

1
540
F 633 m
1955
F. cc. pp.

080185

Ej 1

UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR

FACULTAD DE QUIMICA Y FARMACIA

NOCIONES DE
MATEMATICAS DE INTERES
PARA EL QUIMICO-FARMACEUTICO

TESIS DOCTORAL
PRESENTADA POR

ROSA ELLA GOMEZ G.

SAN SALVADOR, EL SALVADOR, C. A.

1955





UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR

RECTOR

Dr. Romeo Fortín Magaña

SECRETARIO GENERAL

Dr. Enrique Córdova h.



Facultad de Química y Farmacia

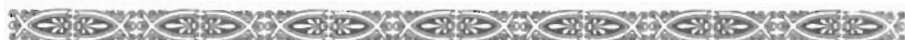
DECANO

Dr. Víctor Ortiz

SECRETARIO

Dr. José Mateo Tejada

San Salvador, El Salvador, Centro América



COMITÉ ADMINISTRATIVO PRIVADO:

Dr. J. J.
SECRETARIO.

Dr. J. J.
PRIMER VOCAL.

Dr. J. J.
SEGUNDO VOCAL.

COMITÉ DE FOMENTO PRIVADO:

Dr. Hernando Hernández Roque,
PRESIDENTE.

Dr. César Estrada,
PRIMER VOCAL.

Dr. Daniel A. Bonilla,
SEGUNDO VOCAL.

COMITÉ DE FOMENTO:

Dr. Pedro A. Rojas,
PRESIDENTE.

Dr. Pedro A. Argal,
PRIMER VOCAL.

A la memoria de mi padre
Don DONALDO FERRAZ;

A mi querida madre
Doña ANTONIA FERRAZ v. de COMBE;

A mi esposo
MIGUEL LOPEZ MONTES;

A mis hermanos
ESTANCO CONSTABLE, PABLO,
EMILIO MONTES, ANTONIO
MARIO MONTES CON CALDERON.

PAGINAS PREVIAS

Después de cumplir con el requisito de presentar un trabajo que provenga de la atención de mi título académico, y con el deseo de hacer algo que sea de utilidad práctica para la profesión, he decidido desarrollar este tema, con el fin posible de orientar al nuevo estudiante de Química en el difícil estudio de las matemáticas aplicadas a la misma profesión.

En este trabajo me he limitado a plantear y desarrollar los problemas fundamentales y básicos que se relacionan con todas y cada una de nuestras variadas ramas de asignaturas, procurando darles las resoluciones más claras, fáciles y sencillas. También me he tratado de exponer su utilidad en la práctica, para despertar así el interés en los estudiantes y demás personas interesadas en esta disciplina. Porque pienso que las matemáticas puros, además de abstraitas, son demasiado teoréticas, y es necesario fijar en alguna ocasión, la parte de ellas que es aplicable a cada una de las ramas dadas en el presente trabajo. Considero necesario exponer en la mayor sencillez y más importante de las matemáticas que se usan en la Química.

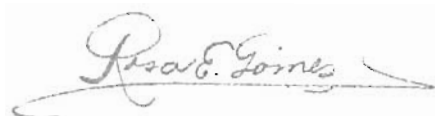
Además en condiciones imperantes en El Salvador en donde no hay todavía un desarrollo económico de grandes puertos, ferrocarriles y la Química Industrial es incipiente. Se puede afirmar que nuestra ciencia como muchas otras, no requiere por ahora altas matemáticas como las empleadas en la energía nuclear y en las grandes industrias de los países desarrollados.

Pero he creído que es una necesidad imperiosa exponer con claridad qué parte de las matemáticas se pueden y se debe aplicar a la Química, tomando en consideración el grado de desarrollo actual de esta ciencia en el país y sus perspectivas en un futuro cercano.

La utilidad de este trabajo y la utilidad práctica de él para los estudiantes de Química, será el mejor premio para mis esfuerzos, ya que mis intereses de

seos han sido los de servir en algo a los Cursos quími-
cos de El Salvador.

No está demás agregar que abriga la firme esperan-
za de que alguien en el futuro pueda ocuparse con más
seriedad de este tema y logre ampliarlo teniendo en cues-
ta los nuevos adelantos de la ciencia y mejores métodos
de investigación.

A handwritten signature in cursive script that reads "R. G. Gomes". The signature is written in dark ink on a light background.

—○○○—

IMPORTANCIA DE LAS MATEMÁTICAS EN LA PROFESION

DEL QUÍMICO-FARMACÉUTICO

Siendo la Química la ciencia que estudia la materia y sus transformaciones, es lógico comprender la importancia que tiene para el químico el conocimiento de las matemáticas, ya que la materia está caracterizada por tener masa y extensión.

Por el hecho de tener masa es atraída por la tierra con mayor o menor intensidad de acuerdo con la aceleración de gravedad del lugar, o dicho en otras palabras, se hace necesario conocer el peso de los cuerpos. Por ser extensa, siempre ocupará un determinado lugar en el espacio, que denominamos según sea considerado en uno, dos o tres sentidos: longitud, superficie o volumen.

Para expresar estas medidas es necesario el empleo de un sistema determinado, siendo el más usado el Sistema Métrico, cuya unidad fundamental es el metro; sus ramas para medir cantidades específicas como el peso o volumen, el sistema internacional y sus respectivas abreviaturas y gradaciones.

Ya en algún momento se vio el experimento gravitativo con una misma magnitud; pero fue hasta 1976 cuando Lo rence Antoine Lavoisier, al introducir la balanza, hanc formó la Química empírica en ciencia experimental, estableciendo el siguiente principio: "En la naturaleza no se pierde ni se crea nada; todo se transforma"; principio que se puso en duda hasta hace poco tiempo con la transmutación del átomo.

El estudio de la Química, como el de toda ciencia, está basado en la observación, la experimentación, el científico es un constante observador de la naturaleza, todo lo que exhiba sus sentidos despierta su curiosidad, la cual se satisface por medio de la experimentación dentro del laboratorio.

Superetendense al concepto de materia, la estudia en su forma como se nos presenta en el universo: los gases, la arena, las guías, el tiempo y sus distintos coloraciones, el agua, las sustancias de que están formadas las plantas y los animales, etc.

La Química se conforma con observar las propiedades de las cosas a todas estas cosas, tales como el peso, volumen y estado de reposo o movimiento, e intenta saber las propiedades específicas para reconocer y diferenciar a las cosas de otras.

El color, olor, sabor, etc. (caracteres, propiedades físicas), solubilidad, densidad, punto de fusión, etc. de la composición, volatilidad, etc. Estas últimas requieren para su determinación el empleo de instrumentos de medida porque sus propiedades físicas son valores constantes.

Ultimamente, por el descubrimiento de la constitución atómico-molecular de la materia, ha alcanzado un lugar preponderante la determinación del peso atómico y molecular para la identificación de la composición de los cuerpos.

Los antiguos desconocían la forma de separar los cuerpos simples de los compuestos y no diferenciaban las combinaciones de las mezclas. Fue la oxidación al separar y reducir el oxígeno del éter de mercurio, destruyendo la óxido-cuerpo del Pliegado, quien creó la Química Analítica.

Al analizar una sustancia de composición es necesario determinar su fórmula, para lo cual necesitamos saber la clase de átomos que integran su molécula y el número de cada uno de ellos. Para establecer dicha fórmula, es necesario conocer la composición centesimal de la sustancia, es decir, el peso de cada elemento por cien partes de materia.

Además, necesitamos conocer el peso molecular, el cual nos da datos acerca de las moléculas de la sustancia de la sustancia. Por el análisis de la materia se determinan los elementos que la componen, como también los átomos, los que se pesa para dar el peso molecular de la sustancia. Este es el trabajo de la Química Analítica moderna.

Al unir uno o varios cuerpos para obtener otro u otros distintos en aspecto y propiedades, se efectúa una reacción. Lo primero que advertimos al producirse ésta, es el desprendimiento de energía en forma de luz, calor o electricidad.

Es de suma importancia el hecho que la cantidad de calor emitida o absorbida es determinada para cada cuerpo, lo que hace necesario un estudio más serio de la Termodinámica. Con cálculos matemáticos que facilitará el conocimiento del poder calorífico de los combustibles en la industria, el calor específico de los cuerpos según su estado físico en las mezclas de materiales de construcción y finalmente el número de calorías que forman los alimentos al disminuirse continuamente dentro de nuestro organismo.

Toda la producción química está regida por leyes. Al respecto es que en los nuevos cuerpos obtenidos entran la misma "masa y número de átomos" que en los cuerpos reaccionantes, sea éste que combinados de otra manera, nos estamos acordando en la "Ley de la conservación de la materia" de Lavoisier, pues para que ésta se cumpla que a veces figuran dos, tres o más moléculas de un mismo cuerpo. Para calcular este número de moléculas nos valemos de operaciones algebraicas y es lo que se conoce con el nombre de "Cálculo de coeficientes de una ecuación". No solamente se están empleando métodos electroquímicos - de ionización.

Si queremos obtener un cuerpo determinado, debemos saber una "cantidad" exacta de cada elemento; si se varía la cantidad de cualquiera de los componentes, obtendríamos un cuerpo distinto al deseado, o quedaría un sobrante de la reacción: "Ley de las proporciones constantes" o de Proust". Esto quiere decir que es posible la obtención de varios cuerpos, haciendo reaccionar los mismos elementos en proporciones distintas pero sin alterar ni disminuir al equilibrio sino obedeciendo a la "Ley de las proporciones múltiples de Dalton".

Apoyándonos en dichas leyes y valiéndonos de operaciones algebraicas sencillas, como en el ejemplo en pedo la cantidad necesaria de un cuerpo para obtener una cantidad determinada de otro. O si tenemos cantidades determinadas podremos calcular la cantidad que podríamos obtener de otra deseada.

Esta clase de cálculos pueden emplearse en la obtención industrial de los productos químicos, pudiendo elegir así las sustancias que rindan más a menor precio.

Para la obtención de ciertos gases, pueden combinarse sustancias dadas en peso o en volumen. Por lo tanto, esta clase de cálculos pueden combinarse con las cuestiones previas y aplicación de fórmulas y constantes relativas a peso, volumen, densidad, etc.

Una gran ayuda a la resolución de estos problemas dieron Avogadro y Ampère al comprobar que la molécula de cualquier gas, a la temperatura y presión constante, ocupan el mismo volumen. Este volumen a 0° C y a 760 mm de Hg, era de 22.4 litros; para llegar a estos resultados se basaron en experiencias anteriores de Gay Lussac.

Boyle y Mariotte, lo mismo que Charles, establecieron que a mayor temperatura, mayor era el volumen de los gases y que, por el contrario, se reducían los volúmenes al aumentar la presión.

Así, pues, la temperatura y la presión juegan un papel importante en esta clase de cálculos, por lo tanto, será necesario resolver previamente problemas relativos a reducción de escalas termométricas, presiones según los lugares, así como densidades, etc.

Los libros industriales dan un método para calcular las fábricas de oxígeno, hidrógeno, etc., así basados en este aumento o disminución de temperatura y presión, según las necesidades.

En la práctica diaria de un profesional, el farmacéutico se ve obligado a resolver pequeños problemas aritméticos para poder calcular la cantidad necesaria de sustancias medicamentosas que debe llevar tal o cual compuesto, según la indicación previa del médico. Muchas veces, éste indica la cantidad global de una sustancia que debe repartirse en un número determinado de papeles, obleas, cápsulas, píldoras, óvulos, etc. Otras veces se necesita preparar pociones, jarabes o colirios a ciertos porcentajes, ocupando para esto drogas en bruto, polvo extracto o soluciones impalpables del extracto con concentraciones distintas de las deseadas.

Para todo esto tenemos que conocer la equivalencia de los gramos o centímetros cúbicos de medidas como va-

solos, cucharadas, gotas, frascos, pues los medicamentos que se piden en peso y se calculan en centímetros cúbicos o gotas.

Hay sustancias que deben disolverse en alcohol de grado mayor o menor que el que se tiene a mano, el cual es necesario transformarlo según las necesidades.

Uno de los ejemplos clásicos es el del opio, cuyo látigo, extracto o linimento tienen distintos porcentajes de morfina, los cuales deben calcularse para la hechura de jarabes y de los compuestos alcohólicos más usados.

Necesita conocer, también, el peso de un cuerpo capaz de disolverse en determinadas cantidades de agua; soluciones saturadas; y determinar la densidad de sustancias, tales como los jarabes, según las indicaciones del Códex.

Se ha comprobado que las sustancias químicas en di solución son capaces de descomponerse en sus elementos si se las someten por una corriente eléctrica. Para esto se necesitan aparatos especiales, y a la operación se le da el nombre de Electrólisis.

Como aplicación práctica de este fenómeno se obtienen industrialmente metales como el sodio, aluminio, potasio, calcio, etc., tomando como materia prima minerales que los contienen y se abundan en la naturaleza. La cantidad del metal así obtenida por electrólisis directa a la electricidad consumida, la cual se calcula basándose en las leyes de Faraday, de las cuales interviene como factor importante el átomo.

Además de a esta disociación iónica ha sido posible calcular el peso de las sustancias que deben disolverse en un volumen determinado de agua, para la preparación de soluciones valoradas, molares o normales tan útiles en análisis cuantitativo moderno. Para la determinación de los equivalentes químicos usados en la preparación de estas soluciones nos basamos en la Ley de Richter.

También el pH, factor tan importante y decisivo en el análisis biológico, análisis de tierra y análisis de múltiples productos industriales, está basado en la Ley de Henderson.

Desde que se ha considerado el cuerpo humano bajo el punto de vista de su composición química y de las diversas reacciones de anabolismo y catabolismo efectuadas en su interior, desde su parte más pequeña que es la célula, hasta el más complicado de sus sistemas, se ha visto obligado el médico a hacer uso del laboratorio para comprobar experimentalmente el diagnóstico de cualquier enfermedad, ya que ésta la gido define como una alteración en la composición química del organismo vivo.

Necesitamos saber exactamente la cantidad absoluta o absoluta de los elementos químicos que entran en la composición de los líquidos y sólidos, para poder comparar el funcionamiento del organismo; se sabe que estas sustancias se encuentran en equilibrio iónico y que en forma de iones y catiónes reaccionan dentro del organismo, para la regulación de estas reacciones químicas, tal como los cloruros, potasio, etc., se explican reacciones de neutralización cuyos cálculos se basan en la ley de la conservación de la materia para neutralizar una cantidad determinada de sustancia alcalina o viceversa, ya diferentes reactivos intermedios, llamados indicadores.

En esta misma forma se efectúa el análisis cuantitativo de alimentos, con el fin de dietética para resolver los problemas de alimentación o de alteración de proteínas alimenticias.

Voluntariamente el análisis toxicológico ha dejado de ser un simple identificación de sustancias, pues la medicina legal necesita datos más exactos, ya que se ha convertido en la ciencia, sino la ciencia de la toxicología, la intoxicación de el organismo.

Después de lo que se ha dicho que hay que hacer análisis de las sustancias orgánicas: colorimétricos, fotométricos, térmicos, etc., tal como se explican por los métodos, simplemente así el uso de los colorimétricos, pero siempre se debe recordar.

FIGAS Y MEDIDAS

Medir es comparar una magnitud con otra de la misma especie que adimensionalmente se toma como unidad.

Magnitud. Cualquiera de los atributos de un cuerpo que se puede medir. Ej.: longitud, peso, volumen.

Cantidad. Es la parte de la magnitud.

La cantidad se expresa como el producto de una operación aritmética por una unidad. Ej.: "esta cantidad de agua equivale a 3 litros".

- 1ª. El número aritmético que indica las veces que la unidad está contenida en la cantidad a la
 - 2ª. El nombre de la unidad que ha sido empleada.
- Es de suma importancia la selección adecuada de la unidad conveniente.

En épocas anteriores al desarrollo industrial, poco más o menos un siglo y medio, el problema de unidades representaba una dificultad para las transacciones comerciales entre países diferentes y aún entre los mismos países. Así, en los Estados Unidos, ya en 1800 se empleaba el propio sistema. Así como variaba de un país a otro, y dentro de un mismo país, también variaba el peso que se daba al kilogramo. Así, en los Estados Unidos, el kilogramo era la décima parte de la libra, en los extremos de los ríos del Sur, equivalía a la libra como "El peso de 7,000 gramos de plata se confundía con el peso de la libra".

Al adoptar el sistema métrico decimal se definió el litro como la milésima parte del volumen de un cubo de agua líquida:

1. el litro, que consta de 10 decímetros;
2. el decilitro, que consta de 10 centímetros;
3. el centilitro, que consta de 2 azumbres;
4. el azumbre, que consta de 4 cuartillos;
5. el cuartillo, que consta de 4 copas.

Comparado con el sistema métrico decimal, el litro equivale a 1000 mililitros.

Entre los antiguos griegos existían varios sistemas ponderales, según las regiones y las épocas distintas, pero sólo mencionaremos como ejemplo el conocido con el nombre de "Sistema Atico", que fue el que más se extendió por el comercio; es originario de Eubea y fue establecido en Atenas por Solón en el año 594 antes J.C.

El talento = 60 minas (equivalía a	Tg.	26'196)
La mina = 100 dracmas (" " " "	gr.	436'600)
La doble statera o tetradracma (" " " "	gr.	17'460)
La statera o didracma (equivalía a	gr.	8'730)
El dracma = 6 óbolos (" " " "	gr.	4'366)
El óbolo (" " " "	gr.	0'728)
El hemíobolo (" " " "	gr.	0'364)
El sialto, (sialo o sialico = 1/3 de	gr.	0'091)
óbolo (equivalía a		

Entre los romanos, conservamos el sistema ponderal que el latín, el gr. y el ár. denominan "libra"; - esta libra es la que se emplea en España.

La onza	1/16 de libra	gr. 27'34375
La uncia	" "	" 27'34375
El scrupulo	" "	" 6'834375
El óbolo	" "	" 3'4171875
La siliqua	" "	" 2'278125

Lo que sino hasta el año de 1790 en que se pensó en adoptar un sistema de unidades más práctico, y así la Asamblea Nacional Francesa -al desear en su sesión del 6 de mayo, un sistema propuesto por Luygens en 1673- en honor, por intermedio de la Academia de Ciencias, ese trabajo a una comisión técnica constituida por los científicos más destacados de la época, entre los que figuraban: Cassini, Lalande, Mechain, Laplace, Lavoissier, etc.

Para la longitud se tomó como medida la distancia desde el polo al ecuador por el meridiano de París, a la que se llama un metro.

Para la masa se adoptó el peso de un cm³ de agua destilada a 4°C. Se definió, que el peso de un centímetro cúbico de agua destilada a 4°C es la unidad de masa. Se llamó gramo.

Para definir la temperatura se tomaron como puntos -estándar, la rotura del hielo y la ebullición del agua a presión normal, se tomaron las medidas de longitud como en

las de masa, explicables por la precisión de los instrumentos empleados; sin embargo, tanto el metro como el grano, siguen siendo mundialmente aceptados sin hacer mención a sus definiciones: a la longitud del meridiano y al agua destilada.

En el año 1875 se creó la Oficina Internacional de pesas y medidas. Dicha Oficina tiene su sede en Gèvres y está atendida por un Comité formado por representantes de varias naciones, quienes se encargan del conservamiento de los patrones ya hechos y preparar los nuevos, cuando el caso lo requiere.

La unidad de tiempo se denominó segundo y se definió como la $\frac{1}{86,400}$ ava parte del día solar medio.

Con el fin de normalizar las medidas, convenciones internacionales han adoptado unidades fundamentales. Hoy día existen en todo el mundo, tres sistemas de unidades para medir las tres magnitudes básicas, que son: longitud, masa y tiempo. Tanto la Física como la Química utilizan en gran parte estas unidades a sus derivadas.

Los sistemas que se mencionan, son: sistema M.K.S. (llamado Terrestre), que significa: Metro, Kilogramo, Segundo; sistema C.G.S. (llamado sistema Cegesimal), que significa: Centímetro, Gramo, segundo; y el sistema inglés, que comprende el Pie, Libra y Segundo.

UNIDADES FUNDAMENTALES

	M.K.S.	C.G.S.	INGLES
Longitud	Metro	Centímetro	Pie
Masa	Kilogramo	Gramo	Libra
Tiempo	Segundo	Segundo	Segundo

En el sistema M.K.S., el metro se define como la distancia entre los trazos hechos en una barra de platino e iridio (10% de Pt y 10% de Ir) que se conserva en la Oficina Internacional de pesas y medidas de Gèvres, Francia/este es el patrón. El kilogramo se define como la masa de un litro de Platino e iridio que se conserva en la Oficina. El segundo, como la $\frac{1}{86,400}$ ava

parte del día solar usado.

En el sistema M.S.G., el centímetro es la centésima parte del metro patrón. - El gramo, la milésima parte del kilogramo.

En inglés, el pie y la libra - medidas de longitud y masa, respectivamente - se definen como ciertas fracciones que se con-

ducen a los estándares, los cua-

10,000
1,000
100
10,000

10,000

10,000
1,000
100
10,000
1,000,000,000

En el sistema métrico, la medida de un metro en los diferentes países y años, tenemos la unidad de medida de superficie del metro cuadrado (m^2), que tiene unidades y subunidades.

Unidades

1 hectómetro cuadrado equivale a 10,000 m^2
1 metro cuadrado equivale a 100 m^2
1 decámetro cuadrado equivale a 100 m^2 , con el
cambio de da^2 a m^2 se debe multiplicar por el
cuadrado de 10.

Unidades

10,000 m^2
1,000 m^2

En el sistema métrico, la medida de un metro cúbico equivale a un metro cúbico (m^3), que tiene unidades y subunidades.

SISTEMA DE MEDIDAS PROLEGAS

Se usa el sistema de medidas prolegas en las principales industrias, agricultura y comercio, así como las unidades de medida para actividades...

Medidas de Volumen

1 cubica = 27 minas cubicas
1 cubica = 1/27 pulgada cubica

Medidas de Capacidad

1 quart = 2 pintas
1 pinta = 16 onzas
1 onza = 2 fluid ounces
1 fluid ounce = 2 minims (líquidos)

Medidas de Masa (Peso)

1 libra = 16 onzas
1 onza = 16 drams
1 dram = 60 grains
1 grano = 1/60 drams

advertido... en el sistema de las primeras, y se para usar una, plata y...

Medidas de Longitud

Se advierte que fue el usado en el periodo de América Latina, el sistema métrico sólo esas unidades que están en uso.

1 yarda = 36 pulgadas
1 pulgada = 12 líneas
1 línea = 1/12 pulgadas

TABLA DE EQUIVALENCIAS

entre las principales medidas de los distintos sistemas

Advertencias.- a) En esta tabla he incluido únicamente las medidas de uso frecuente en la práctica quimico-farmacéutica.

b) Cuando no aparece especial referencia a otros sistemas que tengan medidas con igual nombre, las incluidas en la tabla son del sistema inglés.

c) Las equivalencias son dadas en decimales, aproximándose hasta a tres cifras, excepto cuando la equivalencia es exacta o sea más exacta.

Medidas de longitud

	{	0'254 metros (exacto)
1 Angstrom (Å).....	{	0'000 1 decia (exacto)
	{	0'000 000 1 milímetro (exacto)
	{	0'000 000 004 pulgadas
1 centímetro (cm).....	0'393	7 pulgadas (exacto)
1 decímetro (dm).....	3'937	pulgadas (exacto)
1 metro (m).....	{	39'37 pulgadas (exacto)
	{	1'094 yardas
1 micra (µ).....	{	0'001 milímetros (exacto)
	{	0'000 039 37 pulgadas (exacto)
1 milímetro (mm).....	0'039	37 pulgadas (exacto)
1 milímetro (mm).....	{	0'001 líneas (exacto)
1 milímetro (mm).....	{	0'000 000 039 37 pulg. (exacto)
1 pie.....	0'305	metros
1 pulgada (pulg.).....	2'540	centímetros
1 yarda (yd.).....	0'914	metros

Medidas de capacidad y volumen

1 botella (esp.).....	0'57	litros
1 centímetro cúbico..	0'061	pulgadas cúbicas
1 cuartillo (quart)	{	1'101 litros
americano (en U.S.A.)	{	57'201 pulgadas cúbicas
	{	0'986 quart británico
1 cuartillo (quart)	{	57'75 pulg. cúbicas (exacto)
americano (en U.S.A.)	{	0'833 quart británico
	{	69'35 pulg. cúbicas
1 cuartillo británico	{	2'032 cuartos p. esp. p. esp. cúbicas
	{	1'101 litros

1 pinta (líquidos)...	{ 28 875 pulg. cúbicas (exacto)
	{ 0 873 litros
1 pulgada cúbica....	{ 0 054 onzas fluidas
	{ 4 433 brañas fluidas
1 quart.....	{ 16 387 centímetros cúbicos
	{ (ver quartillo)
1 taza.....	{ 6 onzas fluidas
	{ 8 pinta líquida
	{ 236 584 mililitros
1 yarda cúbica.....	{ 1 4740 pulgadas cúbicas
	{ 0 765 metros cúbicos

Medidas de Peso

1 almame (esp.).....	{ 1 797 granos
	{ 0 0729 onzas avdp.
1 ancha (esp.).....	{ 11 506 kilogramos
	{ 25 426 libras avdp.
1 dracma avdp.	{ 27 344 = 27 344 granos
	{ 1 072 granos
1 escríptico.....	{ 20 granos
	{ 1 296 granos
1 grano.....	{ 15 432 granos
	{ 0 075 onzas avdp.
1 grano.....	{ 0 0375 onzas españolas
1 grano.....	{ 61 799 miligramos
1 libra avdp.....	{ (ver quintal)
1 kilogramo.....	{ 2 205 libras
	{ 7000 granos
1 libra avdp.	{ 1 215 libras apot. o troy
	{ 0 986 libras españolas
	{ 453 592 granos
1 libra española....	{ 9216 granos (esp.)
	{ 1 014 libras avdp.
	{ 460 granos
1 libra apotecaria	{ 5760 granos
o troy.....	{ 0 623 libras avdp.
	{ 373 242 granos
1 miligramo.....	{ 0 011 libras esp.
	{ 0 015 granos
	{ 1 3715 granos (exacto)
1 onza avdp.	{ 0 911 onzas apot. o troy
	{ 0 789 onzas españolas
	{ 28 350 granos
	{ 576 granos (esp.)
1 onza española....	{ 1 015 onzas avdp.
	{ 0 925 onzas apot. o troy
	{ 28 765 granos

EJEMPLOS DE PROBLEMAS QUE PUEDEN PRESENTARSE

Determinar cuántos Kg. hay en 66 libras de S. Expresar ese peso en gramos.

Sabemos 1 Lb. = 2'205 lbs. (según Tabla equivalencias);
 $\frac{66}{2'205} = 29'932 \text{ Kg.} = 29\ 932 \text{ gr.}$

También sabemos: 1 lb. = 453'592 gr.
 $453'592 \times 66 = 29\ 937'116 \text{ gr.} = 29'937 \text{ Kg.}$

(Debe advertirse que, siendo aproximadas las equivalencias que aparecen en todas las tablas, los resultados obtenidos podrán ser diferentes en sus cifras últimas, según el camino que se siga para hacer las reducciones.)

Respuestas: En 66 lbs. de S. hay 29'93 Kg., o sea 29 930 gr.

-o-

Expresar el volumen de 50 galones de gasolina:

a) en litros; b) en metros cúbicos.

a) 1 galón = 3'785 litros;
 50 galones = $50 \times 3'785 = 189'250$ litros.

b) 1 galón = 3'785 l. = 0'003 785 metros cúbicos;
 $50 \times 0'003\ 785 = 0'189\ 25 \text{ m}^3$

Respuestas: En 50 galones de gasolina, tenemos: a) 189'25 litros; b) 0'189 metros cúbicos.

-o-

Una excelente solución para limpiar telas y pieles contiene los ingredientes siguientes: tetracloruro de carbono 80%, ligroína 16% y alcohol amílico 4%. ¿Cuántos c.c. de cada sustancia se necesitan para hacer medio litro de solución?

$\frac{1}{2}$ litro = 500 c.c.

Si en 100 hay 80 de CCl_4
 en 500 hay x

$$x = \frac{500 \times 80}{100} = 400$$

Si en 100 hay 16 de Ligroína
 en 500 hay y

$$y = \frac{500 \times 16}{100} = 80$$

Si en 100 hay 4 de alcohol amílico
 en 500 hay z

$$z = \frac{500 \times 4}{100} = 20$$

Por lo tanto necesitamos
 400 c.c. de CCl_4 , amílico.

Tenemos que llenar una botella de frascos de media -
 libra de polvo desodorante. Conociendo la fórmula: 25% de
 ácido bórico, 30% de óxido de zinc, 30% de talco, 10% de
 ácido salicílico y 5% de subnitrate de bismuto; ¿Cuántos
 gramos necesitaremos de cada ingrediente?

Para los 12 frascos necesitaremos 6 libras, que son
 equivalentes a

$$6 \times 453.5 = 2721 \text{ gr.}$$

Si en 100 hay 25 de ácido bórico
 en 2721 habrá x

$$x = \frac{2721 \times 25}{100} = 680.25$$

en 100 hay 30 de ZnO (óxido para el talco)
 en 2721 habrá x

$$x = \frac{2721 \times 30}{100} = 816.30$$

en 100 hay 30 de ácido salicílico

$$x = \frac{2721 \times 30}{100} = 816.30$$

en 100 hay 10 de subnitrate de bismuto

$$x = \frac{2721 \times 10}{100} = 272.10$$

Responde a cada libra de la botella de frascos de polvo desodorante
 necesitaremos 680.25 gr. de ácido bórico, 816.30 gr. de óxido de zinc,
 816.30 gr. de talco, 272.10 gr. de ácido salicílico y 136.05 gr. de subnitrate de bismuto.

Responde a cada libra en 5 libras de polvo

Responde a cada libra en 2 onz. de polvo

Responde a cada libra en 2 onz. de polvo

$$371.25 \text{ gr.} = 453.592 \text{ mg.}$$

$$408.15 \text{ gr.} = 510.292 \text{ mg.}$$

$$408.15 \text{ gr.} = 510.292 \text{ mg.}$$

III

DENSIDAD Y PESO ESPECÍFICO DE LOS CUERPOS

Métodos empleados para su determinación.- Problemas

La densidad de los cuerpos son datos numéricos de capital importancia para la caracterización de las especies químicas. En análisis químico se emplean para determinar la composición o arbitral de las mezclas y las disoluciones. La determinación de densidad, sobre todo de líquidos, es de frecuente uso en la práctica química-farmacéutica. La facilidad de los pesos y volúmenes tiene extraordinaria importancia en la determinación de densidades.

El peso específico, como se define lo indica, es especial para cada cuerpo y nos sirve para distinguir a los cuerpos; así, entre un trozo de plomo de 1 c.c. y un trozo de estaño del mismo volumen, es fácil distinguir uno de otro por medio de su peso específico.

Hay dos clases de densidades: absoluta y relativa.

Densidad absoluta es la relación que existe entre la masa y el volumen de un cuerpo, o en otros términos, la masa contenida en la unidad de volumen.

Densidad relativa de un cuerpo es la relación que existe entre su densidad absoluta y la de otro cuerpo que se toma como término de comparación.

El peso específico puede ser, también, absoluto y relativo.

Peso específico absoluto de un cuerpo es el que para su unidad de volumen. Por consiguiente, entre el peso específico ρ y la densidad d , existe la relación:

$$\rho = d \cdot K$$

(siendo K la aceleración de la gravedad)

Peso específico relativo es la relación que existe entre el peso de un volumen de un cuerpo y el de un volumen igual de otro cuerpo tomado como término de comparación.

punto de vista práctico, el peso específico se expresa con el mismo número, pues de los datos empíricos de los estados de la relación de los respectivos densidades

empíricas a fin de a sí mismo, como la densidad de los gases, de los líquidos y de los sólidos, (ver p. 11), y se expresan con el mismo número (ver p. 12).

La densidad relativa de los gases se expresa con el mismo número de su parámetro a sí mismo. La densidad relativa de los líquidos

se expresa con el mismo número o líquido que el mismo volumen de agua a 4°C

La densidad se expresa en 1000 en unidades por pulgada cúbica. La densidad relativa resulta como es 62.5 unidades por pulgada cúbica, mientras que en el sistema

La densidad de los gases se expresa con el mismo número, y se expresa

La densidad de los gases se expresa con el mismo número, y se expresa

$$\frac{\text{Peso del cuerpo}}{\text{Peso del líquido}} = \frac{P}{P_0} = \frac{P}{P_0} = \frac{P}{P_0}$$

La densidad relativa

La densidad es 0.50

La densidad se expresa con el mismo número

Para los métodos más usados tenemos

para los cuerpos sólidos:

- 1º Por medio de la Balanza Hidrostática;
- 2º Por el método del frasco de Arquimedes;
- 3º Por el método de la pesa sumergida de un líquido que tenga la misma densidad.

Para los cuerpos líquidos, se usan:

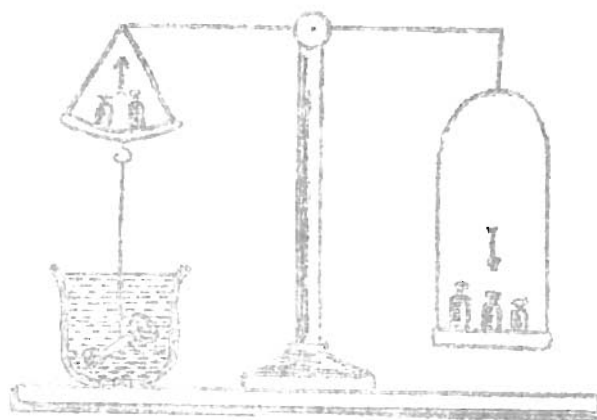
- 1º La Balanza Hidrostática;
- 2º El método del frasco de Arquimedes;
- 3º La Balanza de pesa sumergida;
- 4º Por el método de la pesa sumergida.

Para los gases, se usan:

- 1º La Balanza;
- 2º Por el método de difusión a través de superficies porosas.

DETERMINACION DEL PESO ESPECIFICO DE LOS SOLIDOS

Primer método: Por medio de la Balanza Hidrostática.— La



BALANZA HIDROSTÁTICA.

La balanza hidrostática es un modelo de balanza dotado de platillos cortos que llevan en su parte inferior a los ganchitos de los cuales pueden suscribirse los cuerpos que van a sumergirse en los líquidos, con el fin de determinar los empujes que sufren.

El funcionamiento de esta balanza se basó en el principio de Arquimedes, que dice: "Todo cuerpo sumergido en un líquido recibe un empuje de abajo hacia arriba igual al peso del volumen del líquido desalojado".

Como consecuencia de este empuje el peso de los cuerpos disminuye aparentemente en una cantidad igual al del peso del líquido desalojado.

Para encontrar el peso específico de un sólido por medio de esta balanza, se sigue el siguiente método: Se pesa el cuerpo en el aire; sea éste, un peso P . Luego se sumerge en el agua, por lo cual el peso disminuye; sea

éste, un peso P'; la diferencia entre los dos pesos P-P' nos dará el peso del volumen del líquido desalojado.

El cociente $\frac{P}{P-P'}$ será el peso específico del cuerpo.

Cuando el cuerpo es soluble en el agua, se introduce en otro líquido que no lo disuelva y se multiplica -- por el peso específico del líquido.

Ejemplo: $P = 12$ gr. Cuando P'' el peso específico del líquido comparado.

El mismo procedimiento se sigue para encontrar la densidad relativa.

Ejemplo: Se pesó en el agua.

Ejemplo: P' = 12 gr. P'' = 10 gr. La densidad de zinc es

Como se sabe que el zinc en el aire pesó 12 gr.; en el agua pesó 10 gr.; la densidad de zinc es $\frac{12}{12-10} = 6$.

$$\text{Ejemplo: } \frac{P}{P-P'} = \frac{15.20}{15.20-13.20} = \frac{15.20}{2} = 7.6$$

La densidad del zinc es 7.6.

Este procedimiento se presenta en el caso de cuerpos que no se hunden en los líquidos por tener una densidad muy pequeña; en este caso, se le agrega al cuerpo de que se trata un cuerpo pesado como un alambre de plomo con el objeto de que se hunda y se resta la pérdida de peso del cuerpo de la suma que se agrega.

Ejemplo: Se pesó la materia pesó en el aire 15 gr., y un cuerpo pesado de 2 gr.; al sumarse ambos se hunden en el agua pesó 12 gr.; el cuerpo pesado solo pesó en el agua 3 gr.; ¿cuál será la densidad específica de la materia?

$$\text{Ejemplo: } \frac{15.20}{15.20-13.20} = 7.6$$

Ejemplo:
La densidad

Ejemplo: Se pesó en el aire un cuerpo de 12 gr.; en el agua pesó 10 gr.; la densidad de zinc es $\frac{12}{12-10} = 6$.
Ejemplo: Se pesó en el agua un cuerpo de 12 gr.; en el agua pesó 10 gr.; la densidad de zinc es $\frac{12}{12-10} = 6$.

La pérdida de peso de la muestra dentro del agua, se
 da: $60 - 45 = 15$. Sea ésta P'' .

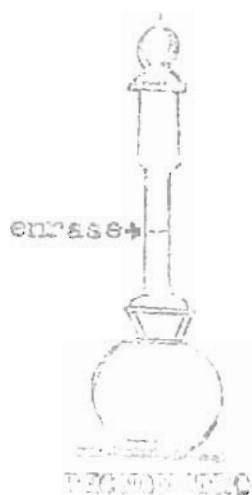
El peso específico de la muestra será:

$$p.e. = \frac{\text{Peso en el aire}}{\text{Pérdida de peso en el agua}} = \frac{45}{15} = 0.75$$

Resposta: El peso específico de la muestra es 0.75

Segundo método: Por medio del frasco o picnómetro. - El Picnómetro es un frasco que puede tener diferentes formas. En

algunos casos se usa uno de un matraz
 que tenga de 30 a 50 c.c. de capaci-
 dad, de poco peso y a cuyo cuello se
 adapta un tubo de vidrio, hueco y
 de longitud suficiente. A veces es-
 te tubo puede tener a su forma de em-
 budo y tiene una válvula llamada gruse.



Para determinar el peso específico
 de un sólido, se pulveriza y se po-
 ne en el platillo de la balanza junto
 con el frasco lleno de agua destilada
 hasta el enrase y cuidadosamente seco
 en su parte externa. Se equilibra la
 balanza poniendo tara en el otro pla-
 tillo; se quita el frasco y se ponen
 pesas en su lugar hasta equilibrar la
 balanza. Estas pesas representan el pe-
 so del frasco seco.

Después se introduce

el sólido pulverizado para que se ajuste al volumen
 agua ligada a él, y se restablece el enrase, cu-
 ndo el agua que se sobrepasa, se en un rollo de papel
 filtro; se quita las pesas y se equilibra por otras pesas
 equilibrar nuevamente la balanza; estas pesas serán la
 diferencia entre el peso del frasco seco y el
 peso del frasco con el sólido.

$$\text{El peso específico será: } \frac{\text{Peso del frasco seco}}{\text{Peso del frasco con el sólido}}$$

Tercer método: Por el picnómetro con el peso específico de
 líquido que se usa para el picnómetro. - Consiste en pre-

parar un frasco de vidrio que contenga un líquido de peso específico 1.0. Se
 coloca el sólido en el frasco y se equilibra el frasco con el líquido, se
 equilibra el frasco con el líquido, se equilibra a la superficie
 del líquido. Después se equilibra en peso específico
 del líquido que se usa para el picnómetro.

Este método es muy usado cuando se quiere determinar el peso específico de rocas y de minerales; para ello se utilizan soluciones de yoduro mercurico potásico, que pueden elevarse hasta 3'186 de peso específico, el yoduro de nitrógeno que alcanza hasta 3'324 y puede diluirse en agua para obtener el peso específico deseado; este método permite, también, separar las partículas de diferentes pesos específicos.

Para sólidos de menor densidad que el agua, se hace una mezcla de alcohol o bencina con agua.

DETERMINACION DEL PESO ESPECIFICO DE LOS LIQUIDOS

Primer método: con la Balanza Hidroestática. Para determinar el peso específico de un líquido por este método, hacemos uso de un cuerpo sólido que se hunda en dicho líquido y en el agua.

Primero se pesa el cuerpo en el aire y nos da un peso P' (que se determina definitivamente); al sumergirse después en el agua, da como un peso P'' y, luego, lo introducimos en el líquido cuyo peso específico queremos determinar, con lo cual obtendremos un tercer peso, P''' . El peso específico será:

$$p.e. = \frac{P - P''}{P - P'} = \frac{\text{Pérdida de peso dentro del líquido}}{\text{Pérdida de peso dentro del agua}}$$

Si encontramos el peso específico con relación al agua, pero si en lugar de agua empleamos otro líquido de peso específico ya conocido, la fórmula será:

$$p.e. = \frac{P - P''}{P - P'} \times \text{peso específico del líquido conocido}$$

Ejemplo: Una esfera de cristal lastada pesó en el aire 15'2 gr.; en este peso en el seno del agua, esta misma esfera pesó 30'0 gr., el cual será P' , y en una solución de H_2SO_4 concentrado, de 20'32 gr., que será P'' . ¿Cuál será el peso específico de la solución de ácido sulfúrico concentrado en el agua?

$$p.e. = \frac{15'2 - 30'0}{15'2 - 20'32} = \frac{14'8}{5'12} = 2'89$$

Por tanto el peso específico de la solución de H_2SO_4 es 2'89.

Segundo método: Por medio del Frasco o Hidrómetro.- Pesamos el frasco vacío, lo cual nos da un peso P ; llenamos el frasco del líquido cuyo peso específico se busca, cuidando que esté totalmente seco en el exterior y lo pesamos, con lo que obtendremos el peso P' . Luego se vacía y se sustituye el líquido por agua destilada y, al pesarlo, nos dará el peso P'' . (Es importante para mayor exactitud, que cada vez que se va a pesar, el frasco esté completamente seco; limpio antes de llenarlo con los líquidos.)

Tenemos que: $P' - P$ es el peso del líquido

$P'' - P$ es el peso del agua destilada

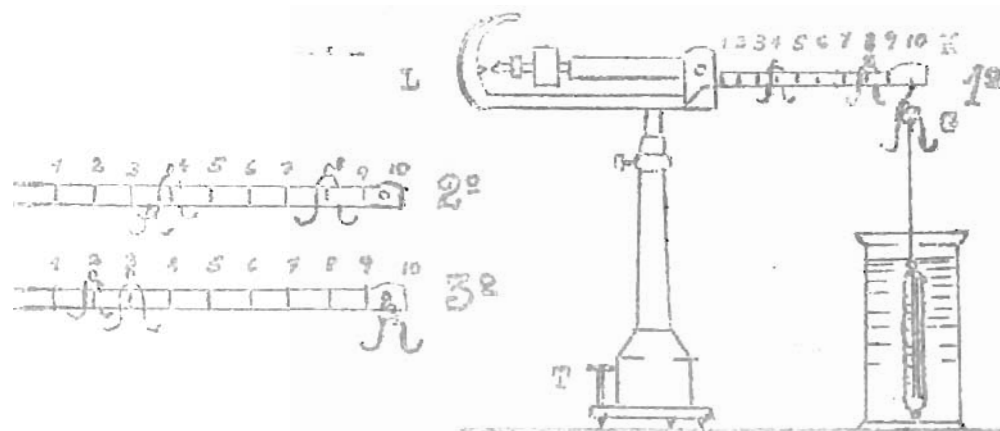
El peso específico del líquido se puede encontrar aplicando la siguiente fórmula:

$$P.E. = \frac{P' - P}{P'' - P} = \frac{\text{Peso del líquido}}{\text{Peso de la misma cantidad de agua}}$$

Quando se trata de líquidos volátiles y se emplea una balanza de precisión, debe ser lo posible de desecados más que los que los líquidos volátiles de la Balanza Hidroestática, para evitar la evaporación de éstos.

Tercer método: Por la Balanza de More-Westphal.- Este método es muy sencillo y práctico para determinar el peso específico de los líquidos y está basado, también, en el principio de Arquímedes.

La balanza de More-Westphal consiste en una palanca horizontal de brazos desiguales, el más largo de los cuales está dividido en diez partes iguales a partir del eje de suspensión hasta el punto B (ver figura), de donde pen-



BALANZA DE MORE-WESTPHAL

mas sea 0'03; el caballete segundo lo colocamos en la división 5 y el caballete tercero quedó, también, en la división 5. El peso específico del aceite será 0'855. -- Cuando se presente el caso de los caballetes de diferentes pesos que deban colocarse en la misma división, se coloca el menor enlazado al mayor. (ver figura, N^o 2^a)

Otro caso que puede presentarse es el siguiente: Si ponemos que tenemos una solución de ClNa , a la cual se quiere encontrar el peso específico; colocamos el caballete que representa la división 1 en el gancho, el tercero en peso queda en la división 3 y el cuarto, en la división 2. El peso específico es 1'032. (ver figura, N^o 3^a)

cuarto método. Los tipos de los aparatos llamados areómetros, -- son arcaicos, en sus cilindros de vidrio, se trata por sus extremos, cuya parte inferior es más ensanchada que la superior. En el extremo inferior llevan un lazo de seda de color oscuro rojo, con el fin de que puedan ser colocados verticalmente en los líquidos. De parte superior lleva una especie de alfiler. -- Cuarto método y de propósito para un líquido, véase la orden en el los areómetros. Según la clase de líquido a que se destina, así es su graduación y lastre.

Se suele construir varias series de areómetros, siendo el número tanto mayor en cada serie y la espiga graduada tanto más larga y delgada, cuanto más exactitud se desea. Primero se determina con un areómetro de espiga algo gruesa, el peso específico aproximado y, después, se elige el instrumento de la serie para la determinación del peso específico exacto. Las variaciones de la temperatura del vidrio y de los líquidos, la limpieza del areómetro, son factores que influyen mucho en los resultados obtenidos.

La escala de unos areómetros es arbitraria, en otros empírica, y en otros, fundada en algún principio científico. -- Entre los primeros, tenemos los areómetros de Baumé, que cuando están destinados para líquidos más pesados que el agua, se conocen por los nombres de pesa-sales, pesa-álcoholes, pesa-ácidos, etc., y cuando están destinados a líquidos más ligeros que el agua, usan la palabra de pesa-álcoholes; pesa-éteres, pesa-aguardientes, etc.

El areómetro de Baumé se emplea indistintamente para líquidos más ligeros que el agua. El grado 20 de Baumé corresponde al 31'2 de Baumé.

Todos estos areómetros no indican las densidades relativas de los líquidos, pero en varias obras manuales hay tablas que dan la equivalencia con los areómetros corrientes.

El alcoholímetro de Gay Lussac es un areómetro centesimal que indica la concentración en grados alcohólicos que tiene una solución. En esta escala se traza de la siguiente manera: Se llena de alcohol una probeta y se coloca dentro un areómetro con un líquido tal que el líquido llegue a lo más alto de la varilla; ese punto se marca con el número 100. Se pesa luego el aparato a diferentes mezclas de agua destilada y alcohol absoluto, que correspondan en 100 partes a 0, 10, 20, 30, 40, 50, 60, 70, 80, 90, 100 partes de alcohol; se marcan los números 0, 10, 20, 30, 40, 50, 60, 70, 80, 90, 100 en la escala. Se divide cada parte en diez partes, se divide cada una de estas partes en 10 alcohólicos.

Si se quiere encontrar la riqueza de alcohol en vinos, licores, cervezas, etc., se destila primero todo el alcohol y se añade agua hasta completar el volumen primitivo, luego se toma la concentración alcohólica con el aparato.

Este aparato está graduado a 15° C, y si al usarlo la temperatura es mayor o menor, se hace la corrección para encontrar la graduación exacta, aplicando la siguiente fórmula:

$$n = g \pm (0.1)t$$

Donde n es la graduación exacta, g es la graduación a 15°, y t es la temperatura en grados Celsius.

Las letras representan:

n = graduación exacta que se busca;

g = graduación que marca el areómetro;

t = temperatura;

0.1 = coeficiente de variación de temperatura, positivo o negativo, de 15° C.

Las graduaciones son areométricas que indican directamente las densidades.

Para evitar el uso de densímetros o areómetros de vástago demasiado largo, se emplean los llamados de escala fraccionada, es decir, que contienen solamente los grados comprendidos entre los límites que suelen oscilar la densidad de los líquidos a que se destinan; estos areómetros son los pesa-ácidos, pesa-sales, pesa-lejías, pesa-

Justas, se debe tener en cuenta la densidad de los líquidos y hacer la corrección adecuada.

Método gravimétrico de los gases líquidos

Primer método: Por la balanza.- El peso específico de los gases y vapores se da con relación al peso específico del aire, y puede determinarse como la relación que existe entre el peso y el volumen del gas o vapor y el peso de un volumen igual de aire, en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Para determinar el peso específico o la densidad de gas o vapor, se procede de la manera siguiente:

1. Se toma un vaso provisto de una llave, de la cual se sale y se pasa, entre otros, un tubo.

Se llena el vaso del gas o vapor cuyo peso específico se desea determinar, a una presión y temperatura dadas.

Se cierra el gas y se llena de aire y al pesarlo nuevamente se obtiene el peso.

Todos estos procesos deben hacerse en las mismas condiciones de presión y temperatura.

El peso específico del gas, será:
$$\text{p.e.} = \frac{\text{Peso del gas}}{\text{Peso de un volumen igual de aire}}$$

Segundo método: Por el poder de difusión a través de superficies porosas.- Este método está fundado en el principio siguiente. A igualdad de condiciones, las densidades de los gases son directamente proporcionales a los cuadrados de los tiempos que tardan en salir por una abertura estrecha.

Si t_1 y t_2 representan los tiempos de los gases y d_1 y d_2 los densidades, se tiene en un mismo tubo a una temperatura y presión constantes, la relación:

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{t_2^2}{t_1^2}$$

Los gases en el aire, cuya densidad se tomen los gases, también vale, y entonces:

de donde

$$\frac{7}{2} = \frac{8}{\sqrt{2}}$$

$$\sqrt{2} = \frac{8}{\frac{7}{2}}$$

1.014 y a 770 mm de altura, el peso específico del aire es 0.001203 en relación al peso específico del agua.

PROBLEMAS RELATIVOS A PESOS ESPECÍFICOS Y DENSIDADES

Una solución concentrada de H_2SO_4 tiene una densidad de 1.84 g/c.c. Calcular: a) El peso de un litro de ácido, y b) la cantidad de ácido hay en un litro de solución que contiene 95% de ácido en peso.

a) Sabiendo que $p.e. = \frac{P}{V}$, $P = V \times p.e.$

sustituyendo, $P = 1000 \times 1.84 = 1840$

Es decir en 100 gr. hay 95 gr. de ácido,
 en 1840 gr. hay x ,
 de donde

$$x = \frac{95 \times 1840}{100} = 1748$$

Respuestas: a) Un litro de ácido pesa 1840 gr. b) En un litro de solución hay 1748 gr. de ácido.

-o-

¿Qué volumen ocupan 300 gr. de mercurio metálico de densidad 13.60?

Sabemos que $\rho = \frac{P}{V}$

sustituyendo, $V = \frac{300}{13.60} = 22.05$

Respuesta: Los 300 gr. de mercurio tienen un volumen de 22.05 c.c.

-o-

El peso específico del Fe es 7.20. Calcular la densidad en g/c.c. y en lbs./pie cúbico.

a) Si la densidad del agua es 1 g/c.c., la densidad del Fe en relación al agua, será: $7.20 \times 1 = 7.20$ g/c.c.
 b) En el sistema inglés la densidad del agua es 1 lb./pie cúbico; la densidad del Fe será:

32 1/2 x 7'20 = 149'28 lbs./pie cúbico.

-0-

1. Paso de la solución de ácido clorhídrico a la solución de ácido sulfúrico.

Se sabe que el peso de la solución de ácido sulfúrico es de 1000 grs. y que su densidad es de 1.84 g/cm³.

Se sabe que el peso de la solución de ácido sulfúrico es de 1000 grs. y que su densidad es de 1.84 g/cm³.

Se sabe que el peso de la solución de ácido sulfúrico es de 1000 grs. y que su densidad es de 1.84 g/cm³.

Se sabe que el peso de la solución de ácido sulfúrico es de 1000 grs. y que su densidad es de 1.84 g/cm³.

Respuesta: El peso es específico de la solución de ácido clorhídrico es 1.09.

-0-

Se sabe que el peso de la solución de ácido sulfúrico es de 1000 grs. y que su densidad es de 1.84 g/cm³.

Se sabe que el peso de la solución de ácido sulfúrico es de 1000 grs. y que su densidad es de 1.84 g/cm³.

Se sabe que el peso de la solución de ácido sulfúrico es de 1000 grs. y que su densidad es de 1.84 g/cm³.

Se sabe que el peso de la solución de ácido sulfúrico es de 1000 grs. y que su densidad es de 1.84 g/cm³.

Se sabe que el peso de la solución de ácido sulfúrico es de 1000 grs. y que su densidad es de 1.84 g/cm³.

Supongamos que la densidad del cuerpo es D; su peso será P, y que sumados a los 1200 gr, nos dará el total de la fuerza vertical de arriba hacia abajo, igual al empuje, que es el peso de 5 lit³ de agua, o sea 5 kilogramos.

Supongamos que la densidad del cuerpo es D; su peso será P, y que sumados a los 1200 gr, nos dará el total de la fuerza vertical de arriba hacia abajo, igual al empuje, que es el peso de 5 lit³ de agua, o sea 5 kilogramos.

Supongamos que la densidad del cuerpo es D; su peso será P, y que sumados a los 1200 gr, nos dará el total de la fuerza vertical de arriba hacia abajo, igual al empuje, que es el peso de 5 lit³ de agua, o sea 5 kilogramos.

$$6186 = 112$$

$$d = \frac{6186}{112}$$

$$d = 55.23$$

La densidad "real" del cuerpo es de 55.23

-0-

Al ser sumergido el cuerpo en el agua pesó 6000 gr., y cuando se lo sumergió en petróleo de densidad 0.8, pesó 7000 gr., hallar el volumen y la densidad de dicho cuerpo.

Siendo V el volumen del cuerpo y d , su densidad, el peso P es: $P = V \times d$

El peso del volumen de petróleo desplazado es:

$$V \times 0.8 = 0.8 V$$

El peso del cuerpo de agua desplazada es:

$$V \times 1 = V$$

La diferencia entre los pesos del cuerpo, cuando se sumerge en el petróleo y el agua, es:

$$7000 - 6000 = 1000 \text{ gr.}$$

La pérdida de peso del cuerpo dentro del petróleo, es:

$$V \times 0.8 = 0.8 V$$

La pérdida de peso dentro del agua, es:

$$V \times 1 = V$$

La diferencia entre las pérdidas de peso del cuerpo al sumergirlo en ambos líquidos, es igual a la diferencia de pesos que registra el mismo cuerpo; de donde tenemos la siguiente igualdad:

$$V \times 1 - 0.8 V = (V \times d - V) = 1000$$

$$V \times d - 0.8 V = V \times d + V = 1000$$

$$V - 0.8 V = 1000$$

$$0.2 V = 1000$$

$$V = \frac{1000}{0.2} = 5000$$

Este resultado es el c.c. y corresponde al volumen del cuerpo.

Para hallar la densidad, podemos partir del peso del cuerpo en el petróleo en el agua, el cual es igual al peso $(V \times d)$, más el peso de agua arriba $(V \times 1)$, o sea:

$$6000 = 1000 \times d + 1000$$

$$1000 d = 6000 + 1000 = 7000$$

$$d = \frac{7000}{1000} = 7$$

Respuesta
c.c.

volumen del cuerpo es 1000 c.c. y la densi-

Un litro de leche pesa 1032 gr.; si la mantequilla que contiene es el 4% de su volumen y tiene un peso específico de 0.865, cuál es la densidad de la leche sin mantequilla?

El volumen de la mantequilla se deduce así:

$$\begin{aligned} \text{si en } 100 \text{ partes } & \text{hay } 4 \\ \text{en } 1000 \text{ partes } & \text{hay } 40 \end{aligned}$$

El peso de la mantequilla es:

$$40 \times 0.865 = 34.6 \text{ gr.}$$

El peso de la leche descremada es:

$$1000 - 40 = 960 \text{ p.p.}$$

El peso de la leche descremada es:

$$1032 - 34.6 = 997.4$$

La densidad de la leche descremada, será:

$$d = \frac{P}{V} = \frac{997.4}{900} = 1.1082$$

Respuesta: La densidad de la leche descremada es 1.1089.

-3-

El ácido de batería tiene 1.285 de p.e. y contiene 30% en peso de ácido sulfúrico. ¿Cuántos gramos de SO_4H_2 en un litro de ácido de batería?

Un litro de ácido de batería pesa:

$$1000 \times 1.285 = 1285 \text{ gr.}$$

El contenido en 30% en peso de ácido sulfúrico, se averigua la cantidad que hay en los 1285 gr. por regla de tres:

$$\begin{aligned} \text{si } 100 \text{ gr. hay } 30 \text{ de } \text{SO}_4\text{H}_2 \\ \text{en } 1285 \text{ gr. } & \text{hay } x \end{aligned}$$

$$x = \frac{30 \times 1285}{100} = 385.5$$

Respuesta: en un litro de ácido de batería hay 385.5 gr. de ácido sulfúrico.

-4-

Determinar el volumen en galones de 100 libras de aceite de algodón de peso específico 0.926. Un galón de agua pesa 8.34 libras.

La densidad del aceite, relativa a la densidad del agua, será:

$$0.926 \times 8.34 = 7.72 \text{ libras por galón.}$$

= 46 =

El volumen lo determinamos de la fórmula:

$$V = \frac{P}{\rho} = \frac{100}{1.962} = 51.0 \text{ galones.}$$

Respuesta: El volumen de 100 libras de aceite de algodón es de 51.0 galones.

¿Cuántos gramos de glicerina de densidad 1.3 g/c.c. hay en 250 c.c. de glicerina?

$$P = V \cdot \rho = 250 \cdot 1.3 = 325 \text{ gr.}$$

Respuesta: En 250 c.c. de glicerina pesa 325 gr.

¿Cuál lleva 70% de etanol como en 300 c.c. de alcohol 95% en peso como en 200 c.c. de alcohol 20%?

ESCALAS TERMOMÉTRICAS

Conversión de unas escalas a otras

Por experiencia sabemos que la piel puede apreciar el frío y el calor en sus distintos grados, y al querer expresar el resultado de nuestra apreciación, ocupamos de notaciones vagas, como frío, caliente, tibio, templado, etc. En la ciencia se expresa con exactitud el grado de calor que posee el cuerpo, para lo cual se convenciónal llama al grado de temperatura.

La escala de grados de temperatura se divide en dos partes llamadas centígrada y Fahrenheit. La centígrada se divide en 100 partes iguales, una parte de cada una es el grado centígrado. Centígrada es la escala de los europeos, y Fahrenheit es la escala de los americanos.

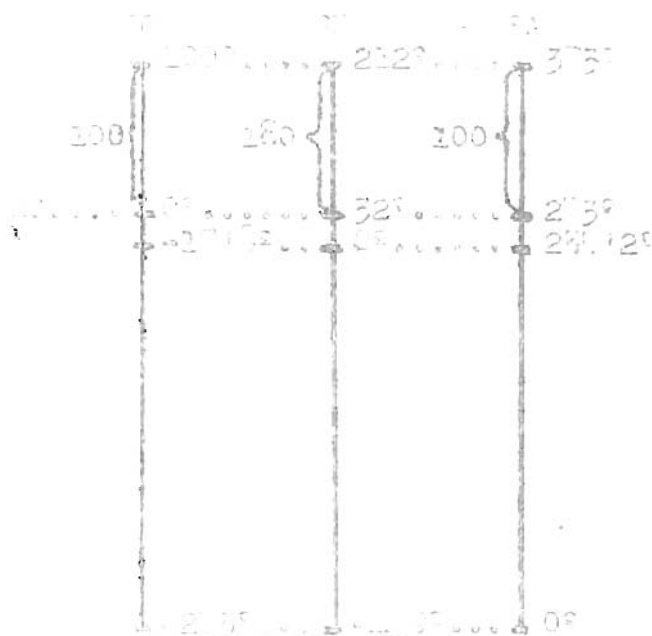
Los termómetros se dividen en dos clases por las llamadas ceros. Una son los que tienen la división en sus escalas termométricas. Las escalas de Celsius, de Fahrenheit y de Reaumur se llaman absolutas. Este, el cero, se llama de punto, de cual no estudiamos por ser de poco uso en la actualidad.

En nuestro país, la escala oficial es la de Celsius, llamada también, los grados centígrados. En los Estados Unidos, Canadá e Inglaterra se utiliza la escala de Fahrenheit. La escala de grados Absolutos es universalmente empleada cuando se trata de medir temperaturas de gases.

La escala de Celsius está dividida en 100 partes, correspondiendo el 0 al punto de congelación del hielo y el 100, al punto de ebullición del agua.

La escala de Fahrenheit se divide en 180 partes; el punto de congelación del hielo es 32° y el punto de ebullición del agua es 212°. La escala de Celsius se divide en 100 partes, correspondiendo el 0 al punto de congelación del hielo y el 100, al punto de ebullición del agua.

Las tres escalas se puede continuar
 a del lado de la división del a-
 los de 100 de la línea. Los gra-
 dos en la escala de la línea se-



de la línea se hace 100 grados
 de la línea de 100 de los divisiones. Con
 de la línea se vertice de las escalas

de la línea de las escalas Celsius y de
 Fahrenheit, se a se vertice un número
 estará en un 273 a la temperatura de
 agua a 0, estará estar 273 al

comparando las escalas Celsius y Fahrenheit, obser-
 vamos que 100 grados de la primera corresponden a 180 de
 la segunda, o sea que $5^{\circ}\text{C} = 9^{\circ}\text{F}$. Para convertir de una de
 estas escalas a la otra, se hace por una simple regla de
 tres. Obsérvese que como el número 32 de la es-
 cala de Fahrenheit corresponde al 0 de la Celsius, habrá
 que restarse ese número. - Concretando: a) para
 convertir de $^{\circ}\text{F}$ a $^{\circ}\text{C}$, se aplica la regla de tres (número de
 la escala de $^{\circ}\text{C}$ sobre 5) y se le resta 32; b) para con-
 vertir de $^{\circ}\text{C}$ a $^{\circ}\text{F}$, se resta 32 al número de grados y se a-

Las reglas de tres (el resto de grados multiplicado por 5)

Para convertir de F° a C° y viceversa, primero se convierten los grados de los a grados F° , luego, se aplican las reglas anteriores en lo relativo a encontrar grados de la escala que buscamos.

PROBLEMA 1. TEMPERATURAS EN ESCALAS DE FARENHEIT Y CENTIGRADOS

Calcular en grados Celsius para el punto cero de su escala, la más baja temperatura obtenida por una mezcla de sal y hielo, y para $100^{\circ}F$ hallar la temperatura normal mayor que vive en los animales. Expresar estas temperaturas en grados Celsius.

a) $0^{\circ}F$ a C° :

$$0 - 32 = -32$$

$$\text{Si } 0^{\circ}F = 9^{\circ}$$

$$-32 = x$$

$$x = \frac{-32 \times 5}{9} = \frac{-160}{9} = -17\frac{7}{9}^{\circ}C$$

b) $100^{\circ}F$ a C° :

$$100 - 32 = 68$$

$$\text{Si } 9^{\circ}F = 5^{\circ}C$$

$$68 = x$$

$$x = \frac{68 \times 5}{9} = \frac{340}{9} = 37\frac{7}{9}^{\circ}C$$

Respuesta: El 0° de la escala de Fahrenheit corresponde a $-17\frac{7}{9}^{\circ}C$, y los $100^{\circ}F$ corresponden a $37\frac{7}{9}^{\circ}C$.

-0-

La temperatura a que hierve el etano es de $-89^{\circ}C$ y la temperatura del hielo seco es de $-109^{\circ}F$. ¿Cuál de estas temperaturas es mayor?

Si $9^{\circ}C = 9^{\circ}F$

$$-89 = x$$

$$x = \frac{(-89) \times 9}{5} = \frac{-792}{5} = -158\frac{2}{5}$$

Si $9^{\circ}F = 5^{\circ}C$

$$-109 = 32 = -126\frac{1}{5}^{\circ}C$$

Respuesta: $-109^{\circ}F$ es mayor que $-126\frac{1}{5}^{\circ}C$, por tanto, la temperatura del hielo seco es mayor que la temperatura a que hierve el etano.

-0-

¿A qué temperatura los grados centígrados y Fahrenheit indican igual valor numérico?

En este problema, como la lectura en ambas escalas es la misma, representaremos el valor numérico

de esos grados con la misma incógnita x y tendremos, por tanto, $1.8x = x + 32$.

Si queremos convertir una temperatura cualquiera de $^{\circ}\text{C}$ en $^{\circ}\text{F}$, se resta 32 al número de grados y el resto se multiplica por 9 sobre 5 (aplicación de la regla de tres):

$$x - 32 = x \cdot \frac{5}{9}$$

para encontrar x usé el número de 36, que también hemos multiplicado por 9, de donde:

$$(x-32) \cdot \frac{5}{9} = x$$

$$2x = \frac{160}{9} = x$$

$$9x = 160 = 9x$$

$$5x = 9x = 160$$

$$-4x = 160$$

$$4x = -160$$

$$x = -40$$

Respuesta: Las escalas de Celsius y Fahrenheit indican igual valor numérico a los -40° .

-o-

El mercurio hierve a 675°F y se solidifica a -38°F , a una atmósfera de presión. Expresar estas temperaturas en grados centígrados.

$$a) 675 = 32 + 643$$

$$675 = 32 + 643$$

$$643 = x$$

$$x = \frac{643 \cdot 5}{9} = \frac{3215}{9} = 357.2$$

$$b) -38 = 32 + -70$$

$$-38 = 32 + -70$$

$$-70 = x$$

$$x = \frac{-70 \cdot 5}{9} = \frac{-350}{9} = -38.9$$

Respuesta: El mercurio hierve a 357.2°C y se solidifica a -38.9°C .

-o-

El alcohol etílico hierve a 78.4°C y se solidifica a -117°C . Convertir estas temperaturas a la escala de Fahrenheit.

$$a) 78.4$$

$$= \frac{78.4 \cdot 9}{5} = \frac{706.5}{5} = 141.3$$

$$141.3$$

$$= \frac{-117 \cdot 9}{5} = \frac{-1053}{5} = -210.6$$

$$b) -117 = -210.6$$

El alcohol etílico hierve a 141.3°F y se solidifica a -210.6°F .

LA RELACION DE LOS TIPOS Y PRECIOS

DEL TIPO

que muestra constante, las epidemias de una
masa de personas son directamente proporcionales a
las diferencias de temperatura.

de volúmenes,

de las partes
de las partes
de las partes
de las partes

de las partes
de las partes
de las partes
de las partes

de las partes
de las partes

de las partes

Representando V y V' los volúmenes de los gases, y T y T' las temperaturas absolutas, tenemos que:

$$\frac{V}{V'} = \frac{T}{T'}$$

Frecuentemente sucede que, además de variar la presión, varía también la temperatura de los gases y de aquí ha surgido la ley combinada de Mariotte y Gay Lussac, que dice:

Los volúmenes de una masa gaseosa son inversamente proporcionales a las presiones y directamente proporcionales a sus temperaturas absolutas.

$$\frac{P}{P'} = \frac{T'}{T} = \frac{V'}{V}$$

Si la presión del gas se reduce a la mitad de la temperatura, -
entonces el volumen se duplica. - Para los volúmenes de un gas se dice a mayor temperatura, se genera el vapor se dice en evidencia por el aumento de presión que sufre el gas, de modo que reduce que cuando el volumen de un gas se reduce a la mitad, la presión es directamente proporcional a la temperatura.

$$\frac{P}{P'} = \frac{T'}{T} = \frac{V'}{V}$$

Así como el tercio de la Olla de Newton, no se obtiene en estado seco sino que viene mezclado con vapor de agua; este vapor de agua ejerce una presión parcial y, por lo tanto, ocupa cierto volumen. El volumen que ocupa este gas mezclado con vapor de agua es mayor que el que ocuparía si estuviera seco.

La presión del gas con vapor de agua también es mayor que la presión del gas seco; la presión total es la suma de las presiones del gas y del vapor de agua.

Para la mezcla P del gas seco + V del vapor de agua
Para la mezcla P' del gas seco + V' del vapor de agua

Si el gas se seca y no varía el volumen del recipiente la presión del gas disminuye.

Cuando se mezcla un gas líquido se considera como el vapor de agua el gas seco con la presión parcial.

De las estas consideraciones, Dalton emitió una ley que se conoce con el nombre de Dalton y dice:

PROBLEMAS

Se han obtenido 230 c.c. de oxígeno a 680 mm. de Hg. Si la temperatura permanece constante y la presión disminuye a 630 mm. de Hg, ¿cuál será el volumen que ocupará?

Por la Ley de Boyle y Mariotte sabemos que $\frac{V}{V_1} = \frac{P_1}{P_2}$

= volumen inicial = 230

= presión inicial

= presión final = 630 mm.

= volumen final = 630 mm.

Con estos valores en la fórmula, tenemos:

$$\frac{230 \times 680}{630} = 321.3$$

Se ocupará el oxígeno a 630 mm. de Hg a 321.3 c.c.

—

Un cilindro con capacidad de 2 pies cúbicos contiene a presión de 125 atmósferas. Calcular el volumen del cilindro cuando escape a una atmósfera, permaneciendo constante la temperatura.

La ley de Boyle y Mariotte: $\frac{V}{V_1} = \frac{P_1}{P_2}$

= volumen inicial = 2 pies cúbicos

= presión inicial

= presión final = 1 atmósfera

= volumen final = 1 atmósfera

—

$$= \frac{2 \times 125}{1} = 250$$

—

El cilindro ocupará 250 pies cúbicos a una atmósfera.

—

Se han obtenido 1.3 c.c. de oxígeno a 27°C de temperatura. ¿Cuánto ocupará este oxígeno si la temperatura aumenta hasta 173°C, permaneciendo constante la presión?

La ley de Charles sabemos que: $\frac{V}{V_1} = \frac{T}{T_1}$

= volumen dado = 1.3 c.c.

= temperatura

temperatura absoluta dada = $273 + 27 = 300^{\circ}$
 cuando el V. inicial = $273 + 173 = 446^{\circ}$
 en el momento

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

$$\frac{270}{300} = \frac{110}{T_2}$$

Despejando a la temperatura

tenemos:

Un volumen de 270 c.c. de un gas a 27°C se reduce a 110 c.c. a 0°C y se pide la temperatura cuando el volumen sea 150 c.c. a la misma P. ¿Cuál es la temperatura?

a) Con la ley de Charles, tenemos: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

V₁ = Volumen a 0°C = 270 c.c.

V₂ = Volumen reducido a la altura = 110 c.c.

T₁ = temperatura a 0°C = 273^o absolutos (*)

T₂ = temperatura que buscamos

Sustituyendo, tenemos:

$$\frac{270}{110} = \frac{273}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{273 \times 110}{270} = 136,5^{\circ} \text{ absolutos;}$$

Para encontrar la temperatura en grados centígrados restamos 273 a esta cantidad:

$$136,5 - 273 = -136,5^{\circ} \text{ C}$$

b) Repetimos el mismo procedimiento así: for.

V₁ = Volumen a 0°C = 270 c.c.

V₂ = Volumen actual = el triple = 810 c.c.

T₁ = la temperatura = 0°C = 273^o (*)

T₂ = la temperatura que buscamos

Despejando, tenemos:

$$\frac{270}{810} = \frac{273}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{273 \times 810}{270} = 810^{\circ} \text{ C}$$

convertiendo a °F: $540 + 273 = 273^{\circ}$

Respuesta: a) cuando se reduce a la mitad el volumen del gas, la temperatura será de -136,5 °C; b) cuando duplicamos el volumen, la temperatura será de 273 °C.

Nota: Se debe recordar que las leyes sobre los gases solo son válidas para gases ideales, por tanto, en el caso de gases reales,

Para que los dos gases escapen con igual velocidad, respectivamente, los gases A y B se encuentran a la misma presión y temperatura. Si el gas A se encuentra a una velocidad de 100 pies por segundo, ¿cuál es la velocidad del escape del B.

Entonces sabemos que $\frac{v_A}{v_B} = \frac{\sqrt{M_B}}{\sqrt{M_A}}$

Los densidades por los pesos moleculares tenemos:

$$\frac{d_A}{d_B} = \frac{\sqrt{M_B}}{\sqrt{M_A}}$$

La velocidad de difusión del A = 100

El peso molecular del A = 32

El peso molecular del B = 2

Entonces la densidad del A es:

$$\frac{100}{v} = \frac{\sqrt{2}}{\sqrt{32}}$$

$$\frac{\sqrt{32}}{\sqrt{2}} = 100 \sqrt{2} = 100 \times 1.41 = 141$$

Entonces la densidad del A es de 141 gr./litro

ace

Se pesa 14.3 gr. en las condiciones dadas, si el volumen del oxígeno se expande hasta 1.30 litros, a la misma temperatura y presión; ¿cuál es la densidad en gramos por litro.

Sabemos que las densidades son inversamente proporcionales a los volúmenes de los gases, cuando la temperatura y presión son constantes.

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

Los datos que tenemos son:

$V_1 = 1$ litro

$V_2 = 1.30$ litros

$d_1 = 14.3$ gr./litro

$d_2 =$ densidad buscada

Sustituimos en la fórmula:

$$\frac{14.3}{d_2} = \frac{1.30}{1} \quad d_2 = \frac{1 \times 14.3}{1.30} = \frac{14.3}{1.30} = 11.0$$

Entonces la densidad será de 11.0 gr./litro.

ace

Un tanque que contiene 4 pies cúbicos de gas proporcional a la presión de 15 atmósferas, es conectado con otro que contiene 6 pies cúbicos del mismo gas a la presión de 5 atmósferas. ¿Cuál será el resultado de la presión, siendo los dos tanques?

Al conectar los dos tanques, habrá un volumen de 10 pies cúbicos igual a los pies cúbicos, que permanecerá inalterable; pero la presión se uniformará en ambos tanques para equilibrarse y que sea igual en los dos.

Suponiendo que el recipiente del que se vacía es vacío y que las del segundo paraca a un punto todo el volumen, por la ley de Boyle y Mariotte, tenemos:

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

$$\frac{6}{5} = \frac{10}{P'} \quad \text{de donde } P' = \frac{10 \cdot 5}{6} = \frac{50}{6} = 8 \frac{2}{3}$$

Tendremos una presión de $8 \frac{2}{3}$ atmósferas

Siendo la misma cantidad de gas del segundo tanque, o sea que pase a ocupar todo el volumen por estar vacío el primer tanque, tendremos:

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

$$\frac{6}{10} = \frac{4}{P'} \quad \text{de donde } P' = \frac{6 \cdot 5}{4} = \frac{30}{4} = 7 \frac{3}{4}$$

La presión sería de $7 \frac{3}{4}$ atmósferas.

La suma de estas dos presiones parciales, nos dará la presión a que estará sometido el total del gas:

$$(8 \frac{2}{3} + 7 \frac{3}{4}) = 16 \frac{1}{4}$$

Respuesta: El resultado de la presión, al conectar los dos tanques es de $16 \frac{1}{4}$ atmósferas.

-c-

De la siguiente manera: cantidad de hidrógeno o como vapor de agua, a) la el volumen de un gas producido de un litro a 2,00 y a 1,00 atmósferas, b) el gas a) al bajo qué presión, a la parte c) de la reacción, se produce todo el gas para el volumen de 1 litro; d) para dar el volumen y el hidrógeno que ocuparía en las mismas condiciones de presión y temperatura, e) calcular el volumen que ocuparía el gas en las condiciones normales de presión y temperatura, y f) qué parte del total del volumen encontrado es de

vapor de agua.

a) Se sabe que el volumen de la mezcla de gases es de 1 litro a la presión de 760 mm a la temperatura de 27°C.

Si se calienta a la presión normal de agua a la temperatura de 100°C, la mezcla de gases se expande a la presión normal de agua.

1 litro
de agua

1 litro de agua a 100°C
de la mezcla de gases a la temperatura de 100°C
de la mezcla de gases a la temperatura de 100°C

Volumen inicial = 1 litro
Temperatura inicial = 27°C
Presión inicial = 760 mm.
Presión final = 760 mm.

Verano

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \text{ litro}}{273 + 27} = \frac{V_2}{273 + 100} \Rightarrow V_2 = 0.961 \text{ litros}$$

El volumen de la mezcla de gases a la temperatura de 100°C es de 0.961 litros.

Presión inicial = 760 mm
Temperatura inicial = 27°C
Presión final = 760 mm
Temperatura final = 100°C
Volumen inicial = 1 litro
Volumen final = 0.961 litros

$$\frac{1 \text{ litro}}{273 + 27} = \frac{V_2}{273 + 100} \Rightarrow V_2 = \frac{1 \times 273 + 100}{273 + 27} = 0.961 \text{ litros}$$

El volumen de la mezcla de gases a la temperatura de 100°C es de 0.961 litros.

$$1.000 - 0.961 = 0.039 \text{ litros}$$

Por lo tanto, al calentar se evaporaría el volumen de un litro de agua.

El volumen de la mezcla de gases a la temperatura de 100°C es de 0.961 litros.

Las condiciones de densidad se la ρ es constante; y en la vida, el

ca

$L = 1,20 \text{ m. de Hg.}$

estas gaseosas irre-
ducibles absolutas,

severa grado

$$\frac{1.20}{2} = \frac{1.20}{2.3}$$

$$= \frac{1.20}{2.3} = 0.5217$$

1.01 2.3

$$= 0.5217$$

1.01 2.0

b) La densidad se reduce a la vida, a la temperatura de 2.3.

-04-

Los cubitos de hielo a ρ de la expresión, $\rho = \frac{1}{2.3}$ cuando $\rho = 1.20$ y $\rho = 1.20$

h

$$86 - 32 = 54$$

$$54 \cdot 587 = 587 \cdot 54$$

$$\frac{54}{3} = 18$$

$$30^2$$

$$30 + 2 \cdot 3 = 303^2$$

$$= \frac{54 \cdot 587}{3} = 303^2$$

$$= 303^2 = 91809 = 20 \cdot 4590 + 270^2$$

El precio del gas = 1.500 unidades, cada

$$\frac{1}{1} = \frac{20}{20} = \frac{5}{5}$$

El gas en el fido antes de ascender	= 32 000
El gas que llegaría al gas contenedor	
de las nuevas condiciones de 1. y 2.	
El precio del gas	= 1.500
El precio del gas	= 0.50
El precio del gas	= 303^2%
El precio del gas	= 263^2%

$$\frac{32 \cdot 100}{1} = \frac{3200}{1} = \frac{3200}{263}$$

$$\frac{32 \cdot 100}{1} = \frac{3200}{263} = 1214$$

El precio del gas comprado en
 1214 unidades de gas comprado de
 a los 1.500 unidades de gas comprado
 de 1.500 unidades de gas comprado
 de 1.500 unidades de gas comprado

El precio del gas
 de 1.500 unidades de gas comprado
 de 1.500 unidades de gas comprado

El precio del gas
 de 1.500 unidades de gas comprado
 de 1.500 unidades de gas comprado

DETERMINACION DEL PESO ATOMICO

El eminente químico inglés John Dalton observó que en los compuestos químicos cada elemento entraba en determinada proporción, y esto le llevó a la conclusión de que cada elemento tenía diferente peso. Analizando el agua se encontró que el H. entraba en la proporción de una parte en peso para ocho partes de O. Relacionando el peso del O. con el del H. dedujo que el O. pesaba 8 y el H. pesaba 1.

Admitiendo que los átomos reales eran realmente pequeños, no consideró los valores anteriores como medida del peso verdadero o absoluto de los átomos sino como su peso relativo, comparándolo con el peso de otro átomo que se tomaba como unidad. El átomo que se aceptó como término de comparación fue el del H. pues en las numerosas combinaciones analizadas resultó ser el más liviano.

Estudios posteriores demostraron que Dalton había cometido errores en la interpretación de los resultados, encontrándose que el peso del O. con relación al H. era de 16. y no de 8. como dedujo él.

Con todo y sus errores le cabe la gloria de haber sido el que ideó la forma de deducir los pesos atómicos, que posterior mente sirvieron a Berzelius (gran químico sueco) y Cass, (químico belga), para deducir los pesos atómicos de gran número de elementos.

Por diversos métodos se ha llegado a determinar los pesos atómicos de los elementos, modificándose un poco los números encontrados por Dalton, así se encontró que el peso del H. era 1.008 y no de 1. y el peso del O. 16. y no de 8. como Dalton lo dedujo. Por esto que no siendo el peso atómico del H. exactamente la unidad se creyó conveniente referir los pesos atómicos al peso relativo del O. que es absoluta mente fijo y que pertenece a un elemento con gran poder de combinación. Como el peso del O. es 16., la unidad es tomada para los pesos atómicos es $1/16$ del peso atómico del O. Al decir que el peso atómico es 35.5 quiere decir que un átomo de este elemento pesa 35.5 veces el peso del O. o sea practicamente 35.5 veces más que el peso de un átomo de H.

Esta relación, el peso atómico de un elemento, que existe entre el peso de un átomo y el peso de un átomo de H, que es la

relación que significa la masa real de un átomo a la relación de la masa de uno con respecto a la

43

peso atómico absoluto es el peso de un átomo so-
lamente uno, es el H, que lo representa es sumamen-
te; así, el peso atómico de H. Hijo de de H es
100 = 100 veces

<u>100 gr</u>	algebra el peso
	de 100 los átomos
	de 100 gr, 32 gr

relación atómica y
relación de la masa real
de un átomo de las
trabaja el peso atómico

relación de encuentro
de 100 de 100 y 32 gr, de
relación de la fórmula

Por cada 3 átomos de Cl_2 entra solamente un átomo de Fe lo cual podemos deducir lo siguiente:

Si 3.245 gr. de Cl_2 se combinan con 1.245 gr. de Fe

$$x = \frac{3.245 \times 40}{2 \times 245} = 26.61 \text{ gr. (aproximada entre 27)}$$

Respuesta: el peso atómico del Fe es 26.

Como ejemplo: al hacer el análisis del Cl_2 , ClNa y ClFe , se encontró que sus pesos moleculares y porcentajes eran aproximada ente: para el Cl_2 , peso molecular 70.905, teniendo 34.45% de Cl y 34.23% de Cl ; para el ClNa peso molecular 50.454, teniendo 34.31% de Na y 33.65% de Cl , y para el ClFe peso molecular 324.422, teniendo 34.434% de Fe y 65.57% de Cl .

a) Para el Cl_2 tenemos:

Peso molecular 70.905

Si en los gramos de Cl_2 hay 34.23% de Cl

$$x = \frac{34.23 \times 70.905}{100} = 24.27 \text{ de Cl}$$

Como en el Cl_2 solo ente hay un átomo de Cl , el peso atómico del Cl será 24.27.

b) Peso molecular del ClNa = 50.454

Si en 100 de ClNa hay 33.65% de Cl

$$x = \frac{33.65 \times 50.454}{100} = 16.98 \text{ de Cl}$$

c) Si en 100 de ClFe hay 65.57% de Cl

$$x = \frac{65.57 \times 324.422}{100} = 213.735$$

Como en la molécula hay 6 átomos de Cl esta cantidad divide entre 6 así:

$$\frac{213.735}{6} = 35.62 \text{ que será el peso atómico del Cl.}$$

De los tres datos obtenidos se puede obtener la media aritmética:

$$\begin{array}{r} 35.454 \\ 35.457 \\ \hline 22.435 \\ \hline 200.300 \end{array}$$

esto es 35.455 que será el peso atómico del Cl, más exacto

1.6.170. MEDIDA por el peso equivalente gramo.
Se llama peso equivalente de una sustancia a la cantidad en peso de esa sustancia capaz de combinarse o de sustituir a un átomo de H.

por ejemplo: El O, de peso atómico 16 se combina con 2 átomos de H. La cantidad de O, necesaria para combinarse con un átomo de H, será de 8 Gr. o sea la mitad del peso atómico. El equivalente peso del O es 8.

El Cl es susceptible de combinarse con un átomo de I, para dar ClI, entonces el equivalente peso del Cl será igual a su peso atómico que es 35.5.

En el caso del ClI, el I, está sustituyendo a un átomo de H, en este caso el peso equivalente de la será su peso atómico que es 127.

También se ha definido como peso equivalente de un elemento al cociente que resulta de dividir su peso atómico entre su valencia. Así si se conoce el peso equivalente y la valencia de un elemento, el peso atómico será igual a:

$$\text{valencia} \times \text{peso equivalente.}$$

el ejemplo: El peso equivalente del Zn. es 32.69, el peso atómico aproximado es 65, y su valencia es 2. Calcular más exactamente el peso atómico.

datos:

$$\text{Peso atómico} = \text{peso equivalente} \times \text{valencia}$$

despejando el peso atómico del Zn es 65.38

ejemplo: encontrar el peso atómico del Fe en Fe_2O_3 sabiendo que el equivalente peso es de 27.9

La Fe en el compuesto FeO está actuando como divalente, puesto que el O₂ es divalente.

$$\begin{aligned} \text{Peso atómico} &= \text{peso equivalente} \times \text{valencia} \\ &= 27.9 \times 2 = 55.8 \end{aligned}$$

Respuesta: El peso atómico del Fe es 55.8

Otro ejemplo: El peso equivalente del Cl se ha encontrado que es 6.36 en un anhídrido de este elemento. Calcular a) el peso atómico del Cl, sabiendo que el Cl₂ pesa 35.5 y tiene 97 % de Cl b) encontrar la fórmula del anhídrido.

Primariamente encontraremos el peso atómico del Cl a partir de su porcentaje en el Cl₂.

a) si en 100 de Cl₂ hay 97 % de Cl
 en 35.5 " " " " "

$$x = \frac{97 \times 35.5}{100} = 35.40$$

Respuesta: 35.4 es el peso atómico del Cl

b) El peso equivalente es 6.36

$$\begin{aligned} \text{" " atómico} & 35.4 \\ \text{valencia será} &= \frac{35.4}{6.36} = 5 \end{aligned}$$

El Cl actúa como pentavalente, el anhídrido será Cl₂O₅ o sea anhídrido clórico.

Otro ejemplo: Calcular los pesos equivalentes de los cuerpos siguientes: a) del As en el AsH₃, b) del N en el N₂O, c) del Br en el Br₂O₃

a) El As tiene 75 de peso atómico
 si 75 de As se combinan con 3 de H.
 " " " " " " " " " " "

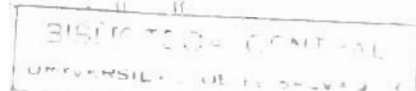
$$x = \frac{75 \times 1}{3} = 25$$

Respuesta: el peso equivalente del As es 25

b) El peso atómico del N es 14, el peso equivalente es:

Los Cl₂ y el de As se combinan con un átomo de O₂ o del

se combinan con 10 de H



Los átomos del primero pesan doble que los del segundo. Con lo tanto, si pesamos un volumen cualquiera de un gas a una temperatura y presión determinadas, y si otro peso lo dividimos por el de un volumen igual de H₂ a la misma temperatura y presión, o cocientamos, nos dará la relación que existe entre el peso de un átomo de dicho cuerpo y el peso de un átomo de H₂, que es la relación que se llama peso atómico.

La relación entre los pesos de 2 gases que se encuentran en las mismas condiciones de presión, volumen y temperatura, expresa la densidad relativa del primero al segundo, y si tomamos a este último como unidad, a él podemos referir los pesos atómicos de los gases.

Por consiguiente, el peso atómico de un elemento al estado gaseoso podemos definirlo diciendo que: "Es la densidad de un cuerpo al estado gaseoso con relación al hidrógeno", es decir que:

$$\text{Peso atómico} = \text{Densidad del cuerpo con relación a la densidad del H}_2$$

En la práctica, no se acostumbra directamente la densidad del cuerpo con relación al H₂, sino con relación al aire y luego se determina la densidad del gas con respecto al H₂ como la densidad de H = 0.06926 con respecto al aire.

Tendremos que:

$$\frac{\text{densidad del cuerpo}}{\text{densidad del H}_2} = \frac{\text{densidad del cuerpo}}{\text{densidad del aire}} \times \frac{\text{densidad del aire}}{\text{densidad del H}_2}$$

$$\frac{\text{densidad del cuerpo}}{\text{densidad del H}_2} = \frac{\text{densidad del cuerpo}}{\text{densidad del aire}} \times \frac{1}{0.06926}$$

Por tanto:

$$\text{Peso atómico} = \frac{\text{Densidad del cuerpo}}{\text{densidad del H}_2} \times \frac{1}{0.06926} = \frac{\text{densidad del cuerpo}}{\text{densidad del aire}} \times \frac{1}{0.06926} \times 1.293$$

Es decir, para determinar el peso atómico de un elemento que se encuentra en estado gaseoso, se divide su densidad en el aire por 0.06926.

$$\text{es } 70. = 10^{10} \times 10^5 = 10^{15}$$

$$\text{que dá los 20. = } 10^{15}$$

Los átomos de los catalizadores y otros no se aplican a los cuerpos, sino solamente a los que se encuentran en estado gaseoso o que pueden fácilmente ser llevados a dicho estado.

El ejemplo de calcular aproximada mente el peso atómico de un elemento que tiene una densidad de 1.1056 y su molécula está formada por 2 átomos:

$$2x. = 10^{10} \times d$$

$$2x. = 10^{10} \times 1.1056 = 10^{1965}$$

aproximadamente 10.

Otros problemas que pueden resolverse por estos métodos antes descritos:

1) El análisis del fosfato de magnesio $Mg_3P_2O_8$ contiene 0.1006 gr. de Mg. y 0.2501 gr. de fósforo. Calcular el peso atómico del Mg.

Sabemos que el peso atómico del O. es 16.

En la molécula de $Mg_3P_2O_8$ tenemos $16 \times 8 = 128$ gr. de O.

Si 0.2501 gr. de O. se combinan con 0.1006 gr. de Mg.

$$= \frac{0.1006 \times 128}{0.2501} = 50.63$$

Como en la molécula hay 3 átomos de Mg. el peso atómico será:

$$\frac{50.63}{3} = 16.87$$

Respuesta: El peso atómico del Mg. es 16.87 .

2) Muestras de un litro de O₂ l_b, N₂ y H₂, calentados a la misma temperatura y sus volúmenes en agua, elevan la temperatura de esta desde $5^{\circ} C.$ hasta $30^{\circ} C.$

Teniendo en cuenta sus pesos atómicos, cuál de ellos calentará mayor cantidad de agua entre las temperaturas dadas? Peso atómico del O₂ = 32.00 ; del N₂ = 28.02 ; del H₂ = 2.016 .

En la ley de Dulong y Petit sabemos que

$$\text{Peso atómico} = \frac{614}{\text{calor específico}}$$

$$\text{Por consiguiente, Calor específico} = \frac{614}{\text{Peso atómico}}$$

Para el Pb será: Calor específico:

$$\frac{614}{207.21} = 0.03000$$

$$\text{Para el Al será: Calor esp.} = \frac{614}{11.70} = 0.05251$$

$$\text{Para el Cu será: Calor esp.} = \frac{614}{79.30} = 0.02906$$

Respuesta: Calentará mayor cantidad de H_2O el Al puesto que tiene mayor calor específico.

PROBLEMAS POR RESOLVER

1) Un óxido de Vanadio V_2O_5 se encontró que contenía 21.23 gr. de Vanadio por cada 1.00 gr. de oxígeno. Calcular el peso atómico del Vanadio con la mayor aproximación.

2) Calcular aproximadamente el peso atómico del Al en los siguientes cuerpos:

<u>Fórmula</u>	<u>Peso Molecular</u>	<u>Porcentaje</u>
Al_2O_3	95	75
Al_2S_3	136	70
$AlNa$	30.5	6.17

3) Calcular los pesos atómicos de los siguientes cuerpos:

- del I en el NH_3 siendo su equivalente químico 17.65
- del Ba en el $Ba(OH)_2$ siendo su equivalente químico 60.7
- del I en el P_2O_5 siendo su equivalente químico 61.2

4) Conectar la siguiente escala:

<u>Elemento</u>	<u>Peso atómico</u>	<u>Equivalencia peso</u>	<u>Valencia</u>
1) del Fe en el Fe_2O_3	55'84	29'61	3
2) del S en el SO_2	32	16	2
3) del S en el SO_3	32	10'67	6
4) del Sb en el Sb_2O_3	120'3	40'1	3

Calcular los pesos equivalentes de los cuerpos

- del Fe en el Fe_2O_3
- del S en el SO_2
- del S en el SO_3
- del Sb en el Sb_2O_3

7) Calcular el peso atómico del Zn sabiendo que su calor específico es 0'069 y que se combina con el O en la proporción de 66'33 g de Zn y 10'67 de O.

8) El calor específico del aluminio es 0'217, su equivalente químico en el Al_2O_3 es 8'99. Calcular exactamente su peso atómico.

9) Se sabe la densidad del C_2H_6 1'266 y su molécula contiene 12 átomos. Calcular aproximadamente su peso atómico.

10) Calcular aproximadamente los pesos atómicos de los gases siguientes:

- del H. sabe de gases es 0'069
- del N. " " " 0'37
- del Cl " " " 2'45
- del P. " " " 1'26

DETERMINACION DEL PESO MOLECULARPeso molecular

El peso molecular de un cuerpo simple o compuesto, es igual a la suma de los pesos atómicos de los elementos que forman la molécula del mismo.

Para determinar el peso molecular de un cuerpo puede hacerse por los siguientes métodos:

- 1° Conociendo la fórmula del cuerpo.
- 2° Por el volumen de la molécula gaseosa.
- 3° Por el descenso del punto de congelación normal de un líquido en el cual se halla disuelto.
- 4° Por el aumento del punto de ebullición del líquido en el cual se halla disuelto.
- 5° Por presión osmótica.

Ejemplos

Dada la fórmula de un cuerpo simple o compuesto, su peso molecular se encuentra sumando los pesos atómicos que forman la molécula.

Encontrar el peso molecular de la molécula del fósforo (P), sabiendo que su molécula consta de cuatro átomos.

El peso atómico del P, es 31, el peso molecular será:
 $31 \times 4 = 124$.

Otro ejemplo: encontrar el peso molecular del SO_2

El S pesa 32.

El O pesa 16. En la fórmula dada hay 2 átomos de O, el peso será $16 \times 2 = 32$.— $32 + 32 = 64$.

Resuesta: el peso molecular del SO_2 es 64.

Otro ejemplo: Calcular el peso molecular de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

Un átomo de C es igual a 12.

Un átomo de H es igual a 1.008.

Un átomo de O es igual a 16

Peso total del C es $= 12 \times 12$

$= 144$

Peso total del H es igual a $1.008 \times 22 = 22.176$

$= 22.176$

Peso total del O es igual 16×11

$= 176$

$\frac{342.176}{}$

Sumando estas cantidades nos dará el peso de la molécula de Sacarosa.

Otro ejemplo: Calcular el peso molecular de la sal Glower, que tiene por fórmula $\text{SO}_4 \text{Na}_2 \text{H}_2\text{O}$

Peso atómico del S	=	32	
Peso atómico del O	=	16	
Peso atómico del Na	=	23	
Peso atómico del H	=	1 008	
En la fórm. la S entra un átomo de S	=	32'	
14 átomos de O	=	16 x 14	= 224'
2 " " Na	=	23 x 2	= 46'
20 " " H	=	1'008 x 20	= 20'16
Peso molecular de la sal.....			<u>322'16</u>

MOLECULA GRAMO

Se da el nombre de molécula gramo o mol al peso de una molécula expresada en gramos. Este peso es relativo al peso molecular del H, que es de 1'008 Gr., para el O es de 32 Gr., para el S es de 16 Gr., para el Cl es 35'5 Gr.

Ejemplo: Para un experimento se necesitan 2 mol. de ClNa , ¿Cuántos Gr. de ClNa se necesitan?

Peso atómico del Cl	=	35'5
" " " Na	=	23'
Peso molecular.....		<u>58'5</u>

1 mol. pesa 58'5 gr.
2 mol. pesan 58'5 x 2 = 117'0 gr.

Otro ejemplo: ¿Cuántos gramos de MnO_4 hay en 1/2 molécula?

Peso del Mn	=	54'9 x 1	=	54'9
" " O	=	16 x 4	=	64'
" " " "	=	30'1 x 1	=	30'1
				<u>158'0</u>

una mol de MnO_4 pesa 158 gr.
1/2 " " " " " " 158 = 79 gr.
2

Otro ejemplo: ¿Cuántas moléculas hay en 20 gramos de ClO_3K ?

Peso del Cl	=	35'5 x 1	=	35'5
" " O	=	16' x 3	=	48'
" " K	=	39 x 1	=	39
				<u>122'5</u> gr.

1 ClO_3K pesa 122'5 gr.

en 2. gr. habrá $\frac{20}{127} = 0.157$ mol.

Respuesta: Habrá 0.157 mol. de ClO_2K

Ejerc. 10: 10 grs. ¿cuántos hay en 0.22 mol. de $(SO_2)_7$ y $18 H_2O$?

1 mol	=	32	x	2	=	64
"	"	16	x	32	=	512
"	"	32	x	1	=	32
"	"	32	x	1	=	32
"	"	1760	x	48	=	84480
					=	84480

1 mol = 84480 grs
 0.22 mol = $\frac{84480}{1} \times 0.22 = 18585.6$

Respuesta: En 10 grs. hay 18585.6 grs.

AVOGADRO

por el volumen molar molecular

El físico italiano Amedeo Avogadro tratando de interpretar las leyes físicas referentes a las presiones y volúmenes de los gases (ley de Boyle y Mariotte) emitió la interesante hipótesis que lleva su nombre. Esta hipótesis dice: en volúmenes iguales de cualquier gas tomados a la misma presión y temperatura existe el mismo número de moléculas, o lo que es lo mismo, las moléculas de los gases ocupan el mismo espacio, cuando las condiciones de presión y temperatura son iguales. Este espacio que ocupa una molécula (grámo de un gas o mol se le ha llamado volumen molar o volumen molar. Este volumen ocupado por una molécula gaseosa resultó ser, con ligeras variantes, igual a 22.4 litros

Este resultado del principio de Avogadro ha sido comprobado en innumerables experiencias: pesando 1 litro de CO_2 a 0° y 760 mm. de Hg se obtiene un valor de 1.9766 gr.

Si consideramos el peso molecular del CO_2 será:

$12 + 2 \times 16 = 44$

Es aquí surgió la regla de Avogadro que dice: Las moléculas-gramo de las sustancias en estado gaseoso a 0°C de temperatura y 760 mm de presión ocupan el espacio de 22.4 litros.

Por varios experimentos se ha encontrado que 1 molécula-gramo de una sustancia contiene 6.02×10^{23} moléculas.

Una mol. de ClNa (55.8 gr.) o una mol. de H2O (18.016 gr.) contiene c/u 6.02×10^{23} moléculas. A este número se le ha llamado Número de Avogadro.

Fundados en lo que acabamos de exponer, voy a demostrar primeramente que los pesos de varios gases que a igualdad de presión y temperatura, ocupan volúmenes iguales, son directamente proporcionales a los pesos de sus respectivas moléculas:

$P = np$ de un gas tomado como Unidad:

$P' = n'p'$ de otro gas.

Dividiendo miembro a miembro:

$$\frac{P}{P'} = \frac{np}{n'p'} = \frac{P}{P'} = \frac{p}{p'}$$

p es el peso de un litro de gas.
 p' es el peso de una molécula.
 n número de moléculas.

Por otra parte, se sabe que a igualdad de volúmenes los pesos son directamente proporcionales a las densidades.

$$\frac{P}{P'} = \frac{d}{d'}$$

Comparando estas igualdades tenemos que:

$$\frac{P}{P'} = \frac{p}{p'}$$

$$\frac{P}{P'} = \frac{d}{d'} \quad \frac{p}{p'} = \frac{d}{d'}$$

de donde se deduce que los pesos de las moléculas de un gas y su peso son directamente proporcionales a sus densidades respectivas.

Si comparamos un gramo con el peso molecular la densidad de $1 = 0.001$ kg tendremos que:

$$\frac{1}{2} = \frac{1}{0.000025}$$

$$= \frac{1 \times 10^5}{25}$$

Y efectuando la división tenemos que: $\gamma = 26^{\circ} \text{K}^{\circ} \text{P}^{\circ}$

Lo cual nos dice que el peso molecular de un gramo es igual a la densidad multiplicado por 25.48

TERCER METODO

Por el descenso del punto de congelación normal.
(crioscópico).

Si se disuelve una molécula gramo de un cuerpo no electrolítico en 1 litro de agua produce un descenso del punto de congelación del agua que es una cantidad constante igual a 1.86°C . Esta cantidad se le ha dado el nombre de descenso molecular del punto de congelación del agua, esta constante es únicamente para el agua.

Este método es aplicable a las sustancias no electrolíticas, pues las sustancias que se disocian en iones presentan mayor descenso del punto de congelación. Limitaremos este método a las sustancias acuosas no electrolíticas y las cuales no es a ellas el objeto de las consideraciones en este capítulo, que las moléculas se comparan al ciclo de la temperatura.

El descenso del punto de congelación de once únicamente del número de moléculas disueltas por unidad de peso del disolvente, ya sea que se trate de moléculas de su peso molecular 342 o moléculas de peso molecular como de alcohol de peso molecular 46, es decir, que 342 gramos de azúcar rebajan el punto de congelación del agua igual que 46 gramos de alcohol. Esto nos indica que este descenso es independiente del tipo de las partículas disueltas independientemente sólo si el número de ellas, puesto que cada molécula gramo contiene 6.023×10^{23} moléculas.

De esta relación que existe entre la molécula gramo y el descenso del punto de congelación, surgió la idea de

encontrar el peso molecular de la sustancia disuelta.

Otro ejemplo: Calcular el peso molecular de una sustancia si 4 gramos de ella disueltos en 1 litro de agua producen un descenso de temperatura de 0'124°C.

El descenso del punto de congelación es proporcional al aumento de la sustancia disuelta. Una molécula grado produce un descenso de 1'86°C

Si 4 gramos producen un descenso de 0'124°C
 X " " producirán un descenso de 1'86°C

$$X = \frac{4 \times 1'86}{0'124} = 60 \text{ gramos}$$

Respuesta: El peso molecular de la sustancia es 60.

- 3 -

Otro ejemplo: Calcular el peso molecular de una sustancia si 2'12 gr. disueltos en 90 cc. de agua se congela a 0'118°

Encuentra el punto de congelación de la sustancia equivalente por la disolución en 1 litro de agua.

2'12 gr. se disuelven en 90 cc. de agua
 X " " se disolverán en 1000 cc. de agua.

$$X = \frac{2'12 \times 1000}{90} = 23'55$$

Encuentra el descenso molecular del punto de congelación 1'86 se tiene que:

23'55 gr. producen un descenso de 0'118°C
 X " " producirán un descenso de 1'86°C.

$$X = \frac{23'55 \times 1'86}{0'118} = 43'80$$

Respuesta: El peso molecular de la sustancia es de 43'80.

- 3 -

Otro ejemplo: Calcular el punto de congelación de una solución que contiene 6 gr. de urea disueltos en 500 gr. de

en 500 c.c. hay 6 gramos
 en 1000 c.c. " X gramos

$$X = \frac{6 \times 1000}{500} = 12 \text{ gr.}$$

La úrea tiene la siguiente fórmula: CON_2H_2

El peso molecular de la úrea es:

C	=	12
O	=	16
N ₂	=	28
H ₂	=	4
Total:		<u>60</u>

12 grs. de úrea producen un descenso de 1.86°C

$$\Delta = \frac{1.86 \times 12}{60} = 0.364$$

Respuesta: el punto de congelación de la solución es 0.384° .

Caso To 25786

Peso molecular de una sustancia no electrolítica a partir del aumento del punto de ebullición normal. (Ejemplo 60, 100).

Al ser una presencia de una molécula (sustancia) en un cuerpo no electrolítico, produce un descenso del punto de congelación normal del solvente, la presencia de esta misma molécula produce un aumento del punto de ebullición normal cuando se diluye en 1000 gramos de agua. Por varios ensayos hechos con diversas sustancias no electrolíticas se ha comprobado que este aumento del punto de ebullición es igual a 1.54°C , a esta cantidad se le ha dado el nombre de ascenso molecular del punto de ebullición.

Por el mismo proceso que se determina el peso molecular sabiendo en el descenso del punto de congelación normal, se puede determinar el peso molecular basándose en el aumento del punto de ebullición normal y la concentración de la solución. Si mismo se puede calcular el punto de ebullición de una solución si se conoce la concentración de la misma y el peso molecular.

Un ejemplo: se disuelven 200 gr. de un cuerpo desconocido que no es electrolítico en 100 gr. de agua, al poner a hervir esta solución la temperatura llegó a 100.12°C . en las condiciones normales de presión. Calcular de estos datos el peso molecular de la sustancia disuelta.

En primer lugar encontramos la cantidad de sustancia disuelta en 1000 gr. de agua

VIII

PROBLEMAS DE CÁLCULO

1.º Se sabe que un compuesto orgánico se puede encontrar en la naturaleza.

Si se conoce la composición de una sustancia y los pesos atómicos de los elementos que la forman, es posible calcular su fórmula, redacida a un tipo simple de residuo, sin embargo, cuando se conoce también el peso molecular del compuesto, se puede determinar la fórmula.

Ejemplo. Un compuesto contiene la siguiente composición centesimal: $C = 30\%$ y $O = 70\%$. ¿Cuál es la fórmula del compuesto, sabiendo que el peso molecular es 60?

Los pesos de los elementos existentes en 100 partes son: $C = 30$ y $O = 70$. En los respectivos pesos atómicos, los elementos están en relación de los números 30/12 y 70/16. El elemento existente en 100 partes del compuesto, al primer paso será, por consiguiente, dividido entre 12 que es el peso atómico del C , y 56 entre 16 es el peso atómico del O .

$$\frac{30}{12} = 2.500 \quad ; \quad \frac{70}{16} = 4.375$$

Al dividir ambas cifras por el menor de los números encontrados, hallaremos la proporción en que se encuentran:

$$\frac{2.500}{2.500} = 1 \quad ; \quad \frac{4.375}{2.500} = 1.75$$

Por cada átomo de C existen 1.75 átomos de O , por consiguiente, la fórmula del compuesto será $CO_{1.75}$ (anhídrido sulfuroso).

- o -

Otro problema: Determinar la fórmula de un cuerpo que tiene la siguiente composición centesimal: $C = 30\%$; $O = 70\%$

Dividiendo ambas cantidades por el menor de ellas tendremos:

$$\frac{1927}{1925} = 1 \quad ; \quad \frac{19375}{1925} = 115$$

Como los exponentes de las fórmulas son siempre números enteros, multiplicaremos ambas cantidades por un número que nos dé por resultado un número entero. En este caso el número será 2.

$$1 \times 2 = 2 \quad ; \quad 115 \times 2 = 23$$

El exponente del O será 2 y el del Fe será 3; la fórmula es Fe_3O_2 .

= o =

Otro Problema: Encontrar la fórmula del óxido cuyo composición centesimal es la siguiente: C = 75,0 y H = 25,0

Peso atómico del C = 12
" " " " " " " " = 1

Para el C se tiene: $\frac{75}{12} = 6,25$

Para el H se tiene: $\frac{25}{1} = 25$

Dividiendo ambas cantidades por el menor de ellos nos dan:

$$\frac{6,25}{6,25} = 1 \quad ; \quad \frac{25}{6,25} = 4$$

La fórmula del óxido es CH_4 (metano)

= o =

Otro Problema: Al hacer el análisis de una sustancia se han encontrado los siguientes composiciones: C = 40,0; H = 6,66 y N = 53,34; el peso molecular que se encontró es de 30. Hallar la fórmula del cuerpo.

Peso atómico del C es 12
" " " " " " " " = 1
" " " " " " " " = 14

Se divide por el menor entre los pesos

$$\frac{40}{12} = 3.33 ; \quad \frac{5.33}{1} = 5.33 ; \quad \frac{5.33}{1.33} = 4$$

Dividimos por el menor tenemos:

$$\frac{3.33}{3.33} = 1 ; \quad \frac{5.33}{5.33} = 1 ; \quad \frac{4}{4} = 1$$

una molécula (atoma)

Otro problema: Encontrar la fórmula de un cuerpo, si que tiene la siguiente composición centesimal:

$$C = 12.00\%$$

$$O = 47.04\%$$

$$Ca = 40.96\%$$

$$\text{Peso atómico del C} = 12$$

$$\text{" " " O} = 16$$

$$\text{" " " Ca} = 40$$

$$\frac{12.00}{12} = 1 ; \quad \frac{47.04}{16} = 2.94 ; \quad \frac{40.96}{40} = 1$$

En la fórmula hay 1 átomo de C, 3 átomos de O y 1 átomo de Ca. - la fórmula es: CO_3Ca .

- 0 -

Otro Problema: Tenemos 0.40 de una sustancia que al llevarla al análisis se obtiene 0.0239 de H_2O y 0.587 de CO_2 . Calcular la fórmula empírica.

Calcularemos el H contenido en el cuerpo:

$$\text{Peso del H} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{" " " O} = 16 \times 1 = 16$$

$$\frac{2}{18}$$

si en 18 gramos de H_2O hay 2 gr. de H
 en 0.0239 gr. " " " " " " " " " " " "

$$x = \frac{2 \times 0.0239}{18} = 0.00265 \text{ gr. de H}$$

Calculamos luego el peso del C contenido en el CO_2 :

$$\begin{array}{r} \text{C} \quad = \quad 12 \times 1 \quad = \quad 12 \\ \text{O}_2 \quad = \quad 16 \times 2 \quad = \quad 32 \\ \hline \text{CO}_2 \quad = \quad \quad \quad \quad = \quad 44 \end{array}$$

Si en 44 gramos de CO_2 hay 12 de C
 0.2727 = " " " " " " " " C

$$\frac{12 \times 0.1565}{44} = 0.160 \text{ gramos de C.}$$

Por estar el C en el H_2O y en el CO_2 sumamos los gramos de H y de O encontrados. El resto es de C que es el total del peso de la muestra y así encontramos los pesos de C contenida en la muestra seca.

$$\begin{aligned} \text{C} + \text{O} &= 0.1602 + 0.160 = 0.3202 \\ 0.400 &= 0.4000 = 0.7374 \end{aligned}$$

Para averiguar la composición, tenemos estos datos:

Para el C:

$$\frac{1.060 \text{ en } 0.400 \text{ de C}}{100} = \frac{x}{1}$$

$$x = \frac{0.400 \times 100}{1.060} = 37.73\%$$

Para

$$\frac{0.160 \text{ en } 0.400 \text{ de C}}{100} = \frac{x}{1}$$

$$x = \frac{0.160 \times 100}{0.400} = 40.00\%$$

Para

$$\frac{0.160 \text{ en } 0.400 \text{ de C}}{100} = \frac{x}{1}$$

$$x = \frac{0.160 \times 100}{0.400} = 40.00\%$$

Entonces el C es el elemento más abundante en la muestra. Los otros dos elementos son H y O. Podemos decir que en los terrores.

Por lo tanto los datos son: C = 1 ; H = 12 ; O = 16

$$\frac{0.160}{1} = 0.160$$

$$\frac{12}{12} = 1$$

Para el O se tiene: $\frac{50 \times 32}{16} = 317.1$

$$\frac{0.125}{0.125} = 1 \quad \frac{3153}{0.125} = 5 \quad ; \quad \frac{3170}{0.125} = 5$$

Respuesta: La fórmula del cuerpo es $C_5H_5O_5$

o -

Otro Problema: Al hacer el análisis de una sustancia nos resultó 44% gramos de CO_2 , 31.2% gr. ¿Cuál es la fórmula del cuerpo?

En los 44% gramos de CO_2 calcularemos el peso de cada uno de los elementos:

Peso molecular del CO_2 es 44

Si 44 contienen 32 de O

$$x = \frac{32 \times 44\%}{44} = 32\% \text{ de O}$$

Para el C:

Si 44 contienen 12 de C

$$x = \frac{12 \times 44\%}{44} = 12\% \text{ de C}$$

El peso del H se sabe que es 32.8%; sumando los totales tenemos: $C + O + H = 100\%$ que es el peso de la muestra.

Averiguando la composición centesimal tenemos:

Para el C:

Si 44% contienen 12% C

$$x = \frac{12\% \times 100}{44} = 27.27\% \text{ de C}$$

Para el H:

Si 44% contienen 3.2% H

$$\frac{3.2\% \times 100}{44} = 7.27\% \text{ de H}$$

- 90° -

Para el O:

Si $\frac{3^{\circ}5}{100}$ contienen $\frac{3^{\circ}5}{2}$

$$x = \frac{3^{\circ}5 \times 100}{100} = 3^{\circ}5 \text{ gr. de O}$$

Para encontrar la fórmula procederemos como en los casos anteriores.

Peso atómico del C = 12

" " " O = 16

" " " H = 1

Para el C tenemos $\frac{2^{\circ}12}{12} = 0^{\circ}176$

Para el H tenemos $\frac{4^{\circ}36}{1} = 4^{\circ}36$

Para el O tenemos $\frac{7^{\circ}5}{16} = 0^{\circ}468$

$$C = \frac{0^{\circ}176}{0^{\circ}176} = 1 \quad ; \quad H = \frac{4^{\circ}36}{0^{\circ}176} = 26 \quad ; \quad O = \frac{0^{\circ}468}{0^{\circ}176} = 2$$

Respuesta: La fórmula del cuerpo es $C_1H_{26}O_2$ (fórmula molecular)

- 6 -

Otro Ejemplo: Tenemos 0^{\circ}535 gr. de un cuerpo, lo analizamos y nos resultó 0^{\circ}17 gr. de H₂ y 0^{\circ}36 gr. de Cl. Con estos datos averiguar la composición centesimal y la fórmula molecular.

Cálculo del H:

$$2 + 3 = H_2 = 1 + 3 = 4$$

Si 4 contienen 14 de H
0^{\circ}17 contienen ?

$$x = \frac{14 \times 0^{\circ}17}{4} = 0^{\circ}595 \text{ gr. de H}$$

Cálculo del Cl:

$$Cl + H = ClH \quad ; \quad 35^{\circ}5 + 1 = 36^{\circ}5$$

Si 36^{\circ}5 contienen 36^{\circ}5 gr. de Cl
36^{\circ}5 " " " " " " " " " " " "

$$x = \frac{36^{\circ}5 \times 0^{\circ}36}{36^{\circ}5} = 0^{\circ}36 \text{ gr. de Cl}$$

Cálculo del H:

Sumamos las cantidades de N y Cl y restamos del total: $0'12 + 0'35 = 0'49$ $0'35 - 0'49 = 0'00$ pr. de H.

Cálculo del porcentaje:

Para el N:

0'12	pr. de N	en	100	pr.
0'535	pr. de N	en	100	pr.

$$x = \frac{0'12 \times 100}{0'535} = 22'43 \text{ pr.}$$

Para el Cl:

0'35	pr. de Cl	en	100	pr.
0'535	pr. de Cl	en	100	pr.

$$y = \frac{0'35 \times 100}{0'535} = 65'23 \text{ pr. de Cl}$$

Para el O:

0'105	pr. de O	en	100	pr.
0'535	pr. de O	en	100	pr.

$$z = \frac{0'105 \times 100}{0'535} = 19'63 \text{ pr.}$$

Cálculo de la fórmula:

$$\text{Para el N } \frac{22'43}{14} = 1'59$$

$$\text{Para el Cl } \frac{65'23}{35'5} = 1'84$$

$$\text{Para el O } \frac{19'63}{16} = 1'23$$

Respuesta: La fórmula del cuerpo es $\text{Cl}_2\text{N}_2\text{O}$ (óxido de nitrógeno).

= 3 =

Otro ejemplo: Conociendo el peso molecular de un cuerpo, su fórmula y composición centesimal, encontrar el peso atómico de sus elementos.

Un cuerpo tiene la siguiente composición centesimal: C = 75% - H = 25% - su fórmula es C_2H_4 y su peso molecular es 16. Encontrar el peso atómico de cada uno de sus compo-

= 92 =

Para el C:

$$\frac{100 \text{ g. cont. en } 75}{100} = \frac{75}{100} = 1$$

Para el H:

$$\frac{100 \text{ g. cont. en } 25}{100} = \frac{25}{100} = 1$$

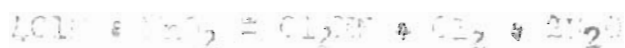
Como en la fórmula hay un átomo de C y el peso del H será $x = 1/1 = 1$

Respuesta: El peso atómico del C es 12 y el del H es 1

- 3 =

Otro Ejemplo: El tratar 1 gr. de Cl_2 con FeO_2 (premio a = lentamente) se obtiene 0 gr. de Cl_2 y 0.5 gr. de FeO_2 por ciento de Cl_2

La reacción es la siguiente:



El peso molecular de Cl_2 es 70.5; 4 moléculas de Cl_2 pesan 70.5 por 4 = 282.

El peso del Cl_2 es 70.5; Cl_2 por 2 = 71

$$\frac{71}{282} = 0.25$$

$$x = \frac{71 \cdot 1}{282} = 0.25$$

Si el Cl_2 estuviera puro sería 0.25 (o 25%) pero no solamente los 0.5 gr. de Cl_2 , el cálculo es de 0.5 gr. de Cl_2 .

100% puro el Cl_2 daría 0.25 de Cl_2

$$= \frac{0.5 \cdot 100}{2} = 25\%$$

La respuesta es de 25%.

Ejemplo: Calentó 90 gr. de cierto ClH con InO_2 , el producto de la reacción lo recojo en un frasco que pesa 50 gr. Efectuada la reacción, el frasco pesó 72 gr. ¿Cuál es el porcentaje del ClH calentado?



$$\text{Peso del ClH es } 36.5 \times 4 = 146$$

$$\text{" " Cl " } 35.5 \times 2 = 71$$

$$146 \text{ da } 71 \text{ de Cl}$$

$$90 \text{ " } x \text{ " "}$$

$$x = \frac{71 \times 90}{146} = 43.7 \text{ de Cl}$$

Si el ácido estuviera puro se necesitarían 43.7 de

Cl.

$$\text{Peso del ácido formado es } 72 - 50 = 22$$

$$\text{El ácido } 100\% \text{ da } 43.7$$

$$x \text{ " } 22$$

$$x = \frac{100 \times 22}{43.7} = 50.3$$

Respuesta: El ácido se encuentra al 50.3%

= 0 =

Composición Centesimal. - Problemas relativos a la composición centesimal.

La composición centesimal indica la cantidad por ciento de cada uno de los elementos que entran en una fórmula química. Sabiendo la fórmula del cuerpo es muy fácil encontrar la composición centesimal. Así por ejemplo: sabiendo la fórmula del NO_2H y su peso molecular que es 63, su composición centesimal se calculará de la siguiente forma:

$$\begin{array}{l} \text{Peso molecular del } \text{NO}_2\text{H es: } \text{N} = 14 \\ \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \text{O} = 48 \\ \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \text{H} = 1 \\ \hline \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad 63 \end{array}$$

Para el N:

$$\text{Si en } 63 \text{ hay } 14$$

$$\text{en } 100 \text{ " } x$$

$$x = \frac{14 \times 100}{63} = 22.22 \text{ de N}$$

para el :

en 63 hay 48
100 " "

$$x = \frac{48 \times 100}{63} = 76.19 \text{ de O}$$

para el :

en 63 hay 1
100 " "

$$x = \frac{1 \times 100}{63} = 1.58 \text{ de H}$$

Por tanto: La composición centesimal del H_2O es 22.22% de N y 76.19% de O y 1.58% de H.

= - -

para el agua: determinar la composición centesimal del H_2O

para el oxígeno:

$$\begin{array}{r} 16 \text{ en } 16 \text{ hay } 16 \\ 100 \text{ " " } \\ \hline 16 \times 100 \\ 16 \\ \hline 100 \end{array}$$

$$\frac{16 \times 100}{16} = 100$$

$$\frac{32 \times 100}{152} = 21.05$$

$$\frac{16 \times 100}{100} = 16$$

$$\frac{34 \times 100}{132} = 25.76$$

$$\frac{16 \times 100}{100} = 16$$

$$\frac{20 \times 100}{100} = 20$$

Para el H:

$$\begin{array}{l} \text{Si en } 132 \text{ hay } 8 \\ \text{" } 100 \text{ " } x \end{array}$$

$$y = \frac{8 \times 100}{132} = 6.060$$

Respuesta: La composición centesimal del $\text{CO}_2(\text{NH}_2)_2$ es 22.53% de C; 43.48% de O; 21.21% de N y 3.060 de H.

- o -

Otro ejemplo: Encontrar la composición centesimal del CO_3Na_2

$$\begin{array}{l} \text{Peso molecular} \\ \text{C} = 12 \times 1 = 12 \\ \text{O} = 16 \times 3 = 48 \\ \text{Na} = 23 \times 2 = 46 \\ \hline 106 \end{array}$$

Para el C:

$$\begin{array}{l} \text{Si en } 106 \text{ hay } 12 \\ \text{" } 100 \text{ " } x \end{array}$$

$$= \frac{12 \times 100}{106} = 11.33$$

Para el O:

$$\begin{array}{l} \text{Si en } 106 \text{ hay } 48 \\ \text{" } 100 \text{ " } y \end{array}$$

$$= \frac{48 \times 100}{106} = 45.28$$

Para el Na:

$$\begin{array}{l} \text{Si en } 106 \text{ hay } 46 \\ \text{" } 100 \text{ " } z \end{array}$$

$$z = \frac{46 \times 100}{106} = 43.39$$

Respuesta: El CO_3Na_2 tiene la siguiente composición centesimal: C = 11.33%; O = 45.28%; Na = 43.39%.

- o -

Otro ejemplo: Encontrar la composición centesimal del

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Peso molecular del $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

$$\begin{array}{r} \text{Fe} = 39.1 \times 2 = 78.2 \\ \text{Cr} = 52 \times 2 = 104 \\ \text{O} = 16 \times 7 = 112 \\ \hline 294.2 \end{array}$$

Para el

$$\begin{array}{r} \text{Si en } 294.2 \text{ hay } 78.2 \\ \text{" } 100 \text{ " } x \end{array}$$

$$x = \frac{78.2 \times 100}{294.2} = 26.58$$

Para el Cr:

$$\begin{array}{r} \text{Si en } 294.2 \text{ hay } 104 \\ \text{" } 100 \text{ " } x \end{array}$$

$$x = \frac{104 \times 100}{294.2} = 35.36$$

Para el O:

$$\begin{array}{r} \text{Si en } 294.2 \text{ hay } 112 \\ \text{" } 100 \text{ " } x \end{array}$$

$$x = \frac{112 \times 100}{294.2} = 38.06$$

Por tanto: El $\text{Fe}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ tiene la siguiente composición centesimal: 26.58% de Fe; 35.36% de Cr y 38.06% de O

—•••••

COMBINACIONES QUÍMICAS

Las leyes que rigen las combinaciones químicas pueden ser ponderales y volumétricas, según que se refieran al peso de los cuerpos o a sus volúmenes, respectivamente.

Estas leyes fueron dadas después de muchas experiencias por los científicos Lavoisier, Berthollet, Dalton, Richter, Wenzel, Gay Lussac y la interesante hipótesis de Avogadro y Ampère con su genial descubrimiento de que todos los gases y vapores, a la igualdad de presión y temperatura cuando están próximos al estado perfecto, tienen el mismo número de moléculas. De aquí dedujeron que todas las moléculas de los gases o compuestas tienen el mismo volumen, y que el volumen ocupado por una molécula gramo de un gas es de 22.4 en las condiciones normales.

La importancia de estas leyes es que nos dan a conocer las cantidades de sustancias, en peso o en volumen que intervienen en las reacciones químicas (tanto que se conoce con el nombre de estequiometría) y por tanto en la obtención de sustancias.

Siempre que se unen 2 ó más elementos químicos lo hacen en las mismas proporciones que sus pesos atómicos, así 2 átomos de Cl de peso atómico 35.5 se unen a un átomo de H de peso atómico 1 para formar una molécula de Cl_2H , es decir que para que haya reacción debemos de tener 35.5 gr. de Cl y 1 gr. de H, para obtener una molécula de Cl_2H de peso 36.5 gr.

En la misma forma procedemos con los gases sabiendo que una molécula, gramo de un gas ocupa un volumen de 22.4 litros, en las condiciones normales. Así en la reacción:

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ se demuestra que 2(22.4) litros de H_2 se unen a 22.4 litros de O_2 para formar 2 moléculas de agua, es ta agua resulta en estado de vapor. En este mismo caso podríamos encontrar el peso y estaríamos frente a un problema en el cual hay 2 dificultades: encontrar el peso y el volumen.

PROBLEMAS RELATIVOS A ESTAS LEYES

Calcular el número de gramos de Fe necesarios para dar el Cu de 3.75 gr. de sulfato de Cobre.



$$\begin{array}{l} \text{Molecular weight NO}_3\text{H} = 63 \\ \text{Ag} = 108 \end{array}$$

gr. de NO_3H reaccionar con 108 gr. de Ag

$$= \frac{63 \times 211}{108} = 122 \text{ gr. de } \text{NO}_3\text{Ag}$$

Si se diluye con agua se obtiene una solución de NO_3Ag de 1'05% de NO_3Ag en agua, pero el agua se toma diluida al 34%; la cantidad total de agua es 30 litros:

Si 100 gr. contienen 1'05%

$$x = \frac{100 \times 1'05}{3} = 35$$

La solución de NO_3Ag tiene 35 litros de solución de NO_3H

- 2 -

Una muestra de CO_2 volumen de 0 litros, observada con 3'36 gr. de CaCl_2 en la reacción, al estar a la presión y temperatura:

La reacción es la siguiente:



peso molecular del $\text{CO}_2 = 44$

La muestra de gas de un cuerpo gaseoso ocupa un volumen de 2'24 litros, al estar a la presión y temperatura, el peso molecular es 44:

proporción será:

Si 2'24 litros de CO_2 producen 4'48 litros de CaCO_3

$$x = \frac{4'48 \times 3'36}{2 \times 44} = 2'17 \text{ litros}$$

es decir, se produce 2'17 litros de CO_2 .

- 3 -

¿Cuántos gramos de zinc se necesitan para obtener 100 gr. de gas hidrógeno, si reaccionan con el Cl_2 ?

Reacción es la siguiente:



Peso atómico del Zn = 65

" " " H₂ = 2

La proporción será:

65 gr. de Zn
" " " 2 gr. de H₂

$$x = \frac{65 \times 100}{2} = 3250 \text{ gr. de Zn}$$

Respuesta: Para obtener 100 gr de gas hidrógeno se necesitan 3250 gr de Zn.

- o -

Ejemplo 2

Se obtuvieron los litros de gas H_2 se poniendo al H₂O por el H₂O cuántos etc. de H₂O fueran descompuestos?

Intenta encontrar el peso que ocuparán los 100 litros de H₂.

Si 22,4 litros de H₂ pesan 2 gr.

$$= \frac{2 \times 100}{22,4} = 8,92 \text{ gr. de H}_2$$

La reacción es la siguiente:



Peso de 2H₂O = 2 x 18 = 36

" " 2H₂ = 2 x 2 = 4

30 gr. de H₂O (1,6 gr. de H₂)

$$= \frac{30 \times 31,2}{2} = 468 \text{ gr. de H}_2\text{O}$$

Se encuentra el peso del H₂O, por encontrar el número de veces el peso entre la densidad que es 1.

$$= \frac{468}{1,6} = 292,5$$

Pregunta: ¿Cuántos descomponen 100^g56 c.c. de H₂O.

- e -

Pregunta: ¿Qué volumen de O medido a 15°C y a 720 mm Hg se obtendrán de 10 gr. de HgO?

La reacción es:



Quiere decir que 2 volúmenes de H₂O producen una molécula de O que mide 22^l7 litros.

Peso molecular del H₂O es 216 x 2 = 432

Si 432 gr. de H₂O producen 22^l7 c.c. de O

$$x = \frac{227 \times 10}{432} = 51733 \text{ c.c. de O en las condiciones normales.}$$

Como el O se ha obtenido a 15°C y 720 mm de Hg aplicamos la ley combinada de Mariotte y Gay Lussac para encontrar el verdadero volumen.

$$\frac{V}{T} \text{ como } \frac{V'}{T'} \text{ como } \frac{V''}{T''}$$

V es el volumen normal: 51733 litros

V' es el que vamos a encontrar;

T es la presión normal: 760 mm.

T' es la presión de Gay: 720 mm.

T'' es la temperatura absoluta normal: 273°

T'' es la temperatura absoluta dada: 273 + 15° = 288°

$$V' = \frac{V \cdot T \cdot T''}{T' \cdot T''} = \frac{51733 \times 760 \times 288}{720 \times 273} = 11039 \text{ litros.}$$

Respuesta: Se obtendrán 11039 litros de O a 15°C y a 720 mm de Hg.

- e -

Pregunta: ¿Qué cantidad de CO₂ se obtiene a 21°C y 740 mm. Hg de 10 gr. de H₂O por la reacción de 25 c.c. de Al₂ al 20% de pureza específica 1.10, al reaccionar con 30 gr. de ácido que contiene 90% de CO₂ de?

25 c.c. de CO₂ al 20% da: 25 x 0.20 = 5 c.c.

5 x 1.10 = 5.5 gr.

= 104 =

$$V_2 = \frac{P_1 \times V_1 \times T_2}{P_2 \times T_1} = \frac{1000 \times 700 \times 273}{740 \times 274} = 1066$$

Respuesta: Se obtendrán 1066 litros de O_2

= 1030 =

ALGEBRA QUÍMICA

Las reacciones químicas se representan en la escritura mediante ecuaciones o igualdades químicas. En el primer miembro se escriben los cuerpos que intervienen en la reacción, y en el segundo los cuerpos que resultan, separados unos y otros con sus símbolos o fórmulas correspondientes. En virtud de la ley de la conservación de la masa, la suma de los átomos de cada elemento debe ser igual en los dos miembros de la igualdad.

Ejemplo: Cuando reacciona el Ca con el agua, se forma



En el primer miembro hay 1 átomo de Ca , 2 de H y 1 de O .
 En el segundo miembro hay también 1 átomo de Ca , 2 de H y 2 de O .

Las veces que intervienen en las reacciones químicas una fórmula de uno o varios cuerpos; el número de las veces se indica poniéndole a la fórmula o símbolo del cuerpo un coeficiente, que afectará a todos los átomos de la fórmula.
Ejemplo:



Los coeficientes de las ecuaciones químicas se calculan de tal modo que cada átomo está representado por igual en los dos miembros de la igualdad, y cuando se conocen los cuerpos que intervienen, puede darse la reacción de una a otra, de acuerdo con los datos que se dan. La forma más sencilla de aplicar el método de los coeficientes consiste en hacer un cuadro en el que se ponga el nombre de cada cuerpo que interviene, y se resuelva el problema es, decir, saber exactamente cuáles son los coeficientes que se necesitan, y las fórmulas de los mismos.

Los casos que pueden presentarse son los siguientes:

1.º Cuando se conocen los cuerpos que intervienen en la reacción



2.º Cuando se conocen los cuerpos que intervienen en la reacción

En la (3) $3y + z = 4a + b$; a ésta le sumamos la (2) mult.
 $x = 1$ $-z = -b$
 $3y + z = 4a + b$
 $-z = -b$

 $3y + 2z = 4a + 0$; a ésta le sumamos la (4) mult. por
 $x = 2$ $-2z = -2a$
 $3y + 2z = 4a + 0$
 $-2z = -2a$

 $3z = 2 \times 1$
 $z = 2/3$

En la (4) tenemos: $y + 2z = 3a$
 Sustituyendo: $y + (2)(2/3) = 3$
 $y = 3 - 4/3$
 $y = 9/3 - 4/3$
 $y = 5/3$

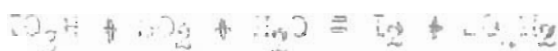
Las incógnitas serán:

$x = 1$	$x = 3 = 3$
$y = 5/3$	$x = 3 = 3$
$z = 2/3$	$x = 3 = 3$
$a = 1$	$x = 3 = 3$
$b = 5/3$	$x = 3 = 3$

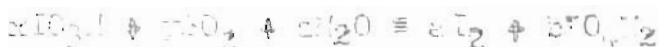
La solución completa será:



Encontrar los coeficientes de la siguiente reacción:



Sea x, y, y z las incógnitas del primer miembro, la del segundo miembro:



Para el I: $x = 2a$ (1)
 Para el O: $3x + 2y + z = 4b$ (2)
 Para el S: $x + 2z = 2b$ (3)
 Para el H: $z = b$ (4)

Definamos $x = 1$, tenemos: En la (1) $x = 2a$
 $1 = 2a$
 $a = 1/2$

Multiplicamos la (2) por 2, tenemos:

En $x + 2y + z = 4b$; a ésta sumémosle la (3) mult. por
 $x = 1$ $-2z = -2b$
 $x + 2y + z = 4b$
 $-2z = -2b$

 $x + 2y + 3z = 4b$; a ésta le sumamos la (4) mult. por
 $x = 1$ $-3z = -3b$
 $x + 2y + 3z = 4b$
 $-3z = -3b$

 $2y = b$
 $y = b/2$

$$\begin{aligned} \text{nos: } 5 \times 2 &= 2b \\ 5 &= 2b \\ b &= 5/2 \end{aligned}$$

En la (3) tenemos: $x + 2z = 2b$
 Sustit. los valores $1 \rightarrow 2z = 2 \times 5/2$
 $1 \rightarrow 2z = 10/2 = 5$
 $2z = 5 - 1 = 4$
 $z = 4/2$
 $z = 2$

Las incógnitas son: $x = 1 \quad x \cdot 2 = 2$
 $y = 5/2 \quad x \cdot 2 = 5$
 $z = 2 \quad x \cdot 2 = 4$
 $a = 1/2 \quad x \cdot 2 = 1$
 $b = 5/2 \quad x \cdot 2 = 5$

La reacción completa será:



$$+ 2 =$$

por los coeficientes de la ecuación reacciona



Los coeficientes de la ecuación reacciona



Las ecuaciones serán:

" a) $\text{Cl}_2 = 2$	(1)
" b) $\text{O}_2 = 6$	(2)
" c) $\text{H}_2\text{O} = 2$	(3)
" d) $2\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_2$	(4)
" e) $\text{H}_2\text{O}_2 = 2$	(5)
" f) $\text{H}_2 = 2$	(6)

Como $2 = 1$; en la (2) tenemos: $2 = 1$

en la (6) tenemos: $2 = 1$

En la (4) tenemos:

$$\begin{aligned} &= 2 + 2 = 4 \text{ sustit. en la (3) resulta } (-2) \\ &= \frac{4}{2} = 2 \\ &= 2 + 2 = 4 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 2x + 3y &= n \\ 3x + 2y &= n \\ y &= 3/2 \end{aligned}$$

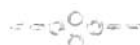
En la (1) encontramos el valor de n : $3x = n$
 $3 = n$

En la (3) encontramos el valor de x : $x = 1$
 $3/2 = 1$

Las incógnitas son:

$x = 1$	$x = 2$
$y = 3/2$	$y = 3$
$z = 1/2$	$z = 1$
$v = 1$	$v = 2$
$w = 3$	$w = 3$
$u = 1/2$	$u = 3$

La reacción completa será:



CÁLCULO DE LOS COEFICIENTES DE EQUILIBRIO DE OXIDO
REDUCCIÓN POR MÉTODO DEL IÓN-ELECTRÓN

Este método está basado en que el número total de valencias que se oxidan es exactamente igual al de las valencias que se reducen. Por tanto para resolver dichos problemas tenemos necesidad de buscar dos coeficientes cuyos valores respectivos sean tales, que uno de ellos multiplicado por las valencias oxidadas, nos dé un producto igual al que resulta de multiplicar el otro coeficiente por las valencias reducidas.

El ejemplo de reacción del tipo siguiente:

Por el primer miembro de la ecuación se escriben todos los cuerpos que reaccionan, y en el segundo miembro los productos que se forman.



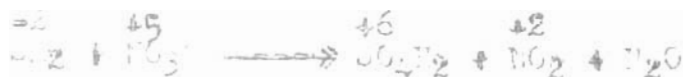
En ella se determina la valencia de los elementos en las fórmulas de los cuerpos reaccionantes y en las que resultan de la reacción, con el objeto de conocer los elementos que se han reducido y los que se han oxidado colocando sobre el símbolo de los elementos que han sufrido y más allá en las valencias, números y signos correspondientes.

Así en la ecuación que tenemos, el P pasó de divalente negativo en el P_2 a hexavalente positivo en el PO_2



Tiene decir que el P se ha oxidado ganando 3 valencias por átomo, 2 positivas para neutralizar las 2 negativas \uparrow ó valencias positivas.

Por otra parte, el N se ha reducido pasando de pentavalente positivo a divalente positivo, perdiendo 3 valencias.



Después colocamos debajo de cada fórmula el número representa las valencias ganadas o perdidas.



Entonces se procede a la igualación de las ecuaciones balanceando los coeficientes del que se reduce, el número que representa las unidades oxidadas y recuperadas, así, se reduce 3 al SO_2 y 3 al H_2O y luego por tanteo se balancean los coeficientes de las demás fórmulas, se puede tener la ecuación la representar así:



Por tanto, el coeficiente del SO_2 es que hay 3 átomos de S en el primer miembro y en el segundo, el S sólo aparece en el SO_2H_2 , otro tanto podemos decir del coeficiente del H_2O , para el H_2O existen 6 átomos de H en el primer miembro y en el segundo, para el O_2 existen 6 átomos de O en el primer miembro y en el segundo, así como en el primer miembro de SO_2H_2 hay 3H.

En el ejemplo de arriba, la fórmula de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se reduce a la fórmula de Cr_2O_7 , ya que en el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ que vale 20, el oxígeno forma 4 moléculas de H_2O .

Ejemplo 3: Balancear la siguiente ecuación de oxidación-reducción:



El $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ tiene un coeficiente positivo ha pasado a hexavalente a dicromato, ha pasado 3 electrones (oxidado).

El Fe^{2+} tiene un coeficiente positivo ha pasado a divalente a férrico, ha pasado 2 electrones (reducido).

Como el Fe vale 2 veces, las electrones perdidos son 4 por la oxidación así:



Los coeficientes 1 y 2 son divisibles por 2, se divide por 2, así:

$$\frac{1}{2} \times 2 = 1$$

$$\frac{2}{2} = 1$$

ecuación queda:



De Cr hay 2 átomos en el primer miembro, habrá 3 moléculas de $Cr_2O_7H_2$.

De Cr hay 2 átomos en el primer miembro, habrá 1 molécula de $Cr_2O_7H_2$ en el segundo.

De Pb hay 3 átomos en el primer miembro, habrá 3 moléculas de 20_4Pb .

De O hay 18 en el $(30_4)^3Cr_2$, más 3 átomos en el PbO_2 , más 1 átomo en el H_2O , en total 19 átomos en el primer miembro; en el segundo miembro hay 14 átomos para las 3 moléculas de 20_4Pb más 7 del $Cr_2O_7H_2$; en total 19 átomos, están equilibrados.

De H hay 2 átomos del H_2O en el primer miembro y en el segundo también 2 átomos del $Cr_2O_7H_2$; están equilibrados.

La ecuación quedará así:



Otro ejemplo para encontrar las equivalencias en la siguiente reacción:



El As de trivalente positivo, para ser equivalente positivo, gana 2 valencias (oxidación); entonces 2 átomos se multiplican por 2 y nos da 4 en la 1ª valencia (positiva).

El S pasa de -2 a $+6$ ganando 8 valencias (oxidación); por ser 3 átomos, los multiplicamos por 3 y nos da 24 de 2ª carga (o valencias positivas).

El H de pentavalente positivo, pierde 3 valencias (reducción); la reacción nos queda entonces:



Reduciendo las valencias queda por una como coeficiente

ten:



De As hay 6 átomos en el primer miembro, por lo tanto 6 moléculas de AsO_4H_3

De S hay 6 átomos en el primer miembro, por lo tanto 9 moléculas de SO_4H_2

De N hay 8 átomos en el primer miembro, por lo tanto 8 moléculas de NO en el segundo miembro.

La ecuación quedaría entonces:



De O hay 80 átomos en el primer miembro ($28 \times 3 + 1 = 85$ átomos). En el segundo miembro hay: $9 \times 4 + 6 \times 3 + 8 = 88$ átomos; por lo tanto faltan en el primer miembro 3 oxígenos.

De H en el primer miembro hay: $28 + 1 = 29$ átomos; en el segundo miembro hay $18 + 18 = 36$ átomos; por lo tanto faltan 7 átomos en el primer miembro. Estos 7 átomos de H se añaden a cada uno de los 3 átomos de oxígeno para formar 3 moléculas de H_2O .

con 3 moléculas de



Indicaciones para el uso del signo de correspondencia en las ecuaciones.

Cualquier elemento, metal o metaloide solo, se considera valencia cero, ya sea en esta atómico o molecular.

El H funciona con valencia positiva cuando se unido a metales o; con valencia negativa cuando se unido a metales (el caso más frecuente es el primero).

Usar el signo

para los metales, con el + o los meta-

loides, en metales y electronegativos. Funciona como el copositivo al ser los metaloides comenzando por el más electropositivo al siguiente: F, O, Cl, Br, I, S, Se, Te, P, As, Sb, Sn.

electropositivos.

... de las sustancias...

SOLUCIONES Y SOLUBILIDAD RELATIVAS A DIFERENTES...

SOLUCIONES:

Se llaman soluciones a los sistemas perfectamente homogéneos formados por la mezcla de dos o más sustancias en proporciones variables. El fenómeno que origina las disoluciones se conoce con el nombre de SOLVATACION. La sustancia disuelta, se llama SOLUTO, y el medio donde se disuelve, SOLVENTE. Generalmente la sustancia que se encuentra en mayor cantidad, es el solvente.

Hay varias clases de soluciones: soluciones estándar, concentradas, diluidas, saturadas, sobre-saturadas, normales, molares, molales.

Soluciones concentradas, son las que indican concentraciones elevadas.

Soluciones diluidas, son las que contienen una cantidad muy grande de soluto en el solvente.

Soluciones saturadas, son las que contienen un tanto de soluto en el solvente.

Soluciones estándar, son las que contienen una cantidad de soluto que se resuelve en el solvente a que se refiere.

Soluciones sobre-saturadas, son las que contienen una cantidad de soluto mayor que la que normalmente corresponde a una solución saturada a la temperatura que se hace la experiencia.

Estas concentraciones se expresan en unidades físicas, por ejemplo: 20 gramos de Cloruro de Sodio por litro de solución; es decir, se indica el peso del soluto por unidad de volumen del solvente. Igual modo, la normalidad, por el porcentaje de relación de Cloruro de Sodio al 10% y al 5%, indica que hay 10 y 5 gramos de Cloruro de Sodio por cada 100 gramos del solvente, o indicando el peso del soluto y el peso del solvente, por ejemplo: 0.01 gramos de Cloruro de Sodio por 1 gramo de agua.

SOLUCIONES MOLARES. Son las que contienen una molécula grande del Solute en un litro del Solvente. Ej: Una solución Molar de Acido Sulfúrico es la que contiene 98'08 gr. de Acido Sulfúrico por litro de solución (98'08 es el peso Molecular del Acido Sulfúrico).

Las soluciones Molares se indican por una N . Una solución $N/5$ indica que contiene la quinta parte del peso molecular por litro de solución. $N/2$ indica la mitad del peso Molecular en un litro de solución; $2N$ indica que contiene el doble del peso molecular por litro de solución.

SOLUCIONES NORMALES. Son las que contienen un peso equivalente gramo por litro de solución.

Peso equivalente gramo de un cuerpo químico, es el peso de esa substancia capaz de combinarse o de sustituir a un átomo de Hidrógeno. Por ejemplo: el oxígeno de peso atómico 16, es capaz de combinarse con 2 átomos de Hidrógeno que pesan 2, el equivalente químico será $16,2 = 8$, o lo que es lo mismo, el cociente que resulta de dividir el peso atómico entre su valencia.

Cuando se trata de cuerpos oxidantes o reductores, el peso equivalente es igual al peso molecular de la fórmula dividido por el total de electrones ganados o perdidos por los átomos del elemento oxidante o reductor.

Un cuerpo se oxida cuando pierde electrones y se reduce cuando gana electrones. El oxidante que se reduce, gana electrones, y el reductor que se oxida, los pierde.

Las soluciones normales se representan por N . Entre ellas pueden ser doble normal $2N$, deca-normal $1/10N$, semi-normal $1/2N$ ó $0'5N$; decinormal $N/10$ ó $0'1N$; centinormal $N/100$ ó $0'01N$, etc.

En la preparación de soluciones normales se presentan cuatro casos: a) Para preparar soluciones normales de ácidos se divide su peso molecular dado en gramos, entre el número de hidrógenos básicos que porta y se disuelve en agua destilada hasta completar 1 litro. Ejemplo: para preparar una solución normal de ClH se toma su peso molecular 36'5 dividido entre 1, tanto que solamente tiene 1 hidrógeno sustituible; y se diluye en agua destilada hasta completar 1000 c.c.

Para el ácido sulfúrico, el peso molecular 98 se divide entre 2, puesto que tiene 2 hidrógenos sustituibles.

El agua destilada se utiliza para preparar una solución normal de hidróxido de calcio, se diluye hasta completar el litro, por ejemplo: para preparar una solución normal de Ca(OH)_2 , como solo posee 1 hidróxido se divide entre 1, así: $74/1 = 74$ partes se diluyen en agua hasta completar 1000 cc.

b) Para preparar una solución normal de hidróxido de calcio de peso molecular 74, se toma la mitad de este peso: $74/2 = 37$ grs. y se diluye hasta completar 1000 ccc. puesto que el hidróxido de calcio tiene 2 hidroxilos.

c) Para preparar soluciones normales de sales se atiende a la valencia del metal. Por ejemplo: la solución normal de cloruro de sodio debe ser: peso molecular del cloruro de sodio 58.5 entre 1, que es la valencia del sodio y se diluye en agua destilada hasta completar 1000 ccc.

Para el CaCl_2 de peso molecular 110 y valencia del $\text{Ca} = 2$ se toma $110/2 = 55$ grs. y se disuelven en agua hasta completar 1000 ccc.

En algunas se trata de sales dobles, es necesario especificar uno de los iones, así, por ejemplo: el CaO Cr_2O_7 puede tener tres clases de soluciones normales: la 1ª normalidad es relativa al Cr , la solución normal tiene el peso molecular en la fórmula si se refiere al Cr , pero el peso molecular dividido por 3, puesto que el Cr está substituyendo a 3 átomos de H y si la solución es relativa al Ca (ya que será el peso molecular dividido por 1, puesto que el Ca Cr_2O_7 no puede combinarse más átomos de hidróxidos).

d) Para preparar una solución normal de una sustancia oxidante o reductora se divide el peso molecular por la pérdida o ganancia de electrones que sufre el átomo oxidante o reductor. Por ejemplo: Para preparar una solución normal de KMnO_4 en medio ácido se divide el peso molecular por 5, puesto que en la reacción el Mn va de heptavalente en el KMnO_4 a divalente en el MnCl_2 cuando reacciona con el $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

La solución normal de KMnO_4 es 151.75 = 30.35 grs. en 1 litro de agua.
 En el caso de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que es un oxidante de 6 electrones, la solución normal es 294.2 = 58.84 grs. en 1 litro de agua.
 En el caso de FeSO_4 que es un reductor de 1 electrón, la solución normal es 278.01 = 27.801 grs. en 1 litro de agua.

reacción hay un cambio de valencia de 3, por lo tanto la solución normal en medio alcalino contendrá el peso molecular dividido por 3; $151/3 = 50.33$ gr. diluidos en agua para completar 1 litro de solución.

En las transformaciones químicas una solución normal de un ácido corresponde exactamente a una cantidad igual de otra solución normal, ya sea de una base o de una sal. Así: 1 litro de solución normal de HNO_3 reacciona completamente con 1 litro de solución normal de NaOH . Pero si uno de las soluciones es NaOH , para que la reacción sea completa se necesita un volumen 10 veces mayor que el volumen de la primera, es decir que: Normalidad por volumen en litros = normalidad por volumen en litros de álcali.

Tanto las soluciones normales, molares y molales son de gran importancia en el análisis químico cuantitativo y se les llama como unidades químicas.

Soluciones Iónicas. Son las que contienen una molécula, grupo de átomos, por un kilogramo de solvente. Ej.: los iones de hidrógeno de sodio disueltos en un kilogramo de agua.

La preparación de cada clase de soluciones es de mucha utilidad en la práctica química-farmacéutica. A continuación se darán algunos casos que suelen presentarse con frecuencia, pero a veces ofrecen dificultades; he procurado resolverlos en la forma más sencilla.

¿Qué cantidad en peso de ácido bórico se empleará para preparar 125 cc. solución saturada al 4%?

Si en 100 cc. hay 4 gr. de ácido bórico
 en 125 " " " " " " " "

$$= \frac{5 \times 125}{100} = 5 \text{ gr.}$$

Respuesta: Se necesitan 5 gramos de ácido bórico.

Se resolverá también de otro modo:

Si en 100 cc. hay 4 gr.
 " " " " 100%
 " " " " 125 cc. 125% = 5

por haber multiplicado la cantidad pedida dividida por 100.

¿Cuántos cc. de solución de argiro-
sulfato de solución al 2% que se
necesitan para preparar 30 cc. de solución al 10%?

Se dice: solución que nos tienen hay 30 x
10% = 300 cc. de solución al 10%.

Se dice: solución al 2% contiene 2000 gr. de argiro-
sulfato, para encontrar la cantidad dividiremos la cantidad
pedida entre 2000.

$$\frac{300}{2000} = 15$$

Se dice: fácilmente puede resolverse así: $\frac{30 \times 10\%}{20\%} =$

$$\frac{30 \times 10}{20} = 15 \text{ cc.}$$

Se dice: se puede multiplicar la cantidad de so-
lución pedida por el porcentaje, e decir, dividiremos por
el porcentaje de la solución dada.

Resolución: se necesitan 15 cc. de la solución al
2% para preparar 30 cc. de solución al 10%.

-o-

Quinta cuestión: se necesitan 40 cc. de alcohol a 55%, y 200 cc.
de alcohol a 30% de agua de C. P. (C. P. R. N.).

Para resolver esto multiplicamos los cc. pedidos
por la concentración pedida y se divide entre la concen-
tración dada.

Se dice: para encontrar la cantidad de alcohol a 55%:

$$\frac{40 \times 55}{22} = 100 \text{ cc.}$$

Se dice: para encontrar la cantidad de alcohol a 30%:

Se dice: para encontrar la cantidad de alcohol a 30% y 100
cc. de alcohol a 30%.

En las farmacias frecuentemente se tienen soluciones
para preparar al 1%, 2%, 3%, etc., con el objeto de facilita-
r el despacho de recetas, en aquí se hacen las solucio-
nes más usuales, los casos pueden presentarse y se resuel-

ven fácilmente como a continuación lo expongo:

¿Qué cantidad de solución al 10% de cloruro se necesita cuando mezclo con 1 gr. de cloruro una solución?

$$\frac{10 \text{ gr. solución cloruro}}{100} = \frac{1 \text{ gr. cloruro}}{x}$$

$$x = \frac{100 \times 1}{10} = 10 \text{ c.c.}$$

Respuesta: se necesitan 10 c.c. de solución al 10%.

o

¿Cuántos gramos de cloruro de sodio se necesitan para preparar 100 c.c. de solución al 1% de cloruro?

$$\frac{1 \text{ gr. cloruro}}{100} = \frac{x \text{ gr. cloruro}}{100 \text{ c.c. de solución}}$$

$$x = \frac{100 \times 0.01}{100} = 1 \text{ gr.}$$

Respuesta: se necesitan 1 gr. de cloruro.

= 0 =

¿Qué es empleo de la regla de tres simple? ¿Cómo se emplea para encontrar la cantidad de cloruro de sodio que se necesita para preparar 100 c.c. de solución al 1% de cloruro? (Una c.c. es un c.c.)

La regla de tres simple se emplea para encontrar la cantidad de cloruro de sodio que se necesita para preparar 100 c.c. de solución al 1% de cloruro.

$$\frac{100 \times 0.01}{100} = 0.01 \text{ gr.}$$

¿Qué c.c. de la solución contiene 0.01 gr. de cloruro de sodio?

$$x = \frac{100 \times 0.01}{0.01} = 100 \text{ c.c. de solución de cloruro de sodio}$$

Se puede resolver siguiendo la regla general multi-

----- 2

solución: 1 litro de

$$\frac{100 \text{ g}}{1000 \text{ ml}} = \frac{x}{1000}$$

Una solución al 12% de azúcar significa que en 100 g de solución hay 12 g de azúcar y 88 g de agua.

En una solución de 1 litro (1000 g) de azúcar hay 120 g de azúcar.

$$\frac{120 \text{ g}}{1000 \text{ g}} = \frac{x}{1000}$$

$$x = \frac{120 \text{ g} \cdot 1000}{1000} = 12\%$$

Respuesta: La solución es al 12% de azúcar.

Ejemplo: Determinar la cantidad de azúcar en una de las siguientes soluciones: a) 10 g de azúcar por litro de so-

solución, 5) 12 gr. de $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ por litro de solución

peso molar del H_2SO_4 = 98

peso molar del $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ = 241,5

$$\frac{241,5}{98} = 2,464$$

si 241,5 gr. de $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ dan 1 ml de solución

$$\frac{1}{241,5} = \frac{x}{98}$$

Responda: 1) concentración molar del H_2SO_4 en 0,1 N y del $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ en 0,04 N milimoles.

Una solución

contiene una solución de sulfato de sodio.

100 c.c. de solución 25 gr. de Cl_2

150 c.c. " " "

$$\frac{25}{100} = \frac{x}{150} \Rightarrow 150 \text{ gr. de } \text{Cl}_2$$

La solución molar contiene 50,5 gr. de Cl_2 por l.

si 1 l. de solución 50,5 gr. Cl_2

$$\frac{50,5}{500} = \frac{x}{1000} \Rightarrow 101$$

peso m. de solución equiv. = 101 gr.

Preparación y problemas para soluciones normales

10 c.c. de solución N. de Cl_2 .

100 N. contienen 50,5

1000 N. " " 505

10 N. " " 50,5

40 N. = $0,505 \times 4 = 2,020$

Respuestas: Los 50 c.c. de solución Normal de $ClNa$ deben tener 5.0000 grs. de $ClNa$.

50 c.c. de Sol. N/10 de $NaCl$

1000 c.c. contienen 5.0000 grs.
1000 N/10 " " 3.0000 grs.
1 N/10 " " 0.003000 grs.

50 N/10: $50 \times 0.003000 = 0.1500$ grs. de $NaCl$ deben contener

50 c.c. de Sol. N/10 de HCl .

1000 c.c. contienen 3.645 grs.
1000 N/10 " " 3.645 grs.
1 N/10 " " 0.003645 grs.

50 N/10: $50 \times 0.003645 = 0.18225$ grs.

Respuestas: Los 50 c.c. de Sol. N/10 de HCl deben contener 0.18225 grs. de HCl puro.

50 c.c. de Sol. N/0.125 de $NaOH$.

Respuestas: Los 50 c.c. de Sol. N/0.125 de ácido sulfúrico contienen 0.125 grs. de H_2SO_4 puro.

50 c.c. de Sol. N/0.15 de SO_2

1000 c.c. contienen 49.00 grs.
1000 N/0.15 " " 7.35 grs.
1 N/0.15 " " 0.00735 grs.

50 N/0.15: $50 \times 0.00735 = 0.3675$ grs.

Respuestas: Los 50 c.c. de Sol. N/0.15, contienen 0.3675 grs. de SO_2 puro.

$$= \frac{1000 \times 117}{25} = 4680$$

Respuesta: La normalidad es 46.8 N.

Es decir, 46.8 gr. de NaOH por litro de solución.

Otro ejemplo: Tenemos 50 gr. de NaOH , los disolvemos en 500 c.c. de agua y la normalidad de la solución será:

Para asignar la normalidad de una solución se divide la cantidad de cuerpo disuélto en 1000 c.c. entre el peso de la normalidad del cuerpo.

500 c.c. contienen 50 gr. de NaOH
 1000 c.c. " " 100 gr. de NaOH

Respuesta: La normalidad de la solución será $100/40 = 2.5 \text{ N}$

- 3 -

Otro ejemplo: Tenemos 1 gr. de NaOH , los disolvemos en 15 c.c. de agua y la normalidad de la solución:

15 c.c. contienen 1 gr.
 1000 c.c. " " X

$$X = \frac{1000 \times 1}{15} = 66.67 \text{ gr. cantidad de NaOH en 1000 c.c.}$$

La normalidad será: $66.67/40 = 1.67 \text{ N}$

Respuesta: La normalidad de la solución es 1.67 N.

solución N de NaOH
 ¿Cuál es la normalidad?

Cantidad de sosa: $0'2 + 0'8 = 1$ gr.

1 litro c.c. contienen 1 gr. de NaOH
 1000 c.c. " " 1 "

$$x = \frac{1000 \times 1}{3} = 33'3$$

Respuesta: La normalidad de la mezcla es $0'333$

Problema: La normalidad de la mezcla es $0'333$

- 0 -

Ejemplo: Tenemos 40 c.c. de sol. 2N de NaOH, le añadimos 120 c.c. de una sustancia, ¿Cuál es la normalidad de la nueva solución?

Apuntamos la cantidad de NaOH contenida en los 40 c.c. de la solución:

1000 c.c. de sol. 2N contiene 80 gr.
 40 c.c. " sol. 2N " " 16 gr.

Como al añadirle los 120 c.c. de la sustancia la cantidad de NaOH contenida en los 40 c.c. no cambia, tenemos que en los 160 c.c. habrá $3'2$ de "a."

1 160 c.c. contiene $3'2$
 1000 c.c. " " "

$$x = \frac{1000 \times 3'2}{160} = 20 \text{ gr. de NaOH}$$

Evidentemente por la normalidad de la NaOH, tenemos: 20 es igual $1'2$.

Respuesta: La solución nueva está Medio Normal.

o

Otro ejemplo: Si a 20 c.c. de sol. 2N de ácido sulfúrico le agregamos 20 c.c. de solución N/10 del mismo ácido, ¿Cuál es la Normalidad de la nueva solución?

1000 c.c. Normal	contiene	49	de ácido
1000 c.c. 2Normal	"	98	" "
20 c.c. 2Normal	"	1'96	
1000 c.c. N/10	"	4'9	
20 c.c. N/10	"	0'098	

$$\frac{1190}{1000} = 1.190$$

El valor por la normalidad, tenemos: $0.190 \times 100 = 19$

Se observa la solución está al 19% Normal,

- 1 -

Tomando una de solución C₁GN de 100 g. de ácido a 10% normal, la solución C₂GN de 100 g. de ácido a 10% normal, la solución de ácido a 10% normal, la solución de ácido a 10% normal,

Solución Normal	g. de ácido	g. de agua
C ₁	10	90
C ₂	10	90
Normal	20	80
C ₁	10	90
C ₂	10	90

Se observa que el ácido a 10% normal de ácido a 10% normal, que 40 g. de ácido neutraliza 40 g. de sodio, por lo tanto se necesita:

$$\frac{40}{100} = 0.40$$

$$\frac{0.40 \times 100}{100} = 0.40 \text{ gr}$$

Es que la cantidad de ácido necesario para 40 g. de sodio es 0.40 g.

Se necesita, por lo tanto, la cantidad de ácido que se requiere para 40 g. de sodio, por lo tanto

Se necesita 0.40 g. de ácido para 40 g. de sodio, según se ve, pronto

que contiene 0.03 gr. de KOH pura
 y la muestra pesada es de 1.50 gr.

$$\frac{1.50 \text{ gr. KOH}}{1.50} = 0.92$$

La muestra contiene 1.50 gr. de KOH pura, y la cantidad de muestra que se usó al principio fue de 20 gr., significando que en esa muestra. Para hallar el porcentaje de pureza se establece la siguiente relación:

Si en 20 gr. de la muestra contienen 1.50 gr. KOH pura

$$\frac{1.50}{20} \times 100 = \frac{150}{20} = 7.5\%$$

La muestra dada está contenida en 1.50 gr. de muestra que equivale al 7.5%

30 gr. de KNO_3 en 100 gr. de solución y se les añade 100 gr. de agua para formar la solución que pesa 200 gr. ¿cuánta KNO_3 contiene la normalidad de la solución de KNO_3 ?

$$\frac{30 \text{ gr. } \text{KNO}_3}{100 \text{ gr.}} = \frac{100 \text{ gr.}}{13.5 \text{ gr.}}$$

$$= \frac{100 \times 0.20}{13.5} = 0.23 \text{ gr. de } \text{KNO}_3$$

30 gr. contienen 0.23 de KNO_3
 100 gr.

$$\frac{1000 \times 0.23}{30} = 7.6 \text{ gr.}$$

La solución contiene 7.6 gr. de KNO_3
 normalidad será $\frac{7.6}{100} = 0.076$

$$\text{KNO}_3 \text{ equivale al } 0.076$$

El peso de KNO_3 que se ha utilizado con
 solución de KNO_3 en 100 gr. de solución.

Se le indica la siguiente
 $\text{O}_2 \text{ + Fe}^{++} \text{ + H}_2 \text{ + K}_2\text{O}^{++} \text{ + Mn}^{++} \text{ + H}_2\text{O}$

= 130

En la oxidación el Fe pasa de divalente a trivalente;
es el cambio de valencia es -1; el equivalente peso del

$$\text{SO}_4\text{Fe es} = \frac{\text{peso molecular}}{\text{cambio de valencia}} = \frac{152}{1} = 152$$

La solución normal tiene 152 gr. en 1000 c.c.

La solución N/0.25 tendrá $152/0.25 = 30$ gr. en 1000

c.c. tendrá 0.030

2. c.c. tendrán $0.030 \times 24 = 0.912$ gr.

Respuesta: Se neutralizarán 0.912 gr. de SO_4Fe .

¿Cuántos gramos de CrO_5 son reducidos por 2.49 gr.
de KI en solución de H_2SO_4 ?

En la reacción el Cr pasa de hexavalente a trivalente
y el I pasa de I^- a I_2 a divalente, es decir la re-
acción es:



El equivalente del CrO_5 es:

$$\frac{\text{peso molecular}}{\text{cambio de valencia}} = \frac{323}{3} = 108$$

El equivalente del KI es: $\frac{166}{1} = 166$

Si 166 gr. de CrO_5 son reducidos por 166 de I
2.49 de

$$= \frac{108 \times 2.49}{166} = 1.62 \text{ gr.}$$

Respuesta: Serán reducidos 1.62 gr. de CrO_5 .

El calor específico del agua es 1'	
del platino, cobre y oro.....	0'03
del zinc, hierro y aluminio.....	0'09
del hielo.....	0'50
del aluminio y fierro.....	0'11
del mercurio.....	0'03
del alcohol.....	0'50

La determinación del calor específico se verifica en aparatos debidamente protegidos contra las pérdidas de calor, tales como el calorímetro.

El calorímetro es un vaso metálico de paredes delgadas y brillantes rodeado por un vaso que evita que el calor se difunda en el medio ambiente.

El calor o cuyo calor específico se desea determinar se pesa y se calienta a temperatura determinada en un baño de agua y se introduce en el calorímetro que contiene un cantidad conocida de agua a temperatura conocida.

Cuando las temperaturas del cuerpo y del agua se han igualado, se lee la temperatura final con un termómetro.

Calor de fusión de los cuerpos.

Los cambios de estado de los cuerpos se verifican siempre con absorción de calor.

Así como el número de calorías de fusión la cantidad de calor necesaria para fundir 1 gr. de la sustancia de que se trata, el calor de fusión del hielo es de 80 calorías por 1 gr. o por libra.

Recíprocamente, la solidificación de los cuerpos se verifica con desarrollo de calor.

Calor de vaporización de un cuerpo líquido es la cantidad de calor necesaria para convertir en vapor 1 gr. de dicho líquido a la temperatura de ebullición. El calor de vaporización del agua es de 539 calorías, a 100°C. y a 1 atmósfera de presión.

Calor de condensación de un sustancia es la cantidad de calor necesaria para convertir un líquido en una sustancia sólida al estado de vapor.

Calor de disolución es el que se produce al disolver un cuerpo en otro; a veces hay desprendimiento de calor.

de calor

de calor de la solución de agua, que
tiene calor de la solución del
en la solución de agua.

La cantidad de calor ab-
soluta de la solución de un ácido con una
base o un ácido con un sal de solución es independiente de
la concentración. El calor de neutralización del ácido
sulfúrico en solución normal con la base cáustica normal
es de 137 calorías.

El calor de formación de calor de un ácido o un
ácido débil en solución es variable con el grado de ioniza-
ción de variable pero los ácidos fuertes, como el ácido
sulfúrico, constante con cada uno de ellos. El calor de for-
mación del ácido de agua con los ácidos con-
puestos del carbono tiene gran importancia en el ca-
lcul de los sistemas de ácidos.

El calor de formación de un ácido débil o libre
de un ácido débil. El calor de formación de un ácido débil
de un ácido débil, si se considera el calor de
la reacción es exotérmica.

El calor de formación de un ácido débil o libre
de un ácido débil o un ácido débil de un ácido débil
para formar un ácido débil.

El calor de formación de un ácido débil o libre
de un ácido débil o un ácido débil de un ácido débil
para formar un ácido débil.

El calor de formación de un ácido débil o libre
de un ácido débil o un ácido débil de un ácido débil
para formar un ácido débil.

El calor de formación de un ácido débil o libre
de un ácido débil o un ácido débil de un ácido débil
para formar un ácido débil.

El calor de formación de un ácido débil o libre
de un ácido débil o un ácido débil de un ácido débil
para formar un ácido débil.

En los trabajos anteriores o de Fort et al.
que dieron la entalpía térmica de un sistema, como es, la
entropía total de calor absoluto y el calor de un
reacción química, se puede ver que de los trabajos típi-
cos y comunes que se han hecho en la ciencia.

Entonces térmica de una reacción es la cantidad de calor absorbida o desprendida en una reacción química que se transforma en otra clase de energía, como la eléctrica, etc.

Ejemplo: Si hacemos reaccionar 1 litro de H_2 con ácido sulfúrico a 25°C. y a una atmósfera de presión, se desprende 3426 calorías. Pero a una atmósfera de H_2 se diluirá en la atmósfera real por el efecto de la presión equivalente a 56 calorías.

Por lo tanto, $3426 - 56 = 3370$ calorías.

Si se hacen reaccionar 2 litros de H_2 con ácido sulfúrico a 25°C. se forma una cantidad de H_2SO_4 que libera 6852 calorías, si la reacción tiene lugar a una atmósfera de H_2 se diluirá en la atmósfera real por el efecto de la presión equivalente a 112 calorías.

Por lo tanto, $6852 - 112 = 6740$ calorías que se desprenden en la atmósfera de H_2 a 25°C.

La ley de los gases, que dice: la presión ejercida por un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta y al número de moléculas, y en consecuencia de las cantidades de gases.



Si se forma CO_2 se desprende 94 calorías por molécula de CO_2 que se forma a 25°C. y a una atmósfera de CO_2 .

Si se hacen reaccionar 2 moléculas de CO_2 se desprende 188 calorías, si la reacción tiene lugar a una atmósfera de CO_2 se diluirá en la atmósfera real por el efecto de la presión equivalente a 224 calorías.

En la reacción de $2K + Cl_2 = 2KCl$ se desprende 112 calorías. Si hacemos llegar una cantidad de K a la saturación de una disolución de Cl_2 a 25°C. y a una atmósfera de Cl_2 que puede liberar y calentar de amarillo por $2K$.

La reacción es la siguiente:
 $2K + Cl_2 = 2KCl + 112$

El desarrollo del trabajo en la formación del M^o se debe a la acción de la fuerza de la gravedad que se desprende del suelo en la medida en que se sustituye el peso del suelo por el peso del concreto de 2500 cal/cm³.

En el momento en que se realiza el corte de la losa, la fuerza de gravedad que se desprende del suelo es de 2500 cal/cm³ y el peso del concreto es de 2500 cal/cm³.

El peso del concreto que se desprende del suelo es de 2500 cal/cm³ y el peso del concreto es de 2500 cal/cm³.

El peso del concreto que se desprende del suelo es de 2500 cal/cm³ y el peso del concreto es de 2500 cal/cm³.

Se necesitan 17 toneladas.

- 2 -

El peso del concreto que se desprende del suelo es de 2500 cal/cm³ y el peso del concreto es de 2500 cal/cm³.

El peso del concreto que se desprende del suelo es de 2500 cal/cm³ y el peso del concreto es de 2500 cal/cm³.

Se necesitan 17 toneladas.

El peso del concreto que se desprende del suelo es de 2500 cal/cm³ y el peso del concreto es de 2500 cal/cm³.

$$\frac{2500}{2500} = 1$$

- 2 -

El peso del concreto que se desprende del suelo es de 2500 cal/cm³ y el peso del concreto es de 2500 cal/cm³.

El peso del concreto que se desprende del suelo es de 2500 cal/cm³ y el peso del concreto es de 2500 cal/cm³.

El peso del concreto que se desprende del suelo es de 2500 cal/cm³ y el peso del concreto es de 2500 cal/cm³.

Se necesitan 17 toneladas.

El peso del concreto que se desprende del suelo es de 2500 cal/cm³ y el peso del concreto es de 2500 cal/cm³.

$$900 \times 0.11 \text{ BTU/lbs.} = (212 - 42) = 16800 \text{ BTU}$$

$$\text{Calor total sería: } 60000 + 16800 = 76800 \text{ BTU}$$

Como solamente se utiliza el 70% del calor, entonces
la cantidad de calor que se requiere es $\frac{76800}{0.70} = 110000 \text{ BTU}$

Respuestas: Calor necesario: 121117 BTU.

Tratamiento 3: Se le calienta el agua que está por el
30°C en un calorímetro de Cu. El peso del calorímetro es de
1500 grs y el peso del agua que contiene el calorímetro es
de 2000 grs. La temperatura inicial es 20°C y la final de
31°C. Calcule el calor que el agua del calorímetro por el
calor que ha sido quemado. - Calor específico del Cu: 0.073.

$$\text{Calor ganado por el calorímetro: } 1500 \times 0.073 \times (31 - 20) = 1194.75 \text{ cal.}$$

$$\text{Calor ganado por el agua: } 2000 \times 1 \times (31 - 20) = 22000 \text{ cal.}$$

$$1194.75 + 22000 = 23194.75 \text{ es el calor dado por el C.}$$

$$23194.75 = 704.16 \text{ calorías por gramo quemado.}$$

Respuesta: El calor de 704.16 calorías por gramo.

Determinar la temperatura de 25 gr. de hielo si se
mezcla con 350 gr. de agua a 70°C. (Calor de fusión del
hielo es 80 cal/g).

$$\text{Calor del hielo fundido por el calor de fusión} \\ = 25 \times 80 = 2000 \text{ cal.}$$

El agua que se calienta de 0°C a 15°C por el calor
que se le da por el agua a 70°C:

$$\text{Calor ganado por el agua: } 350 \times 1 \times (70 - 15) = 19250 + 1800 \\ 19250 - 2000 = 19050 + 1800 \\ 19050 + 1800 = 20850 + 1800 \\ \text{Total} = 22650 \\ \text{C} = \frac{22650}{25} = 906$$

Determinar la temperatura de la mezcla que se forma

cuando se calienta 50 gr. de agua a 10°C y se le da
calor y se calienta a 25°C.

El calor que se le da al agua a 10°C es a
10°C.

$$\text{Calor por calor lo valor necesario} \\ \text{El calor necesario} = 10800 \text{ cal.}$$

Definición parcial e calentamiento de 20 gr. de agua de 100°C. a 20°C.

$$20 \times 1 \times (100 - 20) = 1600$$

$$\text{Total del calor de los } 1000 \text{ g} + 1600 = 1600$$

Los vapor de 20 gr. de vapor de agua de 100°C. calorías:

- 3 -

Levante calor necesaria: 20 gr. de hielo a -10°C. para convertirlo en vapor a 100°C.

Calor específico del hielo = 0.5; calor del vapor de agua = 0.5.

Calor para elevar la temperatura del hielo de -10°C a 0°C.

Calor para elevar el agua a cambio de temperatura.

$$20 \times 0.5 \times 10 = 100 \text{ calorías.}$$

Calor para fundir el hielo: masa x calor de fusión.

$$20 \times 80 = 1600 \text{ cal.}$$

Calor para elevar la temperatura de 0°C a 100°C.

$$20 \times 1 = 200 \text{ cal.}$$

Calor para elevar la temperatura de 100°C a 20°C de agua = 1600 cal.

$$\text{Calor de vapor de agua.}$$

$$20 \times 540 = 10800 \text{ cal.}$$

Calor para elevar el agua de 20°C a 100°C.

Calor para elevar el agua de 100°C a 20°C.

$$20 \times 1 \times (100 - 20) = 1600$$

$$20 \times 0.5 \times 10 = 100$$

$$20 \times 80 = 1600$$

$$20 \times 1 = 200$$

Calor para elevar el agua de 20°C a 100°C.

$$20 \times 1 \times (100 - 20) = 1600$$

$$20 \times 0.5 \times 10 = 100$$

$$20 \times 80 = 1600$$

$$20 \times 1 = 200$$

Calor para elevar el agua de 20°C a 100°C.

Calor para elevar el agua de 100°C a 20°C.

$$20 \times 1 \times (100 - 20) = 1600$$

$$20 \times 0.5 \times 10 = 100$$

$$20 \times 80 = 1600$$

$$20 \times 1 = 200$$

Calor para elevar el agua de 20°C a 100°C.

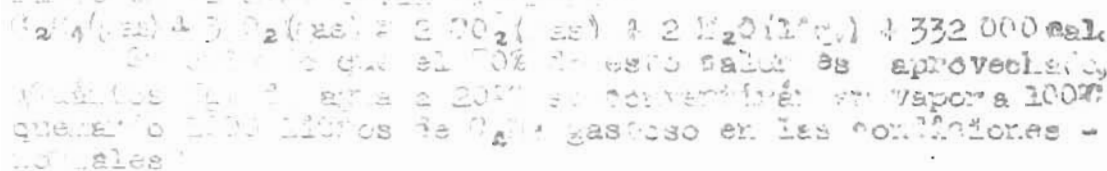
$$20 \times 1 \times (100 - 20) = 1600$$

$$20 \times 0.5 \times 10 = 100$$

$$20 \times 80 = 1600$$

PROBLEMAS - OBRAS ECUACIONES TERMOQUIMICA

La reacción termoquímica del C_2H_4 (G.S.) al quemarse es la siguiente:



Se sabe que una molécula gaseosa de C_2H_4 tiene un volumen de $22\frac{1}{4}$ litros en las condiciones normales y produce 332 000 calorías.

$$1\,000 \text{ litros producirán } \frac{1\,000}{22\frac{1}{4}} \times 332\,000 = 1\,820,480$$

Pero solamente el 70% de calor se utilizará, la cantidad útil es:

$$1\,820\,480 \times 0.70 = 1\,274\,336 \text{ calorías.}$$

Por otra parte calculamos las calorías que necesita el agua a 20°C para ser calentado a 100°C :

$$1\,000 \times (100 - 20) \times 1\,000 \times 10 = 80\,000 \text{ calorías}$$

Para ser convertida en vapor de agua a 100°C se necesitan 540 000 calorías.

El total de calor necesario será:

$$80\,000 + 540\,000 = 620\,000 \text{ calorías}$$

El 20°C de agua forma en vapor 1 litro de agua

$$20^\circ\text{C} \rightarrow 30^\circ\text{C}$$

$$\frac{1\,274\,336}{20\,000} = 63.7168 \approx 64 \text{ litros de agua}$$

Por lo tanto con 1,000 litros de C_2H_4 se convertirán en vapor 64 litros de agua.

con

El calor de formación del óxido de aluminio y del óxido de hierro es, respectivamente, de 380 y 198 grandes calorías por molécula. Calcular el calor de reducción del óxido de hierro por el aluminio.

Las reacciones son:



El calor de reducción del Fe_2O_3 por el Al es la diferencia:

$$380 - 198 = 182$$

Responde: El calor de reducción del Fe_2O_3 por el Al es de 182 grandes calorías.

con

+1 30,6 cal en C
+1 60,6 cal en O
+1 20,4 cal en H

de
de
de
de

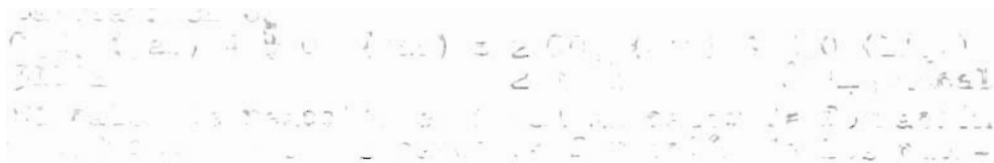


Entonces que el valor de la descomposición es igual al de la formación con los productos, menos el valor de la formación. En el tiempo o cuerpos que se descomponen, tendremos:
 $(151,2 - 54) - 20,4 = 20,4 - 20,4 = 0$

Respuesta: En la descomposición, el CO_2 , se absorben --
43,4 grandes calorías.

-0-

El valor de formación de CaCO_3 (sólido) es de 312,2 grandes calorías. El valor de formación del CO_2 (gas) es de 54 grandes calorías. El valor de formación del CaO (sólido) es de 151,2 grandes calorías. El valor de formación del CaCO_3 (sólido) es de 312,2 grandes calorías.



Entonces que el valor de la descomposición es igual al de la formación con los productos, menos el valor de la formación. En el tiempo o cuerpos que se descomponen, tendremos:
 $(151,2 - 54) - 20,4 = 20,4 - 20,4 = 0$

Respuesta: En la descomposición, el CO_2 se absorben --
43,4 grandes calorías.

-0-

Las calorías son necesarias para formar un CO_2 cuando se obtiene a partir del CaO y el CO , sabiendo que en la formación del CaO se desprenden 151,2 calorías y en la formación del CaCO_3 , 14,5 grandes calorías, y en la formación del CO se desprenden 20,4 grandes calorías.



En un Kg. de CaCl_2 hay: $\frac{1.000}{111}$ = 15'60 moles de CaCl_2

Si cada molécula de CaCl_2 necesita 110^{13} grandes calorías, las 15'60 moléculas necesitarán:

$$15'60 \times 110^{13} = 1.720^{13}$$

Respuesta: Para hacer un Kg. de CaCl_2 son necesarias 1.720^{13} grandes calorías.

El calor de la neutralización de un ácido fuerte con un álcali fuerte es de 13'7 calorías. Calcula las calorías liberadas cuando 100 g. de CO_2 de CaCl_2 2M reacciona con el CaCl_2 .

La reacción es:



Si el peso molecular del ácido sulfúrico es 98, 2M serán:

$$98 \times 2 = 196 \text{ g.}$$

Si en 1.000 g. de sol. hay 196 g.

en 100

$$= \frac{196 \times 1.000}{1.000} = 70'4 \text{ g.}$$

El equivalente químico del CO_2 es 47, es decir que esta cantidad, reaccionando con el equivalente químico de la base, libera 13'7 calorías.

En la solución que tenemos:

47 g. de CO_2 liberan 13'7 calorías
Respuesta:

$$\frac{13'7 \times 70'4}{47} = 20'1$$

Respuesta: El calor de neutralización del ácido es 13'7
27 es la 20'1 cal. g.

NOCIONES DE ELECTROQUÍMICA

La electroquímica estudia las relaciones y mutuas dependencias de las energías químicas y eléctricas, esto es, las combinaciones, descomposiciones y demás fenómenos químicos provocados por la energía eléctrica.

Así vemos que en forma de plasma, la energía eléctrica ocasiona fenómenos de combinación tales como las descargas eléctricas atmosféricas que hacen combinarse el N y el O para formar el NO_2 y de más el NO_2H y NO_3H .

También la corriente eléctrica provoca la descomposición de muchos cuerpos químicos: de las sales, sales, sales, minerales, etc., fenómeno que se conoce con el nombre de ELECTRÓLISIS.

Los fenómenos de la electrólisis se rigen según leyes descubiertas por el físico-químico inglés Michael Faraday, son las siguientes:

1ª) La cantidad de electrólito descompuesto durante la electrólisis, es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa por la solución. Así, 5 culombios depositarán en el cátodo 1 vez más a que 1 culombio: al desconectar el Al .

2ª) El pasaje de un culombio en las soluciones de electrólitos neutraliza, deposita o arrastra en el respectivo electrodo, una cantidad fija característica del elemento o radical electro positivo o electro negativo, que se llama equivalente electroquímico, etc.

El equivalente electroquímico de un elemento se encuentra dividiendo el peso equivalente atómico de un elemento entre 96500 ó sea la carga del ion obtenido de un electrodo cuando sobre ellas pasa la corriente de un culombio.

Para depositar un H_2SO_4 de H_2SO_4 a H_2O se necesita una cantidad 96 500 veces mayor que la de un culombio, o sea 1 Coulombio .

Para medir las cantidades de electricidad, es preciso conocer las unidades en que se mide ésta.

El Voltio es unidad de intensidad y se define diciendo que es la fuerza de una corriente que dé por segundo 1.118 mg. de Ag .

OHMIO es unidad de resistencia y se define como la resistencia que ofrece un hilillo de platino de 1.063.0g de peso, 1 mm² de sección y 1 mm² de longitud a 0°C.

VOLTIO es unidad de fuerza electromotriz, y se define como la tensión que produce una corriente de 1 amperio a través de la resistencia de 1 ohmio.

De aquí se deduce que $\text{Intensidad} = \frac{\text{Volts}}{\text{Amperios}} = \text{Ohmios}$.

CULOMBIO es la unidad práctica de cantidad de electricidad. Es la cantidad de electricidad que circula por una célula electrolítica en que se deposita 1.118 mg. de plata o sea que 1 Culombio es igual a 1 amperio por segundo, por consiguiente amperio es la intensidad de corriente que corresponde al peso de un Culombio por segundo.

El peso de una sustancia liberada por la electrólisis será igual a la cantidad de electricidad (Culombios) por equivalente electroquímico. Pero si la cantidad de electricidad se da en Faradios, el peso de la sustancia será igual al EQUIVALENTE QUÍMICO por cantidad de electricidad (FARADIOS).

Peso = Equivalente electroquímico por Faradios.

Peso = Equivalente químico por Faradios.

Problemas que pueden presentarse

En un galvano que se da se deposita durante 30 minutos a través de una solución de AgNO_3 la cantidad de 43.152 Faradios.

El peso equivalente gramal de la Ag es 107.88. Cada Faradio deposita un peso equivalente gramal.

El peso de Ag depositada será $107.88 \times 0.40 = 43.152$.

Respuesta: Se depositarán 43.152 gramos.

- * -

Una corriente de 0.05 Amperios se hace pasar a través de una solución de AgNO_3 durante 30 minutos. Calcular la cantidad de Ag depositada.

La cantidad de Culombios que se necesitan para equivalente electroquímico de Ag es 1 Faradio.

Ag = 1 Faradio.

El equivalente electroquímico de la Ag es 0.00118

1 Culombio = amperios por segundo, entonces

Culombios = 0.05 x (30 x 60)

0.05 x 1800 = 90 culombios

El peso de Ag será $0.00118 \times 90 = 0.1062$ gr. de Ag .

Respuesta: Se depositarán 0.1062 gr. de Ag .

Superior la reacción de H_2 , C , $Cu^{++}Fe^{++}$, Fe^{+++} , que se deposita en el cátodo.

Debemos que en el ánodo se deposite un equivalente químico de cualquier elemento.

El equivalente químico del H_2 es 1; se depositará 1 gr. de H_2 . El equivalente químico del C es $\frac{12}{2} = 6$; se depositará 6 gr. de C .

El equivalente químico del Cu^{++} es $\frac{63.57}{2} = 31.785$; se depositará 31.785 gr. de Cu .

El equivalente químico del Fe^{++} es $\frac{56.15}{2} = 28.075$; se depositará 28.075 gr. de Fe (óxido ferroso).

El equivalente químico del Fe^{+++} es $\frac{56.15}{3} = 18.716$; se depositará 18.716 gr. de Fe (óxido férrico).

- 6 -

Una corriente de 0.175 amperios depositó en 1 hora 30 minutos 0.207 gr. de metal. Calcular:

- El equivalente electroquímico del metal;
- El peso atómico del metal;
- La valencia del metal en la solución.

Para ello se tiene $(0.175) \times (3600) = 630 \text{ C} = 12.5 \text{ Far} = 5.400 \text{ coulombs}$.

a) Colómbios = $\frac{0.207 \text{ gr.}}{5.400 \text{ coulombs}}$

$$1175 = \frac{0.207}{5.400} = \frac{0.207 \times 1175}{5.400} = \frac{243.225}{5.400} = 45 \text{ gr. Far}$$

$$1175 = \frac{0.207}{5.400} = \frac{0.207 \times 1175}{5.400} = \frac{243.225}{5.400} = 45 \text{ gr. Far}$$

$$= \frac{0.207 \times 1175}{5.400} = 45 \text{ gr. Far}$$

Respuesta:

a) 45 gr. Far, b) 45 gr. Far, c) 45 gr. Far

Una corriente de 0.175 amperios depositó en 1 hora 30 minutos 0.207 gr. de metal. Calcular:

a) El equivalente electroquímico del metal;

$$= \frac{0.207 \times 1175}{5.400} = 45 \text{ gr. Far}$$

$$= \frac{0.207 \times 1175}{5.400} = 45 \text{ gr. Far}$$

$$= \frac{0.207 \times 1175}{5.400} = 45 \text{ gr. Far}$$

b)

$$= \frac{0.207 \times 1175}{5.400} = 45 \text{ gr. Far}$$

- 7 -

¿Cuánto tiempo se requiere para depositar 1 gr. de metal en una solución de Cu^{++} ?

Resp. 12.5 Far

Se desea depositar 1 gr. de Cu en una solución de Cu^{++} .

$$\text{Equivalente químico} = \frac{63.57}{2} = 31.785 \text{ gr.}$$

La solución o sea 31.785 colómbios deposita 1 equivalente químico, así depositar 1 equivalente químico se necesitan 31.785 colómbios.

43.2% en los bios = 12 aparatos por segundo
de aparatos = $\frac{43.2 \times 100}{100} = 43.2$ aparatos.

$\frac{100}{60} = 67$ minutos y sobre 1 segundo

$\frac{67}{60} = 1$ hora, 7 minutos.

Respecto al tiempo que se tarda en $\frac{1}{2}$ minutos y 1 segundo.

- 0 -

En una operación de electrolisis se utilizó una corriente de 1 amperio. El proceso duró 1 hora y 45 minutos. ¿Qué peso de Zn se ha depositado en el cátodo, suponiendo un rendimiento de 95%?

1 hora = 60 min + 45 min = 105 min = 1.75 horas

Equivalentes = amperios por segundo

1 am 100.000 = 100.000 amperios

Equivalentes = $\frac{100.000}{95} = 105.263$ equivalentes

En la reacción $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$ se depositó 100 g de Cu en el cátodo. ¿Qué peso de Zn se depositará en el ánodo? $100 \text{ g } Cu = 100 \times \frac{65}{63.5} = 102.36 \text{ g } Zn$

El rendimiento es 95%. ¿Cuál será la cantidad total de Zn ?

$102.36 \times 0.95 = 97.24 \text{ g } Zn$ distribuido.

Respecto al ánodo se depositará 102.36 g de Zn .

18.

- 0 -

¿Qué peso de Zn se depositará en el cátodo de una celda de Daniell si se deposita en el ánodo un peso de Cu equivalente a 100 g de Cu ?

Equivalentes de Cu = $\frac{100}{63.5} = 1.5748$ equivalentes

Equivalentes de Zn = $\frac{1.5748 \times 65}{1} = 102.36$ g

El rendimiento es 95%. ¿Cuál será el peso de Zn depositado?

La cantidad de Zn depositado será $102.36 \times 0.95 = 97.24$ g

El Zn depositado en el ánodo será 102.36 g

$\frac{102.36}{65} = 1.5748$ equivalentes

Equivalentes = amperios por segundo

$1.5748 \times 100 = 157.48$ amperios

Equivalentes = $\frac{157.48}{1} = 157.48$ g

Respecto al tiempo que se tarda en depositar 100 g de Cu .

¿Qué volumen de H_2 en las condiciones normales de presión y temperatura quedará liberado por una corriente de 5 amperios en tres horas, suponiendo un rendimiento de 90%?

La cantidad de Coulombios q Amperios \times tiempo t
 $= 5 \times 3 \times (60 \times 60) = 54000$ coulombios

Para los serán: $\frac{54000}{98500} = 0.55$

El equivalente químico del H es 1, o sea $\frac{1}{2}$ molécula. El volumen será:

$$\frac{22.4}{2} = 11.2$$

El gas H_2 libera 11.2 lts. de H
 0.55 faradios liberará 6.16 lts. de H

$V = \frac{11.2 \times 0.55}{1} = 6.16$ lts. de H

Como el rendimiento es 90%, la cantidad será:
 $6.16 \times 0.90 = 5.543$ lts.

Respuesta: Una corriente de 5 amperios libera 5.543 litros de

de

NOTA: Si los gases se obtienen a temperatura y presión distintas a la normal, se busca el volumen exacto aplicando las leyes de Boyle y Gay Lussac.

DOMINIO SOBERANO DE YUCA

0 1 2 3 4 5

Date	Particulars	Debit	Credit	Balance
1900	By Balance		1000.00	1000.00
1901	To Cash	500.00		500.00
1902	To Cash	300.00		200.00
1903	To Cash	200.00		0.00
1904	To Cash	100.00		100.00
1905	To Cash	100.00		200.00
1906	To Cash	100.00		300.00
1907	To Cash	100.00		400.00
1908	To Cash	100.00		500.00
1909	To Cash	100.00		600.00
1910	To Cash	100.00		700.00
1911	To Cash	100.00		800.00
1912	To Cash	100.00		900.00
1913	To Cash	100.00		1000.00
1914	To Cash	100.00		1100.00
1915	To Cash	100.00		1200.00
1916	To Cash	100.00		1300.00
1917	To Cash	100.00		1400.00
1918	To Cash	100.00		1500.00
1919	To Cash	100.00		1600.00
1920	To Cash	100.00		1700.00
1921	To Cash	100.00		1800.00
1922	To Cash	100.00		1900.00
1923	To Cash	100.00		2000.00
1924	To Cash	100.00		2100.00
1925	To Cash	100.00		2200.00
1926	To Cash	100.00		2300.00
1927	To Cash	100.00		2400.00
1928	To Cash	100.00		2500.00
1929	To Cash	100.00		2600.00
1930	To Cash	100.00		2700.00
1931	To Cash	100.00		2800.00
1932	To Cash	100.00		2900.00
1933	To Cash	100.00		3000.00
1934	To Cash	100.00		3100.00
1935	To Cash	100.00		3200.00
1936	To Cash	100.00		3300.00
1937	To Cash	100.00		3400.00
1938	To Cash	100.00		3500.00
1939	To Cash	100.00		3600.00
1940	To Cash	100.00		3700.00
1941	To Cash	100.00		3800.00
1942	To Cash	100.00		3900.00
1943	To Cash	100.00		4000.00
1944	To Cash	100.00		4100.00
1945	To Cash	100.00		4200.00
1946	To Cash	100.00		4300.00
1947	To Cash	100.00		4400.00
1948	To Cash	100.00		4500.00
1949	To Cash	100.00		4600.00
1950	To Cash	100.00		4700.00
1951	To Cash	100.00		4800.00
1952	To Cash	100.00		4900.00
1953	To Cash	100.00		5000.00
1954	To Cash	100.00		5100.00
1955	To Cash	100.00		5200.00
1956	To Cash	100.00		5300.00
1957	To Cash	100.00		5400.00
1958	To Cash	100.00		5500.00
1959	To Cash	100.00		5600.00
1960	To Cash	100.00		5700.00
1961	To Cash	100.00		5800.00
1962	To Cash	100.00		5900.00
1963	To Cash	100.00		6000.00
1964	To Cash	100.00		6100.00
1965	To Cash	100.00		6200.00
1966	To Cash	100.00		6300.00
1967	To Cash	100.00		6400.00
1968	To Cash	100.00		6500.00
1969	To Cash	100.00		6600.00
1970	To Cash	100.00		6700.00
1971	To Cash	100.00		6800.00
1972	To Cash	100.00		6900.00
1973	To Cash	100.00		7000.00
1974	To Cash	100.00		7100.00
1975	To Cash	100.00		7200.00
1976	To Cash	100.00		7300.00
1977	To Cash	100.00		7400.00
1978	To Cash	100.00		7500.00
1979	To Cash	100.00		7600.00
1980	To Cash	100.00		7700.00
1981	To Cash	100.00		7800.00
1982	To Cash	100.00		7900.00
1983	To Cash	100.00		8000.00
1984	To Cash	100.00		8100.00
1985	To Cash	100.00		8200.00
1986	To Cash	100.00		8300.00
1987	To Cash	100.00		8400.00
1988	To Cash	100.00		8500.00
1989	To Cash	100.00		8600.00
1990	To Cash	100.00		8700.00
1991	To Cash	100.00		8800.00
1992	To Cash	100.00		8900.00
1993	To Cash	100.00		9000.00
1994	To Cash	100.00		9100.00
1995	To Cash	100.00		9200.00
1996	To Cash	100.00		9300.00
1997	To Cash	100.00		9400.00
1998	To Cash	100.00		9500.00
1999	To Cash	100.00		9600.00
2000	To Cash	100.00		9700.00
2001	To Cash	100.00		9800.00
2002	To Cash	100.00		9900.00
2003	To Cash	100.00		10000.00

Receipt No.	Date	Particulars	Amount	Balance	Remarks
100	1900
101	1900
102	1900
103	1900
104	1900
105	1900
106	1900
107	1900
108	1900
109	1900
110	1900
111	1900
112	1900
113	1900
114	1900
115	1900
116	1900
117	1900
118	1900
119	1900
120	1900
121	1900
122	1900
123	1900
124	1900
125	1900
126	1900
127	1900
128	1900
129	1900
130	1900
131	1900
132	1900
133	1900
134	1900
135	1900
136	1900
137	1900
138	1900
139	1900
140	1900
141	1900
142	1900
143	1900
144	1900
145	1900
146	1900
147	1900
148	1900
149	1900
150	1900
151	1900
152	1900
153	1900
154	1900
155	1900
156	1900
157	1900
158	1900
159	1900
160	1900
161	1900
162	1900
163	1900
164	1900
165	1900
166	1900
167	1900
168	1900
169	1900
170	1900
171	1900
172	1900
173	1900
174	1900
175	1900
176	1900
177	1900
178	1900
179	1900
180	1900
181	1900
182	1900
183	1900
184	1900
185	1900
186	1900
187	1900
188	1900
189	1900
190	1900
191	1900
192	1900
193	1900
194	1900
195	1900
196	1900
197	1900
198	1900
199	1900
200	1900

STATE OF NEW YORK
IN SENATE

January 10, 1911.



I N D I C E

	Págs.
Palabras brevias	11
I - IMPORTANCIA DE LAS MATEMATICAS EN LA PROFESION DEL QUIMICO-FARMACEUTICO.	13
II - UNIDADES DE MEDIDA.	14
- Tabla de equivalencias entre las principales unidades de los diferentes sistemas.	27
- Relaciones entre las medidas de peso, volumen y capacidad del Sistema Métrico decimal.	28
- Tabla de potencias de 10 y orden jerárquico de	29
III - PESO ESPECIFICO DE LOS CUERPOS	
- Métodos empleados para su determinación.	31
- Determinación del peso específico de los sólidos.	33
- Determinación del peso específico de los líquidos.	36
- Peso específico de los gases y vapores.	41
- Problemas relativos a pesos específicos y densidades.	42
IV - TEMPERATURAS	
- Escala de temperaturas Celsius y otras.	44
- Problemas que pueden presentarse.	45
V - DENSIDAD DE LOS CUERPOS	
- Definición.	46
- Unidades.	46
VI - DENSIDAD	
- Definición.	47
- Unidades.	47
- Problemas.	47
- Densidad de los gases.	47
- Densidad de los líquidos.	47
- Densidad de los sólidos.	47

	Pág
1. DETERMINACION DE PESOS MOLECULARES.	73
- Primer método: Conociendo la fórmula del cuerpo	73
- Segundo método: Por el volumen gramo molecular	74
- Tercer método: Por el descenso del punto de congelación normal.	75
- Cuarto método: peso molecular de sustancias no electrolíticas a partir del aumento del punto de ebullición normal.	77
- Quinto método: Peso molecular por la presión osmótica.	79
2.	81
3.	85
4.	93
5.	97
6.	97
7.	108
8.	111
9.	114
10.	115
11.	121
12.	122
13.	131
14.	132
15.	133
16.	140

