor constante. Grafique, en las coordenadas.

R= a) 30,580685 lts b) 239,14095 lts.atm

6. A temperatura constante existen 0,14 barriles de volumen de amoniaco cuando está medido a 175 cm Hg de presión; pero luego el volumen varió a 10,85 pintas. Calcula la presión final y exprésela en mt.H₂O. Gráfico de la ley.

R= a) 10, 05 atm b) 103,81 metros de H₂O.

7. A temperatura constante, existen 6,18 galones de volumen de un gas medido a 65,75 metros de H₂O de presión, pero luego el volumen varió a 0,47 barriles. Calcula la presión final, demuestra el valor constante y la relación. Grafica en los ejes X, Y.

R= a) 1, 98atm b) 148, 5611 atm

8. A temperatura constante, 17,87 galones de anhídrido fosfórico fueron medidos a 7820 milibares que varió a 37,63 lb (pulg²)-1. Calcula el volumen final, la masa del anhídrido a TPN y el número de moléculas del anhídrido en TPN.

R= a) 207,12 lt b) 3 12,21 g anhídrido
c) 5,56 x 10²⁴ moléculas anhídrido

Ejercicio N° 06

Tema: Ley De Gay Lussac

1. A volumen constante se ha medido un gas a. 145 °F, 74,15 mts. H₂O; pero luego la temperatura varió a 62 Reamur. Calcula la presión final, demuestra la relación y el valor constante. Grafica en el sistema de coordenadas X, Y.

R= a) 7,492847 7 atm. b.) 0,02137 atm. °K⁻¹

2. A volumen constante se ha medido el amoníaco cuando la temperatura varió de 68 °R a 150 °F y se utilizó 45,17 lb. (pulg²)-1 de presión inicial. Calcula la presión final y exprésela en metros de H₂O

R= a.) 2,90 atm. b.) 29,95 mts.H₂O

3. A volumen constante se ha medido un gas cuando la presión varió de 1,87 mts. Hg. A 1, 385 g/cm² y la temperatura fue de 356 °K. Calcula la temperatura final y exprésala en grados Rankin. Grafica en el sistema, de coordenadas X, Y

R= a.) 193 ,98 °K. b.) 349, 1 6 °R

4. A volumen constante se ha medido un gas cuando la temperatura varió a 38 Reamur a 526 ° Rankin y la presión fueron de 3.488 mm Hg. Calcula la presión final y exprésala en metros de agua de presión. Grafica en las coordenadas X, Y.

R= a) 4,1844 atm. b.) 43, 22 mts.H₂O

5. A presión constante existen 18,47 pintas de volumen de un gas medido a -158 °F que varió a 128 °R de temperatura. Calcula su volumen final, además, demuestra la relación y el valor constante. Grafica, en las coordenadas X, Y.

R= a) 22,4482 199 lts. b.) 0,0 5184 lts. °K⁻¹.

6. A volumen constante se ha medido un gas a 85,17 mts. H₂O de presión que varió a 28,15 lb.(pulg²)⁻¹. Calcula la temperatura final, demuestre la relación y el valor constante a 273 °K.

R= a) 63, 28 °K b.) 0, 03.atm°K⁻¹.

7. A volumen constante se ha medido un gas a 156,18 cm Hg. de presión que varió a 37,15 mts. H₂O, mientras que la temperatura inicial fue de -46°F. Calcula la temperatura final y exprésela en °F. Gráfico en las coordenadas X, Y.

R= a) 401,92 °K b.) 128,92 °C c.) 264,05 °F

8. A volumen constante se ha medido un gas cuando la presión varió de 7820 mlbs a 46,17 lb. (pulg²)⁻¹ mientras que la temperatura fue de 120°Rk. Calcula la temperatura final y exprésela en °R.

R= a) 26,76°K b.) - 246,24 °C c.) -196,99 °R

9. Volumen constante, se ha medido un gas a 1580 mm Hg. de presión, que varió a 188 lb/cm², cuando la temperatura fue de 88 °F. Calcula la temperatura final y demuestre la relación y el valor constante. Gráfico en las coordenadas X, Y.

R= a) 12115,18 °K " b.) 6,83 x 103 atm.°k⁻¹

Ejercicio N° 07

Tema: Ley Combinada De Los Gases

1. Existen 147 pintas de volumen de carbonato de amonio medido a -68 °F de temperatura y 3.220 g. (cm²)⁻¹ de presión, luego las condiciones variaron a 715 °Rk de temperatura y 178 dm Hg de presión. Calcula el volumen y la masa de la oxisal a TPN.

R= a) 16,76 Hs carbonato de amonio b) 71,78 g carbonato de amonio

2. Se han medido 120 pintas de volumen de un gas a 320 °RK y 76 lb. (pulg²)⁻¹, pero luego se midió el volumen obteniéndose 1,35 barriles a 15,14 dm Hg. Calcula la temperatura T2 y exprésalo en °F.

R= a) 260,41°K b)-12,59°C c) 9,33 °F

3. Existe 142 pintas de volumen del ácido selénico medido a 51 8°RK y 1.700 g (cm²)⁻¹ condiciones que luego variaron a 102 °F y 518 dm Hg, desconociéndose el volumen final. Del ácido y su masa que se utilizó para preparar el seleniato de vanadio. Calcula la masa de la oxisal.

R= a) 1,74 It ácido b) 11,25 g ácido c) 12,67 g oxisal

4. Existen 48 pintas de volumen del hipo selenito aurico medido a 166 °RK y 46,15 mts de Hg pero luego las condiciones variaron a 525 °RK y 6.520 g (cm²)⁻¹ desconociéndose el volumen final y la masa de la oxisal, que se descompuso para formar el hidróxido aurico. Calcula la masa del hidróxido.

R= a) 686,58 lts b) 22.269,97 g oxisal c) 15.193,81 g hidróxido

5. Se han medido 156 pintas de volumen del ácido yódico medido 156 lb. (cm²)⁻¹ de presión y 120 °F, pero luego las condiciones variaron a 640 °RK y a 1,38 mt H₂O. Calcula el volumen final del ácido y la masa del ácido en TPN.

R= a) 42.8 2,33 It ácido b) 336.182,98 g ácido

6. Se han medido 12,46 x 10³ barriles de volumen del ácido orto fosfórico a 122 °RK de temperatura que varió a 314°R y utilizó 3.420 mlb de presión que varió a 114,35 lb. (pulg²)⁻¹. Calcula el volumen final del ácido, la masa del ácido y la masa del fosfato cérico que se formó en el proceso.

R= a) 85,62 lts ácido b) 374,36 g ácido c) 764,00 g oxisal

7. El orto nitrato de zinc está contenido en 16,15 galones de volumen a 46,18 mts H₂O de presión 156 °F de temperatura, pero las condiciones variaron a 5320 milibares de presión, 465 °RK de temperatura, desconociéndose su volumen final y la masa respectiva a TPN, que se utilizó par; formar el ácido orto nítrico. Calcula la masa del ácido.

R= a) 38,75 lts b) 606.83 g oxisal c) 280,07 g del ácido

8. Un gas está contenido en 6,88x 10⁻² barriles a 14,75 mts Hg y 65 °RK, pero las condiciones variaron a 146,75 galones del volumen y 6.150 g. (cm²)⁻¹ de presión. Calcula la temperatura final y exprésela en °F.

R= a) 562,06 °K b) 289,06 °C c) 552,30 °F

9. Se han utilizado 320 ml de gas sulfhídrico, que se ha medido cuando la temperatura varia de 20 °C a 655 °RK, mientras la presión varió cfe 8,88 Kg. (cm²)⁻¹ a 1,45 m Hg. Calcula volumen final y su-masa en TPN.

R= a) 1, 79 lts b) 2,71 g

10. Se han medido 520 ml de arsenamina que luego varió a 1.850 ml cuando la presión varió a 5,12 mts. Hg a 8, 96 Kg. (cm²)⁻¹, mientras la temperatura se inició con 120 °F. Calcula la temperatura final.

R = 1.475,25 °K

11. Se han medido 1,420 mts de anhídrido hipo-sulfuroso a 3,15 Kg, $(\text{cm}^2)^{-1}$ de presión y 36 °R, condiciones que luego variaron a 65 dm Hg y 820 °RK. Calcula el volumen final y su respectiva masa a TPN, que luego se combinó con el agua para formar el ácido hiposulfuroso con el 82 % de pureza. Calcula las moles del ácido.

- R= a) 0,72 lis anhídrido b) 1,54 g anhídrido c) 2,1 l g ácido
d) 1.73 g ácido (%) e) 0,026 mol ácido

Ejercicio N° 08

Tema: Ecuación De Estado De Los Gases

1. Existen 16.48 galones de volumen del anhídrido arsénico medido a 48 °R de temperatura y 85 lb. $(\text{pu}^2\text{g}^2)^{-1}$. Calcula la masa del anhídrido.

R= 3.028.91 g anhídrido arsénico

2. Existen 35.17 galones de volumen medidos a 160 °R de temperatura y 135 lb./pulg² de presión que contiene cierta cantidad de masa del amoníaco. Calcula el número de moles del amoníaco.

R= a) 534.24 g amoníaco b) 31.42 moles amoníaco

3. Se han medido 15,48 galones de volumen del silicato tétrico medido a 108 °E de temperatura y 114 lb. $(\text{pulg}^2)^{-1}$ de presión desconociéndose la masa de la oxisil que se descompuso para formar el ácido silícico. Calcula la masa de la oxisil y del ácido.

R= a) 5.957.35 g oxisil b) 4.1.00,05 g del ácido

4. A 1.56°E de temperatura se hallan medido el carbonato terroso a 146 lb. $(\text{pulg}^2)^{-1}$ de presión. Calcula la densidad de la sustancia y exprésela en g $/(\text{cm}^3)$.

R= a) 41,03 g/lts b) 0,041 g/cm³

5. Un cuerpo presenta una densidad de 5.38 10⁻² g $(\text{cm}^3)^{-1}$. cuando el fosfato mercúrico estuvo medido a 140 mts de H₂O de presión. Calcula la temperatura y expréselo en °F.

R= a) 2.432.69 °K b) 2. E59.69°C c) 3.919.44°F

6. Calcula el número de moléculas y el número de moles de una sustancia contenida en 16.86 pintas de volumen a. 83,15 lb/ (pulg^2) de presión, y 1 86°F de temperatura.

R= a) 1,52 moles b) 9.15x 10²³ moléculas

7. Existen 128 galones de volumen medidos a 1.5 lb/pulg² de presión a 138°R de temperatura que contiene cierta cantidad de masa del amoníaco. Calcula el número de moles del amoníaco.

R= a) 229,38 g amoníaco b) 13.49 moles amoníaco

8. Se ha medido el nitrato cúprico de densidad 1.17 lb/pie cuando de utilizó 18.14 m Hg de presión. Calcula la temperatura.

R= 48,34 °K

9. Calcula el número de moles de un gas contenido en 75.46 pintas de volumen a 5.320 g. $(\text{cm}^2)^{-1}$ de presión y -46°F de temperatura.

R= 9.68 moles

10. Existen 8,17 x 10⁻² barriles de volumen de una sustancia que está medida a 7.1.80 g/ (cm^2) y 146°R. Calcula el número de moles y el número de moléculas que contendrá a TPN.

R= a) 2,41 moles b) 1.45x 10²⁴ moléculas

11. Calcula el mol de la sustancia que está sujeta a 63.75 lb $/(\text{cm}^2)$ de presión y 186°F, cuando su densidad es 7,14 x 10⁻² g/cm³.

R= 74,85 g/mol

12. Calcula los gramos del carbonato de amonio y el número de moles de la oxisil que está medido a 15.370 g/ (cm^2) de presión y - 46°F de temperatura, cuando está contenido en 8.86 galones de volumen.

R= a) 2.535,41 g oxisil b) 26.41 moles oxisil

13. El selenito áurico tiene una densidad de 7.47x 10⁻³ g/ (cm^3) cuando estuvo sometido a 57,86 lb/ (pulg^2) de presión. Calcula la temperatura a la que está sometido y exprésela en °F.

R= a) 4.966.27 °K b) 4.693,27°C c) 8.479.88°T

14. Existe un volumen de 38,76 x 10⁻² barriles de carbonato de amonio que está medido a 186°F y 5,14 m Hg. Calcula el número de moles que contendrá y la masa de la oxisil.

R= a) 14.15 mol oxisil b) 1.358.4 g oxisil

15. Se ha utilizado 78.15 onzas de hidrógeno molécula!" medido a 156°F de temperatura y 15,14 lb $/(\text{cm}^2)$. Calcula el volumen que ocupará y calcula el número de globos que se podrá inflar si cada globo ocupa 750 cm³ de volumen.

R= a) 4.672,78 lts. H₂ b) 6.230,37 globos

Ejercicio N° 09

Tema: Presiones Parciales De Dalton.

1. A 100 °C se ha recogido cloro molecular que ejerce una presión parcial de 14 mm Hg en ambiente húmedo (Vapor de Agua). Calcula la presión total.

R= 1,19 atm

2. A 60 °C se ha recogido hidrógeno molecular en ambiente húmedo (Vapor de agua) ejerciendo en la mezcla una presión total de 940 mm Hg. Calcula la presión parcial del hidrógeno.

R= 1.04 atm

3. Se ha recogido anhídrido sódico en ambiente húmedo (Vapor de Agua) ejerciendo en la mezcla una presión total de 5.150 mm Hg a 150 °C. Calcula la presión parcial del anhídrido seco.

R= 2,34 atm

4. A 224 °F se han recogido 1650 ml de gas metano en ambiente húmedo (Vapor de Agua), ejerciendo la mezcla una presión total de 3.75 atm. Calcula la presión parcial del gas y su masa.

R=a) 2.5 atm Ch4

b) 2.11 g metano

5. A 105 °R se ha recogido el anhídrido sulfúrico en ambiente húmedo con el 85% de vapor de agua, produciendo la mezcla una presión total de 75,42 lb. (pulg)². Calcula la presión parcial del anhídrido sulfúrico seco.

R=a) 2.57 atm agua

b) 2.56 atm anhídrido sulfúrico seco

6. Se han medido 8350 ml de ácido sulfhídrico a 11 °C de temperatura en ambiente húmedo con el 80% de vapor de agua, ejerciendo una presión de la mezcla total de 6.75 Kg/ (cm²). Calcula la masa del gas sulfhídrico seco.

R= a) 6.52 atm ác. Sulfhídrico seco

b) 79,38 g ác. Sulfhídrico

7. A 148 °C se han medido 340 cc de anhídrido perfluorico en ambiente húmedo con el 65% de vapor de agua, ejerciendo la mezcla una presión total de 4350 mlb. Calcula la masa del gas seco.

R= a) 1,61 atm anhídrido

b) 2,37 g anhídrido

8. Se han medido 12450 ml de ozono que se han recogido en ambiente húmedo a 387,5 °K ejerciendo la mezcla una presión total de 15,76 mm Hg. Calcula la masa del ozono seco.

R= a) 19.17 atm ozono

b) 360.09 g ozono

9. 38,15 g de ácido carbónico se han descompuesto para formar el anhídrido carbónico a 76.75 °Y de temperatura en ambiente húmedo con el 85% de agua ejerciendo una presión total de 6.42 Kg/(cm²). Calcula el volumen del anhídrido seco.

R = a) 27.07 g anhídrido

b) 6,18 atm anhídrido

c) 2,4.3 lts anhídrido

Ejercicio N° 010

Tema: Presión Parcial De Dalton Con Moles.

1. En un recipiente se han unido 7,18 moles de un gas con 5,75 moles de otro gas que provocan una presión total de 68,17 mts. de agua. Calcula la presión parcial de cada gas.

R= a) 3,65 atm

b) 2,93 atm.

2. Existen 46 gramos de metano, mezclados con 156 gramos de ácido sulfúrico, en un recipiente que tiene una presión total de 148,16 lb. (plg²)⁻¹. Calcula la presión parcial de cada gas.

R= a) 6,48 atm metano

b) 3,58 atm ácido sulfúrico

3. En un recipiente existen 348 gramos de anhídrido sulfúrico junto a 288 gramos de - amoniaco produciendo una presión total de 88,15 lb. (plg²)⁻¹. Calcula la presión parcial de cada gas.

R= a) 1,22 atm anhídrido sulfúrico

b) 4,77 atm amoniaco

4. En un recipiente que está soportando una presión total de 4200 gramos (cm²)⁻¹ existen 12,82 moles totales y 12,42 moles de sulfuro de amonio que provoca una presión parcial de 1,42 lb/ (cm²) que estuvo mezclado con el metano. Calcula la presión parcial y la masa del metano.

R= a) 3,44 atm Metano. b) 10,86 moles metan c) 173,76 g metano

5. En un recipiente existen 48,17 moles totales de una mezcla de dos sustancias que provocan una presión total de 108,42 mts Hg, cuando se ha mezclado el nitrato de amonio gaseoso que provoca una presión parcial de 48,15 dm Hg que se halla unido con el anhídrido carbónico. Calcula la presión parcial y la masa del anhídrido carbónico contenido en el recipiente.

R= a) 136,32 atm. anh. Carbónico

b) 46,03 moles anh. Carbónico

c) 2.025,32 g anh. Carbónico

6. Una mezcla gaseosa contiene 25.86 moles totales que producen una presión total de 46,260g/ (cm²) cuando se ha mezclado la arsenamina que produce una presión parcial de 28,15m de agua que estaba unida con el oxígeno molecular. Calcula las moles parciales (n1 y n2) y las masas respectivas de cada uno de los gases.

R=a) 1,57 moles arsenamina

b) 24,29 moles de oxígeno molecular

c) 122,46 g arsenamina

d) 777,28 g oxígeno molecular

7. En un recipiente existen 15,47 pintas de volumen a 14,78m de Hg y 64°F que contienen cierta cantidad de moles de un gas. En otro recipiente existen 6.17 galones medidos a 35,17dm de Hg a 48°R que contienen cierta cantidad de moles de otro gas. Luego los dos recipientes se unieron en uno solo, mezclándose las dos sustancias con sus respectivas presiones. Calcula la presión parcial de cada gas en la mezcla.

R=a) 5,92 moles I

b) 3,94 moles 2

c) 9,86 moles totales

d) 24,05 atm totales

e) 14,44 atm gas 1

f) 9,61 atm gas 2.

8. Existen 35,18 pintas de volumen del anhídrido sulfuroso que tiene una densidad de 4,36 g/ml y que contiene cierta cantidad de masa y que corresponde a un número. Indeterminado de moles que causan una presión parcial de 45,48 lb/(cm²). En otro recipiente existen 7,81x10⁻³ galones de volumen de densidad 1,36 lb/pi que contiene cierta cantidad de masa del ácido sulfhídrico que corresponde a cierta cantidad de moles que causa una presión parcial de 75,16 m de agua. Los dos recipientes se unieron en uno solo (nt y pt). Calcula la presión parcial de cada sustancia.

R= a) 19,00 g anh. Sulfuroso b) 38,09 g ácido sulfhídrico,
c) 0,29 moles anh. Sulfuroso d) 1,12 moles ácido sulfhídrico
e) 21,68 atm. anh. Sulfuroso f) 5,62 atm. Ácido sulfhídrico

9. Existen 165,18 pintas de volumen medidas a 48,45 mts Hg de presión y 65°F que contiene cierta cantidad de moles de un gas. En otro recipiente existen 65,17 galones de volumen y 5380 gramos (cm²) de presión a 146°Ry que contiene cierta cantidad de moles de otro gas. Luego los dos gases se unieron en un solo recipiente para formar una mezcla gaseosa con sus moles y presión parcial. Calcula la presión parcial de cada gas en el recipiente.

R= a) 206,9 moles gas 1
b) 34,25 moles gas 2
c) 68,95 atm Mezcla.
d) 241,15 moles totales.
e) 59,15 atm. gas 1
f) 9,79 atm gas 2.

10. Una mezcla gaseosa está formada por 6 moles de amoníaco y 14 moles de anh. Fosfórico, produciendo la mezcla una presión total de 35,18 lb (cm²). Calcula la presión parcial de cada gas.

R= a) 4,64 atm. amoníaco b) 10,8 atm. anh. fosfórico

11. En un recipiente existen 14,42 pintas de volumen de densidad 8,17x10⁻³ lb.lt⁻¹ que contiene cierta cantidad de masa del silicano gaseoso, que produce una presión parcial de 8,17 lb/(cm²). En otro recipiente existen 3,14x10⁻² barriles de volumen de densidad 6,17 oz/(pie³) que contiene cierta cantidad de masa del ácido fluorhídrico (gaseoso), que provoca una presión parcial de 15,48 mt Hg. Luego los dos recipientes fueron conectados a uno solo con sus moles y presiones parciales, (nt y pt). Calcula la presión parcial que ejercerá cada gas.

R= a) 25,04 g silicano b) 30,78 g ácido fluorhídrico
c) 0,78 moles silicano d) 1,53 moles ác. Fluorhídrico
e) 8,08 at. silicano f) 15,87 at. ác. Fluorhídrico

12. Una mezcla gaseosa contiene 35,87 moles totales, que producen una presión total de 154 lb/(cm²), cuando se han mezclado el anhídrido selénico con el anhídrido fosforoso, éste último produce una presión parcial de 115 dm Hg. Calcula la masa de cada gas.

R= a) 7,99 moles anh. Fosforoso
b) 27,88 moles anh. Selénico
c) 878,9 gramos anh. Fosforoso
d) 3.540,76 gramos, anh. Selénico

13. e han mezclado 256 gramos de amoníaco con 187 gramos de metano en un recipiente que soporta una presión total de 8 370 gramos, (cm²)⁻¹. Calcula la presión parcial que ejerce cada gas.

R= a) 15,05 moles amoníaco b) 11,68 moles metano
c) 4,56 atm. Amoníaco d) 3,53 atm. Metano

Ejercicio N° 011

Tema: Velocidad De Difusión De Gases - Ley De Graham

1. Un gas tiene una densidad de 0.76 kg/pi y otro gas tiene una densidad de 1.87 oz/gl. Calcula la velocidad de difusión de cada gas.

R= a) 0.093 menor velocidad b) 10.73 mayor velocidad
(Mayor densidad) (Menor densidad)

2. Calcula la velocidad de difusión del anhídrido sulfúrico con respecto al metano utilizando las moles.

R= a) 2.23 metano b) 0.44 anh. Sulfúrico

3. Existen 68 g de un gas que ocupan un volumen de 0.48 gal y otro gas tiene 1.75 oz de masa, que ocupa un volumen de 0.17 pi. Calcula la velocidad de difusión de cada gas: utilizando la fórmula de densidad.

R= a) 4.09 gas 1 mayor velocidad b) 0.24 gas 2 menor velocidad

4. Se ha medido en un recipiente el anhídrido yódico a 220 °F de temperatura y 6,17 mHg de presión desconociéndose su densidad. En otro recipiente se halla contenido el ácido cianhídrico a 150 °R de temperatura y 14.15 lb/(cm²) desconociéndose también su densidad: ambos recipientes son iguales y tienen un agujero del mismo tamaño. Calcula la velocidad de difusión de cada gas y deduce cuál recipiente quedará vacío más rápido.

R= a) 87.41g/lf1 I2O5
b) 4.44 g. lt-1 HCN
c) 0.22 I2O5 menor velocidad
d) 4. 43 HCN mayor velocidad
e) el recipiente 2 se quedará vacío más rápido.

5. A 45 °F y 1,36 mHg se han medido el gas Fosfamina y el anhídrido carbónico. Calcula las velocidades de difusión.

R= a) 2.63 g. lt-1 fosfamina b) 3.40g/l CO₂
c) 1.13 mayor velocidad PH3 d) 0.87 menor velocidad CO₂

6. Calcula las velocidades de difusión cuando se han utilizado 65g de oxígeno molecular y 65 g de hidrógeno molecular en TPN.

R= a) 1. 42g.lt-1 oxígeno molecular.
b) 0 089 g/lt hidrógeno molecular.
c) 0.25 menor velocidad; oxígeno molecular
d) 3.99 mayor velocidad; hidrógeno molecular

Ejercicio N° 012

Tema: Agua De Cristalización.

1. Calcula el porcentaje de la oxisal y del agua en el sulfato cúprico penta-hidratado.

R= a) 36% H₂O b) 64% oxisal.

2. Determine el porcentaje en el sulfato de aluminio octa-decahidratado, tanto del agua como de la oxisal.

R = a) 51,35% oxisal b) 48,64% H₂O

3. Existe el wolframato de sodio cristalizado con un número indeterminado de agua en el que la sal corresponde al 89,08%. Calcula el número de moles de H₂O y escriba su fórmula resultante con el nombre.

R = a) 2,00 moles H₂O

4. El sulfato de calcio tiene un número indeterminado de moléculas de H₂O que le hidratan, pero por el calor ha perdido totalmente el agua produciendo el 79,06% de la sal anhidra. Calcula el número de moles del compuesto. Escribe su fórmula y su nombre.

R = a) 2,00 moles H₂O
b) CaSO₄ · 2H₂O sulfato de calcio di-hidratado.

5. Existen 9,464g del hidrato (sal con agua), pero por efecto del calor se pierden 4,604g de H₂O. Calcula el número de moles del H₂O, escriba su fórmula con el nombre que corresponda al sulfato de aluminio hidratado con n° moles de agua.

R= a) 18 moles H₂O
b) Al₂ (SO₄)₃ · 18H₂O sulfato de aluminio, octadeca - hidratado

6. Existe el sulfato de magnesio con un número indeterminado de moles de H₂O del cual se han tomado 380g de sal hidratada que por el calor pierde 194,64g de H₂O. Calcula el número de moles de H₂O, escribe la fórmula resultante y su nombre.

R = a) 7 moles H₂O
b) MgSO₄ · 7H₂O sulfato de magnesio heptahidratado.

7. Existen 120g de sulfato de sodio octa-hidratado, que por el calor se transforma en el sulfato de sodio penta hidratado. Calcula la masa del agua perdida.

R= 22,65g H₂O.

8. - El sulfato de calcio di-hidratado con H₂O pierde H₂O y se transforma en sulfato de calcio monohidratado. Calcula la cantidad de agua que se perderá, si se tiene 4,65 kg de sulfato de calcio di - hidratado.

R. 0.48 g H₂O

9. El carbonato de magnesio es un hidrato cuya cantidad de moles de agua se desconoce, pero el carbonato de magnesio corresponde al 60,86%. Calcula el porcentaje de agua, el número de moles del agua y la fórmula.

R = a) 39,14% H₂O
b) 3 H₂O
c) MgCO₃ · 3H₂O carbonato de mag-nesio tri-hidratado

10. Calcular el número de moléculas de agua de hidratación en el yoduro de calcio hidratado si 1,65g de sal pierden 0,433g H₂O al ser calentado formando sal seca.

R = a) 6 moles H₂O
b) CaI₂ · 6H₂O yoduro de calcio hexa-hidratado

11. El peso, fórmula del óxido de aluminio o hidratado es 156. ¿Cuál es la fórmula de este hidrato?

R = Al₂O₃ · 3H₂O óxido de aluminio tri-hidratado.

12. El sulfato cúprico puro anhídrido (sin agua) corresponde al 81,63% de la sal. Calcula el número de moléculas de agua que hidratan a la sal y su fórmula.

R = a) 2 moles H₂O
b) CuSO₄ · 2H₂O sulfato cúprico dihidratado.

13. Existen 24,97g de sulfato cúprico penta hidratado, que se le sometió al calor para que pierda totalmente el agua. Calcula la masa del sulfato cúprico anhidro

R= 15,98g CuSO₄

14. Realizados los análisis de un hidrato se obtienen los siguientes porcentajes: 5,05% de H y 29,79 Ca. Determine la fórmula del hidrato y su nombre.

R = CaCl₂ · 6H₂O cloruro cobaltoso hexahidratado.

15. Existen 186g del hidrato (sulfato de potasio y aluminio más agua) que por el calor pierde 84,76g de agua. Calcula el número de moléculas y escriba la fórmula correspondiente.

R = a) 12 moles H₂O
b) KAl(SO₄)₂ · 12H₂O sulfato de aluminio y potasio dodeca-hidratado.

16. Existen 150g de sulfato de aluminio y potasio dodecahidratado, pero por el calor de una estufa pierde 22,785g de H₂O, transformándose en la sal con menor número de moles de agua de hidratación. Calcula el número de moles perdidas y escriba la fórmula que le corresponde.

R = a) 4 moles H₂O
b) AlK(SO₄)₂ · 8H₂O sulfato de aluminio y potasio octa-hidratado.

Ejercicio N° 013**Tema: Soluciones Porcentuales**

1. En 140 cm³ de solución están contenidos 32 cm³ de ácido nítrico. Calcula el porcentaje del soluto y el porcentaje del solvente.

R=a) 22,85% de ácido nítrico b) 77,15% de agua

2. Se han disuelto 44 g de ácido sulfúrico en 75 g de agua. Calcula el porcentaje del solvente y del soluto.

R= a) 63,03% agua b) 36,97% ácido sulfúrico

3. En 180 g de solución existe 17,15% de sulfato cúprico. Calcula la masa del soluto y la masa del solvente.

R= a) 30,87 g de sulfato cúprico b) 149,13 g agua.

4. El 63,72% del agua corresponde a 56,18 cm³ del disolvente. Calcula el volumen de la solución y el volumen de la cetona.

R=a) 88,16 cm³ solución b) 31,98 cm³ soluto

5. Los 72 g de pirofosfato de potasio constituyen el 83,36% del soluto. Calcula la masa de la solución y la masa del solvente.

R=a) 392,15 g solución b) 320,15 g agua

6. En 185 g de solución existe el 26% de carbono férrico. Calcula la masa del soluto y la masa del hierro.

R=a) 48,1 g oxisal b) 18,44 g Fe mol

7. Existen 8,76% P mol contenidos en cierto porcentaje de fosfato de bario que constituyen 45 g oxisal. Calcula la masa de la solución y la masa del solvente.

R=a) 84,91% oxisal b) 52,99 g solución c) 7,99 g agua

8. Existen 12,46 g C mol contenidos en cierta cantidad de masa de carbonato de amonio que al disolverse en agua forma 380 g solución. Calcula el porcentaje del soluto y porcentaje del soluto y porcentaje del nitrógeno.

R= a) 99,86 g oxisal b) 26,23 oxisal c) 7,65 N mol

9. En 120 cm³ de solución existe el 17% de alcohol. Calcula el volumen del alcohol.

R= 20,4 cm³ alcohol.

10. En 375 g están contenidos 41 g de sacarosa. Calcula el porcentaje de la sacarosa y del disolvente.

R=a) 10,93% sacarosa b) 89,07% agua

11. Existen 325 g de agua donde se ha disuelto cierta cantidad de orto nítrico ferroso dando el 76% de concentración del disolvente. Esta oxisal se utiliza para preparar el ácido ortonitroso. Calcula la masa del nitrógeno en el ácido.

R=a) 102,63 g oxisal
b) 45,69 g ácido
c) 9,84 g N mol

12. Existen 7,42 g C mol contenidos en cierta cantidad de masa del ácido carbónico, que se utiliza para formar el carbonato de aluminio, disuelto en 315 g de agua. Calcular el porcentaje de la oxisal.

R=a) 38,33 g ácido b) 48,22 g oxisal c) 13,27% oxisal

13. En una botella de zhumir existen 700 cm³ de solución al 35% de etanol. Calcula el volumen del etanol contenido y del agua adicionada.

R=a) 245 cm³ etanol b) 455 cm³ agua.

14. En cierta cantidad de solución existe el 28% de NaCl cuando en el agua se disolvieron 126 g de sal. Calcula la masa de la solución.

R= 450 g solución.

15. En 185 g de agua existe el 12% de cloruro de sodio. Calcula la masa de la solución y la masa del soluto.

R=a) 210,22 g solución b) 25,22 g soluto.

16. En 285 g de solución existe el 34% del sulfato férrico. Calcula la masa del oxisal y la masa del hierro.

R=a) 16,9 g oxisal b) 27,13 g Fe mol.

17. Existen 0,48% H mol contenidos en cierto porcentaje del ácido sulfúrico, que al disolverse en agua forma 120 cm³ de solución. Calcula el volumen del ácido.

R=a) 8,82% ácido b) 10,58 cm³ ácido.

Ejercicio N° 014**Tema: Electrólisis.**

1. ¿Qué cantidad de anión se podrá obtener cuando se utilice 35 amp.h durante 1 hora 43 minutos 15 segundos, en la electrólisis del otro fosfato de vanadio?

Respuesta: a) 71,13 anión.

2. Se han obtenido 176 g de catión en la electrólisis del sulfato de tecnecio realizada durante 33 minutos. Calcula la intensidad eléctrica.

Respuesta: a) 606,63 amp.h

3. Calcula el tiempo que se habrá demorado para obtener 240 g anión, en la electrólisis del piro arseniato de vanadio, utilizando 15 amp.h.

Respuesta: a) 23572,51 segundos = 6h, 32min, 52,51 seg.

4. 120 cc de solución 1,46 normal que contiene cierta cantidad de sulfito áurico que se descompuso en la electrólisis para formar el anión utilizando 17 amperios por hora. Calcula el tiempo en horas, minutos, segundos.

Respuesta: a.18.51g oxisal
b.7,00g anión
c.993, 38 seg = 0h, 16 min, 33, 3 seg.

5. Se han obtenido 75 amperios por hora durante 58 minutos para obtener cierta cantidad de masa del catión en la electrólisis del sulfato cúprico que tiene el 66% de pureza, realizando a 128 °F en 150g de agua. Calcula la presión osmótica que provocará la solución de densidad lg/c.

Respuesta: a.86.54g catión
b.157,75 g oxisal.
c.104,11g oxisal.
d.31,87 atm.

6. En 480 g de fenol se ha disuelto, cierta cantidad del antimoniato mercúrico, congelando la solución a 109,62 °F, que se sometió a la electrólisis para obtener el catión con el 65% de pureza utilizando 44 amperios por hora. Calcula el tiempo.

Respuesta: a.142,32g oxisal.
b.88,01g catión.
c.57,20 g catión.
d.1248,25 seg = 0h, 20 min, 48,2 seg.

7. Se han utilizado 450 cc de solución de densidad 0,97 g/cc. Que contiene el 37% de ácido orto fosfórico cuando se disolvió cierta cantidad de este ácido, que se utilizó para preparar el fosfato de bario que se descompuso en la electrólisis para obtener el anión en el 85% de constante realizado durante 33 min. Calcula la intensidad eléctrica.

Respuestas: a) 161,5g ácido.
b) 495,21g oxisal.
c) 156.55g anión.
d) 133,06g anión.
e) 204,83 amp.h.

8. Existen 72 pintas de volumen de una solución media a 146 0F y 178,15 libras/plg2 cuando se disolvió cierta cantidad de piro antimoniato de vanadio, que se descompuso para formar el anión en la electrólisis, utilizando 15 amperios por hora de intensidad. Calcula el tiempo.

Respuestas: a) 9444,71g oxisal.
b) 26417,12g anión.
c) 1909552,12 seg = 530 h, 25 min, 52,12 seg.

9. Se han utilizado 135 amperios hora durante 38 min para obtener cierta cantidad de anión en la electrólisis de cierta cantidad de carbonato talio que está disuelto en 138g de acetona. Calcula el punto de ebullición de la solución.

Respuestas: a) V95,68 g anión.
b) 312,55g oxisal.
c) 6,58°C 63,08°C.

10. La fracción molar del solvente es 0,88 agua/solución contenida en 15,72 mol de solución cuando se ha disuelto cierta cantidad de masa del fosfato cromoso que se descompone para formar el catión en la electrólisis realizada durante 46 min. Calcula la intensidad eléctrica.

Respuestas: a) 657,4g oxisal.
b) 296,4g catión.
c) 398,58 amp.h.

12. Existen 46,15gC mol contenido en cierta cantidad del anión cuando se descompuso el otro carbonato de tecnecio contenido en 120 cc de densidad 1,76 g/cc. Calcula el % de la oxisal.

Respuestas: a) 292,28g anión.
b) 509,84g oxisal.
c) 241,40% oxisal.

Ejercicio N° 015

Tema: Potencial Hidrógeno (ph) y masa

1. El ácido fosfórico tiene un pH de 2,75. Calcula la CH, la masa y la normal.

Respuesta: a) 1,7782x10-3 CH.
b) 0,058g ácido.
c) 1,7782x10-3Eq.Lt-1

2. El hidróxido de vanadio tiene un pOH de 0,17. Calcula la COH, la masa y la normal

Respuesta: a) 0,6760 COH.
b) 18,38g hidróxido.
c) 0,6760Eq.lt-1

3.. El sulfuro de tecnecio tiene un pH 2,17. Calcula la CH, la masa

Respuesta: a) 6,7608x10-3 CH.
b) 0,42g oxisal.

4. Existen 23,76 gramos de fosfato de calcio. Calcula el pH.

Respuesta: a) 0,4599 CH.
b) 0,33pH.

5. Existen 17,8 gramos de carbonato férrico. Calcula el pH.

Respuesta: a) 0,3658 CH.
b) 0,43 pH

6. Una sustancia tiene una normalidad de 0,76 Calcula el pH.

Respuesta: a) 0,76 CH.
b) 0,11pH.

7. Una sustancia tiene un pH de 2,14. Calcula la normalidad.

Respuesta: a) $7,2443 \times 10^{-3}$ CH.
b) $7,2443 \times 10^{-3}N$.

8. 75 cm³ solución contiene el 14,8% del nitrato de aluminio con una densidad de 0,88 g/cm³ cuando se disolvió cierta cantidad de masa del nitrato de aluminio. Calcula el pH de la oxisal.

Respuesta: a) 9,76g oxisal.
b) 0,1374CH.
c) 0,86pH.

9. El pH del bromato de desprecio es 0,026. Calcula la molaridad.

Respuesta: a) 0,9418 CH.
b) 171,71g oxisal.
c) 0,31 mol.lit-1

10. El pH del piro arsenito de aluminio es 0,019 que contiene cierta cantidad de masa de esta oxisal que se descompuso en la electrólisis para formar en anión utilizando 45 amp.h. Calcula el tiempo y expréselo en horas, minutos y segundos.

Respuesta: a) 0,9571 CH.
b) 71,30g oxisal.
c) 62,68g anion.
d) 0h, 34min, 12,11seg.

11. La fracción molar del solvente es 0,88 agua/solución cuando se utilizaron 135 g de agua para disolver cierta cantidad de sulfito de vanadio que se descompuso y formó el ácido sulfúrico. Calcula el pH del ácido.

Respuesta: a) 512,04g oxisal.
b) 418,2g ácido.
c) 10,2 CH.
d) -1,008 pH

12. En 390g de nitrobenzeno se ha disuelto cierta cantidad de ácido nítrico hirviendo la solución a 415,31°F, este ácido se utilizó para preparar el nitrato de vanadio. Calcula el pH del ácido.

Respuesta: a) 9,61 g ácido.
b) 11,01g oxisal.
c) 0,1524 CH.
d) 0,81 pH.

13. Existen 17,48 pintas de volumen de una solución medida a 48°F de temperatura y 148,15 mt H₂O de presión que contiene cierta cantidad de bromato mercúrico, que se utilizó para formar el ácido brómico. Calcula el pH del ácido.

Respuesta: a) 2867,37g oxisal.
b) 1618,77g ácido.
c) 12,54 CH.
d) -1,09 pH

14. Se han utilizado 67 amperios hora durante 1 hora 46 minutos y 33 segundos para obtener cierta cantidad de anión, en la electrólisis del orto carbonato de vanadio, que se utilizó para formar el ácido orto carbónico. Calcula el pH del ácido.

Respuesta: a) 84,33 g anión.
b) 129,60g oxisal.
c) 88,76g ácido.
d) 4,43 CH.
e) -1,53 pH.

Ejercicio N° 016

Ecuaciones De Oxidación Reducción

1. $\text{Na ClO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2 + \text{O}_2$
2. $\text{H}_2\text{SO}_2 + \text{Mn O}_2 + \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2 + \text{Mn SO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Au Cl} + \text{Fe SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2 (\text{Fe Cl}_2 + \text{Au})$
4. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{KMnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
6. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cr Cl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
7. $\text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO} + \text{Cl}_2$
8. $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl} + \text{KCl}_3$
9. $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
10. $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
11. $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$
12. $\text{HNO} + \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$
13. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn} (\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3$

14. $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$
15. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{S} + \text{NO}$
16. $\text{HNO}_3 + \text{Ag}_2\text{S} \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{S} + \text{NO}$
17. $\text{HNO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$
18. $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AuCl}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
19. $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{PtCl}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
21. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
22. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
23. $\text{KMnO}_4 + \text{KClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KClO}_4 + \text{KOH}$
24. $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
25. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KHSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
26. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{S} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
27. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
28. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
29. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} + \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
30. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
31. $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{SnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$
32. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
33. $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
34. $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 + \text{H}_2$
35. $\text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
36. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
37. $\text{HI} + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
38. $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
39. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{NaHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
40. $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4$
41. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_3$
42. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{SO} + \text{H}_2\text{O}$
43. $\text{CuO} + \text{FeS} + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{Cu}_2\text{S} + \text{FeSiO}_2 + \text{CO}$
44. $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

45. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{P}_4 + \text{CO}$
46. $\text{P}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HI}$
47. $\text{NaIO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
48. $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
49. $\text{KMnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
50. $\text{Zn} + \text{NaOH}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
51. $\text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
52. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cu}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
53. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
54. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KHSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
55. $\text{KI} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KHSO}_4 + \text{KHSO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
56. $\text{KNO}_3 + \text{HI} + \text{HCl} \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
57. $\text{HgS} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HgH}_2\text{Cl}_4 + \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
58. $\text{KMnO}_4 + \text{CH}_3\text{-COOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
59. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
60. $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
61. $\text{CrCl}_3 + \text{KOH} + \text{KClO} \rightarrow \text{KCl} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
62. $\text{H}_2\text{TeO}_3 + \text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{TeO}_4 + \text{PO} + \text{H}_2\text{O}$
63. $\text{Al} + \text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$
64. $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
65. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HAsO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
66. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{NaIO}_3 + \text{NaI} + \text{CO}_2$
67. $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
68. $\text{CoCl}_2 + \text{KOH} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{Co}_2\text{O}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
69. $\text{P}_4 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_2 + \text{PH}_3$
70. $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
71. $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
72. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
73. $\text{KBiO}_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KNO}_3$
74. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
75. $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3$

Ejercicio N° 017

Tema: Ecuaciones De Oxidación Y Reducción

Igualar las ecuaciones, por cualquier método de oxidación-reducción:

1. Carbono + ácido nítrico a dióxido de nitrógeno + agua + anhídrido carbónico.

Respuesta: 1, 4, 4, 2, 1.

2. Dióxido de manganeso + ácido sulfúrico a sulfato manganoso + agua + oxígeno molecular.

Respuesta: 2, 2, 2, 2, 1.

3. Polisulfuro o disulfuro de hierro + agua + oxígeno molecular a sulfato ferroso + ácido sulfúrico.

Respuesta: 2, 2, 7, 2, 2.

4. Anhídrido arsenioso + ácido nítrico + agua a ácido arsénico u orto arsénico + dióxido de nitrógeno o peróxido de nitrógeno.

Respuesta: 1, 4, 1, 2, 4.

5. Dióxido de plomo u óxido plúmbico + ácido yodhídrico produce yoduro plumboso + agua + yodo molecular.

Respuesta: 1, 4, 1, 2, 1.

6. Plomo + ácido nítrico produce nitrato plumboso + dióxido de nitrógeno + agua.

Respuesta: 1, 4, 1, 2, 2.

7. Azufre + ácido nítrico produce ácido sulfúrico + dióxido de nitrógeno + agua.

Respuesta: 1, 6, 1, 6, 2.

8. Manganato de potasio + agua produce permanganato de potasio + dióxido de manganeso + hidróxido de potasio.

Respuesta: 3, 2, 2, 1, 4.

9. Arsénico + hipoclorito de sodio + agua a cloruro de sodio + ácido arsénico u orto arsénico.

Respuesta: 2, 5, 3, 5, 2.

10. Polisulfuro o disulfuro de hierro + agua + oxígeno molecular al sulfato férrico + ácido sulfúrico.

Respuesta: 4, 2, 15, 2, 2.

11. Disulfuro de hierro + peróxido de yodo o óxido férrico + sulfito de sodio + óxido de sodio.

Respuesta: 2, 11, 1, 4, 7.

12. Zinc + Ácido nítrico a nitrato de zinc + agua + nitrógeno molecular.

Respuesta: 5, 12, 5, 6, 1.

13. Fósforo + ácido nítrico + agua a ácido fosfórico u orto fosfórico + óxido nítrico.

Respuesta: 3, 5, 2, 3, 5.

14. Cloro molecular + hidróxido de potasio + clorato de potasio + cloruro de potasio + agua.

Respuesta: 3, 6, 1, 5, 3.

15. Arsénico + ácido nítrico + agua a ácido arsénico u orto arsénico + óxido nítrico.

Respuesta: 3, 5, 2, 3, 5.

16. Sulfuro plumboso + ácido nítrico a sulfato plumboso + dióxido de nitrógeno + óxido nítrico + agua.

Respuesta: 1, 4, 1, 2, 2, 2.

17. Sulfuro plumboso + ácido nítrico a nitrato plumboso + óxido nítrico + azufre + agua.

Respuesta: 3, 8, 3, 2, 3, 4.

18. Yodo molecular + agua + cloro molecular a ácido clorhídrico + ácido yódico.

Respuesta: 1, 6, 5, 10, 2.

19. Hidróxido de sodio + yodo molecular a yoduro de sodio + yodato de sodio + agua.

Respuesta: 6, 3, 5, 1, 3.

20. Sulfuro de bismuto + ácido nítrico a nitrato de bismuto + óxido nítrico + azufre + agua.

Respuesta: 1, 8, 2, 2, 3, 4.

21. Cobre + ácido sulfúrico a sulfato cúprico + sulfuro cuproso + gas sulfuroso + agua.

Respuesta: 6, 6, 4, 1, 1, 6.

22. Ácido nítrico + anhídrido arsenioso + agua a ácido arsénico u orto arsénico + dióxido de nitrógeno.

Respuesta: 4, 1, 1, 2, 4.

23. Carbonato de sodio + yodo molecular a yodato de sodio + yoduro de sodio + anhídrido carbónico.

Respuesta: 3, 3, 1, 5, 3.

24. Ácido nítrico + gas sulfuroso + agua a ácido sulfúrico + dióxido de nitrógeno + óxido nítrico.

Respuesta: 2, 2, 1, 2, 1, 1.

25. Yoduro de potasio + ácido sulfúrico + agua oxigenada al sulfato de potasio + agua + yodo molecular.

Respuesta: 2, 1, 1, 1, 2, 1.

26. Cromato de potasio + ácido sulfhídrico + ácido clorhídrico a cloruro crómico + cloruro de potasio + azufre + agua.

Respuesta: 2, 3, 10, 2, 4, 3, 3

27. Permanganato de potasio + ácido sulfúrico + agua oxigenada sulfato ácido de potasio + sulfato manganoso + agua + oxígeno molecular.

Respuesta: 2, 4, 5, 2, 2, 8, 5.

28. Permanganato de potasio + sulfito de sodio + ácido sulfúrico a sulfato de potasio +- sulfato manganoso + sulfato de sodio + agua.

Respuesta: 2, 5, 3, 1, 2, 5, 3.

29. Yoduro crómico + hidróxido de potasio + azufre a per yodato de potasio + dicromato de potasio + sulfuro de potasio + agua.

Respuesta: 2, 62, 27, 6, 1, 27, 31.

30. Cloruro áurico + agua oxigenada + hidróxido de sodio a cloruro de sodio + agua + oro + oxígeno molecular.

Respuesta: 2, 3, 6, 6, 6, 2, 3.

31. Sulfato manganoso + óxido plúmbico + ácido nítrico a sulfato plumboso + nitrato plumboso + ácido per mangánico + agua.

Respuesta: 2, 5, 6, 2, 3, 2, 2.

32. Fosfato de calcio + anhídrido silícico + carbono a silicato de calcio + monóxido de carbono + fósforo

Respuesta: 1, 3, 5, 3, 5, 2.

33. Permanganato de potasio + ácido nitroso + ácido sulfúrico a ácido nítrico + sulfato de potasio + sulfato manganoso + agua.

Respuesta: 2, 5, 3, 5, 1, 2, 3.

34. Sulfuro arsenioso + agua oxigenada + amoníaco a sulfato de amonio + arseniato de amonio + agua.

Respuesta: 1, 14, 12, 3, 2, 8.

35. Permanganato de potasio + ácido sulfuroso + sulfato de potasio + sulfato manganoso + ácido sulfúrico + agua

Respuesta: 2, 5, 1, 2, 2, 3.

36. Sulfato manganoso + per yodato de potasio + agua a ácido per mangánico + yodato de potasio + ácido sulfúrico

Respuesta: 2, 5, 3, 2, 5, 2.

37. Dicromato de potasio + ácido sulfuroso + ácido sulfúrico a sulfato crómico + sulfato de potasio + agua.

Respuesta: 1, 3, 1, 1, 1, 4.

38. Cobre + ácido sulfúrico + ácido nítrico a sulfuro cuproso + sulfato cúprico + óxido nítrico + agua.

Respuesta: 13, 11, 2, 2, 9, 2, 12.

39. Cromato de potasio + sulfato estannoso + ácido sulfúrico produce sulfato crómico + sulfato de potasio + sulfato estánnico + agua.

Respuesta: 2, 3, 8, 1, 2, 3, 8

40. Permanganato de potasio + yoduro de aluminio + ácido sulfhídrico a sulfuro de potasio + sulfato manganeso + sulfuro de aluminio + yodo molecular + agua.

Respuesta: 6, 10, 24, 3, 6, 5, 15, 24.

41. Permanganato de potasio + ácido clorhídrico + agua oxigenada a cloruro de potasio + cloruro manganeso + agua + oxígeno molecular.

Respuesta: 2, 6, 5, 2, 2, 3, 5.

42. Permanganato de potasio + ácido sulfúrico + antimonio a sulfato de potasio + sulfato manganeso + anhídrido antimonioso + agua.

Respuesta: 6, 9, 10, 3, 6, 5, 9.

43. Nitrato de plata + agua + arsenamina a ácido nítrico + ácido arsénico u orto arsénico + plata.

Respuesta: 8, 4, 1, 8, 1, 8.

44. Sulfito manganeso + clorato de potasio + carbonato de sodio a manganato de sodio + sulfato de sodio + cloruro de potasio + anhídrido carbónico.

Respuesta: 3, 2, 6, 3, 3, 2, 6.

45. Dicromato de potasio + yoduro de potasio + ácido sulfúrico a sulfato crómico + sulfato de potasio + yodo molecular + agua.

Respuesta: 1, 6, 7, 1, 4, 3, 7.

46. Sulfuro arsenioso + ácido nítrico a ácido arsénico u orto arsénico + ácido sulfúrico + dióxido de nitrógeno + agua.

Respuesta: 1, 40, 2, 5, 40, 12.

47. Ácido yódico + sulfato ferroso + ácido sulfúrico a sulfato férrico + ácido yodhídrico + agua.

Respuesta: 1, 6, 3, 3, 1, 3.

48. Permanganato de potasio + cloruro férrico + ácido sulfúrico a sulfato de potasio + sulfato manganeso + sulfato férrico + agua + cloro molecular.

Respuesta: 6, 10, 24, 3, 6, 5, 24, 15.

49. Permanganato de potasio + yoduro de bismuto + ácido nítrico a nitrato de potasio + nitrato manganeso + nitrato de bismuto + yodo molecular + agua.

Respuesta: 6, 10, 48, 6, 6, 10, 15, 24.

50. Sulfuro arsenioso + ácido nítrico + agua a ácido sulfúrico + ácido arsénico u ortoarsénico + óxido nítrico.

Respuesta: 3, 40, 4, 15, 6, 40.

51. Sulfato crómico + clorato de potasio + hidróxido de potasio a cromato de potasio + cloruro de potasio + sulfato de potasio + agua.

Respuesta: 1, 1, 10, 2, 1, 8, 5.

52. Permanganato de potasio + ácido sulfhídrico + ácido clorhídrico a cloruro de potasio + cloruro manganeso + azufre + agua.

Respuesta: 2, 5, 6, 2, 2, 5, 8.

53. Dicromato de potasio + ácido sulfhídrico + ácido clorhídrico a cloruro de potasio + cloruro crómico + azufre + agua.

Respuesta: 1, 3, 8, 2, 2, 3, 7.

54. Nitrato de sodio + zinc + hidróxido de sodio a amoníaco + zincato de sodio (Na_2ZnO_2) + agua.

Respuesta: 1, 4, 7, 1, 4, 2.

55. Clorato de potasio + zinc + hidróxido de sodio a cloruro de potasio + zincato de sodio + agua.

Respuesta: 1, 3, 6, 13, 3.

56. Clorato de potasio + sulfato ferroso + ácido sulfúrico a sulfato férrico + cloruro de potasio + agua.

Respuesta: 1, 6, 3, 3, 1, 3.

57. Nitrato de sodio + aluminio + hidróxido de sodio + agua a amoníaco + meta-aluminato de sodio (Na Al O_2).

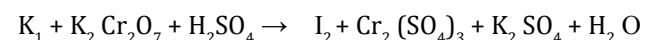
COMPILACIÓN DE
QUÍMICA ORGÁNICA

Respuesta: 3, 8, 5, 2, 3, 8.

Ejercicio N° 018

Tema: Problemas Con Ecuaciones Redox.

1. Con 120 gramos de yoduro de potasio que cantidad de masa de sulfato crómico se podrá preparar (I, Cr).



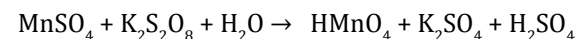
R = 47,22 g. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

2. La fracción molar del disolvente es 0,78 agua / solución, cuando cierta cantidad de ácido nítrico se ha disuelto en 128 gramos de agua, que se utilizó para preparar el nitrato de amonio. Calcula la masa del nitrógeno en el nitrato de amonio preparado (Zn, N).



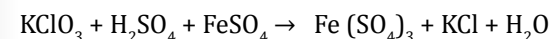
Respuesta: a) 126 g. HNO_3
b) 16 g. $(\text{NH}_4)(\text{NO}_3)$
c) 5,6 g. N mol

3. Se tiene 5,85% Mn mol contenido en el sulfato manganeso que al disolverse en el agua formó 280 cm de solución de densidad 1,36 g/cm³ producto de la disolución de cierta cantidad de sulfato manganeso, que se utilizó para formar el ácido sulfúrico. Calcula el pH del ácido (Mn, S).



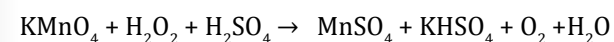
Respuestas: a) 16,06% MnSO_4
b) 61,15g. MnSO_4
c) 138,90g. H_2SO_4
d) 2,83cH
e) -0,45pH

4. 480 cm³ de solución 1,46 molar, contiene cierta cantidad de sulfato férrico, que se obtuvo a partir del ácido sulfúrico, disuelto en 150 gramos de alcohol etílico. Calcula el punto de ebullición (Cl, Fe).



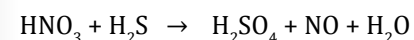
Respuestas: a) 280,32 g. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
b) 68,67 g. H_2SO_4
c) 84,09°C

5. En 150 gramos de fenol (D) se ha disuelto cierta cantidad de ácido sulfúrico, congelándose la solución a 35,4° C, ácido que se utilizó para preparar el sulfato manganeso que se descompuso en la electrólisis para formar el anión utilizando 48 amperios hora de intensidad eléctrica. Calcula el tiempo (Mn, O).



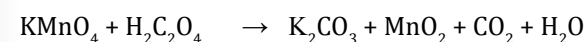
Respuestas: a) 11,07g. H_2SO_4
b) 17,05g. MnSO_4
c) 10,83g. (SO_4)
d) 453,6 seg = 0h.7min.33,6seg.

6. El pH del ácido sulfúrico es 0,26 que se utilizó para preparar el óxido de nitrógeno que se los recibió es un recipiente de 0,87 galones de volumen a 778° Rankine. Calcula la presión que ejercerá el gas (N, S).



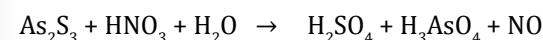
Respuestas: a) 0,5495 CH
b) 26,92 g. H_2SO_4
c) 21,97 g. NO
d) 7,92 atm

7. Se han medido 17,38 pintas de volumen del anhídrido carbónico a 76° Fahrenheit de temperatura y 87,46 lb. (plg²)⁻¹ de presión, que contiene cierta cantidad de masa del anhídrido carbónico que se ha obtenido a partir del permanganato de potasio. Calcula el pH del permanganato de potasio (C, Mn).



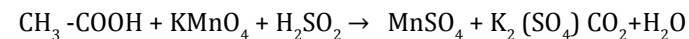
Respuestas: a) 87,33 g. CO_2
b) 125,43 g. KMnO_4
c) 0,7938 CH KMnO_4
d) 0,10 pH KMnO_4

8. Existen 45 gramos de ácido nítrico, que se utiliza para preparar el ácido sulfúrico, que se disolvió en agua formando 280 cm³ de solución. Calcula la normalidad de la solución (As, S, N).



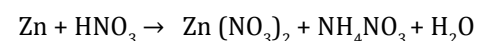
Respuestas: a) 22,5g. H_2SO_4
b) 1,63 Eq. lt⁻¹

9. Existen 7,58 galones de anhídrido carbónico, medido a 38,97 lb. (plg²)⁻¹ y 178 °F, condiciones que luego variaron a 128 mt.H₂O y 126° R, desconociéndose el volumen final y la masa del anhídrido carbónico a TPN. El anhídrido carbónico se lo obtuvo del ácido acético (H, C, Mn).Calcula la masa del carbono en el ácido acético resultante.



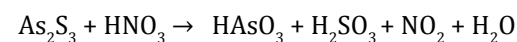
Respuestas: a) 7,44 It. CO₂
b) 14,6 g. CO₂
c) 9,95 g. CH₃ - COOH
d) 3,98 g C mol

10. Existen 1420 cm³ de solución 1,76 normal que contiene cierta cantidad de masa del ácido nítrico que se utilizó para preparar el nitrato de zinc. Calcula el pH de la oxisal (Zn, N).



Respuestas: a) 157,44 g. HNO₃
b) 188,92 g. Zn (NO₃)₂
c) CH = 1,9991
d) pH = -0,30

11. Existen 25 gramos de ácido nítrico que se han utilizado para preparar el ácido sulfuroso. Calcula la masa del ácido sulfuroso (As, S, N).



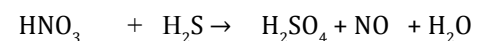
Respuestas: a) 4,43 g. H₂SO₃

12. Se han recogido 12520 mililitros de gas carbónico, en ambiente húmedo con el 87% de vapor de agua, produciendo una presión total de 30,75 lb/cm a 253 °F, a partir del permanganato de potasio. Calcula la masa del permanganato de potasio (C, Mn).



Respuestas: a) 1,97 at. H₂O
b) 11,57 at. CO₂
c) 196,15 g. CO₂
d) 281,74 g. KMnO₄

13. El pH del ácido sulfhídrico es 0,26 desconociéndose su concentración y su masa, que se utilizó para preparar el óxido de nitrógeno que ocupó un volumen de 0,87 galones a 778° Rk. Calcula la presión (N, S).



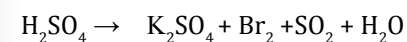
Respuestas: a) 0,54 CH
b) 9,34 g. H₂S
c) 21,97 g NO
d) 7,92 at.

14 .Se han obtenido 48 g. de ácido yódico. Calcula la cantidad de ácido nítrico que se ha utilizado (I, N).



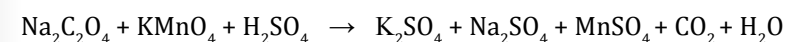
Respuesta: a) 85,90 g. HNO₃

15. Existe un volumen de 75 pintas de solución 1,46 normal, contiene cierta cantidad de masa de ácido sulfúrico, que se ha utilizado para preparar el bromo molecular, recogido a 156 ° F de temperatura y 48,14 lb (cm2)⁻¹. Calcula el volumen del bromo molecular que ha obtenido (Br, S).



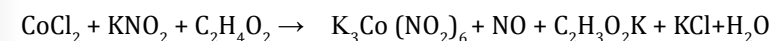
Respuestas. a) 2.521 ,78 g. H₂SO₄
b) 2058,59 g. Br₂
c) 17,03 It Br.

16. Un volumen de 0,48 barriles de gas carbónico está medido a 128,16 mtH₂O de presión y 65 ° R. de temperatura, pero luego las condiciones variaron a 48,15 lb (plg²)⁻¹ de presión y 620 ° RK, desconociéndose el volumen final del gas carbónico y la masa que contendrá a TPN. - Este anhídrido carbónico se lo obtuvo a partir del permanganato de potasio. Calcula la masa del permanganato de potasio (C, Mn).



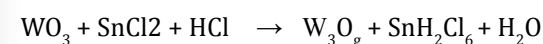
Respuestas: a) 281,39 It. CO₂
b) 552,40g. CO₂
c) 396,72 g. KMnO₄

17. El pH del nitrito de potasio es 0,017 que representa una determinada concentración y a una masa específica del compuesto, que se utilizó para preparar el acetato de potasio, recogido en 2,87 galones de solución de densidad 3,47 lb (pi)⁻¹. Calcula el porcentaje del acetato de potasio y el porcentaje del carbono en el acetato de potasio (Co, N).



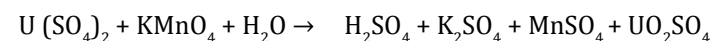
Respuestas: a) 0.961612 CH
b) 81.73 g KNO₂
c) 26.92g C₂H₃O₂K
d) 0.074% C₂H₃O₂K
e) 0,018%C mol.

18. En 125 g. de benceno se ha disuelto cierta cantidad de SnH₂Cl₆ congelándose la solución a 36,86 °F. Esa sustancia se la preparó a partir del cloruro estacnios, que se descompuso para formar el anión utilizando 15 amp.h. de intensidad eléctrica. Calcula el tiempo en horas, minutos y segundos (Sn, W).



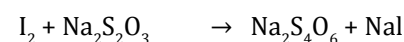
Respuestas: a) 22,91 g SnH₂Cl₆
b) 13,03 g SnCl₂
c) 4,86 g anion
d) 0h, 14min 40,73 seg.

19. A 379 °F se ha recogido una mezcla gaseosa formada del sulfato de uranio UO_2SO_4 en ambiente húmedo, provocando la mezcla una presión total de 420,15 mmHg , desconociéndose la presión parcial que ejerce el sulfato de uranio, que ocupó un volumen de 28,17 pintas y que contiene cierta cantidad de masa. Este sulfato de uranio se lo obtuvo a partir del permanganato de potasio. Calcula la CH y el pH del KMnO_4 (U, Mn).



Respuestas:
 a) 11,03 atm H_2O
 b) 29.64 atm UO_3SO_4
 c) 3,753, 22g. UO_2SO_4
 d) 648, 09 g. KMnO_4
 e) 4.101835 CH KMnO_4
 f) -0,61 pH.

20. Se han medido 5,18 pintas de volumen de una solución 3/5 molar que contiene cierta cantidad de tiosulfato de sodio $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ que se utilizó para preparar el yoduro de sodio que se lo recogió en 148 g. Agua, dando una solución de densidad 6,14 lb (pi) a -48 °. Calcula la presión que producirá el NaI. (I, S).



Respuestas:
 a) 230,80 g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
 b) 219.11 g NaI
 c) 418,75 at.

BIBLIOGRAFÍA

BABOR Joseph A. "Química General Moderna" IBARZ Anaréz José. Editorial Marín S.A.; Barcelona: 1977 8ª. Edición, reimpresión; página 1.144.

BARCELO José R. "Diccionario Terminológico de Química" Editorial Alhambra S.A.; España; 1979 Reimpresión; página 774.

BARZ Aznárez José "Problemas resueltos de Química General" Editorial San Marcos; s/año

BRESCIA Frank, "Fundamentos de Química" ARENTS JOHN CIA. Editorial Continental S.A.; México; 1969 MEISLICH HERBERT La Edición en español; página 837. TURK AMOS.

BRISEÑO CARLOS OMAR Y "Química General, Curso universitario" RODRIGUEZ de Cáceres Lilia IIME Editores Ltda.; Bogotá- Colombia; 1986 1ª edición; página 51.

BUTRUILLF. Daniel, y Editorial Trillas; México; 1987.

CARRILLO A. Alfonso "Prácticas de Química General" Editorial Voluntad; Quito; 1997 4ª edición: 302 páginas "Materiales y Aparatos para laboratorio de Química" Editorial Voluntad; Quito; 1997 5ª edición.

CELSI Santiago A., y "Química Elemental Moderna Inorgánica" IACOBUCCI Alberto D. Editorial Kapeluz; Argentina; 1963 18ª. Edición; página 397.

CHEMICAL Education "Química: una Ciencia Experimental" Material Study Editorial Reverté S.A.; Barcelona; 1975 Edición en español; página 1.198.

DAVIS Joseph E. Jr. "Manual de laboratorio para Química" McNAB W. Keinth. Editorial Reverté S.A.; España; 1977 Versión Española; 175 páginas.

DAVIS Jr. Joseph E. Editorial Reverté S.A.; España; 1977.

DOMINGUEZ Xorge A. Experimentos de Química General e Inorgánica" Editorial Limusa; México; 1980 Cuarta reimpresión; 174 páginas.

FREIRE Román Hugo "Química" Editorial Luz de América; Quito; 1976 3ª Edición corregid; página 372.

FREY Paul R. "Química Moderna" Montaner y Simón S.A.; Barcelona; 1968 3ª edición; página 750.

HAENISCH Edward L., Edición en español por el Dr. Jaim Casabó MacNAB W. Keith Gispert; página 516; McClellan A.L.

HERRERA Severiano, "Química" BARRETO C. Aura Editorial Norma S.A.; Bogotá, Colombia; 1985 TORRES D. Ignacio y 1ª edición; página 749.

HOGG John C., "Experimentos de Laboratorios de Química" BICKEL Charles L., editorial Reverté Mexicana S.A.; México: 1970 NICHOLSON Margaret y 1ª Edición en español; página 133.

IBAEZ Aznárez José "Problemas de Química General" Editorial Marín S.A. España;
197 S/edición: página 37.

IBAÑEZ López Héctor “Química” Editorial Ivar American; Argentina; s/año S/edición; página 107.

MARTINEZ Acosta B. Carlos "Nomenclatura Química Mineral y pH" Editorial Universidad; Quito; 1961 S/edición; página 22.

MERCK E. "Tablas Auxiliares para Laboratorio de Química" E. Merck AG., Darmstadt; Alemania; s/año/s/edición; página 26.

MILLER Glenn H. y "Química Elemental" AGUSTINE Fredrick B. Harla S.A de C.V; México; 1978 /s/edición; página 378.

NARANJO N. Carlota Dra. "Guía de Prácticas de Química General" Pontificia Universidad Católica del Ecuador Quito; s/año; s/edición; página 76.

O' CONNOR Paúl R., "Química: Experimentos y Teorías"; 1ra edición; página 59.

PAULING Linus "Química General" Aguilar S.A. de Ediciones; Madrid; 1980 10a. Edición; página 430.

POVEDA Vargas Julio C. y “Química 10”; 2012.

RIVAS Ramos Javier. Segunda reimpresión; 2019.

RODRIGUEZ Riveros Lilia Educar Editores; Bogotá-Colombia; 1996 1a. edición; página 430.

ROSENBERG Jerome Ph.D. Libros MacGraw Hill; México; 1986 6a. edición; página 236-420

SCHAUMM Daniel B. S “Química General”; 3ra edición; 2005

SOLANO Pinzón Diómedes “Química Experimental” Dimaxi S.A.; Quito-Ecuador; 1994 4a. edición; 112 páginas “Nomenclatura de Química Inorgánica” Dimaxi S.A; Loja; 1981 3a. edición; página 80-190.

SORCKIN V.V. Editorial MIR; Moscú; 1990 Traducción al español la. Edición; página 380-510.

TAPEROVA A.A Editorial MIR; Moscú; 1989 Traducción al español, ampliada; página 336.

VALLEJO, V. (2023). Estudios de caso en la enseñanza aprendizaje de la tabla periódica utilizando material con formato accesible y táctil en estudiantes con discapacidad visual. 34(1), 156-175.

VASILIEVA Z.G. “Trabajos de Laboratorio de Química General GRANOVSKAIA A.A. e inor”

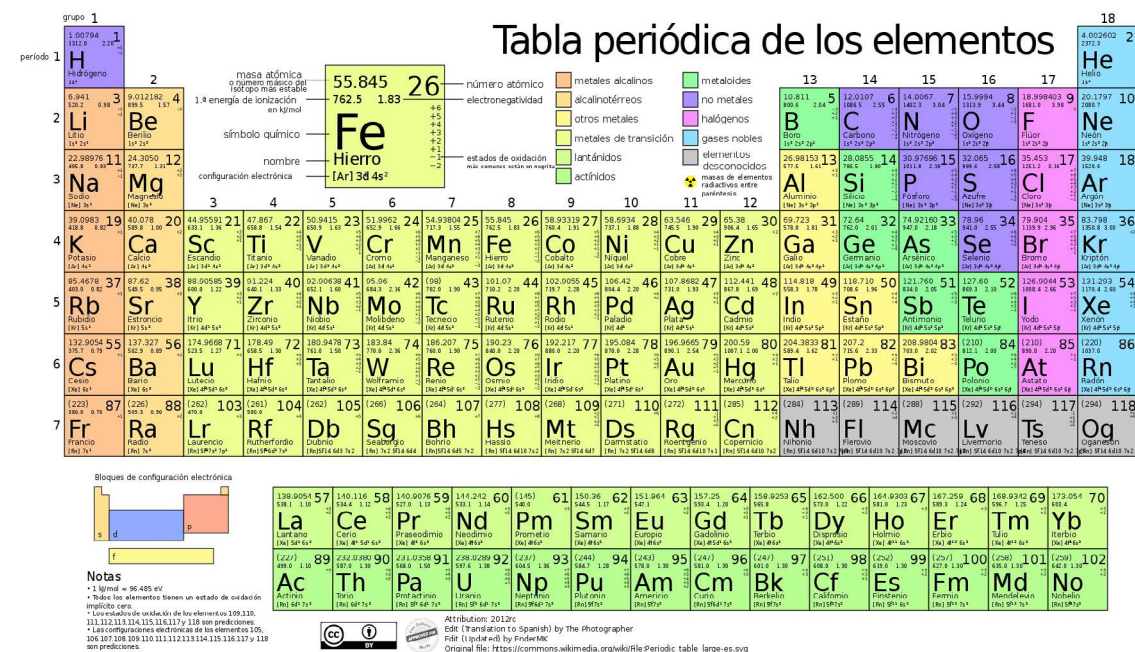
VIDAL Jorge "Química Inorgánica "Editorial Stella; Buenos Aires; 1972 8a. edición; pág. 554.

VILLARREAL González Fidel, "Experimentos de Química"; 2015.

ZLOTNIKOV E.G. "Comprueba tus conocimientos de Química". 2017.

ANEXOS

Anexo 1. Tabla periódica de los elementos



Anexo 2. Factores de conversión de unidades

1 tonelada larga	Ton l	=	1.016,047	kilogramos	kg
1 tonelada corta	Ton c	=	907,18	kilogramos	kg
1 tonelada corta	Ton c	=	20	quintales	qq
1 quintal	qq	=	100	libras	lb
1 quintal	qq	=	45,4	kilogramos	kg
1 quintal	qq	=	4	arrobas	a
1 arroba	a	=	25	libras	lb
1 kilogramo	kg	=	1.000	gramos	g
1 kilogramo	kg	=	2,206	libras	lb
1 libra	lb	=	454	gramos	g
1 libra	lb	=	16	onzas	oz
1 onza	oz	=	28,375	gramos	g
1 gramo	g	=	10	decigramos	dg
1 gramo	g	=	100	centigramos	cg
1 gramo	g	=	1.000	miligramos	mg
1 gramo	g	=	5	kilates	k
1 kilate	k	=	2	decigramos	dg
1 kilate	k	=	200	miligramos	mg
1 tonelada métrica	Ton m	=	1.000	kilogramos	kg
1 arroba	a	=	11,35	kilogramos	kg
1 grano	gn	=	64,799	miligramos	mg

2.- VOLUMEN.-

1 barril	ba	=	159	litros	l
1 galón	gl	=	3,78	litros	l
1 litro	l	=	1.000	centímetros cúbicos	cm3 cc
1 litro	l	=	1.000	mililitros	ml
1 litro	l	=	100	centilitros	cl
1 litro	l	=	10	decilitros	dl
1 pinta	pi	=	0,47	litros	l
1 litro	l	=	1	decímetro cúbico	dm3
1 pie cúbico	pie3	=	28,32	decímetros cúbicos	dm3
1 pulgada cúbica	plg3	=	16,39	centímetros cúbico	cm3
1 metro cúbico	m3	=	1.000	decímetros cúbicos	dm3
1 metro cúbico	m3	=	1'000.000	centímetros cúbicos	cm3
1 decámetro cúbico	Dm3	=	1.000	metros cúbicos	m3
1 decímetro cúbico	dm3	=	1.000	centímetros cúbicos	cm3
1 hectómetro cúbico	Hm3	=	1'000.000	metros cúbicos	m3
1 onza líquida	oz liq	=	29,413	centímetros cúbicos	cm3
1 estéreo	es	=	1	metro cúbico	m3

3.- VOLUMEN.-

1	Ergio	erg	=	2,389x10 ⁻⁸	calorías	Cal
1	Caloría	cal	=	4,184	julios	J
1	Kilocaloría	Kcal	=	1.000	calorías	Cal

4.- TIEMPO

1	Año	Año	=	365	días	D
1	Día	d	=	24	horas	H
1	Hora	H	=	3.600	segundos	Seg
1	Hora	h	=	60	minutos	Min
1	Minuto	min	=	60	segundos	seg

5.- TEMPERATURA

Centígrados, Reamur y Farenheit	$\frac{^{\circ}C}{5C} = \frac{^{\circ}R}{4R} = \frac{(^{\circ}F-32^{\circ}) \times 5C}{9F}$
	$^{\circ}C = \frac{^{\circ}R \times 5C}{4R}$ $^{\circ}C = \frac{(^{\circ}F-32^{\circ}) \times 5C}{9F}$
	$^{\circ}R = \frac{^{\circ}C \times 5C}{5C}$ $^{\circ}R = \frac{(^{\circ}F-32^{\circ}) \times 4R}{9F}$
	$^{\circ}F = \frac{^{\circ}C \times 9F}{5C} + 32^{\circ}$ $^{\circ}F = \frac{^{\circ}R \times 9F}{4R} + 32^{\circ}$
Kelvin y Centígrados	$^{\circ}K = ^{\circ}C + 273^{\circ}$ $^{\circ}C = ^{\circ}K - 273^{\circ}$
Kevin y Rankine	$^{\circ}K = \frac{^{\circ}RK \times 5K}{9RK}$ $^{\circ}RK = \frac{^{\circ}K \times 9RK}{5K}$
Rankine y Farenheit	$^{\circ}RK = ^{\circ}F + 460^{\circ}$ $^{\circ}F = ^{\circ}RK - 460^{\circ}$

6.- PRESION

1	atmósfera	at	=	1.000	Milibares	Mlbs
1	atmósfera	at	=	760	Milímetros Hg (mercurio)	Mm Hg
1	atmósfera	at	=	76	Centímetros Hg	Cm Hg
1	atmósfera	at	=	7,6	Decímetros Hg	Dm Hg
1	Atmósfera	at	=	0,76	Metros Hg	mHg
1	atmósfera	at	=	1.033	Gramos cada cm ²	G(cm ²)-1
1	atmosfera	at	=	1.033	Kilogramos por cada cm ²	Kg (cm ²)-1
1	atmosfera	at	=	10.33	Metros de agua	mH20
1	atmosfera	at	=	14.7	Libras por cada pulgada cm ²	1b.(plg ²)-1
1	atmosfera	at	=	2.27	Libras por cada cm ²	1b.(8m ²)-1
1	Atmosfera	at	=	760	Torricelli	Torr

La Química mineral es una rama esencial de la ciencia que estudia los elementos y compuestos inorgánicos. En este libro se revela como un campo fascinante que permite comprender el mundo que nos rodea y abordar desafíos globales en áreas como la energía, la salud y el medio ambiente.

Gracias a su amplio conocimiento y pasión por la materia, los autores han intentado reflejar en principios fundamentales, teorías pioneras y aplicaciones prácticas que caracterizan a esta disciplina.

Este módulo espera ser una herramienta inspiradora para las generaciones presentes y futuras de científicos, químicos e investigadores, trascendiendo el ámbito académico y de investigación. Invita a descubrir, explorar y profundizar en el asombroso universo de dicha ciencia y su papel crucial en la búsqueda de soluciones para los desafíos más apremiantes de nuestra época.

Desde el asombroso hallazgo de Antoine Lavoisier sobre la conservación de la masa, hasta la emocionante historia de la síntesis del primer compuesto inorgánico, esta obra desvelará los secretos de los elementos y compuestos que conforman el núcleo mismo de nuestro mundo.

cedia
www.cedia.edu.ec

ISBN: 978-9942-7178-2-5

