

156
2ej



Universidad Nacional Autónoma
de México

Facultad de Química

DISEÑO DE PRACTICAS ALTERNATIVAS PARA EL
LABORATORIO DE QUIMICA GENERAL

T E S I S

Que para obtener el título de :

INGENIERO QUIMICO

P r e s e n t a :



Antonio Torres Contreras PROFESIONALES QUIMICA

TESIS CON
FALLA LE ORGEN



México, D. F.

1993



Universidad Nacional
Autónoma de México



UNAM – Dirección General de Bibliotecas Tesis Digitales Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS © PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis está protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

TABLA DE CONTENIDO

	Pág.
Importancia de la enseñanza de la Química en el laboratorio.	1
I.- Introducción.	5
II.- Densidad.	6
III.- Solubilidad.	13
IV.- Número de Avogadro.	19
V.- Ley de las proporciones definidas.	24
VI.- Ley de las proporciones múltiples.	28
VII.- Fórmula mínima de un compuesto.	39
VIII.- Reactivo limitante.	45
IX.- Ley de la conservación de la materia.	52
X.- Hidrólisis.	58
XI.- Concentración química.	64
XII.- Tipos de reacciones.	70
XIII.- Equivalente químico.	75
XIV.- Resultados prácticos, confrontación de los resultados con la hipótesis y conclusiones.	81
XV.- Respuesta de los cuestionarios propuestos.	117
Conclusión general	126
Referencias bibliográficas.	128

IMPORTANCIA DE LA ENSEÑANZA DE LA QUIMICA EN EL LABORATORIO

La Química es la ciencia que se ocupa de la transformación de la materia, basada en el conocimiento de su composición, la preparación cabal de un químico (en todo tipo de especialidad), debe armonizar la manipulación práctica y experimental (en cualquier nivel o dimensión) con la interpretación y la predicción teóricas.

En su origen, la mayoría de las universidades en los países iberoamericanos tomaron como modelo o fuente de inspiración a la más antigua de habla española y una de las más antiguas del mundo, la Universidad de Salamanca (1215), en pleno siglo XIII, la primera reglamentación sería que promulga el rey de Castilla y León, Alfonso X, define lo que es una universidad como "el ayuntamiento de maestros e escolares que es fecho en algún lugar, con voluntad et con entendimiento de aprender los saberes".

Magnífica definición en cuanto al carácter universitario primigenio, pero que lo limita a los "saberes", y menosprecia por siglos posteriores, es detrimento de muchos países de lengua y tradiciones similares, la importancia de aprender los "haceres".

Podemos citar a un eminente científico hispanoamericano en la actualidad, el fisiólogo argentino Bernardo Houssay (1887-1971) "el desprecio al trabajo manual es una tradición que nos viene desde la época colonial".

Una enumeración de las características heredadas que no pretende ser exhaustiva, ni siquiera seguir un orden de prelación, podría ser la siguiente: tendencia al verbalismo y al teoricismo, rechazo del trabajo manual, ficción y engaño, costo en recursos económicos y en esfuerzo humano, condiciones locales, falta de interés por las ciencias naturales.

En contraste el más alto y antiguo representante de la ciencia nórdica, anglosajona, la Royal Society de Londres, tiene como lema fundamental "Facta non verba" (Hechos, no palabras). Recientemente, ya en la segunda mitad del siglo XX, una de las primeras universidades inglesas, Cambridge, al discutir una reforma universitaria, proclamaba con toda claridad que "una gran universidad contemporánea necesita el esfuerzo de varios hombres maduros que dediquen la mayor parte de su tiempo a transformar decisiones en acciones".

Durante veinte siglos la mente humana ha sido guiada por las especulaciones filosóficas de Aristóteles, lo que es posible considerar como la expresión pura de los saberes, de teoricismo verbalista, de las puras palabras. Frente a ello, y en pleno mundo latino, surge en el siglo XVI la figura de Galileo, cuyas medidas y observaciones representan la implantación de un sistema experimental en la ciencia, iniciado en el campo de la física. Dos siglos después, otro latino, el francés Lavoisier, al introducir la balanza como aparato fundamental de medida, hace surgir a la Química con categoría de ciencia exacta, experimental, desvaneciendo las especulaciones alquimistas sobre el flogisto y otras quimeras. Galileo como iniciador del método experimental en física y Lavoisier como creador de la química práctica son los mejores exponentes de los haceres en la ciencia.

Al revisar toda la teoría química a base de cálculos mecanicocuánticos, se produjo una proliferación exuberante de interpretaciones teóricas, se ha creado una imagen desfigurada de la Química, como una ciencia capaz de preveer y predecir con precisión matemática el desarrollo y el desenlace de toda reacción (lo mismo en escala de laboratorio que en escala industrial) sin necesidad de experimentación previa. Mientras no se tenga una conciencia clara, por parte de todos, de que la Química se aprende trabajando en el laboratorio con las substancias químicas será muy difícil progresar en serio. Esa manipulación práctica debe ir combinada con el estudio teórico en la mayor armonía posible, y debe quedar claro, que sólo con lecciones teóricas no se puede enseñar química.

Por encima de las mencionadas anteriormente, la mayor dificultad de una enseñanza práctica de la Química radica en lo que cuesta en recursos económicos y en esfuerzo humano. Recuérdense, a este respecto, que el más notable investigador experimental de habla española, Santiago Ramón y Cajal, pretendió cultivar el campo de la microbiología y, según él mismo ha confesado, después de iniciarse en estos estudios, hubo de abandonarlos, pues se percató pronto de lo caro que resultaba cualquier investigación original, prohibitiva para los recursos de la España de fin del XIX; convencido de que así no progresaría, eligió la histología por la facilidad y el menor costo de trabajar en ese terreno. Es un ejemplo que debe recordarse a menudo.

Para ser un buen químico no basta sólo la mentalidad de la ciencia exacta; el razonamiento lógico y la medida precisa. Se requiere también la mentalidad del naturalista, ante todo, la observación y la capacidad interpretativa. El propio Cajal recoge en admirable síntesis las principales fuentes del conocimiento: la observación, la experimentación y el razonamiento inductivo y deductivo.

Un balance de materias conveniente para una formación química requiere, desde el comienzo, un aprendizaje experimental, personal y directo, de los tipos más representativos de técnicas y métodos.

Esa mezcla de teoría y práctica debe ser equitativa en cuanto a la capacidad material para asimilar los conocimientos. La experimentación exige menos esfuerzo mental, pero más tiempo, es decir, más paciencia. Entre los alemanes era usual el lema siguiente sobre las tres condiciones requeridas para ser un buen químico: "paciencia, paciencia y otra vez paciencia". Por consiguiente, se necesita equilibrar la enseñanza con más horas de laboratorio y menos de teoría. En muchos planes de estudio hispanoamericanos se llega, como gran concesión a dar doble número de horas de práctica que de teoría, en las especialidades consideradas como más necesitadas de experimentos. Eso resulta de ciertas especialidades, sino del total de una carrera de química, la razón de las horas de clases teóricas a las horas de prácticas de laboratorio debiera ser de 1:3 y hasta de 1:4.

Estas características primigénias de la enseñanza de la Química nos dan una buena pauta para elegir nuestro propio método de formación como químicos, y así aprovechar más los nuevos planes de estudio de la Facultad de Química, como es el Programa de Alta Exigencia Académica.

INTRODUCCION

En esta tesis se propone presentar al alumno que se inicia en las licenciaturas de Química, Químico-farmacéutico-biólogo, Ingeniero Químico o licenciaturas afines una recopilación de trabajos de laboratorio que se pusieron en práctica por el autor, las cuales constituyen sin duda alguna el comienzo de un profundo estudio de una área tan importante para el profesionista en este ramo de la ciencia: La Química.

El propósito principal de este trabajo es el de conocer experimentalmente los principios básicos de la Química con base en la literatura y el trabajo práctico.

Las prácticas están diseñadas para que el estudiante se involucre lo más que le sea posible en ellas, para que sea él quien plantee sus propios problemas y proponga sus propias hipótesis, mismas que después se contrastarán con las observaciones y resultados prácticos.

Se propone de manera objetiva una selección de los experimentos más representativos relacionados con los conceptos básicos de estequiometría, prácticas en las que se procuró dar a conocer el manejo del equipo, material, reactivos y el cuidado que debe tenerse en un laboratorio químico.

Al final de este trabajo se podrán encontrar a partir de la resolución de cada una de las prácticas, los resultados obtenidos en los laboratorios de Química General de la Facultad de Química de la U.N.A.M. por los alumnos de primer semestre, que participaron en el Programa de Alta Exigencia Académica (PAEA) quienes durante el semestre 92-1 trabajaron con los ejercicios aquí propuestos bajo la asesoría de los profesores Graciela Müller Carrera, Mercedes Llano Lomas y Fernando García Mata.

DENSIDAD

1. OBJETIVOS

- * Definir el concepto de densidad.
- * Determinar experimentalmente la densidad en sólidos, líquidos y gases.
- * Comparar las densidades teóricas con las experimentales.
- * Determinar la densidad del aire.

2. PROBLEMAS

- ¿Qué es la densidad?
- ¿La densidad es una propiedad intensiva o extensiva?
- ¿Cómo varía la densidad con respecto a la temperatura?
- ¿Cómo varía la densidad en el estado sólido, líquido y gaseoso?
- ¿Cómo podemos determinar la densidad experimentalmente?

3. FUNDAMENTO TEORICO

Una propiedad importante que relaciona la masa y el volumen de un objeto es la densidad, que se define como la masa por unidad de volumen:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Tanto la masa como el volumen son propiedades extensivas de una sustancia, es decir entre más sustancia hay, más grande es el valor de estas.

La densidad que es la masa de una sustancia dividida por su volumen es una propiedad intensiva, es decir su valor solamente puede depender de variables tales como la temperatura y la presión, pero no de la cantidad de sustancia.

Las densidades se utilizan para distinguir entre dos sustancias o identificar una sustancia determinada. Se expresan generalmente en g/cm^3 o g/ml para sólidos y líquidos, y en g/lit para gases.

Las densidades de algunas sustancias comunes a 20°C y 1 atm:

Sustancias	Densidad (g/cm^3)	Sustancias	Densidad (g/cm^3)
Hidrógeno	0.000089	Agua	1.00
Dióxido de Carbono	0.0019	Magnesio	1.74
Aire	0.0012	Sal común	2.16
Corcho	0.21	Arena	2.32
Madera de roble	0.71	Porcelana	2.40
Alcohol etílico	0.90	Aluminio	2.70

Sustancias	Densidad (g/cm ³)
Hierro	7.86
Latón	8.40
Níquel	8.90
Cobres	8.92
Plata	10.50
Plomo	11.34
Mercurio	13.59
Plomo	19.32
Oro	19.32
Platino	21.40

4. HIPOTESIS

Para formular las hipótesis el alumno contestará lo siguiente:

* La cantidad de masa por unidad de volumen es una propiedad intensiva.

* Con el aumento de la temperatura la densidad disminuye.

* La densidad del líquido es menor que la del sólido pero mayor que la del gas.

* Al ser, el aire una mezcla de gases, que varía en los diferentes puntos de la tierra el determinar su densidad representa el hecho que se pueda obtener un valor diferente en un gran número de casos.

5. PROCEDIMIENTO

MATERIAL

1 Balanza analítica
 1 Balanza granataria
 1 Probeta graduada de 10ml
 1 Probeta graduada de 100ml
 1 Probeta graduada de 500ml
 1 Probeta graduada de 1000ml
 1 vaso de precipitado de 1000ml
 1 Matraz Erlenmeyer 250ml
 2 Matraces Erlenmeyer 500ml
 1 Cuba Hidrostática
 1 Mechero de Bunsen
 1 Soporte universal y tela de asbesto
 1 Pinza para bureta
 1 Pinza de 3 dedos con nuez
 Picnómetro
 Termómetro
 Densímetro
 Tubo de latex y conectores de vidrio

REACTIVOS (elegir tres sustancias diferentes, un sólido, un líquido y un gas).

Agua destilada	Porcelana	HNO ₃
Fósforo	H ₂ SO ₄	CO ₂
Azúcar	Acrílico	Oro
Alcohol etílico	Sodio	Oxígeno
Madera	HCl conc.	Alpaca
Aluminio	Zinc	Aire
Tolueno	Mercurio	Corcho
Plástico	Litio	Oxígeno
Magnesio	Potasio	
Soluciones de NaCl a diferentes concentraciones en g/ml.		

PRECAUCIONES

-FOSFORO: Manéjese con pinzas y manténgase en agua, debido a que tanto el fósforo como sus vapores son venenosos.

-H₂SO₄: Altamente corrosivo, evite el contacto directo del líquido o vapor con la piel y los ojos "Nunca dar de beber a un ácido".

-SODIO: Consérvese en líquidos que no contengan oxígeno, como petrolato líquido o petróleo.

-HCl: Las mismas precauciones del H₂SO₄.

-MERCURIO: Evitar el contacto con la piel e inhalar sus vapores.

-LITIO: No reacciona con oxígeno a temperatura ambiente, pero manténgase en aceite mineral o cualquier otro líquido libre de oxígeno o agua.

-POTASIO: Consérvese en líquidos que no contengan oxígeno, como petrolato líquido o petróleo.

-HNO₃: Las mismas precauciones del H₂SO₄.

TECNICAS

SOLIDOS (P. de Arquímedes)

1. Se pesa una muestra del sólido que se va a trabajar (m).
2. Se llena una probeta con un líquido adecuado (ver precauciones) a determinado volumen, se sumerge la muestra y se lee el nuevo volumen, por diferencia se obtendrá el volumen de la muestra (V).
3. Se calcula la densidad por medio de la siguiente ecuación:

$$\delta = \frac{m}{V}$$

Este procedimiento está restringido a sólidos no porosos y que no reaccionen con el agua, en dado caso se buscarán alternativas como desplazamiento en otros disolventes o bien calcular el volumen en el caso de cuerpos con geometría regular.

LIQUIDOS (m/V)

1. Se pesa una probeta graduada seca.
2. Se pesa la probeta conteniendo el líquido.
3. En la probeta se lee el volumen de líquido (V) y por diferencia de pesos se determina el peso del líquido (m).
4. Determinar la densidad por medio de la ecuación anterior.

METODO CON DENSIMETRO

Se sumerge el densímetro adecuado en el líquido y se toma la lectura de la línea al nivel del líquido (³Be, tablas al final).

METODO CON PIGNOMETRO

Llenar el picnómetro previamente pesado con el líquido elegido, pasarlo nuevamente para determinar por diferencia el peso correspondiente al volumen contenido en el recipiente.

GASES

1. Se pesa un globo seco.
2. Se pesa el globo conteniendo el gas.
3. Se descarga el contenido del globo en una probeta graduada boca abajo sumergida en una cuba, ambas llenas con agua.
4. Se lee el volumen del gas (V) en la probeta y por diferencia de pesos la masa del gas (m).

METODO DE DESCOMPOSICION DE SALES POR CALENTAMIENTO

Para determinación de gases se puede partir de sales que se descomponen por calentamiento como $KClO_3$, PbO_2 y $(NH_4)_2Cr_2O_7$ procediendo de la siguiente manera:

1. En balanza granataria se pesa cuidadosamente una cantidad bien definida de PbO_2 u otra sal en un tubo de ensayo de peso conocido.
2. Se conecta el tubo de ensayo a un tubo de desprendimiento y este se introduce en una probeta llena con agua y sumergida boca abajo en agua (libre de aire).
3. Se procede a calentar a flama directa al tubo de ensayo.
4. Se calienta hasta que ya no se desprenda más gas.
5. Se pesan los residuos en el tubo de ensayo y se determina por diferencia el peso del gas desprendido.
6. Se mide el volumen de gas contenido en el matraz.
7. Se determina la densidad en g/lt.

NOTA: Considérese el método de desalojo de agua como un método de recolección de gases, cuando estos no son solubles ni reaccionan con ella.

PARA LA DETERMINACION DE LA DENSIDAD RELATIVA DEL AIRE (opcional)

Se inserta un tubo de vidrio en un tapón perforado y en el extremo opuesto se le coloca al tubo, la manguera de latex (con este tapón se tapa la boca del matraz).

Se coloca una pinza pequeña en el extremo libre de la manguera de manera firme pero que permita la salida de aire a temperaturas altas.

A la temperatura ambiente se pesa el aparato utilizando la balanza que de hasta 4 decimales.

Se coloca el aparato dentro del vaso de 1000ml y este se llena con agua, cuidando que el volumen sea tal que ésta pueda hervir vigorosamente durante 10 minutos.

Se monta todo el aparato sobre el soporte universal, sujetando con la pinza de 3 dedos el matraz, para mantenerlo dentro del vaso, sujetándolo con las pinzas para bureta.

Mientras el agua aún está hirviendo, la manguera de latex es doblada y las pinzas son colocadas fuertemente alrededor de ella.

Pasados 10 minutos, el sistema cerrado se saca del agua y se coloca sobre una toalla, secándolo completamente.

Tomar la temperatura del agua en el momento de sacar el aparato.

Pesar nuevamente el aparato.

Quitar el tapón y llenar el matraz de agua, colocar nuevamente el tapón y llenar con agua el tubo de vidrio y la manguera de latex, colocar esta agua en una probeta, para medir el volumen total del sistema.

6. ORGANIZACION Y SISTEMATIZACION DE DATOS EXPERIMENTALES

Sustancias	δ_{teo}	δ_{exp}	%error	METODO

SOLUCION DE NaCl

	Conc g/ml	T (°C)	δ_{teo}	δ_{exp}	%error
SOLUCION DE NaCl					

$$\delta = \frac{m}{V}$$

$$\%e = \frac{\delta_{teo} - \delta_{exp}}{\delta_{teo}} \times 100$$

Trazar δ_{exp} vs temperatura para soluciones de NaCl, así como de δ_{exp} vs concentración.

Para la determinación de la densidad del aire:

El experimento es realizado usando dos temperaturas. La más baja será designada con el subíndice 1, mientras que la más alta con 2.

La derivación esta basada sobre la ecuación del gas ideal en la forma

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

para una temperatura baja

$$P_1 V_1 = \frac{g}{M m} RT_1$$

para una temperatura alta

$$P_2 V_2 = \frac{g}{M m} RT_2$$

Bajo estas condiciones del experimento el peso molecular del aire es desconocido. Sin embargo las concentraciones homogéneas de la mezcla permanecerán constantes, para este caso el peso molecular sera constante.

$$\frac{P_1 V_1 M m}{R} = g_1 T_1$$

$$\frac{P_2 V_2 M m}{R} = g_2 T_2$$

Los términos de la izquierda de ambas ecuaciones son iguales, por consiguiente combinándolos tenemos:

$$g_1 T_1 = g_2 T_2$$

pero $g_2 = (g_1 - x)$ donde x es la masa del aire manejada que escapó al alcanzar la temperatura más alta. Sustituyendo en la ecuación anterior tenemos

$$g_1 T_1 = (g_1 - x) T_2$$

$$g_1 T_1 = g_1 T_2 - x T_2$$

$$g_1 T_1 - g_2 T_2 = -x T_2$$

$$g_1 = \frac{x T_2}{T_2 - T_1}$$

Esta ecuación es usada para calcular los gramos de aire presente a baja temperatura. Entoces:

$$\delta = \frac{M}{V}$$

$$\delta_{\text{aire}} = \frac{g_1}{\text{vol. sistema}}$$

7. CUESTIONARIO

- 1.- ¿Qué es la densidad?
- 2.- ¿Cuál fué el comportamiento de la densidad en función de la temperatura?
- 3.- ¿Cómo varía la densidad del agua en sus tres estados de agregación?
- 4.- ¿Qué es el peso específico?
- 5.- Calcule la densidad de 30 toneladas de plomo.
- 6.- Se necesitan 100g de un líquido cuya muestra de 47.3ml pesó 53.74g, ¿cuántos litros de dicho líquido habrán de tomarse para este fin?
- 7.- ¿Es posible determinar la densidad de los metales alcalinos midiendo el volumen por desplazamiento de agua. Justificar la respuesta?

8. BIBLIOGRAFIA

Jones, P.
J. Chem. Educ.
VOL. 63 Junio 1986, p.p. 515

K. W. WHITTEN, K. D. GAILEY
QUIMICA GENERAL
ED. INTERAMERICANA, MEXICO 1985, P.P. 22-23

THE MERCK INDEX, 11th edition
MERCK & CO., INC USA 1989

SOLUBILIDAD

1. OBJETIVOS

- * Definir el concepto de solubilidad.
- * Determinar experimentalmente la solubilidad de algunos compuestos.
- * Determinar el pH de las soluciones resultantes.
- * Determinar experimentalmente la solubilidad del KNO_3 a diferentes temperaturas.

2. PROBLEMAS

- * ¿La solubilidad es una propiedad intensiva o extensiva?
- * ¿Cómo varía la solubilidad de sólidos, líquidos y gases con respecto a la temperatura?
- * ¿Cuales son los compuestos más solubles en agua?
- * ¿Cómo se puede determinar experimentalmente la solubilidad?

3. FUNDAMENTO TEORICO

SOLUBILIDAD

La solubilidad se define como la cantidad en peso de soluto que se puede disolver en un volumen definido de solvente a una temperatura definida.

La solubilidad se expresa generalmente en g/100ml de disolvente.

Cuando un sólido se pone en contacto con un líquido en el cual es soluble, las moléculas o los iones de sólido comienzan a pasar al disolvente, dando lugar a una disolución. Si se utiliza un exceso de sólido (a temperatura constante), una vez alcanzado el equilibrio, no volverá a producirse ningún cambio neto en la cantidad de fase sólida en contacto con la disolución; se dice entonces que la disolución está saturada, es decir, que contiene la cantidad de soluto que corresponde al equilibrio a la temperatura dada.

El comportamiento de la solubilidad en función de la temperatura, se puede analizar con los siguientes valores de algunos casos en particular:

COMPUESTO g/100ml	TEMPERATURA °C										
	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	73.9	81.8	88.7	106	132
$\text{Al}(\text{OH})_3$
BaCl_2	31.6	33.3	35.7	38.2	40.7	43.6	46.4	49.4	52.4	58.8
$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	5.0	7.0	9.2	11.6	14.2	17.1	20.3	27.0	34.2

COMPUESTO g/100ml	TEMPERATURA °C										
	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
CaCl ₂	59.5	65.0	74.5	102
CaCO ₃
CaSO ₄	.176	.193209210	.205	.197162
Ca(NO ₃) ₂	50.5	53.6	56.4	60.4	66.2
Cu(NO ₃) ₂	45.0	48.8	55.6
FeCl ₃	74.4	81.9	91.8
KCl	27.6	31.0	34.0	37.0	40.0	42.6	45.5	48.3	51.1	54.0	56.7
K ₂ CO ₃	51.3	52.0	52.5	53.2	53.9	54.8	55.9	57.1	58.3	59.6	60.9
Na ₂ CO ₃	7.0	12.5	21.5	38.8
NaCl	35.7	35.8	36.0	36.3	36.6	37.0	37.3	37.8	38.4	39.0	39.8
NiSO ₄	27.2	32.0	42.5
Ni(NO ₃) ₂	44.3	49.1	55.0
ZnCl ₂	395	437	541
Zn(Ac) ₂	5.20	6.01	21.2

Al analizar los datos experimentales anteriores podemos decir que la solubilidad de un soluto en un disolvente determinado es función de la temperatura. En la mayoría de los casos la solubilidad aumenta con la temperatura; pero hay algunas excepciones como las siguientes:

COMPUESTO g/100ml	TEMPERATURA °C										
	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Ca(CH ₃ COO) ₂	37.4	36.0	34.7	33.8	33.2	32.7	33.5
Ce ₂ (SO ₄) ₃	17.3	9.16	6.36	4.46	3.73

Tambien en el caso de los siguientes gases:

COMPUESTO g/100ml 1 atm	TEMPERATURA °C										
	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Br ₂	4.22	3.4	3.2	3.1
Cl ₂	1.46	0.98	0.72	0.56	0.45	0.39	0.32	0.27	0.22	0.13	0
CO ₂	0.33	0.23	0.17	0.13	0.10	0.08	0.06
HBr	221	210	198	171	130
HCl	82.3	67.3	63.3	59.6	56.1

REGLAS GENERALES PARA LA SOLUBILIDAD EN AGUA

1. Todos los nitratos, cloruros y acetatos son solubles.
2. Los cloruros, bromuros y yoduros de todos los metales son solubles, salvo los de Pb, Ag y Hg(I).
3. Todos los sulfatos son solubles, excepto, Ba, Pb y Hg(II).
4. Todas las sales comunes de los metales IA son solubles.
5. Los sulfuros de todos los metales menos los del grupo IA y IIA son insolubles.
6. Los óxidos e hidróxidos de todos los metales son insolubles, salvo a los correspondientes a los metales IA, Ca, Sr y Ba.

4. HIPOTESIS

La solubilidad es una propiedad característica de cada sustancia, que varía en función de la temperatura.

La solubilidad del KNO_3 a diferentes temperaturas teóricamente es la siguiente (variar la tabla de acuerdo a la sustancia asignada):

Temperatura C	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Solubilidad g/100ml	13.3	20.9	31.6	45.8	63.9	85.5	110	138	169	202	246

5. PROCEDIMIENTO

MATERIAL

1 vaso de precipitado
1 probeta graduada
1 soporte universal y mechero
1 cápsula de porcelana
1 termómetro

REACTIVOS (asignar uno a cada alumno)

$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	BaCl_2	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
CaCl_2	CaCO_3	CaSO_4	Na_2CO_3
NaCl	K_2CO_3	KCl	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
NiSO_4	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$	ZnCl_2
$\text{Zn}(\text{Ac})_2$	FeCl_3	Fe_2O_3	KNO_3
$\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	$\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$		

TECNICA

En un vaso de precipitado agregar 25ml de agua destilada. Establecer una temperatura de 20°C constante (calentando o enfriando el sistema). Añadir la cantidad aproximada de soluto (previamente escogido y pesado en la balanza, checar en los valores de solubilidad la cantidad de soluto a la temperatura determinada); añadir luego, un poco más de soluto. Agitar.

Tomar de esa solución 4ml y ponerlos en la cápsula de porcelana (previamente pesada).

Evaporar esa muestra a sequedad.

Ya evaporada pesar la cápsula con el producto. Determinar por diferencia el peso del soluto.

En la primera solución, medir el pH mediante papel indicador y registrar el dato en la tabla correspondiente.

A esta misma solución agregar 4mL de agua destilada, calentarla hasta que la temperatura suba a 30°C.

A 30°C agregar la cantidad necesaria de soluto correspondiente a 30°C tomando en cuenta la cantidad de soluto que había en 20°C.

Tomar nuevamente una muestra de 4ml y pasarla a la cápsula.

Nuevamente evaporar el líquido muestra. Pesar el producto.

A la solución anterior agregar 4ml de agua destilada, calentarla hasta que la temperatura suba a 40°C.

Hacer los cálculos correspondientes y agregar el soluto adecuado.

Tomar nuevamente una muestra de 4ml, pasarla a la cápsula y evaporar.

Hacer lo mismo a las temperaturas siguientes: 60°, 70° y 80°C.

Repetir el mismo procedimiento para cada reactivo.

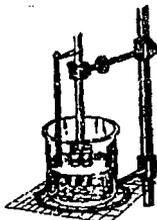
Elaborar las gráficas correspondientes, teóricas y experimentales, gramos de solución contra temperatura.

Anotar los datos en la tabla de solubilidad en función de la temperatura.

METODO ALTERNATIVO PARA LA DETERMINACION DE LA SOLUBILIDAD DE SUSTANCIAS CON VARIACIONES SIGNIFICATIVAS EN FUNCION DE LA TEMPERATURA (SOLUBILIDAD DEL KNO_3)

En una varilla de vidrio insertar un tapón de corcho, marcar 5 tubos de ensayo y colocarlos en el extremo opuesto al corcho, sosteniéndolos con una liga. Con una pinza de bureta, detener la varilla con el corcho. Colocar 2g, 1.5g, 1g, 1.2-1.3g y 0.5g respectivamente en los tubos y agregar 1ml de agua a cada uno y sumergirlos en un vaso de precipitado que contiene agua previamente calentada e introducir un termómetro, calentar el agua hasta su ebullición, agitar los tubos hasta disolver completamente el nitrato de potasio (KNO_3).

Dejar enfriar el agua, agitando constantemente para homogenizar. Anotar las temperaturas de cristalización de cada tubo.



6. ORGANIZACION Y SISTEMATIZACION DE LOS DATOS EXPERIMENTALES

Completar la siguiente tabla (gr/100ml):

	20°C	30°C	40°C	60°C	70°C	80°C	
COMPUESTO	TEO/EXP	TEO/EXP	TEO/EXP	TEO/EXP	TEO/EXP	TEO/EXP	pH
Al(NO ₃) ₂							
MnSO ₄							
BaCl ₂							
Ba(NO ₃) ₂							
CaCl ₂							
CaCO ₃							
Na ₂ CO ₃							
NaCl							
K ₂ CO ₃							
KCl							
Ca(NO ₃) ₂							
NiSO ₄							
Ni(NO ₃) ₂							
ZnCl ₂							
Zn(Ac) ₂							
CdCO ₃							
FeCl ₃							
Fe ₂ O ₃							
CaSO ₄							
Ca(NO ₃) ₂							
Ca(CH ₃ COO) ₂							
Ce ₂ (SO ₄) ₃							

Trazar las gráficas de solubilidad teórica vs experimental en función de la temperatura.

7. CUESTIONARIO

1. ¿Qué se entiende por disolución?
2. ¿Qué se entiende por solución homogénea?
3. ¿Qué se entiende por solución saturada, sobresaturada e insaturada?
4. ¿Porqué en la mayoría de los casos se toma agua como disolvente?
5. Decir cuales de los siguientes compuestos son más solubles en agua: MgCl₂, KI, HgSO₄, PbI, CsCO₃, ZnS, K₂S, AgOH y Ca(OH)₂, acomodarlos en orden creciente a una determinada temperatura.
6. Señale 2 sustancias cuyos resultados no concuerdan con las teoricos al determinar la solubilidad llevando a seguridad y proponga una posible explicación para este comportamiento.

8. BIBLIOGRAFIA

Elis R.H. and Rauch, R. B.
J. Chem. Educ.
30,460 (1953)

Johnson J. E.
J. Chem. Educ.
16,333 (1939)

Charles D. Hodgman
Handbook of Chemistry and Physics
41th edition
Chemical Ruber Publishing Co.
Cleveland, Ohio
1965

THE MERCK INDEX, 11th edition
MERCK & CO., INC USA 1989

NUMERO DE AVOGADRO

1. OBJETIVO

Determinar los valores para un Faradio y el número de Avogadro por medio de una electrólisis.

2. PROBLEMAS

- * Detectar el número de electrones existentes en el paso de una corriente eléctrica.
- * Determinar el número de moles de electrones utilizados.
- * Obtener el número de electrones por mol a partir de los datos anteriores.

3. FUNDAMENTO TEORICO

El paso de una corriente eléctrica a través de una solución es acompañado de reacciones químicas en los electrodos. Un electrodo es un conductor de corriente eléctrica, generalmente sumergido en una solución electrolítica (que contiene partículas que conducen la corriente). Al electrodo positivo se le conoce como ánodo. En él ocurre la oxidación debido a la pérdida de electrones. El electrodo negativo es el cátodo, en el cual ocurre la reducción, ya que es quien suple los electrones. La cantidad de reacción es directamente proporcional al número de electrones transferidos.

El Faraday se define como la carga total acarreada por 6.023×10^{23} electrones, es decir, un Faraday representa una mol de electrones.

La carga eléctrica generalmente se mide en Coulombs. Un Coulomb (C) es la cantidad de electricidad que se transfiere cuando una corriente de un Ampere (A) fluye un segundo.
 $1C = 1A/\text{seg.}$

La teoría atómica de la materia ha demostrado que los fluidos mismos, tales como el agua y el aire, no son continuos sino que están constituidos por átomos. Los experimentos demuestran que "el fluido eléctrico" tampoco es continuo, sino que está constituido por múltiplos enteros de cierta carga eléctrica mínima. Esta carga fundamental, que se representa por el símbolo e , tiene magnitud $1.6021892 \times 10^{-19} C$.

4. HIPOTESIS

Si podemos medir la cantidad de carga que se requiere para reducir una mol de iones H^+ de acuerdo con la ecuación:



podremos determinar el valor del Faraday.

Si hacemos pasar una corriente de 3A a través de una solución de ácido sulfúrico por 20 minutos, tendremos:

$$1) \# C = 3.00A \times 20\text{min} \times \frac{60\text{seg}}{\text{min}} \times \frac{1 C}{A \text{ seg}} = 3,600 C$$

$$2) \# e^- = \frac{3,600 C}{1.60 \times 10^{-19} C/e^-} = 2.25 \times 10^{23} e^-$$

Por la primera ecuación, podemos saber que un átomo de H se reduce por cada electrón que pasa por la solución y que una molécula de H₂ se produce cada 2 e⁻. De ahí que 2.25x10²³ e⁻ produzcan 1.125x10²³ moléculas de H₂.

Mediante la electrólisis realizada bajo las siguientes condiciones, se tiene que:

$$\text{Temperatura} = 20^\circ\text{C} + 273 = 293^\circ\text{K}$$

$$\text{Presión total} = P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{H}_2} \text{ (Ley de Dalton)}$$

$$P_{\text{H}_2} = 657.5\text{mm} - 17.5\text{mm} = 640.0\text{mm} = 0.842\text{atm}$$

$$\text{Volumen} = 534\text{ml} = 0.534\text{l}$$

$$R = 0.082 \text{ lt atm/K mol}$$

$$PV = nRT \qquad n = \frac{P V}{R T}$$

$$n = \frac{0.842 * 0.534}{0.0821 * 293} = 0.0187 \text{ moles de H}_2$$

Ya que cada 2 moles de electrones producen una mol de H₂, entonces:

$$2(0.0187\text{moles H}_2) = 0.0374 \text{ moles de electrones.}$$

El número de Avogadro es el número de electrones en una mol de electrones. Entonces:

$$2.25 \times 10^{23} e^- \text{ equivale a } 0.0374 \text{ moles}$$

$$N = \frac{2.25 \times 10^{23} e^-}{0.0374 \text{ moles}} = 6.02 \times 10^{23} e^-/\text{mol}$$

Ahora, el Faraday se define como el número de Coulombs equivalentes a 1 mol de electrones. Ya que 3600 C equivale a 0.0374 moles, entonces:

$$\frac{3600 \text{ C}}{0.0374 \text{ moles}} = 96,300 \text{ C/moles de e}^{-}$$

$$1 \text{ Faraday} = 96,300 \text{ Coulombs}$$

5. PROCEDIMIENTO

MATERIAL

1 Fuente de corriente directa
1 Soporte universal
1 Pinzas de 3 dedos con nuez
1 Matraz Erlenmeyer de 250ml
1 Termómetro
Tubos para electrólisis
1 Probeta
Mangueras de latex
Caimanes y dos electrodos

REACTIVOS

Disolución 3M de H₂SO₄.

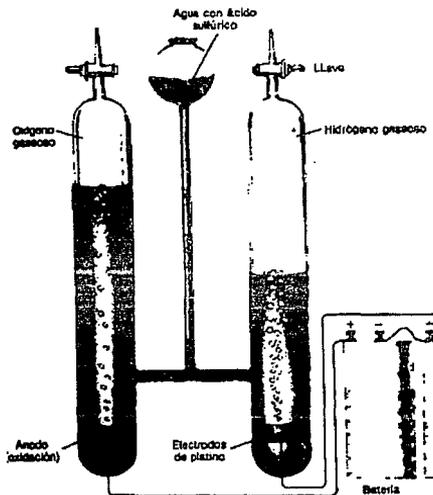
TOXICIDAD Y PRECAUCIONES

El ácido sulfúrico es altamente tóxico al contacto con la piel, los ojos y por la inhalación de sus vapores, por lo cual es necesario preparar su solución en la campana y usar lentes, recuerde jamás dar de beber a un ácido, es decir nunca se vierte agua en ácido, pero si viceversa.

El H₂ es un gas muy inflamable para lo cual deberán evitarse chispas y flamas.

TECNICA

- 1) Se prepara una disolución de ácido sulfúrico 3M en el matraz de 250ml.
- 2) Se conectan los electrodos y la fuente de energía al tubo para electrólisis.
- 3) Se toma el tiempo, se prende la fuente de energía, procurando mantener una corriente constante durante toda la electrólisis con el fin de no variar el valor de ésta.
- 4) Continuar el proceso hasta no obtener al menos 20ml de H₂.
- 5) Medir el volumen desplazado en el cátodo.
- 6) Medir la temperatura de la solución ácida y obtener la presión a esa temperatura.



6. ORGANIZACION Y SISTEMATIZACION DE DATOS EXPERIMENTALES

Corriente (Amperes) =

Tiempo de la electrólisis = 20 minutos

$$\text{No. de Coulombs} = A * 20 \text{ min} * \frac{60 \text{ seg}}{\text{min}} * \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A/seg}} = \#C$$

$$\text{No. de electrones} = \frac{\# C}{1.60 \times 10^{-19} \text{ C/e}^-} = \#e^-$$

Temperatura ($^{\circ}\text{K}$) =

Presión total (atm) =

Volumen (lt) =

No. de moles de H_2 (n) = PV/RT =

$n * 2$ = moles de e^- (electrones: H_2 = 2:1)

$$N = \frac{\#e^-}{\text{moles de } e^-} = \text{NUMERO DE AVOGADRO}$$

$$F = \frac{\#C}{\text{moles de } e^-} = \text{FARADIO}$$

7. CUESTIONARIO

1. ¿Qué proceso ocurre en el ánodo?
2. ¿Qué tipo de reacción química ocurre para producir H_2 en el cátodo?
3. ¿Porqué se escogió una solución de H_2SO_4 ?
4. Defina el concepto de mol.

8. BIBLIOGRAFIA

N. Johnson

J. Chem. Educ.

Volume 65 Number 5 May 1988, p.p. 587-592

Halliday D., Resnick R., FISICA

Ed. CECSA, México 1986, 5a Impresión, 2a parte, Cap.26

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS

1. OBJETIVOS

- * Encontrar experimentalmente la relación ponderal de combinación entre tres elementos.
- * Representar mediante ecuaciones los cambios químicos ocurridos.
- * Aplicar los conocimientos de concentración molar.
- * Identificar las posibles fuentes de error.

2. PROBLEMAS

- * Encontrar la relación en la cual se combinan el plomo, el cromo y el oxígeno.
- * ¿Cómo determinar la relación de esta combinación?
- * ¿Cuáles son los cambios que sufre el cromo durante el experimento?

3. FUNDAMENTO TEORICO

Los compuestos se reconocieron por vez primera como sustancias diferentes debido a sus propiedades físicas y porque podían separarse unos de otros. Una vez que se ha comprendido el concepto de átomo y de molécula, será fácil entender las diferencias de sus propiedades: un compuesto difiere de otro porque sus moléculas son distintas. Y al contrario, si dos moléculas contienen el mismo número de la misma clase de átomos agrupados en igual forma, ambas moléculas pertenecen al mismo compuesto. De este razonamiento deriva la ley de las proporciones definidas (llamada también ley de la proporción constante): "distintas muestras de un compuesto puro contienen siempre el mismo número de elementos en la misma proporción en peso". Esta ley fue formulada por Joseph Proust en 1799.

4. HIPOTESIS

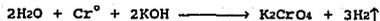
El Cr^0 en solución de potasa se convertirá en CrO_4^{2-} por medio de una electrólisis.

El cromato formado reaccionará con el $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ formando un precipitado amarillo de PbCrO_4 .

Conociendo la cantidad de Cr que reaccionó y el Plomo contenido en el Cromato formado se podrá establecer la relación entre los 3 elementos.

Debido a que la electrólisis con agua destilada resultaría lenta y a que el uso de ácido podría pasivar al cromo, se seleccionó potasa para formar electrolitos que aceleraran la electrólisis.

Las reacciones involucradas son:



5. PROCEDIMIENTO

MATERIAL

- 3 Matraces aforados
- 1 Tripie
- 1 Piseta
- 2 Pinzas para tubo de ensayo
- 1 Vidrio de reloj
- 1 Balanza analítica
- 1 Fuente de poder
- 1 Vaso de precipitado de 250 ml
- 3 Vasos de precipitado de 50 ml
- 1 Pipeta
- 1 Pera de succión
- 1 Soporte universal
- 1 Bureta
- 1 Embudo
- 1 Papel filtro
- 1 Agitador
- 1 Espátula

REACTIVOS

- 1 Barra de acero inoxidable
- 1 Barra de cromo metálico
- 100ml Hidróxido de potasio 0.3M
- 100ml Acido nítrico 1M
- 100ml Nitrato de plomo 0.15M
- Agua destilada
- Acetona

TECNICA

1. Pesar la barra de cromo en la balanza analítica.
2. La pieza metálica se conectará al electrodo positivo y un trozo de acero previamente pesado al negativo en una fuente de poder, estos inmersos en 50ml de KOH 0.3M.
3. Mantener conectada la fuente de poder durante 1 hr a 1 Ampere.
4. Al finalizar la hora la disolución de KOH es neutralizada con disolución 1M de HNO₃, medir el pH para asegurar medio ácido.
5. Una vez neutralizado titular con solución de Pb(NO₃)₂ 0.15M con una bureta, hasta no observar formación de precipitado.

6. El precipitado formado es aceptado como punto de equivalencia.
7. Filtrar la solución y posteriormente pesar el precipitado obtenido en el papel filtro previamente secado y pesado.

6. ORGANIZACION Y SISTEMATIZACION DE DATOS EXPERIMENTALES

1) Peso de la barra de cromo al inicio	
2) Peso de la barra de cromo al final	
3) Peso del Cr° = Diferencia 1 y 2	
4) moles de cromo — peso Cr° 1 mol — 52g	
5) ml titulación sol. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	
6) moles Pb = ml Pb * 0.15M/1000ml	
7) W Pb = moles Pb * 207g/gmolPb	
8) mol Pb/mol Cr	
9) Paso papel filtro seco	
10) Peso papel filtro con precipitado	
11) Peso precipitado = Dif. 8 y 9	
12) Peso precipitado - (PesoCr + PesoPb)	
13) Moles de O	
14) mol O/mol Cr	
15) mol O/mol Pb	
16) Fórmula	

7. CUESTIONARIO

- 1.- ¿Qué ley se deduce de este experimento?
- 2.- ¿Qué sustancia es la que precipitó?
- 3.- ¿Cuál es la relación entre el peso del cromo, plomo y oxígeno?
- 4.- ¿Cuales son las posibles fuentes de error?
- 5.- ¿Qué variación de peso tuvo el electrodo de acero? Justifique su respuesta.

B. BIBLIOGRAFIA

P. R. Stone
J. Chem. Educ.
Vol. 52, Number 3, March 1973.

F.A. Cotton, G.Wilkinson.
QUIMICA INORGANICA BASICA
Ed Limusa.
México (1984)

LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

1. OBJETIVOS

- * Inferir en que consiste la ley de las proporciones múltiples.
- * Investigar los antecedentes históricos de esta ley.
- * Demostrar experimentalmente la ley de las proporciones múltiples, a partir de compuestos de cobre y bromo.
- * Conocer cual de los 2 métodos propuestos es el más efectivo para la obtención de cobre.

2. PROBLEMAS

- * ¿Qué es una ley ponderal?
- * ¿Cuáles son las leyes ponderales?
- * ¿En qué consiste cada una de ellas?
- * ¿Qué antecedentes históricos podemos citar con respecto a la ley de las proporciones múltiples?
- * ¿Cómo podemos comprobar esta ley?

3. FUNDAMENTO TEORICO

En la historia del pensamiento los que han estudiado la naturaleza han necesitado mucho tiempo para llegar a comprender la importancia de otro aspecto de una reacción: los cambios relativos en los pesos de las sustancias que intervienen.

Los experimentos para establecer la teoría de Dalton se repitieron ordenadamente hasta llegar a ser ley. El razonamiento partió de un experimento particular hasta llegar a la ley general, por lo que le llamamos razonamiento inductivo, que es uno de los métodos para obtener conocimientos científicos. Debemos recalcar además que para expresar un fenómeno de manera científica debe expresarse en números, es decir, se debe poder medir, y estas leyes se les llama leyes ponderales.

Hay dos características que destacan: las sumas de los pesos de los productos igual a, en cada caso, el peso del material inicial. El químico Antoine Lavoisier fué quien primeramente aportó una prueba concreta de los que hoy conocemos por ley de la conservación de la masa, esto es, que en los cambios químicos se conserva la totalidad de la masa. "La materia no se crea ni se destruye en los cambios químicos, sólo se transforma.

Lavoisier estableció esta ley basándose en experimentos realizados en cambios químicos que se efectúan durante las combustiones. Así probó que el mercurio podía combinarse con cierta cantidad de aire para formar un polvo de color rojo, que ahora sabemos que es el óxido de mercurio y que cuando ese polvo se somete a la acción del calor, da la misma cantidad de mercurio y aire que originalmente se había consumido al producirse óxido de

mercurio. Este experimento demostró que no hubo cambio en el peso durante la formación y descomposición del mercurio. Nosotros sabemos ahora que la sustancia componente del aire que cambia al mercurio a un polvo rojo es el oxígeno del aire. Este hecho dió lugar a que el propio Lavoisier descubriera el elemento oxígeno y le diera su nombre. El peso del oxígeno liberado en la descomposición del óxido de mercurio es igual al peso del oxígeno combinado con el mercurio al formar el óxido de mercurio.

Joseph Louis Proust, otro químico francés, es a quién se atribuye el descubrimiento y la comprobación de otra característica de las sustancias puras, sus proporciones constantes. En su forma actual, la ley de las proporciones definidas establece que en una sustancia pura, los elementos siempre se combinan en las mismas proporciones de peso, sin que influya para nada ¿dónde? o ¿cómo? se obtuvo la sustancia original.

John Dalton fué el primero en captar la importancia de una tercera característica de los compuestos químicos cuando se combinan dos elementos para formar dos o más compuestos. Si dos elementos forman más de un compuesto los diferentes pesos de uno que se puede combinar con idéntico peso del otro, están en una proporción de números enteros.

Dalton dió un paso más que era sumamente importante. Especuló sobre el modelo más satisfactorio para comprender estas leyes empíricas de las combinaciones químicas. En efecto, se preguntó cómo debería ser la materia para presentar las relaciones de pesos que se obtenían. Por supuesto, la idea de los átomos ha sido parte de la historia del pensamiento científico durante más de dos milenios.

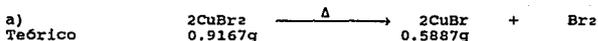
Dalton no era, de ninguna manera, el primero en especular sobre una teoría atómica. Sin embargo, en las leyes empíricas ya descritas anteriormente creyó encontrar pruebas que obligaban a creer en la existencia de los átomos aunque no pudieran ser características y su teoría estaba apoyada en alguna de éstas. Antes de estudiarlas, hay que aclarar que los "átomos" de Dalton incluían en realidad, algunas partículas de materia que actualmente denominamos moléculas. Para Dalton, átomo era simplemente una partícula fundamental. Sus postulados aparecen condensados en lo siguiente:

- 1.- La materia está compuesta de átomos.
- 2.- Los átomos son indestructibles y las reacciones químicas no son otra cosa que un reacomodo de ellas.
- 3.- Todos los átomos de un elemento son iguales en lo que respecta a su peso y otras propiedades.
- 4.- Los distintos elementos se componen de diferentes tipos de átomos, cuya principal diferencia reside en sus pesos.
- 5.- En el planteamiento de la teoría de Dalton puntualizó varias actividades de las ciencias: la búsqueda de nuevos elementos, la determinación de los pesos relativos de combinación de los átomos y la especulación sobre la naturaleza de "partículas compuestas", así como las fuerzas que mantienen unidos a los átomos entre sí.

4. HIPOTESIS

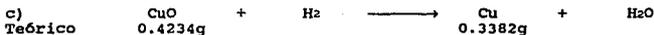
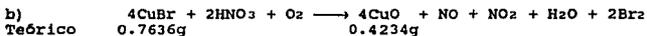
REACCIONES ESPERADAS

1.- Método de ácido sulfúrico y zinc



La relación entre los pesos del que cambia es 2:1

2.- Método de generación de hidrógeno.



La relación de los pesos del elemento que cambia es 2:1

5. PROCEDIMIENTO

a) Experimento de ácido sulfúrico y zinc.

MATERIAL

- 2 pinzas para bureta
- 2 soportes universales
- 2 matraz Erlenmeyer
- 1 mechero
- 1 tubo de ensayo
- 1 tubo de desprendimiento
- campana
- 2 pipetas graduadas (5ml)
- 2 tapones horadados
- 1 papel filtro
- 1 embudo de separación
- 1 piseta

REACTIVOS

Bromuro cúprico (CuBr₂) (Cobre (II))
Acido nítrico concentrado (HNO₃)
Acido sulfúrico concentrado (H₂SO₄)
Granalla de zinc (Zn)
Agua
Alcohol etílico

TECNICA

- 1) Pesar un tubo de ensayo seco.
- 2) Pesar aproximadamente 1g de bromuro cúprico en el tubo de ensayo pesado con anterioridad.
- 3) Colocar el aparato como se ilustra en la fig.1 en la campana de extracción de gases. Tener cuidado de no poner el tubo de desprendimiento dentro del agua donde se obtendrá el bromo.
- 4) Calentar suavemente el tubo de ensayo y luego fuertemente hasta que se desprenda todo el bromo; si es necesario, incluso abrir el aparato y desprender el bromo restante. Tener cuidado, ya que el bromo es muy reactivo y tóxico, no inhalar los vapores de bromo no tocar el bromo líquido.
- 5) Obtener el bromo en el matraz Erlenmeyer por el tubo de desprendimiento.
- 6) Pesar el tubo de ensayo con el bromuro cuproso y registrar este dato, comparándolo con el teórico.
- 7) Agregar 2mL de ácido nítrico concentrado y tratar de disolver toda la materia adherida al tubo de ensayo.
- 8) Calentar en el mismo aparato hasta que se desprendan todos los vapores tóxicos y este seco el tubo de ensayo, formándose óxido cúprico de color negro.
- 9) Pesar el tubo de ensayo con óxido cúprico y compararlo con el valor teórico, determinando porcentajes de error.
- 10) Agregar ácido sulfúrico diluido en exceso y esperar a que se llave a cabo la reacción.
- 11) Agregar granalla de zinc de tal manera que se precipite el cobre y el sulfato de zinc quede disuelto en agua.
- 12) Filtrar el precipitado en papel previamente pesado, lavar varias veces.
- 13) Lavar con alcohol etílico y acetona.
- 14) Secar el papel filtro tratando de evitar que se quemé dicho papel.
- 15) Pesar y registrar el peso, comparar y determinar porcentaje de error en la obtención de cobre.

b) Experimento de reducción de cobre con hidrógeno gaseoso.

MATERIAL

1 tubo de ensayo chico
1 tubo de ensayo grande
tubo de secado de hidrógeno
1 mechero de Bunsen
campana
2 pipetas graduadas (5ml)
2 matraces Erlenmeyer
2 tubos de desprendimiento
5 tapones horadados
2 soportes universales
2 pinzas para bureta
piseta

REACTIVOS

Bromuro cúprico (CuBr_2)
Ácido nítrico concentrado (HNO_3)
Ácido clorhídrico concentrado (HCl)
Granalla de zinc (Zn)
Cloruro de calcio
Agua

TECNICA

- 1) Pesar un tubo de ensayo.
- 2) Pesar aproximadamente 1g de bromuro cúprico en el tubo de ensayo pesado con anterioridad.
- 3) Colocar el aparato de la fig. 1 en la campana. Tener cuidado de no poner el tubo de desprendimiento dentro del agua donde se obtendrá el bromo.
- 4) Calentar suavemente el tubo de ensayo y luego fuertemente hasta que se desprenda todo el bromo; si es necesario, incluso abrir el aparato y desprender el bromo restante. Tener cuidado, ya que el bromo es muy reactivo y tóxico, no inhalar los vapores de bromo no tocar el bromo líquido.
- 5) Obtener el bromo en el matríz Erlenmeyer por el tubo de desprendimiento.
- 6) Pesar el tubo de ensayo con el bromuro cuproso y registrar este dato, comparándolo con el teórico.
- 7) Agregar a 2ml de ácido nítrico concentrado y tratar de disolver toda la materia adherida al tubo de ensayo.
- 8) Calentar en el mismo aparato hasta que se desprendan todos los vapores tóxicos y este seco el tubo de ensayo, formándose óxido cúprico de color negro.
- 9) Pesar el tubo de ensayo con óxido cúprico y compararlo con el valor teórico, determinando porcentajes de error.
- 10) Colocar el generador de hidrógeno con excesivo cuidado, ya que puede provocar una explosión fuerte. Ver fig. 2.
- 11) El generador de hidrógeno consiste en agregar ácido clorhídrico con granalla de zinc en un matríz Erlenmeyer, de tal manera que tenga un tubo de desprendimiento en la boca, a través del cual pasará el hidrógeno por el tubo de secado de hidrógeno, y

que pase al tubo de ensayo. El tubo de ensayo estará dentro de otro más grande para evitar las explosiones y que todo el oxígeno sea desplazado.

12) Calentar ligeramente el matríz Erlenmeyer para comenzar la reacción. Después es necesario quitar el mechero.

13) Es recomendable que continuamente se vaya comprobando la existencia de hidrógeno y oxígeno dentro del aparato.

14) Dejar la reacción hasta que se desprenda todo el oxígeno del tubo de ensayo pequeño.

15) Ya comprobado esto, calentar el tubo con la sustancia hasta obtener el cobre metálico.

16) Pesar el tubo y compararlo con el teórico, sacando porcentajes de error.

17) Realizar los cálculos necesarios para determinar el peso del bromo en el bromuro cúprico inicial y el bromuro cuproso intermedio y encontrar la relación que existe entre los pesos de estos en los compuestos con cobre.

18) Comparar los resultados de porcentaje de error de ambos métodos y determinar que método fue el más efectivo y preciso en la obtención del cobre.

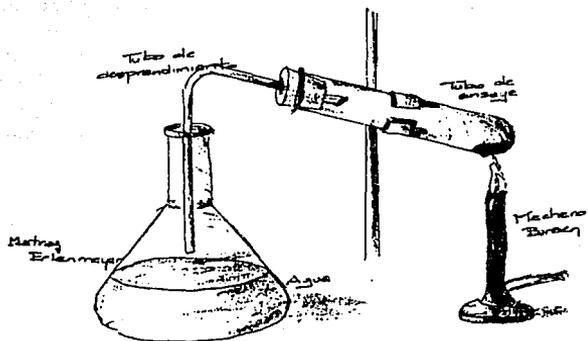
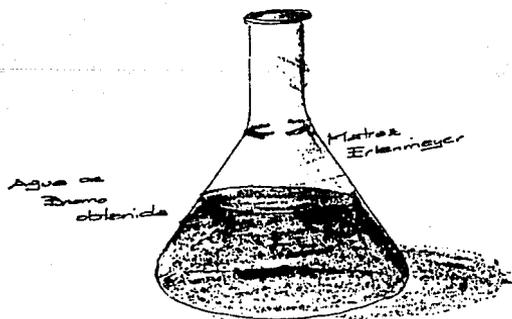


Fig. 1



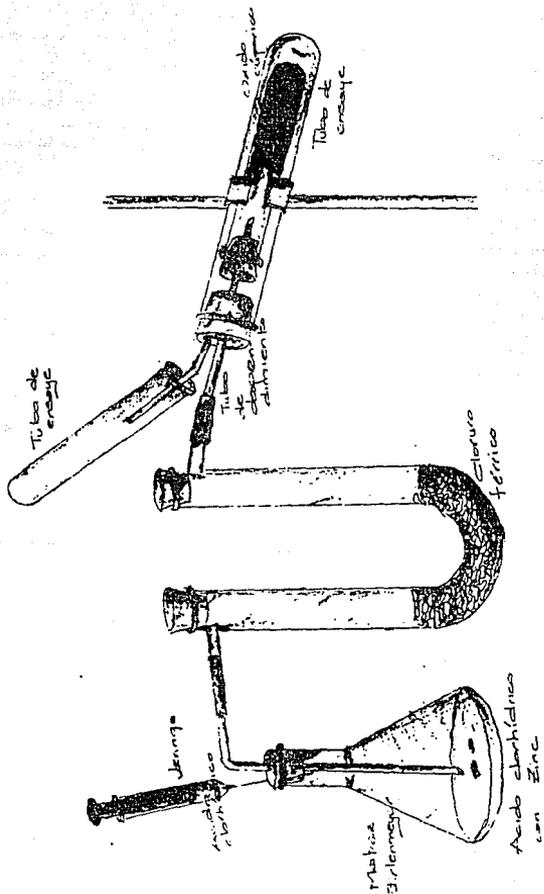


Fig. 2

6. ORGANIZACION Y SISTEMATIZACION DE DATOS EXPERIMENTALES

1.- Método de ácido sulfúrico y zinc

	2CuBr_2	$\xrightarrow{\Delta}$	2CuBr	+	Br_2
a)					
m. tubo	<u> </u>				
m. c/CuBr ₂	<u> </u>				
m. inicial					
M.	223.358		143.449		159.818
n. inicial	<u> </u>				
n. final			<u> </u>		<u> </u>
m. c/CuBr			<u> </u>		<u> </u>
m. final			<u> </u>		<u> </u>

	$4\text{CuBr} + 2\text{HNO}_3 + \text{O}_2$	\longrightarrow	$4\text{CuO} + \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Br}_2$
b)			
m. c/CuBr	<u> </u>		
m. inicial			
M.	143.449		79.539
n. inicial	<u> </u>		
n. final			<u> </u>
c/CuO			<u> </u>
m. final			<u> </u>

	CuO	+	H_2SO_4	\longrightarrow	CuSO_4	+	H_2O
c)							
m. c/CuBr	<u> </u>						
m. inicial							
M.	79.539				159.6		
n. inicial	<u> </u>						
n. final					<u> </u>		
m. final					<u> </u>		

	CuSO_4	+	Zn	\longrightarrow	Cu	+	ZnSO_4
d)							
m. inicial							
M.	159.6				63.54		
n. inicial	<u> </u>						
n. final					<u> </u>		
m. p. f.					<u> </u>		
m. c/Cu					<u> </u>		
m. final					<u> </u>		

2.- Método por reducción de cobre con hidrógeno gaseoso.

a)	2CuBr_2	$\xrightarrow{\Delta}$	2CuBr	+	Br_2
m. tubo	_____				
m. c/CuBr ₂	_____				
m. inicial	_____				
M.	223.358		143.449		159.818
n. inicial	_____				
n. final	_____				
m. c/CuBr			_____		_____
m. final			_____		_____

b)	$4\text{CuBr} + 2\text{HNO}_3 + \text{O}_2$	\longrightarrow	4CuO	+	NO	+	NO_2	+	H_2O	+	2Br_2
m. c/CuBr	_____										
m. inicial	_____										
M.	143.449		79.539								
n. inicial	_____										
n. final	_____										
m. c/CuO			_____								
m. final			_____								

c)	CuO	+	H_2	\longrightarrow	Cu	+	H_2O
m. c/CuBr	_____						
m. inicial	_____						
M.	79.539				63.54		
n. inicial	_____				_____		
m. c/Cu					_____		
m. final					_____		

7. CUESTIONARIO

- 1.- ¿En qué consiste la ley de las proporciones múltiples?
- 2.- ¿Cuándo se da la relación de números enteros pequeños y cuando no?

8. BIBLIOGRAFIA

Bailar,
J.Chem. Educ.,
6,1759(1929)

SIENKO M. J. PLANE R. A.
QUIMICA EXPERIMENTAL
ED. AGUILAR, ESPAÑA 1973 P.P. 53-57

MASTERTON, Slowinski.
Chemical principles in the laboratory
W. B. Saunders Company. Philadelphia, 1973.

ALCANTARA Barbosa, Ma. del Consuelo
Química inorgánica moderna.
Ed. CECSA, México 1968

HOLUM, John R.,
Introducción a los principios de Química.
Ed. Limusa, México 1982

FORMULA MINIMA DE UN COMPUESTO

1. OBJETIVOS

- * Determinar la fórmula más simple de un compuesto.
- * Realizar los cálculos estequiométricos para la obtención de la fórmula mínima de un compuesto.
- * Utilizar adecuadamente la balanza analítica.

2. PROBLEMAS

- * Obtener experimentalmente el óxido de magnesio II.
- * ¿En qué proporción se combina el Mg y el oxígeno?

3. FUNDAMENTO TEORICO

En la teoría atómica de Dalton queda implícito el concepto del peso atómico. Puesto que los átomos se combinan entre sí en una proporción dada, se puede establecer una escala relativa de pesos en combinación, para los diferentes tipos de átomos. Antes de 1961, la escala de pesos atómicos de los físicos se basaba en el isótopo ^{16}O = 16.0000, mientras que la escala de los químicos tenía su base en el promedio del peso de las masas isotópicas del oxígeno natural, que se definía como 16.0000. En 1961, se acordó adoptar una escala unificada, que fuera conveniente tanto para químicos como para físicos, con base en el estándar definido de ^{12}C = 12.0000. La antigua escala química de pesos atómicos se basaba en una mezcla natural de los isótopos del oxígeno. El peso atómico de todos los átomos de oxígeno de esta mezcla se estableció arbitrariamente en 16, debido a que este valor representaba los pesos atómicos de los otros elementos tomados lo más cerca posible de números enteros.

Aunque debido al uso común se cita el peso atómico de un elemento, en realidad se indica la masa atómica, que es el promedio de masa de los isótopos, tal y como se presentan en la naturaleza. La unidad de masa atómica pesada, la *uma*, está dada por

$$uma = \sum f_i m_i$$

en donde f_i es la abundancia fraccionaria del isótopo i , cuya masa es m_i .

Para convertir la antigua escala de pesos atómicos, que se basa en las masas isotópicas pesadas del oxígeno, y da 16.0000, a la nueva escala, con base en el ^{12}C , en que la *uma* de oxígeno es 15.9994, es necesario multiplicar por el factor de conversión 0.99996. Evidentemente, este cambio afecta sólo a los trabajos

extremadamente precisos.

El peso atómico de un elemento se puede determinar permitiéndole reaccionar con un elemento cuyo peso atómico se conoce. Para establecer el peso atómico del cloro, se hizo reaccionar un exceso de éste con 215.74g de Ag, cuya masa es 107.87. La práctica demostró que se formaron 286.68g de AgCl.

Si usamos la reacción



podemos ver que, puesto que dos átomos de Ag dan dos moléculas de AgCl, un peso atómico de Ag en gramos daría un peso molecular de AgCl en gramos. Así pues, un peso atómico de Ag reacciona para formar $(286.68\text{g})/2 = 143.34\text{g}$ de AgCl, de los cuales 107.87g se deben al peso de la plata. El peso restante, 35.47g debe, entonces, corresponder al peso atómico del Cl.

De acuerdo con la hipótesis de Avogadro, que establece que volúmenes idénticos de gases a la misma temperatura y presión contienen igual número de moléculas, es obvio que si volúmenes iguales de dos gases se pesan a igual temperatura y presión, se puede determinar el peso relativo de un gas con respecto a otro. Por tanto, los pesos relativos de cualquier gas, en las mismas condiciones, se pueden comparar a algún peso estándar. Puesto que C^{12} es la base de la escala de pesos atómicos y el oxígeno tiene una masa de 15.9994, la base de la escala de pesos atómicos y el oxígeno tiene una masa de 15.9994, entonces O_2 tiene un peso relativo (comparado con C^{12}) de 31.9998 o, aproximadamente, 32.00. Ahora, otros gases se pueden comparar por peso con O_2 , en una combinación específica de condiciones. Las dos condiciones convenientes, que se denominan condiciones estándar (CE), o sea temperatura y presión estándar (TPE), son la temperatura de cero grados centígrados y la presión de 760mmHg. El volumen estándar usado a TPE se llama volumen gramo molecular, y experimentalmente se determinó como 22.414Lt para 32.000g de O_2 . De manera que los pesos de 22.414Lt de cualquier gas a TPE, contienen el mismo número de moléculas que cualquier otro gas en las mismas condiciones, y su peso en gramos relativo al peso de O_2 (y a C^{12}) se denomina su peso molecular. El número único de moléculas de un gas a 22.414Lt y a TPE, se llama número de Avogadro (N), cuya determinación experimental resultó ser 6.023×10^{23} moléculas, tiene un peso igual a su peso molecular en gramos y, como se definió, ocupa 22.414Lt a TPE. El mol es una unidad práctica de masa, tal que no se puede determinar experimentalmente el peso de una molécula.

Conviene hacer una definición correspondiente a sustancias que son básicamente atómicas y no moleculares, tales como el cinc y el hierro. El átomo-gramo (átomo-g) se define como la cantidad de átomos cuyo peso total es igual al peso atómico en gramos. El número de átomos que contiene un átomo-gramo de una sustancia es, por supuesto, 6.023×10^{23} . Un átomo-gramo de cobre pesa 63.5g, y uno de oxígeno, 16.0g. Puesto que números iguales de átomos-gramos de diferentes elementos contienen la misma cantidad de átomos y el número de átomos-gramo es proporcional a la

cantidad de átomos, la fórmula química más simple de un compuesto, esto es, la relación del número de diferentes átomos del compuesto, se puede determinar si se conoce el número de átomos-gramo de cada elemento.

Un número de Avogadro $N = 6.023 \times 10^{23}$, de átomos de carbono-12, tiene una masa de 12g. Un átomo de carbono-12 tiene una masa de 12 g/N y 1 uma es $1/12$ de la masa del átomo de carbono-12. De donde,

$$\frac{1 \text{ átomo}}{12 \text{ uma}} \times \frac{12 \text{ g}}{\text{átomo-g}} \times \frac{1 \text{ átomo-g}}{6.023 \times 10^{23} \text{ átomo}} = 1.660 \times 10^{-24} \text{ g}$$

4. HIPOTESIS

La reacción que se llevará a cabo durante el experimento será:



Un mol es la cantidad de sustancia (cualquiera expresada (Kg, g, lb, átomos, moléculas, etc) que sea equivalente a la cantidad de 12g de C₁₂.

La fórmula más sencilla del compuesto será MgO.

La ley de las proporciones constantes o definidas establece que "cuando se combinan dos o más elementos para formar un compuesto, siempre lo hacen en proporciones constantes o definidas".

Un mol es el peso molecular o atómico de un compuesto o elemento expresado en gramos.

La fórmula de un compuesto refleja la razón de moles de los átomos combinados en ese compuesto y es una propiedad única para cada compuesto.

El óxido de magnesio es un sólido blanco.

5. PROCEDIMIENTO

MATERIAL

1 Crisol o cápsula de porcelana, con tapa de porcelana
1 Mechero de Fisher
1 Triple o soporte universal con anillo
1 malla con asbesto
1 Espátula
1 Piseta
Balanza analítica

NOTA: El crisol o la cápsula deberán estar "tarados", esto es, se deberán calentar en horno el suficiente tiempo para que estos desalojen la humedad.

REACTIVOS

Cinta de magnesio (30cm aprox)
Agua destilada

TECNICA

1. Pese un crisol limpio y seco con la mayor exactitud posible.
2. Limpie con una fibra de acero la cinta de magnesio y posteriormente con un paño seco. Corte la cinta en pedazos de 1.0cm colóquelos en la cápsula y determine el peso del crisol con su contenido.
3. Determine el peso de la cinta de magnesio por diferencia de pesado.

4. Calcule el número de moles de magnesio.

2. Instale el soporte universal con el anillo y la malla de asbesto, ponga la cápsula sobre la malla y caliente ligeramente. Precaución: Asegúrese de que este colocada la tapa sobre la cápsula antes de calentar.

Caliente la cápsula suavemente al principio. Vaya aumentando el calentamiento gradualmente y continúe aplicando calor a la cápsula tapada, durante 2 minutos. Con las pinzas y con cuidado incline la tapa del crisol y continúe calentando fuertemente la cápsula, parcialmente destapada durante 10 minutos más.

Cese de calentar, tape la cápsula y deje que se enfríe a temperatura ambiente. Antes de seguir adelante inspeccione visualmente el contenido del crisol. Si es evidente que hay en el crisol magnesio que no ha reaccionado, será preciso repetir las operaciones de calentamiento fuerte, antes de continuar.

El contenido sólido de la cápsula se compone de productos mixtos de la reacción controlada entre el magnesio y los gases oxígeno y nitrógeno del aire. Al reaccionar los productos mezclados, con agua, se formará un producto que solamente contiene magnesio que, a su vez, se convertirá en óxido de magnesio.

Por medio de una piseta vierta agua destilada dentro de la cápsula hasta cubrir el producto mezclado. Caliente el conjunto cuidadosamente. Observe el olor de los vapores que se pueden formar.

Precaución: Recuerde el método seguro de percibir los olores de una sustancia desconocida. Acerque 35cm la boca del recipiente por enfrente de la nariz, sople con la mano a manera de empujar el aroma desde la boca del recipiente a la nariz.

Cuando se haya evaporado el agua, agregue un poco más de agua y repita el procedimiento de calentamiento cuidadosamente. Continúe haciéndolo hasta que al seguir calentando deja de percibirse el olor característico del producto gaseoso de la reacción entre los sólidos mezclados y el agua dentro del crisol.

Cuando suceda esto, continúe el calentamiento de la cápsula cuidadosamente hasta que se evapore el agua. Después caliente la cápsula durante 5 minutos. Deje que la cápsula y su producto sólido único, óxido de magnesio, se enfríe. Pese el crisol y su contenido.

6. Determine el peso del óxido de magnesio por diferencia.
7. Determine el peso del oxígeno que se combinó con el peso original del magnesio.
8. Calcule el número de moles de oxígeno combinado.
9. Determine la fórmula más sencilla del óxido de magnesio.

6. ORGANIZACION Y SISTEMATIZACION DE DATOS EXPERIMENTALES

Peso del crisol:	
Peso del crisol y Mg:	
Peso del Mg:	
Moles de Mg:	
Peso del crisol y óxido de magnesio:	
Peso del óxido de magnesio:	
Peso del Oxígeno combinado:	
Moles de oxígeno combinado:	
Fórmula más sencilla del óxido de magnesio:	

7. CUESTIONARIO

1. ¿Qué es una fórmula química?
2. ¿Qué leyes y conceptos básicos son los necesarios para poder hacer la determinación de la fórmula empírica de un compuesto?
3. Se necesitaron 0.47 toneladas de azufre combinado con cloro para producir 1 tonelada de compuesto binario cloruro de azufre. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?
4. ¿Qué compuesto se forma entre el Mg y el N₂ del aire y cómo se eliminó?

8. BIBLIOGRAFIA

Thomas S. Heard, Angela O. Bedenbaugh
Journal of Chemical Education
Vol. 28, Number 6 Jan 1965, p.p. 425

Paul Ander y Anthony Sonnessa
Principios de química, introducción a los conceptos teóricos.
Ed. Limusa, México 1982 p.p. 72-76

REACTIVO LIMITANTE

1. OBJETIVOS

- * Determinación del reactivo limitante
- * Comprobar experimentalmente el concepto de reactivo limitante, utilizando para ello reacciones de precipitación.
- * Recuperar la plata usada en el experimento, ya que es un reactivo de costo elevado.

2. PROBLEMAS

- * ¿Qué es el reactivo limitante?
- * ¿Cuál es el reactivo limitante en cada una de las reacciones propuestas?
- * ¿Cuál es el método más sencillo de recuperación de la plata que puede aplicarse en este experimento?
- * ¿Cuál es el rendimiento de cada una de las reacciones que se efectúan en el laboratorio?

3. FUNDAMENTO TEORICO

El reactivo limitante es la especie química que, estando en una reacción se encuentra en menor proporción a la necesaria para completar la reacción y así consumir todos los reactivos.

El $\text{Cu}_2(\text{PO}_4)_2$ tiene un pK con valor de 36.9 y un Kps con valor de 1.3×10^{-37} , lo que indica que es poco soluble y, por lo tanto, cumple con las condiciones requeridas para la práctica.

El Ag_2CrO_4 tiene un pK con valor de 11.95 y un Kps con valor de 1.9×10^{-12} , por lo que también es útil para los objetivos de esta práctica.

Las reacciones involucradas son la de formación de Cloruro de plata (AgCl). Una vez que la cantidad de NaCl (reactivo limitante) se termina, la formación de los cloruros finaliza también, dando lugar así a la producción de Cromato de plata. Este cambio de la reacción es percibido por el potenciómetro mediante lo que se llama "SALTO". Así mismo, puede observarse el cambio de reacción con el cambio de color de la disolución (por influencia del indicador utilizado), pues el precipitado de AgCl es de color blanco, y el precipitado de Ag_2CrO_4 es de color rojo.

4. HIPOTESIS

OBTENCION DEL $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$

Al tener un reactivo en menor cantidad a la estequiométrica con respecto al otro reactivo será limitante, así planteamos los siguientes cálculos estequiométricos de rendimiento teórico:



#Vaso	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$		Na_3PO_4		$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$	
	ml	Moles	ml	Moles	gr	Moles
1	17	2.55×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.3235	0.85×10^{-3}
2	20	3.00×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.3806	1.00×10^{-3}
3	23	3.45×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.4377	1.15×10^{-3}
4	26	3.90×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.4948	1.3×10^{-3}
5	29	4.35×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.4948	1.3×10^{-3}
6	32	4.80×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.4948	1.3×10^{-3}
7	35	5.25×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.4948	1.3×10^{-3}

Del vaso 1 al 3 el reactivo limitante es el Nitrato de cobre II, por lo que el agua del filtrado debe tener exceso de Na_3PO_4 .

Por esta razón, debe ser incolora por el exceso de fosfato.

A partir del vaso 5 hasta el 7 el reactivo limitante es el Fosfato de sodio, por lo que en el agua de los filtrados debemos encontrar $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Por lo tanto, debe adquirir una coloración azul verdosa debido al Nitrato de cobre (II).

El vaso 4 es el "Punto estequiométrico", por lo que deben reaccionar completamente el Fosfato de sodio y el Nitrato de cobre II, y el agua no debe tener iones fosfato o cobre, o deben estar en cantidades no cuantificables en las condiciones del laboratorio. Por otro lado, cabe señalar que el agua residual, obtenida del filtrado, deberá ser transparente.

OBTENCION DE Ag_2CrO_4

Debido a que la disolución de Nitrato de plata nos fué entregada ya preparada por el laboratorista, puede comprobarse la concentración de dicha solución de la siguiente forma:

Utilizando una cantidad conocida de NaCl , y agregando después el Nitrato de plata hasta obtener un salto en el potenciómetro o un cambio de color debido al indicador (se anotará el valor del volumen en el cual ocurrió esto). Con estos datos experimentales se calcula que tantas moles hay por mililitro en la disolución de Nitrato de plata de acuerdo a la reacción

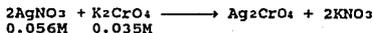




$$M = \frac{\text{Moles de NaCl}}{\text{ml de AgNO}_3} \times \frac{1000\text{ml}}{1\text{lt}} = \frac{\text{mol}}{1\text{t}}$$

Hasta dar la coloración o el salto mencionados.

La reacción que se efectuó:



#Vaso	AgNO ₃		K ₂ CrO ₄		Ag ₂ CrO ₄	
	ml	Moles	ml	Moles	gr	Moles
1	14.5	0.81x10 ⁻³	20	0.70x10 ⁻³	0.1326	0.40x10 ⁻³
2	18.0	1.00x10 ⁻³	20	0.70x10 ⁻³	0.1658	0.50x10 ⁻³
3	21.5	1.20x10 ⁻³	20	0.70x10 ⁻³	0.1990	0.60x10 ⁻³
4	25.0	1.40x10 ⁻³	20	0.70x10 ⁻³	0.2322	0.70x10 ⁻³
5	28.5	1.59x10 ⁻³	20	0.70x10 ⁻³	0.2322	0.70x10 ⁻³
6	32.0	1.79x10 ⁻³	20	0.70x10 ⁻³	0.2322	0.70x10 ⁻³
7	35.5	1.98x10 ⁻³	20	0.70x10 ⁻³	0.2322	0.70x10 ⁻³

A partir del vaso 1 al 3 el reactivo limitante es el Nitrato de plata, por lo que el agua de los filtrados deben ser de color amarillo (es decir, del color del Cromato de potasio).

Del vaso 5 al 7 debe haber exceso o sobrante de Nitrato de plata porque el Cromato de potasio está limitando ahora la reacción, por lo que el agua del filtrado debe ser transparente e incolora, pero conteniendo iones Ag⁺ y NO₃⁻, además de KNO₃ disociado, esto se puede probar agregando K₂CrO₄ al agua residual, de donde debemos obtener como precipitado Cromato de plata.

El vaso 4 representa en este caso el "punto estequiométrico", debe dar como agua de filtrado un líquido incoloro y transparente, pues así es la disolución de KNO₃.

5. PROCEDIMIENTO

MATERIAL

10 vasos de precipitado
 7 embudos
 2 buretas
 2 matraces de aforado de 250ml
 2 vidrios de reloj

1 potenciómetro
 1 balanza analítica
 1 desecador
 1 piseta
 1 gendarme
 papel filtro

REACTIVOS

solución 0.15M de Nitrato de Cobre II
 solución 0.1 M de Fosfato de Sodio
 solución 0.015M de Cromato de Potasio
 solución 0.056M de Nitrato de Plata
 (Preparar 250 ml de c/u)

TECNICA

A) Se colocan dos buretas, una para cada disolución y se agregan los mililitros indicados en la siguiente tabla para cada vaso:

VASO	ml Cu(NO ₃) ₂	ml Na ₃ PO ₄
1	17	26
2	20	26
3	23	26
4	26	26
5	29	26
6	32	26
7	35	26

Una vez agregados los volúmenes indicados, se procede a agitar los vasos suavemente para evitar las posibles pérdidas de precipitado.

Se pesan 7 papeles filtro, con los que se recuperará el precipitado de cada una de las reacciones efectuadas. Cuando se termina de filtrar se dejan los papeles filtro dentro de los embudos de filtración, esperando a que estos se sequen (esta parte tomara de 5 a 6 días por lo que se podrá utilizar un desecador).

Cuando los papeles estén bien secos, se pesarán con el precipitado en ellos, para por diferencia de pesado obtener el peso de los precipitados.

B) Se montan dos buretas, una para cada disolución y se agregan los mililitros necesarios indicados en la siguiente tabla para cada vaso:

VASO	ml AgNO ₃	ml K ₂ CrO ₄
1	14.5	20
2	18	20
3	21.5	20
4	25	20
5	28.5	20
6	32	20
7	35.5	20

Se procederá de igual manera que en el experimento (A), para la formación de Cromato de Plata como precipitado.

C) Este experimento se refiere basicamente a la valoración de plata en la disolución de Nitrato de Plata. La forma de efectuar este experimento tiene tres opciones: la primera es mediante el uso del potenciómetro, la segunda mediante una titulación aplicando el indicador adecuado, y la tercera es una combinación de ambas.

La manera de efectuar este experimento será la combinación de ambos métodos y es como sigue:

Se coloca en un vaso de precipitados agua con cierta cantidad de NaCl (conocida) y se agrega en el mismo vaso la cantidad necesaria de indicador (en este caso se utilizará Cromato de Potasio).

Una vez hecho esto se introducen en el vaso los electrodos del potenciómetro y se coloca por encima del vaso una bureta con Nitrato de Plata, de manera que su contenido caiga dentro del vaso de precipitados. A continuación se va añadiendo al vaso un mililitro a la vez de Nitrato de Plata. Se toman las lecturas del potenciómetro.

En el momento en que se observe en el potenciómetro un brinco muy grande en la lectura, que se denomina SALTO querrá decir que se ha terminado la formación de cloruros y se continuará con una formación de cromatos. En este mismo momento debe observarse el cambio de coloración de la disolución (primero era de color blanco, por los cloruros de plata, y después rojo, por los cromatos de plata que empezarán a formarse), si cual es provocado por el indicador.

Conociendo así, la cantidad de moles de NaCl que se tenían en el vaso de precipitados y los ml de nitrato de plata con los cuales se dió el punto de equivalencia puede calcularse la molaridad de la disolución problema.

RECUPERACION DE LA PLATA

Las aguas residuales de los filtrados se mezclaran en un vaso de precipitados de 1000mL. La coloración que se presenta es de color rojizo pardo, debido a la presencia del cromato de plata. Se agrega HCl, se obtendrá un precipitado de AgCl y una coloración amarilla opaca. Después calentamos y se añade más ácido hasta lograr que la solución quede transparente.

Por otro lado, para recuperar la plata del precipitado que quedó en los papeles filtro, se procede como sigue; mezclamos HCl con agua e introducimos en ella los papeles filtro hasta retirar totalmente el cromato de plata, el cual reaccionó para formar precipitado de AgCl.

Juntamos todo el cloruro de plata obtenido de los residuos (aguas residuales y los precipitados) y continuamos tratando la solución con HCl y calentamos hasta no obtener más AgCl, de lo cual nos damos cuenta cuando al agregar más HCl no hay más reacción que nos indicara la presencia de iones Ag⁺ que no dieran opacidad al líquido.

Cuando el agua estuvo transparente, filtramos para separar el AgCl, al que podemos añadir solución diluida de HNO₃ hasta lograr obtener AgNO₃ como filtrado que podrá ser valorado para su utilización posterior.

6. ORGANIZACION Y SISTEMATIZACION DE DATOS EXPERIMENTALES

Para los experimentos (A) y (B).

VASO	PAPEL FILTRO	P.F.+ PREC.	PRECIPITADO	%RENDIMIENTO

Para el experimento (C):

1. Cantidad de NaCl en gramos: g
2. Moles de NaCl: n
3. Punto de Equivalencia en mL (SALTO): PE
4. Molaridad: M

$$n = g * \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58.5 \text{ g NaCl}}$$
$$M = \frac{n}{PE} * 1000 \text{ ml/lt} = M$$

7. CUESTIONARIO

1. ¿Cómo se reconoce al reactivo limitante en estos experimentos?
2. ¿Cuál será el peso máximo de Al(OH)_3 que podrá prepararse por reacción de 13.4g de AlCl_3 con 10.0 g de NaOH , según la siguiente ecuación:



3. ¿Qué es el punto final?
4. ¿Qué es el punto de equivalencia?

8. BIBLIOGRAFIA

James E. Brady
General Chemistry. Principles and Structure
3rd edition p.p. 50-52

Brown & Le May
Chemistry. The central science
4th edition p.p. 83-85

Donald B. Summers
Manual de química
Grupo editorial Iberoamericana, México 1983

LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA

1. OBJETIVOS

- * Reafirmar los conocimientos obtenidos sobre la ley de la conservación de la materia.
- * Demostrar que durante una reacción química, las masas involucradas en dicha reacción permanecen constantes.
- * Desarrollar habilidades para realizar cálculos con reacciones y ecuaciones químicas.

2. PROBLEMAS

- * ¿En qué consiste la ley de la conservación de la materia?
- * ¿Bajo qué condiciones se cumple?
- * ¿Afectará en algo al cumplimiento de dicha ley el tipo de reactivo o la cantidad que se utilice en una reacción dada?
- * ¿Dependerá de algún otro factor?

3. FUNDAMENTO TEORICO

Las combinaciones químicas se producen como consecuencia de la afinidad o tendencia que tienen los elementos químicos a unirse unos con otros.

Al combinarse, los elementos lo hacen siguiendo unas leyes estequiométricas (determinan la relación masa y volumen de los distintos cuerpos que intervienen en la reacción). Estas leyes se dividen en ponderales (relativas a las relaciones de masa) y volumétricas (al volumen).

El concepto de masa corresponde a la cantidad de materia contenida en una determinada porción de espacio (sistema cerrado).

LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA O DE LAVOISIER:

En 1789 Lavoisier afirma en su tratado elemental de química: "El auténtico arte de realizar experimentos en química consiste en lo siguiente: siempre debemos suponer una igualdad exacta o ecuación entre los principios del cuerpo examinado y los principios de los productos resultantes de su análisis".

Lavoisier fué un auténtico creador de la química como ciencia, por definir la materia en razón de su propiedad de ser pesada, por introducir el uso de la balanza y por enunciar la ley de la conservación de la masa.

La ley de la conservación de la materia establece que la materia ni se crea ni se destruye durante el proceso de un cambio químico; es decir, en toda reacción química "la suma de las masas reaccionantes es igual a la suma de las masas de los productos resultantes en la reacción".

En realidad al ser las reacciones endotérmicas o exotérmicas hay siempre una ligera variación de masa. Pero en los procesos corrientes esta variación de masa, correspondiente a la energía liberada o absorbida, es infinitamente pequeña, por lo que no se puede apreciar en una balanza.

La ley de Lavoisier queda perfectamente adecuada a los conocimientos de hoy si la completamos con la ecuación fundamental de Einstein que liga la masa y la energía.

LA LEY DE LA CONSERVACION DE LA MASA Y DE LA ENERGIA:

Completa la ley anterior y relaciona la conversión de la masa y la energía en la otra. La relación es:

$$E = mc^2$$

donde E es la energía absorbida o desprendida, m la variación de masa y c la velocidad de la luz en el vacío.

Los modelos moleculares que se han utilizado para representar las reacciones químicas, ayudan a visualizar el reagrupamiento de los átomos en las reacciones. Haciendo un pequeño cambio, se pueden emplear fórmulas químicas en lugar de los dibujos de átomos y moléculas. Estas expresiones se llaman ecuaciones químicas.

En todas las reacciones químicas se conservan los átomos. El número de veces que aparece un símbolo (multiplicando el coeficiente por el subíndice) debe ser igual en ambos lados de la ecuación.

4. HIPOTESIS

En una reacción química, la masa se conserva en su totalidad.

El cumplimiento de la ley de la conservación de la materia no depende de ningún factor.

Si se trata de una reacción exotérmica o endotérmica, va a existir una ligera variación de masa, correspondiente a la energía liberada o absorbida.

La cantidad de reactivo inicial debe ser proporcional a la cantidad de un nuevo compuesto, obtenido a partir de una serie de reacciones sucesivas.

5. PROCEDIMIENTO

PRACTICA a: Reacción cíclica de Briggs-Rauscher

MATERIAL

1 matraz Erlenmeyer
1 matraz aforado de 100ml
1 globo
balanza granataria

REACTIVOS

Peróxido de hidrógeno
Yodato de potasio
Acido perclórico
Acido malónico
sulfato de manganeso
almidón (como indicador)

TOXICIDAD

El peróxido de hidrógeno es un fuerte agente oxidante, por lo que hay que tener precaución al manejarlo, ya que produce quemaduras al contacto con la piel.

El ácido perclórico es un ácido fuerte peligroso ya que al reaccionar puede formar percloratos explosivos.

El ácido malónico es un fuerte irritante de la piel y las membranas.

TECNICA

Para llevar a cabo esta reacción, es necesario preparar cantidades iguales de tres soluciones básicas:

- 1.Solución 3.6M de peróxido de hidrógeno (H_2O_2).
- 2.Solución 0.2M de yodato de potasio (KIO_3) y 0.16M de ácido perclórico ($HClO_4$).
- 3.Solución 0.15M de ácido malónico ($CH_2(COOH)_2$) y 0.02M de sulfato de manganeso II ($MnSO_4 \cdot H_2O$). Esta solución debe contener almidón soluble en una concentración aproximada de 0.3g/l.

El proceso se inicia colocando las soluciones 1 y 2 en el matraz Erlenmeyer, agitando para que se mezclen. Al agregar la solución 3 empiezan las variaciones. Como en la reacción se desprende oxígeno, es necesario tapar el matraz con el globo, de manera que no haya pérdidas de materia al escaparse el gas.

Después de tapar el matraz, este se coloca sobre la balanza granataria, se registra su peso y observaciones.

PRACTICA b: Producción de Hidrógeno

MATERIAL

1 matraz Erlenmeyer
1 globo
balanza granataria

REACTIVOS

Zinc metálico
ácido clorhídrico concentrado

TOXICIDAD

Hay que tener precaución al manejar el ácido clorhídrico, ya que se trata de un ácido fuerte, y se encuentra en una alta concentración. De preferencia, tomar la cantidad a usar de ácido, y colocarla en el matraz y taparlo, todo esto en la campana de extracción, ya que el ácido se volatiliza fácilmente.

TECNICA

Tomense 0.5g de zinc y colóquense en el matraz Erlenmeyer. Verter el ácido (aproximadamente 10ml) sobre el zinc y tapar rápidamente el matraz con el globo. Entonces, colocar el matraz en la balanza granataria, y registrar el peso.

PRACTICA c: Producción de un precipitado

MATERIAL

2 vasos de precipitados
balanza granataria

REACTIVOS

Sulfato de cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
Hidróxido de sodio (NaOH)

TOXICIDAD

Las sales de cobre son irritantes, por lo que se debe evitar el contacto con la piel y los ojos.

El hidróxido de sodio es un reactivo fuertemente cáustico al contacto con la piel y las membranas. En caso de contacto, lavar con abundante agua; en caso de ingestión, no inducir al vómito.

TECNICA

Para esta práctica, es necesario preparar dos disoluciones; la primera de concentración 1.0M de sosa, la segunda de 0.5M de sulfato de cobre.

Se toman 30ml de la disolución de sulfato de cobre, y se colocan en uno de los vasos de precipitados. Igual cantidad de la disolución de sosa se coloca en el segundo vaso. Se pesan ambos vasos con sus contenidos, y se suman los pesos para conocer la masa de todo el sistema.

Después de esto, y con mucho cuidado de no derramar ni una gota, se vierte la sosa en el vaso de precipitados que contiene la solución de sulfato de cobre. Anote observaciones.

Pesense los vasos de precipitados y registre los cambios de peso.

PRACTICA d: Cambios de color de disoluciones de Yodo

MATERIAL

2 vasos de precipitados
balanza granataria

REACTIVOS

Bisulfito de sodio (NaHSO_3)
Yodato de potasio (KIO_3)
Cloruro de mercurio (II) (HgCl_2)
almidón (como indicador)

TECNICA

Para llevar a cabo este experimento, es necesario preparar dos disoluciones:

1. Solución 0.2M de bisulfito de sodio (NaHSO_3), con una concentración aproximada de 25g/l de almidón soluble.

2. Solución 0.2M de yodato de potasio (KIO_3) y 0.2M de cloruro de mercurio (II) (HgCl_2).

Tómense 50ml de la primera disolución, y colóquese en uno de los vasos de precipitados. Tómense 150ml de la segunda disolución, los cuales se colocarán en el otro vaso de precipitados. Ambos vasos se pesan juntos, y se dejan los vasos sobre la platina de la balanza.

Ahora, con cuidado de no perder masa debido a derrames del líquido, verter los 50ml de la primera solución en el segundo vaso de precipitados, y colóquese el vaso vacío sobre la balanza. Anotar las observaciones y hacer deducciones.

6. ORGANIZACION Y SISTEMATIZACION DE DATOS EXPERIMENTALES

La característica de cada uno de los experimentos es que son para resultados cuantitativos, por lo que deberán anotar las masas antes y después de la reacción.

7. CUESTIONARIO

- 1.- ¿Qué leyes siguen los elementos al combinarse?
- 2.- ¿En qué clasificación entraría la ley de la conservación de la masa?
- 3.- ¿Qué se entiende por masa?
- 4.- ¿Qué establece la ley de la conservación de la materia?
- 5.- ¿Que relación existe entre el cambio de masa y el cambio de energía en una reacción?

8. BIBLIOGRAFIA

- Talanquer, Vicente e Irazoque, Glinda,
¿Qué es auto-organización? II
Reacciones oscilantes, Educación química 3,1, (1991)
- Briggs, T and Rauscher, W; An oscillating iodine clock,
Journal of Chemical Education; 50, 496, (1973)
- Degn, H., Oscillating chemical reactions in homogeneous phase,
Journal of Chemical Education; 49(5), 302(1972)
- Field R., A reaction periodic in time and space,
Journal of Chemical Education; 49(5), 308(1972)
- M.V. Volkenstein, Procesos biológicos y químicos periódicos,
M.I.R. 1985, p.p. 557-565
- George C. Pimental. 1963. Chemistry and experimental Science.
Part B. Teachers Guide. Freeman and Company U.S.A.: p.p. 101-104
- Paul R. O'Connor. Química: Experimentos y teorías. Editorial
Reverté, S.A. España: 50-51
- Partinton. 1952. Tratado de química orgánica. Editorial
Porrua S.A. México 713-715

HIDROLISIS

1. OBJETIVOS

- * Reconocer el fenómeno de hidrólisis.
- * Identificar las características de las especies químicas que se hidrolizan.
- * Observar los efectos de la hidrólisis sobre el pH de las soluciones utilizadas.

2. PROBLEMAS

- * ¿En qué consiste la hidrólisis?
- * ¿De qué depende el grado de hidrólisis de las sustancias?
- * ¿Cómo podemos saber si se llevó a cabo hidrólisis?
- * ¿Qué tipo de hidrólisis presentan las siguientes sales: NaCl, Acetato de sodio, nitrato de cobre, cloruro de calcio, $ZnSO_4$, $KAl(SO_4)_2$, Na_2S .

3. FUNDAMENTO TEORICO

El término hidrólisis se aplica a las reacciones químicas en las cuales una sustancia descompone las moléculas del agua rompiendo sus enlaces.

En química orgánica los productos de la reacción usualmente son moléculas formadas por la combinación de un grupo H^+ u OH^- como en la hidrólisis de un éter o alcohol o ácido carboxílico. En química inorgánica el término ha sido más comunmente aplicado a la solución de sales y la reacción mediante la cual se convierten en nuevas especies iónicas o precipitados (óxidos, hidróxidos o sales básicas). La hidrólisis de las sales puede involucrar al catión, al anión o a ambos.

Podemos suponer que cuando una sal se disuelve en agua se encuentra completamente ionizada; casi todas las sales son electrolitos fuertes. En consecuencia las propiedades ácido-base de las sales en disolución se deben al comportamiento de los cationes y los aniones. Muchos iones son capaces de reaccionar con el agua para generar H^+ o bien OH^- .

Los iones de ácidos débiles, son básicos, y en consecuencia reaccionan con el agua para producir iones OH^- :



Por el contrario, los aniones de los ácidos fuertes, como el ión NO_3^- , Cl^- , SO_4^{2-} , no presentan basicidad significativa, estos iones no se hidrolizan, y en consecuencia no influyen en el pH.

Las sales de ácidos y bases fuertes (NaCl, por ejemplo) no hidrolizan: pH=7.

Las sales de ácidos débiles y bases fuertes (NaC₂H₃O₂, por ejemplo) hidrolizan dando una solución básica: pH > 7.

Las sales de ácidos fuertes y bases débiles (NH₄Cl, por ejemplo) hidrolizan dando una solución ácida: pH < 7.

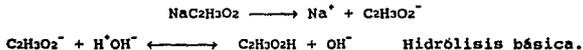
Las sales de ácidos y bases débiles (NH₄C₂H₃O₂, por ejemplo) hidrolizan, pero depende de los valores relativos de K_a y K_b (constantes ácida y básica respectivamente) si la solución resultante es neutra, ácida o básica.

Los iones pequeños y de carga elevada se hidrolizan más que aquellos más grandes o de menor carga. Los iones de metales alcalinos, grandes y con una sola carga, prácticamente no se hidrolizan en solución acuosa, debido a sus bajos potenciales iónicos (relación carga-radio).

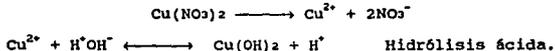
4. HIPOTESIS

* El NaCl no se va a hidrolizar, ya que el Cl⁻ proviene de un ácido fuerte y el Na⁺ de una base fuerte, por lo tanto su pH va a ser igual a 7.

* El acetato áddico NaC₂H₃O₂ se va a hidrolizar dando una solución básica con pH > 7, ya que proviene de sales de un ácido débil y de una base fuerte:

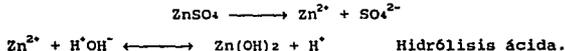


* La solución de Cu(NO₃)₂ se va a hidrolizar, dando una solución ácida, ya que es un ión pequeño y de carga elevada.



* La solución de CaCl₂ no se va a hidrolizar, ya que el Cl⁻ proviene de un ácido fuerte y el Ca²⁺ de una base fuerte, por lo tanto su pH va a ser igual a 7.

* La solución de ZnSO₄ se va a hidrolizar dando una solución con pH < 7, puesto que el SO₄²⁻ proviene de un ácido fuerte y el Zn²⁺ de una base débil:



* La solución de KAl(SO₄)₂ se va a hidrolizar dando una solución ácida, ya que el Al³⁺ es un ión pequeño y de carga elevada.





* La solución de Na_2S se va a hidrolizar, ya que viene de un ácido débil y de una base fuerte, por lo que va a tener pH mayor a 7:



* La solución de SnCl_2 va a dar una hidrólisis ácida:



5. PROCEDIMIENTO

a) Práctica previa para obtener las coloraciones características de diversos indicadores en soluciones de diferente pH.

MATERIAL

- 1 matraz de 500ml
- 1 vaso de precipitado de 25ml
- 1 mechero de Bunsen
- 1 tripie
- 1 tela de alambre con asbesto.
- 2 matraces volumétricos de 100ml
- 2 pipetas de 5ml
- 9 frascos (para guardar las soluciones de diverso pH)
- 45 tubos de ensayo
- 2 gradillas
- 1 piseta
- 1 propipeta

REACTIVOS

- Agua destilada
- HCl 0.001M
- NaOH 0.001M
- Anaranjado de metilo
- Rojo de metilo
- Fenolftaleína
- Amarillo de alizarina
- Indicador universal

TECNICA

Para un mejor fundamento en cuanto a bases para el cálculo de pH, aconsejamos referirse a la siguiente bibliografía:

Sidney W. Benson, Cálculos químicos.
Ed. Limusa. México 1978.
p.p. 181-198

Se calientan a ebullición 400mL de agua destilada en un matraz limpio y se enfrían con un vasito invertido tapando la boca del matraz. Esto se hace porque el agua destilada suele ser ligeramente ácida debido al CO_2 disuelto, que se desprende al calentar. El agua hervida va a actuar como solución de $\text{pH} = 7$, y se va a utilizar para realizar las siguientes disoluciones.

Se mezclan 5ml de solución 0.001M de HCl con 45ml de agua hervida y destilada, y se agita la mezcla. La concentración en H^+ de la solución final es 0.0001M, luego su pH será 4.

Se toman 5ml de esta última solución y se preparan con ella 50ml de solución de $\text{pH} = 5$. Luego, con 5mL de ésta se obtienen 50ml de solución de $\text{pH} = 6$.

Del mismo modo deberá diluirse la solución 0.001M de NaOH, a fin de preparar sucesivamente otras soluciones de pH 10, 9 y 8.

Se dispondrá así de nueve disoluciones cuyo pH alcanzará todos los valores enteros desde 3 hasta 11.

Viértanse 5ml de cada una en sendos tubos de ensayo limpios y secos y añádase a cada tubo dos gotas, como máximo, de la solución de anaranjado de metilo. Sacúdase y obsérvese el color producido en cada caso.

Ensayese de igual modo otras tantas muestras con cada uno de los indicadores siguientes (nunca con más de dos gotas): rojo de metilo, fenolftaleína, amarillo de alizarina e indicador universal.

b) Práctica de Hidrólisis.

MATERIAL

- 1 matraz de 200ml
- 1 vaso de precipitado de 25ml
- 2 matraces volumétricos de 100ml
- 1 pipetas de 5ml
- 1 balanza analítica
- 1 probeta graduada de 100ml
- 1 agitador
- 1 pisseta
- 7 frascos (para guardar las soluciones)
- 40 tubos de ensayo
- 1 gradilla

REACTIVOS

Cloruro de sodio (NaCl)
Cloruro de estaño (II) (SnCl₂)
Acetato de sodio (NaC₂H₃O₂)
Nitrato de cobre (Cu(NO₃)₂)
Cloruro de calcio (CaCl₂)
Sulfato de zinc (ZnSO₄)
Sulfato de aluminio y potasio (KAl(SO₄)₂)
Sulfuro de sodio (Na₂S)
Amarillado de metilo
Rojo de metilo
Fenolftaleína
Amarillo de alizarina
Indicador universal

TECNICA

Calíentense a ebullición 150 ml de agua destilada en un matrás limpio (para expulsar el CO₂ disuelto), y enfríese colocando un vasito invertido sobre la boca. Viertanse 5mL de esta agua en cinco tubos de ensayo limpios y secos, y añádanse dos gotas de un indicador (naranja de metilo al primero, rojo de metilo al segundo, amarillo de alizarina al tercero, fenolftaleína al cuarto e indicador universal al quinto).

Prepárense 25ml de solución 1.0M de NaCl. Hecho esto, determinense como antes los colores de los indicadores.

Prepárense, del mismo modo, 25ml de solución 1.0M de NaC₂H₃O₂ (acetato de sodio), calculando previamente la masa de sólido que se precise. Determinese el pH como en el caso anterior.

$M(\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2) = 82 \text{ g/gmol}$

Prepárense, como sigue una solución de Cu²⁺; se pesan 0.6g de Cu(NO₃)₂·3H₂O, se colocan en una probeta graduada limpia y se añade la cantidad suficiente de agua destilada para llegar a los 25ml de disolución. Se dejan 2.5ml de esta y se añade otra vez agua, hasta obtener 25ml de la disolución final. Después se mide el pH como anteriormente.

Prepárese del mismo modo, 100ml de solución 1.0M de NaC₂H₃O₂ (acetato sódico), calculando previamente la masa de sólido que se precise. Luego midase el pH como en el caso anterior.

$100\text{ml} \times 1\text{mol}/1000\text{ml} \times 82\text{g/gmol} = 8.2 \text{ de NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$

Utilizando los cinco indicadores, como se ha explicado, determinense el pH de las siguientes soluciones: 1.0M de CaCl₂, 0.50M de ZnCl₂, 0.0010M de KAl(SO₄)₂ y 0.00010M de Na₂S.

6. ORGANIZACION Y SISTEMATIZACION DE DATOS EXPERIMENTALES

a) Registrar los colores que toma el indicador en cada solución.

Sustancia	Indicador Universal	Fenolftaleína	Anaranjado de metilo	Rojo de metilo	Amarillo alizarina	pH
NaCl						
NaC ₂ H ₃ O ₂						
Cu(NO ₃) ₂						
CaCl ₂						
ZnSO ₄						
KAl(SO ₄)						
Na ₂ S						
SnCl ₂						

b) Registrar las observaciones pertinentes.

7. CUESTIONARIO

- 1.- ¿Qué es la hidrólisis?
- 2.- ¿Porqué hay variación del pH entre soluciones de un mismo tipo pero de distinta molaridad?
- 3.- ¿Porqué los iones provenientes de ácidos débiles producen hidrólisis?
- 4.- ¿Cuáles son los efectos de la hidrólisis?
- 5.- ¿Porqué hidrolizan los metales de transición?
- 6.- ¿Porqué no hidrolizan los metales alcalinos?

8. BIBLIOGRAFIA

Sienko M., Plane R.,
Química Experimental.
Ed. Aguilar, España 1973, p.p. 165-167 y 169-172

Baes C. y Mesmer R.,
The hydrolysis of cations.
Wilea-Interscience Publication, U.S.A., 1981

CONCENTRACION QUIMICA

1. OBJETIVOS

- * Preparar disoluciones coloridas de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ a diferentes concentraciones para observar la intensidad del color en función de la concentración.
- * Determinar la concentración molar de una disolución de HCl partiendo de una disolución valorada de NaOH.

2. PROBLEMAS

- * El cambio de coloración en función del cambio de concentración en disoluciones coloridas.
- * Hacer la valoración de la disolución patrón.
Calcular la concentración de la disolución de HCl. Preparar la escala de colores para hacer la valoración colorimétrica y la titulación.

3. FUNDAMENTO TEORICO

Existen varias unidades de concentración química como:

1. Porcentaje peso/peso: Se define como la masa de soluto en la masa de disolución por 100.

$$\%p/p = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} * 100$$

2. Porcentaje peso/volumen: Es la relación entre masa de soluto entre el volumen de la disolución por 100.

$$\%p/p = \frac{\text{masa soluto}}{\text{Vol. disolución}} * 100$$

3. Partes por millón: se utiliza para concentraciones mínimas de soluto dentro de una disolución. Son los miligramos de soluto por kilogramos o litros de disolución.

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg soluto}}{\text{Kg disolución}} \quad \text{ó} \quad \frac{\text{mg de soluto}}{\text{lt de solución}}$$

4. Molaridad: Además de la normalidad, es una de las unidades de concentración más utilizadas en el laboratorio. Se define como el número de moles de soluto por litro de disolución y se denota con la letra M.

$$M = \frac{n \text{ soluto}}{\text{lt solución}}$$

5. Formalidad: Es lo equivalente a la molaridad, solamente que no considera el número de moles, sino el número de fórmulas que hay en un litro de disolución y se denota con la letra F.

$$F = \frac{\# \text{ fórmulas de soluto}}{\text{lt de disolución}}$$

6. Molalidad: A diferencia de la molaridad y la normalidad, esta unidad de concentración no tiene nada que ver con la densidad pues relaciona el número de moles por kilogramo de disolvente, se denota con la letra m.

$$M = \frac{n \text{ soluto}}{\text{Kg disolvente}}$$

7. Normalidad: Se define como el número de equivalentes químicos que hay por cada litro de disolución, el equivalente químico esta en relación con el tipo de reacción que se lleva a cabo, por ejemplo, en una reacción ácido-base, un equivalente ácido es la cantidad que suministra un mol de iones H^+ , un equivalente básico es la cantidad que reacciona con un mol de iones H^+ . En reacciones redox, un equivalente es la cantidad de sustancia que gana o pierde un mol de electrones (valencia del metal principalmente).

$$N = \frac{Eq \text{ soluto}}{\text{lt solución}}$$

8. Fracción molar: Esta se define para cada uno de los componentes de la disolución, es el número de moles de uno de los componentes de la disolución entre el número de moles totales de la disolución.

$$X = \frac{n \text{ de un componente disolución}}{n \text{ totales de la disolución}}$$

4. HIPOTESIS

* El aumento en la intensidad de coloración de algunas disoluciones es directamente proporcional al aumento de la concentración.

* Es posible determinar la concentración de una disolución mediante su titulación con una disolución de concentración conocida y por medio de un indicador que detecte el punto de equivalencia.

5. PROCEDIMIENTO

PRACTICA a: Preparación de disoluciones coloridas

MATERIAL

- 1 soporte universal
- 1 anillo metálico
- 1 embudo
- 1 agitador
- 6 vasos de precipitado de 250ml
- 6 matraces aforados de 100ml
- 1 piseta

REACTIVOS

Nitrato de cobre dihidratado ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)
Agua destilada

TECNICA

Se prepararán 100 ml de solución 1 Molar de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

$$?g \text{ de } \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 100\text{ml} * M * \frac{1}{PM}$$

donde M es la molaridad deseada y PM es el peso molecular del $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Se pesa la cantidad de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ calculada en un vaso de precipitado.

Dentro del vaso se agrega agua destilada, sin llegar a 100ml, se disuelve el soluto con el agitador, y con ayuda del embudo, se vierte la disolución en el matraz aforado. Enjuagar el vaso de precipitado con agua destilada a que no quede soluto en las paredes.

Al estar contenida la disolución en el matraz, aforar con agua destilada hasta los 100ml.

Hacer las disoluciones necesarias para obtener las siguientes concentraciones 0.5, 0.3, 0.1, 0.05 y 0.01M a partir de la solución 1 molar.

Observar la relación que existe entre la concentración y la intensidad del color. Investigar cual es la ley que la relaciona.

Solicitar a su asesor una disolución problema, y determinar su concentración aproximada por comparación con la escala de color.

PRACTICA b: Titulación ácido base

PARTE 1, Valoración de la sosa.

MATERIAL

3 matraces Erlenmeyer de 250mL
1 Balanza analítica
1 bureta
1 piseta
1 soporte universal
1 pinzas para bureta

REACTIVOS

Fenolftaleína
Disolución de NaOH
Bisulfato de potasio
Agua destilada

TECNICA

En cada uno de los matraces Erlenmeyer pesar 0.8 g de bisulfato de potasio, con precisión de 0.1mg.

En cada matraz se añaden 30mi de agua destilada hervida para disolver el bisulfato (se puede calentar ligeramente para agilizar la disolución).

Ya disuelta la sal, se agregan dos gotas de fenolftaleína.

Se titula cada disolución con la disolución de sosa previamente colocada en la bureta.

Calcular el promedio de los tres resultados de la molaridad y tomar éste como título de la solución valorada.

PARTE 2, Titulación de NaOH y HCl.

MATERIAL

1 soporte universal
1 pinzas para bureta
1 bureta
3 vasos de precipitado
1 embudo

REACTIVOS

Fenolftaleína
Disoluciones de NaOH (valorada) y HCl

TECNICA

Colocar 20mL de disolución de HCl en cada uno de los vasos de precipitados.

Añadir 2 gotas de fenolftaleína.

Colocar en la bureta la disolución de hidróxido de sodio valorado.

Para titular dejar caer poco a poco la sosa de la bureta hasta que la disolución tome un color rosa.

Al obtener la coloración esperada, hacer la lectura de los mililitros ocupados en la bureta. Repetir 3 veces la titulación para asegurarse de la molaridad de el HCl.

Obtener la molaridad del HCl a partir de:

$$V_1M_1 = V_2M_2$$

6. ORGANIZACION Y SISTEMATIZACION DE DATOS EXPERIMENTALES

PRACTICA a: Preparación de disoluciones coloridas.

P.M. (Cu(NO₃)₂·2H₂O) =

Gramos de Cu(NO₃)₂·2H₂O:

0.01M =

0.05M =

0.1 M =

0.3 M =

0.5 M =

1 M =

Observaciones:

PRACTICA b: Titulación ácido base.

PARTE 1, valoración de la sosa.

Determinar el número de moles en 0.8g, poner la reacción entre el bisulfato de potasio y la sosa.

Determinar los moles de sosa y la molaridad de la solución de sosa.

PARTE 2, titulación de NaOH y HCl.

$$\overline{\text{ml NaOH}} = \overline{\text{mls}}$$

$$\text{Molaridad HCl} = \frac{\overline{\text{mls}} * M_s}{20\text{ml}} = M_h$$

7. CUESTIONARIO

- 1.- ¿En qué consiste la valoración?
- 2.- ¿En qué consiste la titulación?
- 3.- ¿Qué ley relaciona la concentración con la intensidad de color?

8. BIBLIOGRAFIA

Facultad de Química, Dpto, de Química Analítica
Prácticas de Analítica I
p.p. 40-45

Sidney W. Benson,
Cálculos químicos.
Ed. Limusa, México 1978

Donald B. Sommers,
Manual de química
Grupo editorial iberoamericana, México 1983

TIPOS DE REACCIONES

1. OBJETIVOS

- * Identificar los diferentes tipos de reacciones.
- * Reconocer cuando ocurre una reacción química.

2. PROBLEMAS

- * ¿Cómo se clasifican los diferentes tipos de reacciones químicas?
- * ¿Cómo afecta la temperatura y la presión en los diferentes tipos de reacciones?

3. FUNDAMENTO TEORICO

Las reacciones químicas de los compuestos inorgánicos se pueden clasificar en cuatro grandes grupos:

1. Síntesis. $A + B \longrightarrow AB$
2. Descomposición. $AB \longrightarrow A + B$
3. Desplazamiento. $A + BC \longrightarrow AB + C$
4. Metátesis. $AB + CD \longrightarrow AD + BC$

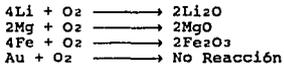
En sí una reacción existe cuando los reactivos se convierten en productos.

Todas las reacciones en forma cuantitativa siempre tienen pesos equivalentes, y tienen que estar balanceadas para la predicción de pesos o volúmenes de los productos.

En todas las reacciones influye la temperatura y la presión.

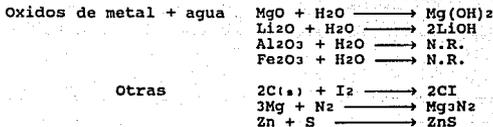
TIPOS DE REACCIONES

Síntesis: Metal + Oxígeno



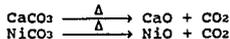
No Metal + Oxígeno





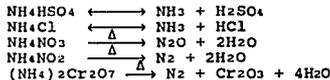
Descomposición:

Descomposición de carbonatos \longrightarrow Oxidos metálicos



Descomposición de compuestos de amonio:

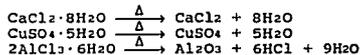
1. Sal \longrightarrow gas o ácido
2. Reacción tipo redox



Descomposición de metales nobles:

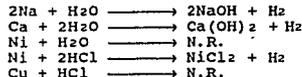


Descomposición de sales hidratadas:



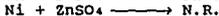
Sustitución:

Sólo metales de la familia IA y IIA se desplazan con agua para dar hidrógeno.

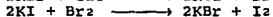


Sustitución de metales:

Iones metálicos en solución se oxidan.



Sustitución de halógenos



Metátesis:

Se identifican por la formación de precipitados y cuando un gas es liberado.

Formación de precipitados:



Formación de gas:

Carbonatos, sulfitos reaccionan con ácidos.



Los cloruros de metales reaccionan con H_2SO_4 para dar HCl gas.

Ejemplo de método de preparación de HCl:



4. HIPOTESIS

Ocurre un cambio químico cuando sucede la formación de una nueva sustancia identificada como un precipitado, un cambio de color o el desprendimiento de un gas.

5. PROCEDIMIENTO

MATERIAL

Mechero de Bunsen
Tubos de ensayo
Pinzas de crisol
Pinzas para tubo de ensayo
Tela de asbesto
Crisoles
Triple

REACTIVOS

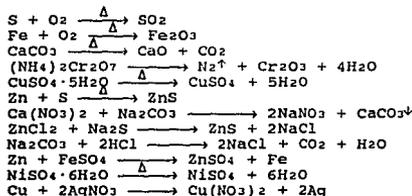
Azufre	CaCO ₃	ZnCl ₂	(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇
Hierro	CuSO ₄ ·5H ₂ O	Na ₂ S	HCl
Zinc	Na ₂ CO ₃	AgNO ₃	
Cobre	Ca(NO ₃) ₂	FeSO ₄	

TECNICA

Se colocan pequeñas cantidades de reactivo en tubos de ensayo o en crisoles (para calentamiento) según sean los tipos de sustancias.

Para la identificación de algunos compuestos gaseosos se colocan estos juntos en un tubo de desprendimiento para la identificación del gas.

Realizar experimentalmente las siguientes reacciones químicas:



6. ORGANIZACION Y SISTEMATIZACION DE DATOS EXPERIMENTALES

Clasificación de reacciones:

TIPO DE REACC.	REACCION	OBSERVAC.
SINTESIS		
DESCOMPOSIC		
METATESIS		
SUSTITUCION		

7. CUESTIONARIO

- 1.- ¿Qué es una reacción de combinación?
- 2.- ¿Qué es una reacción de descomposición?
- 3.- ¿Qué es una reacción de metátesis?
- 4.- ¿Qué es una reacción de desplazamiento?
- 5.- ¿Qué otra clasificación de las reacciones químicas existe?

8. BIBLIOGRAFIA

J.J. Chem. Educ.
Vol.64, Num.3 Marz 1987

J.J. Chem. Educ.
Vol.64, Num.12 December 1987

J.J. Chem. Educ.
Vol.57, Num.11 Nov. 1980

EQUIVALENTE QUIMICO

1. OBJETIVOS

* Determinar experimentalmente el peso equivalente de un metal, usando el metal para desplazar hidrógeno de un ácido.

2. PROBLEMAS

- * ¿Qué es el peso equivalente?
- * ¿Cuál es la reacción que se lleva a cabo entre el magnesio y el ácido clorhídrico?
- * ¿Cuál es el valor numérico del peso equivalente del metal empleado para desplazar hidrógeno del ácido clorhídrico 6N?
- * ¿Cómo podemos calcular el valor numérico del peso equivalente de diferentes especies químicas? ¿De que depende?

3. FUNDAMENTO TEORICO

El concepto de peso equivalente, a pesar de su antigüedad dentro de la química, no ha sido colocado aún en el lugar que le corresponde, ni en el marco conceptual, ni en el campo de su aplicación.

El concepto clásico del peso equivalente se remonta a 1766 cuando al estudiar las reacciones, Cavendish observó que ciertos pesos (diferentes entre ellos) de potasa y de cal, neutralizaban siempre un peso constante de ácido, fué entonces cuando llamó "equivalentes" a estos pesos. Cavendish continuó realizando experimentos y relacionando posteriormente pesos diferentes de ácido nítrico y sulfúrico con un peso constante de potasa. Esta es, aunque rudimentaria, la primera mención del peso equivalente. Con el tiempo llegó a obtener lo que podemos considerar es la definición clásica, compartida por autores contemporáneos:

"El peso equivalente de un elemento o compuesto, es el peso de ese elemento o compuesto que se combina o reemplaza a una parte de Hidrógeno o a ocho partes de Oxígeno".

Años más tarde, en 1846, Augusto Laurent (investigador francés, a quien se debe la teoría de los núcleos en la química orgánica), estableció una diferencia precisa entre "átomos" y "equivalente" afirmando que "la equivalencia es una relación que depende de la naturaleza de la reacción".

El peso equivalente es, en sentido estricto, una cantidad adimensional puesto que involucra en su valor al peso atómico, molecular o fórmula (todos ellos sin unidades de masa).

Actualmente, la definición que la IUPAC le da a equivalente es: "El equivalente de una especie cualquiera es aquella entidad, la cual en una reacción específica, se combina con o es, en alguna otra forma más apropiada, equivalente en:

* Una reacción ácido-base, a una entidad titulable de iones H⁺.

* Una reacción redox a una entidad de electrones, e⁻.

En ambos casos, el equivalente puede conocerse a partir del factor de equivalencia y de la fórmula de las especies".

Para poder efectuar el cálculo del valor del peso equivalente es necesario tomar en cuenta la naturaleza de la reacción y el papel que la especie química tiene en dicha reacción. Para lo cual, los tipos de reacción que consideraremos son:

Reacciones de metátesis: Cuando ninguno de los elementos que forman la especie química sufren cambio en su número de oxidación.
Reacciones de óxido-reducción: Cuando uno o más átomos que forman la especie química cambia su número de oxidación.

Establecer esta clasificación de las reacciones como antecedente para poder particularizar el cálculo del valor numérico del peso equivalente en las diferentes especies químicas, nos conduce a los siguientes planteamientos:

* En las reacciones de metátesis participan solamente ácidos, bases, sales y el agua (producto de una neutralización).

* En las reacciones de óxido-reducción se llevan a cabo:

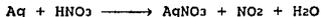
- Una reacción de oxidación, una reacción de reducción, (en las que participan los agentes redox).

- Una reacción de metátesis (en la que intervienen las especies químicas espectadoras).

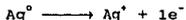
- Los agentes oxidantes y reductores pueden ser, por lo tanto: átomos, moléculas homonucleares, óxidos, anhídridos, hidruros, cualquier tipo de sales, ácidos, bases y una enorme variedad de compuestos orgánicos, con la única condición de que cuando menos uno de los elementos que forman el agente redox cambie su número de oxidación.

- Las especies espectadoras en un proceso redox, pertenecen a las mismas funciones químicas que las mencionadas en las reacciones de metátesis.

En algunas reacciones de óxido-reducción participan especies químicas (generalmente ácidos), que además de ser agentes redox proporcionan el pH apropiado para que se efectúe la reacción, por lo que no puede decirse que dicha especie tenga un solo valor para su peso equivalente. Por ejemplo, la reacción de la plata por ácido nítrico:



las medias reacciones que muestran el proceso redox son:

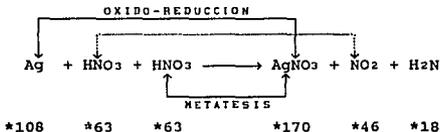


lo que indica el peso equivalente de HNO₃ que funge como agente oxidante está relacionado con la ganancia de un mol de electrones por cada gramo-mol de HNO₃, según se observa por el cambio en el número de oxidación del N:



Para ajustar la reacción correctamente es necesario considerar que hay una cantidad adicional de moléculas del ácido que provienen de H⁺ para mantener un pH adecuado y al mismo tiempo proporcionan los iones NO₃⁻ para la formación de la sal de plata, es decir, este "otro" HNO₃ actúa tal como lo haría en una reacción de metátesis.

Tomando en consideración lo anterior, se puede calcular el valor numérico del peso equivalente de todas las especies químicas participantes, siempre y cuando se les considere como si fueran especies diferentes:



* Pesos equivalentes.

De no considerar este "desdoblamiento" del HNO₃, la suma del valor de los pesos equivalentes en reactivos sería 171, mientras que en los productos se tienen 234 unidades de masa. Hay que hacer notar que la equivalencia se ha dado por pares (un reactivo-un producto) tanto en la parte redox de la reacción como en la metátesis, siendo esta una condición necesaria, que de no cumplirse, imposibilita el uso de los pesos equivalentes como factores estequiométricos.

* El peso equivalente de ácidos, bases y sales en reacciones de metátesis, puede calcularse dividiendo el valor numérico de su peso fórmula entre el número de hidrógenos sustituibles, por la cantidad de radicales OH⁻ presentes o bien entre la carga eléctrica total aportada por los iones positivos o bien por los iones negativos respectivamente. La formación del ión hidrógeno H⁺ del ión OH⁻ y del resto de los aniones y cationes monoatómicos o poliatómicos siempre podrá entenderse a partir del número de e⁻ ganados o perdidos al formarse el ión.

* El peso equivalente de cualquier especie química que se desempeña como agente oxidante o reductor en una reacción redox, será igual al valor numérico de su peso fórmula dividido entre el número total de electrones que dicha especie intercambia en el proceso.

4. HIPOTESIS

- El peso equivalente de cualquier metal se puede determinar mediante el uso de distintos ácidos.
- La reacción que se lleva a cabo entre el magnesio y el ácido clorhídrico es:



es decir: $\text{Metal} + \text{HCl} \longrightarrow \text{Metal Cl}_n + \text{H}_2\uparrow$

- Existen pesos equivalentes de distinto valor para un mismo elemento.
- El valor numérico del peso equivalente del metal empleado para desplazar hidrógeno del ácido clorhídrico, es decir, del magnesio es 12.1525.

5. PROCEDIMIENTO

MATERIAL

- 1 matraz Erlenmeyer de 250ml
- 1 matraz aforado de 100ml
- 1 probeta de 100ml
- 1 tapón de hule horadado
- 1 tubo de vidrio
- 1 manguera de látex
- 1 jeringa de 10ml
- 1 cuba
- 1 pisseta
- 1 pipeta de 10ml y propipeta

REACTIVOS

- 1 lámina de magnesio (5cm)
- Acido clorhídrico

TECNICA

Preparar una disolución 6N de HCl.

Pesar la muestra metálica.

Conectar una matraz que contenga la muestra metálica a un tubo de vidrio, este tubo a una manguera de latex, el tubo de latex se introducirá a la probeta llena de agua y boca a bajo dentro de la cuba también llena de agua.

Inyectar con la jeringa al matraz con la muestra la solución de ácido clorhídrico hasta que se disuelva totalmente la muestra.

Colectar el gas que se desprenda y medir su volumen.

Con el volumen y la masa determinados, obtener el peso molecular del metal.

Con el número de moles, pasarlos al volumen correspondiente en condiciones estandar.

Empleando la definición, obtener el peso equivalente del elemento.

6. ORGANIZACION Y SISTEMATIZACION DE DATOS EXPERIMENTALES

Temperatura ambiental ($^{\circ}\text{K}$) = _____

Presión (atm) = _____

$$R = 0.082 \frac{\text{lt atm}}{^{\circ}\text{K mol}}$$

Volumen obtenido (lt) = _____

W = Masa empleada (g) = _____

$$\text{P.M.} = \frac{W \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

P.M. (g/gmol) = _____

Especie química = _____

$$n = \frac{W}{\text{PM}} = \text{moles}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \text{lt} = \text{ml}$$

$$P \text{ Eq} = \frac{W \cdot 11200 \text{ml}}{V} = \text{g}$$

$$\text{No. Eq.} = V \cdot \frac{1 \text{ Eq}}{11200 \text{ml}} = \text{Eq}$$

7. CUESTIONARIO

- 1.- ¿Qué es el peso equivalente?
- 2.- ¿Qué tenemos que tomar en cuenta para poder calcular el peso equivalente de cualquier especie química?
- 3.- ¿Qué ocurre si hacemos reaccionar un equivalente de un metal con ácido?

ESTA TESIS NO DEBE
SALIR DE LA BIBLIOTECA

8. BIBLIOGRAFIA

Frank Brescia
Journal of chemical education
Vol 53, No.6, New York 1976

Schewenck, J. Rae. Martín, Raymond M.
Basic principles of experimental chemistry
Prentice Hall 1958 USA
159-170

Aguirre Torres, Carmen. Lopez Torres, María de Jesús.
Contribuciones metodológicas para la enseñanza crítica del peso
equivalente y su aplicación a los cálculos químicos.
IPN. Escuela superior de ingeniería química e industrial
México 1985

Compendium of analytical nomenclature
Pergamon Press 1978
p.p. 175-186

**RESULTADOS PRACTICOS, CONFRONTACION DE RESULTADOS CON LA
HIPOTESIS Y CONCLUSIONES**

DENSIDAD

1. RESULTADOS EXPERIMENTALES

Sustancias	δ_{teo}	δ_{exp}	$\%error$	METODO
Fósforo	1.82	1.80	1.11	Arq.
Azúcar cubo	1.7	1.718	1.04	m/V
EtOH	0.789	0.825	4.36	Plcn.
Madera pino	0.508	0.55	7.63	m/V
Aluminio	2.703	2.25	20.13	Arq.
Tolueno	0.866	0.8664	0.046	Plcn.
Plástico	1.18	1.1125	6.06	Arq.
Magnesio	1.77	1.4	26.43	m/V
Porcelana	1.32	1.30	1.54	Arq.
H ₂ SO ₄	1.80	1.66	4.43	Densimetr
Acrílico	1.28	1.26	1.58	Arq.
Sodio	0.97	0.92	5.43	Arq.
HCl conc.	1.18	1.1828	0.23	m/V
Zinc	7.1	7.16	0.84	m/V
Mercurio	13.59	13.95	2.58	m/V
Lítio	0.53	0.5	6	Arq.
Potasio	0.86	0.86	0	Arq.
HNO ₃	1.5027	1.345	11.72	Densimetr
CO ₂	1.975e-3	1.88e-3	5.053	m/V
Oro	19.3	18.6	3.76	Arq.
Oxígeno	1.331e-3	1.309e-3	1.68	DensPbO ₂
Alpaca	8.4	8.5	1.18	m/V
Aira	1.293e-3	0.4215	99	m/V
Corcho	0.24	0.235	2.13	m/V

SOLUCION DE NaCl

	Conc g/ml	T (°C)	δ_{teo}	δ_{exp}	$\%error$
SOLUCION DE NaCl	10	20	1.085	1.075	0.921
	10	40	1.0707	1.0611	0.896
	10	60	1.0621	1.0424	1.855
	10	80	1.0406	1.0298	1.037
	20	15	1.152	1.145	0.607
	20	40	1.138	1.124	1.230
	20	60	1.127	1.115	1.064
	20	80	1.114	1.11	0.359
	28	15	1.205	1.194	0.913
	28	20	1.202	1.191	0.915
	28	40	1.176	1.159	1.445
	28	60	1.165	1.1445	1.759
	28	80	1.187	1.176	0.926

Para la densidad del aire, los resultados fueron:

Densidad teórica del aire = 1.205×10^{-3} g/ml

Peso del aparato a $T_1 = 150.67g$ $T_1 = 18.0^\circ C$

Peso del aparato a $T_2 = 150.60g$ $T_2 = 90.0^\circ C$

Diferencia de peso (Δ) = $0.07g$

Volumen del sistema = $285ml$

$$g_1 = \frac{(0.07g)(363.15)}{72} = 0.35306g$$

δ aire = 1.2388×10^{-3} g/ml

% error = 2.8%

2. CONFRONTACION CON LA HIPOTESIS

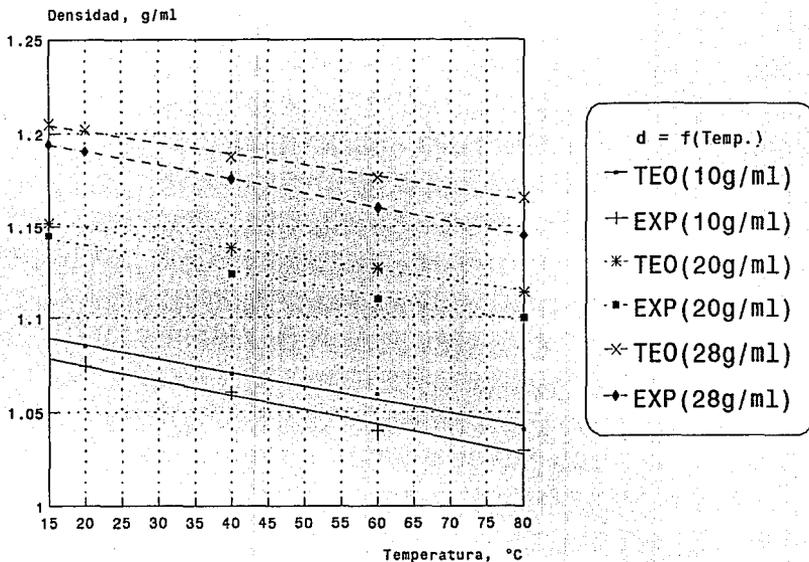
En los resultados experimentales, encontramos que la densidad de nuestras muestras de distintas sustancias solamente variaba en nuestro caso de la temperatura y de la presión a la que se encontraban sometidas. En el caso de los metales, debido a que estos presentaban un aumento de magnitudes volumétricas y no de su peso por el aumento en la temperatura. También en el caso de los gases la densidad depende de la presión que el recipiente ejerce sobre el gas para determinar su volumen.

Estas variaciones del volumen alteran el valor de la densidad, variable que no puede ser alterada con el simple aumento de la cantidad de muestra, lo que nos dice que la densidad es una propiedad intensiva de la materia.

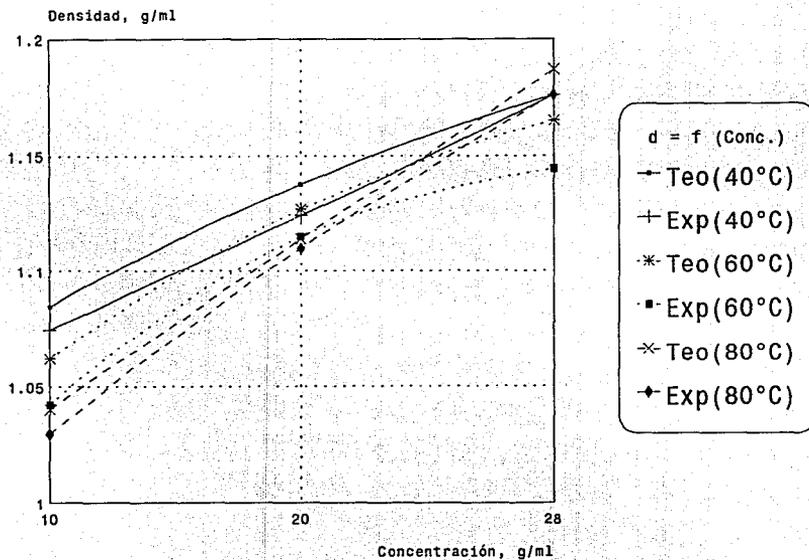
En la tabulación de las densidades que determinamos experimentalmente, por comparación observamos que en la mayoría de los casos la densidad de los sólidos metálicos es mayor a la de los líquidos y la de los líquidos es mayor que la de los gases.

El valor experimental de la densidad del aire que determinamos fué de 1.2388×10^{-3} g/ml, ante el valor teórico de 1.205×10^{-3} g/ml, la diferencia en estos valores tiene dos posibles orígenes, uno se refiere a que el valor obtenido es exacto y la diferencia de valores es debida a que la composición del aire en el laboratorio no es la misma a la del lugar donde se determinó el valor experimental. La segunda por la inexactitud en la medición de los parámetros en el experimento de los cuales la determinación de la densidad del aire es función.

DENSIDAD EN FUNCION DE LA TEMPERATURA SOLUCION DE NaCl



DENSIDAD EN FUNCION DE LA CONCENTRACION SOLUCION DE NaCl



3. CONCLUSIONES

Se puede concluir que la densidad es una propiedad intensiva de la materia debido a que no depende de la cantidad de materia que se mida, pero si depende de las características del medio como son la temperatura y la presión.

Es posible hacer la determinación de la densidad ya sea indirectamente por medio del calculo del peso y del volumen del compuesto, o directamente por medio de instrumentos de medición como son el densímetro y el picnómetro.

El comportamiento de la densidad de las sustancias en función de la temperatura varia dependiendo de que sustancia se trate, por ejemplo los resultados de estas mediciones en la solución de NaCl, demuestran que en este caso la densidad disminuye al aumentar la temperatura.

Pero analizando, se tiene una barra de metal como acero por ejemplo, y se empieza a calentar, su peso es el mismo, pero su volumen aumenta debido a la dilatación del metal, por consiguiente, su densidad disminuye debido a que en la ecuación de la densidad con el aumento del volumen la densidad disminuye.

En el caso de un gas, al aumentar la temperatura, el gas se expande, pero se hace más ligero, depende de esto el valor de la densidad.

Es posible determinar la densidad del aire por varios métodos, pero los resultados variarán dependiendo del la composición del aire (humedad, contaminación, etc) en el lugar donde se efectúa su evaluación.

SOLUBILIDAD

1. RESULTADOS EXPERIMENTALES

COMPUESTO	20°C	30°C	40°C	60°C	70°C	80°C	pH
	TEO/EXP	TEO/EXP	TEO/EXP	TEO/EXP	TEO/EXP	TEO/EXP	
Al(NO ₃) ₂	73.9 70	81.8 80	88.7 84	106 100	119 114	132 -	3-4
Al(OH) ₃	INSOL INSOL	INSOL INSOL	INSOL INSOL	INSOL INSOL	INSOL INSOL	INSOL INSOL	8
BaCl ₂	35.8 34.6	38.1 36.8	40.8 40	46.2 44.8	- -	52.5 51	6
Ba(NO ₃) ₂	9.02 8.72	11.48 11.12	14.1 13.68	20.4 18.52	- -	27.2 26	7
CaCl ₂	74.5 71.4	100 97	128 125	137 137	- -	147 144	8
CaCO ₃	INSOL INSOL	INSOL INSOL	INSOL INSOL	INSOL INSOL	INSOL INSOL	INSOL INSOL	6
Na ₂ CO ₃	21.5 30	39.7 33.5	49 45	46 36.5	- -	- -	11
NaCl	35.9 37.8	36.1 38	36.4 39	37.1 42	- -	- -	6
K ₂ CO ₃	111 95.2	114 106.4	117 116.2	127 123.5	133.4 140	140 -	6
KCl	34.2 35.3	37.2 38.4	40.1 43.5	45.8 49.2	- -	51.3 50.1	6
Ca(NO ₃) ₂	100 93.3	125 126.3	156 150	182 172.3	208 200	222 217	2
NiSO ₄	40.1 90	46.6 45.5	49.2 47.5	65 65	- -	- -	5-6
Ni(NO ₃) ₂	94.2 90	105 104.3	119 117.5	187 187.5	188 190	- -	5-6
ZnCl ₂	395 386	437 430	- -	- -	- -	541 540.1	2
Zn(Ac) ₂	5.2 5.01	6.1 5.981	- -	- -	- -	21.2 20.9	5
CdCO ₃	2 -	- -	- 0.1374	- -	- -	- 0.0124	2
FeCl ₃	62.5 25	66.7 35	70.0 40	78.3 45	- -	- -	2
CaSO ₄	0.255 0.2688	0.264 0.264	0.265 0.2008	0.244 0.241	0.234 0.234	- -	6
Ca(NO ₃) ₂	129 124	152 155.2	191 178.6	- -	- -	147 144	2-4

PARA LA SOLUBILIDAD DEL KNO_3

MASA (g)	0.5	1.0	1.3	1.5	2.0
TEMP ($^{\circ}\text{C}$)	18	45	52	53	81
SOLUBILI g/100ml	50	100	130	150	200

2. CONFRONTACION CON LA HIPOTESIS

- * La solubilidad se puede considerar como una propiedad intensiva, ya que ha determinado volumen de solvente, corresponde determinada cantidad de soluto.
- * La temperatura es una influencia determinante en la solubilidad.
- * Los nitratos, cloruros, bromuros, yoduros y acetatos son muy solubles en agua.

La solubilidad obtenida experimentalmente del KNO_3 , corresponde aproximadamente a los datos teóricos (hipótesis), esto se puede apreciar más fácilmente en las gráficas de comparación. Los errores son principalmente por que los gramos de sal no son completamente exactos; el termómetro se encuentra en agua y no en el seno de la disolución; por acelerar el enfriamiento y por que la temperatura no es homogénea en el agua.

3. CONCLUSIONES

Se comprobó que una solución es una mezcla en que dos o más componentes (sustancias) se han unido en una dispersión molecular homogénea.

La temperatura, al aumentar, provoca que la solubilidad también aumente, es decir, que la solubilidad de un soluto en un solvente determinado (en este caso agua) es generalmente una función de la temperatura. En los datos teóricos se pudo hacer notar que los nitratos, cloruros y sulfatos son muy solubles, esto se comprobó experimentalmente, el nitrato de aluminio(II) fué muy soluble, al igual que el nitrato de cobre(II), nitrato de níquel(II), también otros compuestos muy solubles fueron el cloruro de zinc(II), cloruro de sodio, etc. Los sulfatos también se disolvieron de manera similar.

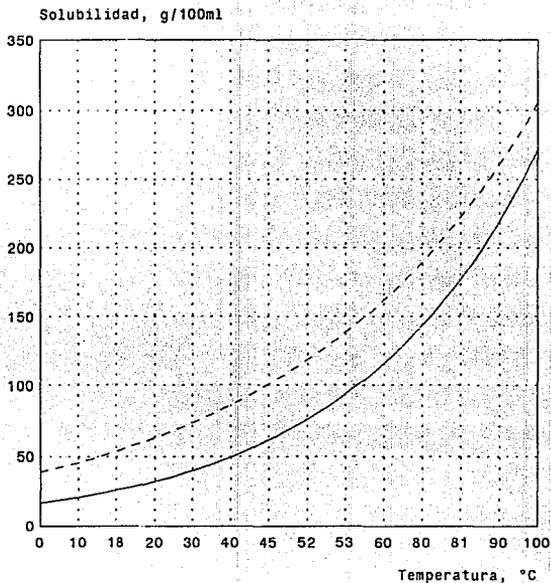
Todo lo contrario pasó en el caso de los hidróxidos, por ejemplo el hidróxido de aluminio que no se disolvió.

Las observaciones respecto al NiSO_4 y $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ son, que al tomar la muestra de cada uno de ellos y calentarlos, se descomponían rápidamente, tomaban un color blanco cenizo, por lo que se tenía que repetir la operación, pero ahora con más precaución, finalmente al evaporar se obtenía un color amarillo-verde limón.

Los factores que influyeron en los errores de la práctica fueron debidos a la medición en la probeta, pesado del solvente en la balanza, al evaporar se pudo descomponer el contenido de la cápsula, medición de la temperatura y la mala interpretación de las gráficas.

Determinando la solubilidad del KNO_3 en función de la temperatura, se puede concluir que la solubilidad del KNO_3 aumenta cuando se aumenta la temperatura.

SOLUBILIDAD EN FUNCION DE LA TEMPERATURA



Solubilidad
del KNO_3

Solub = f(Temp.)

— Teorica

-- Experim.

NUMERO DE AVOGADRO

1. RESULTADOS EXPERIMENTALES

Corriente (Amperes) = 2A

Tiempo de la electrólisis = 20 minutos

$$\text{No. de Coulombs} = 2A * 20 \text{ min} * \frac{60 \text{ seg}}{\text{min}} * \frac{1 \text{ C}}{1A/\text{seg}} = 2400 \text{ C}$$

$$\text{No. de electrones} = \frac{2400 \text{ C}}{1.60 \times 10^{-19} \text{ C/e}^-} = 1.5 \times 10^{22} \text{ e}^-$$

Temperatura ($^{\circ}\text{K}$) = 22 + 273.15 = 295.15

Presión total (atm) = 0.9

Volúmen (lt) = 0.34

No. de moles de H_2 (n) = $PV/RT = 0.0126$ moles de H_2

$n * 2 = 0.0253$ moles de e^-

$$N = \frac{1.5 \times 10^{22} \text{ e}^-}{0.0253} = 5.93 \times 10^{23} \text{ e}^-/\text{mol}$$

$$F = \frac{2400 \text{ C}}{0.0253} = 94,911 \text{ C/moles de } e^-$$

2. CONFRONTACION CON LA HIPOTESIS

La hipótesis sugiere determinar el número de Avogadro y el valor de un Faradio por medio de los conceptos de mol y de la ley general de los gases, al efectuar el procedimiento se presentó el problema de infiltración de aire atmosférico al matraz colector, lo que alteraba la medición del volúmen, para esto es conveniente efectuar varias veces esta parte, no con el fin de obtener un volúmen promedio, sino, más bien obtener un valor de volúmen constante con el cual se ve se pudo obtener un valor del Número de Avogadro y de un Faradio muy cercano (sino en valor por lo menos en magnitud) a los valores teóricos medidos seguramente con equipos más sofisticados.

3. CONCLUSIONES

La presente práctica resulta útil para la comprensión del concepto de mol y el conocimiento de la ley general de los gases para la obtención del valor del Número de Avogadro que experimentalmente fue de 5.93×10^{23} e/mol ante el teórico que es de 6.023×10^{23} e/mol. Así también para la determinación del valor de un Faradio que experimentalmente fue de 94,911 C/mol de e⁻ ante su valor teórico de 96,300 C/mol.

LEY DE LAS PROPIEDADES DEFINIDAS

1. RESULTADOS ESPERIMENTALES

1) Peso de la barra de cromo al inicio	25.8345 g
2) Peso de la barra de cromo al final	25.8243 g
3) Peso del Cr ⁰ = Diferencia 1 y 2	0.0102 g
4) moles de cromo	0.000196 moles
5) ml sol. Pb(NO ₃) ₂ (titulación)	1.4 mL
6) moles Pb = ml Pb * 0.15M/1000ml	0.00021 moles
7) W Pb = moles Pb * 207g/gmolPb	0.04349 g
8) mol Pb/mol Cr	1.07
9) Peso papel filtro seco	1.2334 g
10) Peso papel filtro con precipitado	1.2999 g
11) Peso precipitado = Dif. 8 y 9	0.0665 g
12) Peso precipitado - (PesoCr+PesoPb)	0.0128 g de O
13) Moles de O = (8)/16	0.0008006 moles
14) mol O/mol Cr	4.08
15) mol O/mol Pb	3.89
16) Fórmula	PbCrO ₄

2. CONFRONTACION CON LA HIPOTESIS

Cualitativamente se pudo observar a lo largo del experimento las distintas coloraciones del cromo, las cuales indicaron que compuesto era el que se estaba formando. Esto es, la barra de cromo es de color blanco brillante, al someterla a la electrólisis aparentemente a la barra no le pasaba nada, pero la solución se iba tornando de color verde, esto teóricamente delataba la presencia del Cr³⁺ de color verde y posteriormente la disolución tomó un color amarillo característico del cromo (VI) en medio básico.

Para obtener el precipitado de algún compuesto de cromo, se usó $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, al añadirlo en titulación se llegó al punto de equilibrio cuando se formó un precipitado de color amarillo, lo que permitió admitir que se trataba de cromato de plomo el cual presenta una coloración amarilla.

Cuantitativamente se pudo deducir la constitución de la molécula del precipitado amarillo y la relación entre sus constituyentes.

3. CONCLUSIONES

La relación en la cual se combinan el plomo, el cromo y el oxígeno cuantitativamente es 1:1:4.

La manera de determinar esta relación fue en este experimento por medio de la determinación de la cantidad de cromo que se midió a partir de la diferencia de peso inicial de la barra y su peso al final de la electrólisis, que fue el mismo cromo que se combinó con el Plomo y el oxígeno para llegar al compuesto final.

Los cambios que sufrió el cromo a lo largo de la práctica, fueron de Cr^0 al Cr^3+ y de este al Cr^{6+} .

LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

1. RESULTADOS EXPERIMENTALES

Cálculos teóricos

1.- Método de ácido sulfúrico y zinc

a)	2CuBr_2	$\xrightarrow{\Delta}$	2CuBr	+	Br_2
m. tubo	14.7965g				
m. c/CuBr ₂	15.7132g				
m. inicial	0.9167g				
M.	223.358		143.449		159.818
n. inicial	4.104×10^{-3}				
n. final			4.104×10^{-3}		2.052×10^{-3}
m. c/CuBr			15.1229g		
m. final			0.5887g		0.3280g

b)	$4\text{CuBr} + 2\text{HNO}_3 + \text{O}_2$	\longrightarrow	4CuO	+	$\text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Br}_2$
m. c/CuBr	15.3852g				
m. inicial	0.5887g				
M.	143.449		79.539		
n. inicial	4.104×10^{-3}				
n. final			4.104×10^{-3}		
m. c/CuO			15.1229g		
m. final			0.3264g		

c)	CuO	+	H_2SO_4	\longrightarrow	CuSO_4	+	H_2O
m. c/CuBr	15.3852g						
m. inicial	0.3264g						
M.	79.539				159.6		
n. inicial	4.104×10^{-3}						
n. final					4.104×10^{-3}		
m. final					0.6550g		

d)	CuSO_4	+	Zn	\longrightarrow	Cu	+	ZnSO_4
m. inicial	0.6550g						
M.	159.6				63.54		
n. inicial	4.104×10^{-3}						
n. final					4.104×10^{-3}		
m. p. f.					2.8338g		
m. c/Cu					3.0946g		
m. final					0.2608g		

2.- Método de generación de hidrógeno.

a)	2CuBr_2	$\xrightarrow{\Delta}$	2CuBr	+	Br_2
m. tubo	15.1329g				
m. c/CuBr ₂	16.3219g				
m. inicial	1.1890g				
M.	223.358		143.449		159.818
n. inicial	5.323×10^{-3}				
n. final			5.323×10^{-3}		2.662×10^{-3}
m. c/CuBr			15.8965g		
m. final			0.7636g		0.4254g

b)	$4\text{CuBr} + 2\text{HNO}_3 + \text{O}_2$	\longrightarrow	$4\text{CuO} + \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Br}_2$
m. c/CuBr	15.8965g		
m. inicial	0.7636g		
M.	143.449		79.539
n. inicial	5.323×10^{-3}		
n. final			5.323×10^{-3}
m. c/CuO			15.5563g
m. final			0.4234g

c)	CuO	+	H_2	\longrightarrow	Cu	+	H_2O
m. c/CuBr	15.5563g						
m. inicial	0.4234g						
M.	79.539				63.54		
n. inicial	5.323×10^{-3}				5.323×10^{-3}		
m. c/Cu					15.4711g		
m. final					0.3382		

Datos prácticos

1.- Método de ácido sulfúrico y zinc

a)	2CuBr_2	$\xrightarrow{\Delta}$	2CuBr	+	Br_2
m. tubo	14.7965g				
m. c/CuBr ₂	15.7132g				
m. inicial	0.9167g				
M.	223.358		143.449		159.818
n. inicial	4.104×10^{-3}				
n. final			4.090×10^{-3}		2.052×10^{-3}
m. c/CuBr			15.3832g		
m. final			0.5867g		0.3280g



m. c/CuBr	15.3832g		
m. inicial	0.5867g		
M.	143.449	79.539	
n. inicial	4.090×10^{-3}		
n. final		4.190×10^{-3}	
m. c/CuO		15.1296g	
m. final		0.3333g	



m. c/CuBr	15.1298g		
m. inicial	0.3333g		
M.	79.539	159.6	
n. inicial	4.190×10^{-3}		
n. final		4.190×10^{-3}	
m. final		0.6688g	



m. inicial	0.6688g		
M.	159.6	63.54	
n. inicial	4.190×10^{-3}		
n. final		4.104×10^{-3}	
m. p. f.		2.8338g	
m. c/Cu		3.0714g	
m. final		0.2376g	

2.- Método de generación de hidrógeno.



m. tubo	15.1329g		
m. c/CuBr ₂	16.3219g		
m. inicial	1.1890g		
M.	223.358	143.449	159.818
n. inicial	5.323×10^{-3}		
n. final		5.325×10^{-3}	2.662×10^{-3}
m. c/CuBr		15.8968g	
m. final		0.7639g	0.4254g



m. c/CuBr	15.8968g	
m. inicial	0.7639g	
M.	143.449	79.539
n. inicial	5.325×10^{-3}	
n. final		5.459×10^{-3}
m. c/CuO		15.5671g
m. final		0.4342g



m. c/CuBr	15.5671g	
m. inicial	0.4342g	
M.	79.539	63.54
n. inicial	5.549×10^{-3}	5.172×10^{-3}
m. c/Cu		15.4615g
m. final		0.3286

La comparación de los resultados prácticos con los teóricos fueron:

1.- En el método de ácido sulfúrico y zinc:

	Teórico	Práctico	%Error
m. tubo de ensaye	14.7965g	14.7965g	0.00%
m. tubo c/CuBr ₂	15.7132g	15.7132g	0.00%
m. CuBr ₂	0.9167g	0.9167g	0.00%
m. tubo c/CuBr	15.3852g	15.3832g	0.01%
m. CuBr	0.5887g	0.5867g	0.34%
m. tubo c/CuO	15.1229g	15.1298g	0.04%
m. CuO	0.3264g	0.3333g	2.11%
m. papel filtro	2.8338g	2.8338g	0.00%
m. papel c/Cu	3.0946g	3.0714g	0.75%
m. Cu	0.2608g	0.2376g	8.90%

2.- En el método por generación de hidrógeno

	Teórico	Práctico	%Error
m. tubo de ensaye	15.1329g	15.1329g	0.00%
m. tubo c/CuBr ₂	16.3219g	16.3219g	0.00%
m. CuBr ₂	1.1890g	1.1890g	0.00%
m. tubo c/CuBr	15.8965g	15.8968g	0.00%
m. CuBr	0.7636g	0.7639g	0.04%
m. tubo c/CuO	15.5563g	15.5671g	0.07%
m. CuO	0.4234g	0.4342g	2.49%
m. tubo c/Cu	15.4711g	15.4615g	0.06%
m. Cu	0.3382g	0.3286g	2.84%

2. CONFRONTACION CON LA HIPOTESIS

1.- Método de ácido sulfúrico y zinc

	2CuBr_2	$\xrightarrow{\Delta}$	2CuBr	+	Br_2
Teórico	0.9167g		0.5887g		
Práctico	0.9167g		0.5867g		
%Error	0.00%		0.34%		
b)					
	$4\text{CuBr} + 2\text{HNO}_3 + \text{O}_2$	\longrightarrow	$4\text{CuO} + \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Br}_2$		
Teórico	0.5887g		0.3264g		
Práctico	0.5867g		0.3333g		
%Error	0.34%		2.11%		
c)					
	CuO	+	H_2SO_4	\longrightarrow	$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Teórico	0.3264g				0.6550g
Práctico	0.3333g				0.6688g
%Error	2.11%				2.11%
d)					
	CuSO_4	+	Zn	\longrightarrow	$\text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
Teórico	0.6550g				0.2608g
Práctico	0.6688g				0.2376g
%Error	2.11%				8.90%

La relación entre los pesos del que cambia fué 2.01:1

2.- Método de generación de hidrógeno.

	2CuBr_2	$\xrightarrow{\Delta}$	2CuBr	+	Br_2
Teórico	1.1890g		0.7636g		
Práctico	1.1890g		0.7639g		
%Error	0.00%		0.04%		
b)					
	$4\text{CuBr} + 2\text{HNO}_3 + \text{O}_2$	\longrightarrow	$4\text{CuO} + \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Br}_2$		
Teórico	0.7636g		0.4234g		
Práctico	0.7639g		0.4342g		
%Error	0.04%		2.49%		
c)					
	CuO	+	H_2	\longrightarrow	$\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
Teórico	0.4234g				0.3382g
Práctico	0.4342g				0.3286g
%Error	2.49%				2.84%

La relación de los pesos del elemento que cambia fué 1.999:1

3. CONCLUSIONES

1.- Se puede decir que efectivamente se cumple la ley de las proporciones múltiples en el caso de que uno de los pesos de los elementos no varíe, mientras que el otro varía en proporción de números enteros.

2.- La ley de las proporciones múltiples se puede comprobar experimentalmente en un laboratorio mediante la práctica de compuestos de bromo y cobre.

3.- El método más efectivo para la obtención de cobre, de los dos que se experimentaron fué el método por generación de hidrógeno, debido a que nunca se cambia de recipiente (en este caso un tubo de ensaye) mientras que en el otro, hay traspaso una vez de el precipitado de cobre a un papel filtro, donde es posible perder cierta cantidad de cobre.

4.- La práctica resultó muy bien, debido a que existió menos del 3% de error en una de ellas y menos del 9% en otra con respecto a la medición del peso final del cobre y menos del 1% en ambas mediciones de la relación entre los pesos del bromo.

FORMULA MINIMA DE UN COMPUESTO

1. RESULTADOS EXPERIMENTALES

Peso del crisol:	25.331g
Peso del crisol y Mg:	25.8089g
Peso del Mg:	0.4789g
Moles de Mg:	0.1970moles
Peso del crisol y óxido de magnesio:	25.9469g
Peso del óxido de magnesio:	0.6159g
Peso del Oxígeno combinado:	0.3007g
Moles de oxígeno combinado:	0.01879g
Fórmula más sencilla del óxido de magnesio:	MgO

2. CONFRONTACION CON LA HIPOTESIS

La reacción que se lleva a cabo durante el experimento es:



Un mol es un paquete de 6.023×10^{23} partículas.

La fórmula más sencilla del compuesto óxido de magnesio es MgO. La fórmula de un compuesto refleja la razón de moles de los átomos combinados en ese compuesto, y es una propiedad única para cada compuesto.

El óxido de magnesio es un sólido blanco.

3. CONCLUSIONES

Al realizar esta práctica se puede ver claro lo necesario que es pesar cuidadosamente los reactivos, y procurar que estos reaccionen completamente para poder determinar la fórmula mínima del compuesto.

Teóricamente se calculó estequiométricamente la fórmula química más simple del compuesto óxido de magnesio II (MgO).

Se obtuvo experimentalmente el óxido de magnesio II.

Con este procedimiento es posible determinar la fórmula mínima de otros compuestos.

REACTIVO LIMITANTE

1. RESULTADOS EXPERIMENTALES

A) $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ como precipitado:

VASO	PAPEL FILTRO	P.F.+ PREC.	PRECIPITADO	%RENDIMIENTO
1	1.9122 g	2.2091 g	0.2969 g	91.77
2	1.7726 g	2.1409 g	0.3683 g	96.76
3	1.9061 g	2.3297 g	0.4236 g	96.77
4	1.8878 g	2.3709 g	0.4831 g	97.63
5	1.7548 g	2.2010 g	0.4462 g	90.01
6	1.8963 g	2.3780 g	0.4825 g	97.51
7	1.9232 g	2.3783 g	0.4551 g	91.97

B) Ag_2CrO_4 como precipitado

VASO	PAPEL FILTRO	P.F.+ PREC.	PRECIPITADO	%RENDIMIENTO
1	1.8911 g	2.0150 g	0.1239 g	93.43
2	1.9035 g	2.0638 g	0.1603 g	96.68
3	1.7858 g	2.9768 g	0.1910 g	95.97
4	1.7958 g	2.0185 g	0.2227 g	95.90
5	1.8703 g	2.0879 g	0.2176 g	93.71
6	1.7810 g	2.0052 g	0.2222 g	95.69
7	1.9125 g	2.1379 g	0.2254 g	97.07

C) Valoración de la plata en la disolución de nitrato de plata.

Primera medición

1. Cantidad de NaCl en gramos: 0.005g
2. Moles de NaCl: 8.547×10^{-4}
3. Punto de Equivalencia en ml (SALTO): 15ml
4. Molaridad: 0.0569 M

Segunda medición

1. Cantidad de NaCl en gramos: 0.002g
2. Moles de NaCl: 3.418×10^{-4}
3. Punto de Equivalencia en ml (SALTO): 6ml
4. Molaridad: 0.0569 M

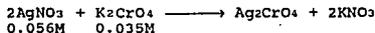
2. CONFRONTACION CON LA HIPOTESIS

OBTENCION DEL $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ COMO PRECIPITADO



Va	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$		Na_3PO_4		$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$		
	ml	Moles	ml	Moles	TEORIA	EXPERIM	%E
1	17	2.55×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.3235 g	0.2969 g	8.22
2	20	3.00×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.3806 g	0.3683 g	3.23
3	23	3.45×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.4377 g	0.4236 g	3.22
4	26	3.90×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.4948 g	0.4831 g	2.36
5	29	4.35×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.4948 g	0.4462 g	9.82
6	32	4.80×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.4948 g	0.4825 g	2.48
7	35	5.25×10^{-3}	26	2.6×10^{-3}	0.4948 g	0.4551 g	8.02

OBTENCION DE Ag_2CrO_4 COMO PRECIPITADO



Va	AgNO_3		K_2CrO_4		Ag_2CrO_4		
	ml	Moles	ml	Moles	TEORIA	EXPERIM	%E
1	14.5	0.81×10^{-3}	20	0.70×10^{-3}	0.1326 g	0.1239 g	6.56
2	18.0	1.00×10^{-3}	20	0.70×10^{-3}	0.1658 g	0.1603 g	3.32
3	21.5	1.20×10^{-3}	20	0.70×10^{-3}	0.1990 g	0.1910 g	4.02
4	25.0	1.40×10^{-3}	20	0.70×10^{-3}	0.2322 g	0.2227 g	4.09
5	28.5	1.59×10^{-3}	20	0.70×10^{-3}	0.2322 g	0.2176 g	6.28
6	32.0	1.79×10^{-3}	20	0.70×10^{-3}	0.2322 g	0.2222 g	4.30
7	35.5	1.98×10^{-3}	20	0.70×10^{-3}	0.2322 g	0.2254 g	2.92

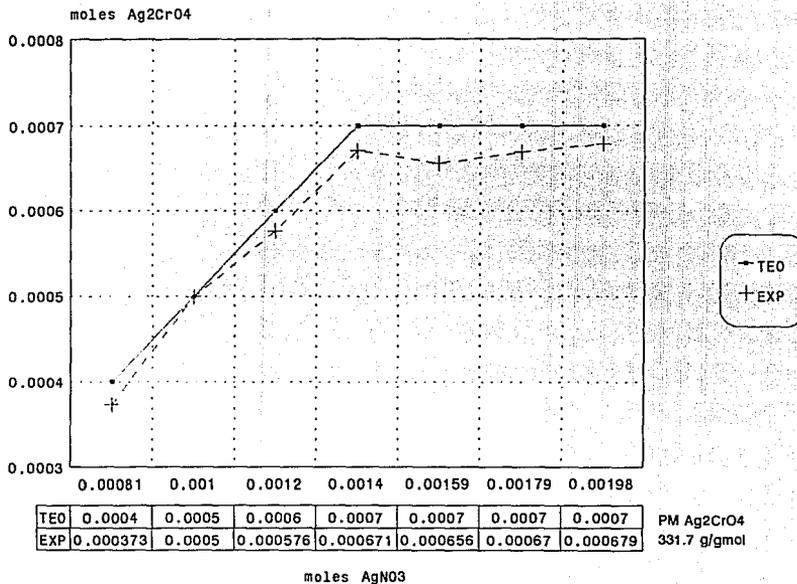
Se puede ver en la comparación de los resultados en la hipótesis con los resultados de los valores de precipitación experimentales, ambos son casi iguales.

3. CONCLUSIONES

Por medio de la siguiente práctica se pudo observar que existen diversos factores que pueden influir dentro de una práctica de Reactivo Limitante con obtención de precipitado. Entre esas principales variables externas se pueden mencionar las siguientes:

- 1) Valoración correcta de las disoluciones que se utilizan en el desarrollo experimental. En ocasiones, las concentraciones que se consideran que tienen las disoluciones preparadas no son precisas y puede dar lugar a variaciones durante la práctica.
- 2) Constantes de solubilidad (pK) de los reactivos que se están utilizando en la práctica.
- 3) Dificultad para recuperar el precipitado formado por medio de la reacción química.
- 4) Rendimiento real de la reacción química.
- 5) Surgimiento de posibles reacciones colaterales que alteren en parte el curso del experimento.

REACTIVO LIMITANTE



LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA

1. RESULTADOS EXPERIMENTALES

Experimento a: Reacción cíclica de Briggs-Rauscher

La reacción inicia su ciclo de cambios, desde incolora a amar, luego cambia a azul, para regresar de nuevo a incolora. Durante todo el proceso (que dura aproximadamente 7 minutos) se podrá ver que la masa permanece constante, ya que la lectura en la balanza granataria siempre será la misma.

Experimento b: Producción de una gas

Se pudo observar que durante todo el proceso hay gran formación de gases, aunque el registro en la balanza granataria nunca cambió, es decir durante la reacción la masa permaneció constante.

La reacción involucrada es:

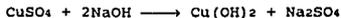


Es necesaria mucha precaución con el hidrógeno, ya que es un gas altamente explosivo.

Experimento c: Producción de un precipitado

Quando se vertió la solución de sosa sobre la solución de sulfato de cobre, la reacción fue inmediata; formándose un precipitado azul claro, muy voluminoso. Después de determinar la suma de las masas de todo el sistema (tanto el vaso con el precipitado y el vacío), el resultado de la suma de las masas al inicio y al final de la reacción resultaron iguales.

La reacción involucrada es:



Experimento d: Cambios de color de disolventes de yodo

Hay un periodo de inducción durante el cual no se presenta ningún cambio de color. Sin embargo, la solución se torna amarilla, al formarse HgI_2 . Ya que este compuesto es muy poco soluble en agua, queda en suspensión, dándole un intenso color amarillo a la disolución.

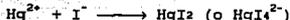
Después de otro corto periodo de inducción, la solución se torna repentinamente oscura, debido a la formación de I_2 , el cual reacciona con el almidón para formar un complejo azul.

Durante todos estos cambios de coloración, se puede observar como la lectura en la balanza granataria permanece constante, mostrando pues que la masa en el sistema se conserva a través de todo el proceso.

Las reacciones involucradas son:



En donde el I_2 causa la coloración oscura.



En donde el HgI_2 provoca la coloración amarilla.

2. CONFRONTACION CON LA HIPOTESIS

En todos los experimentos de alguna manera se pudo medir la masa a lo largo del transcurso de la o las reacciones involucradas, lo que pudiera afirmar que la materia se conserva al inicio y final de una reacción química.

3. CONCLUSIONES

En las reacciones químicas:

Se conserva el número de átomos.

La masa de las sustancias reaccionantes es igual a la masa de los productos finales.

El número de moles o de moléculas, no es constante a través de una reacción química. Se puede comprender, si se piensa en una reacción química las moléculas sufren cambios o reagrupamientos.

El número de moles o de moléculas no se conserva necesariamente en una reacción química.

En los procesos corrientes la variación de masa, corresponde a la energía liberada o absorbida, es infinitamente pequeña por lo que no se puede apreciar en una balanza, y es en estos procesos en donde es válida la ley de Lavoisier.

HIDROLISIS

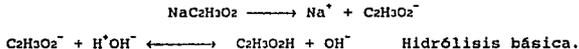
1. RESULTADOS EXPERIMENTALES

Sustancia	Indicador Universal	Fenolftaleína	Anaranjado de metilo	Rojo de metilo	Amarillo elizarina	pH
NaCl	Amarillo verde	Incolora	Amarillo claro	Amarillo claro	Amarillo	7
NaC ₂ H ₃ O ₂	Verde	Incolora	Amarillo claro	Amarillo claro	Amarillo claro	9
Cu(NO ₃) ₂	Rojo naranja	Incolora	Amarillo	Amarillo	Amarillo	4
CaCl ₂	Verde amarillo	Incolora	Amarillo	Amarillo	Amarillo	7
ZnSO ₄	Naranja	Incolora	Amarillo claro	Amarillo claro	Amarillo	5
KAl(SO ₄) ₂	Rojo	Incolora	Amarillo	Amarillo	Amarillo	3
Na ₂ S	Naranja	Incolora	Amarillo claro	Amarillo claro	Amarillo	9

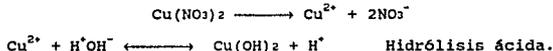
2. CONFRONTACION CON LA HIPOTESIS

* Como se había propuesto en la hipótesis, el NaCl no se hidrolizó, esto se puede observar por las coloraciones de los diversos indicadores, los cuales indican un pH alrededor de 7, y con el papel pH se comprobó esta cifra. El hecho de que el valor del pH sea 7 indica que no hubo hidrólisis.

* El acetato sódico NaC₂H₃O₂ se hidrolizó dando una solución básica con pH = 9, ya que las tonalidades de los indicadores indican un pH aproximado a 8-9, con el papel pH se obtuvo un pH de 9. Esto es a que proviene de sales de un ácido débil y de una base fuerte:

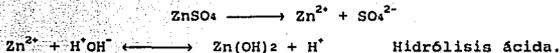


* La solución de Cu(NO₃)₂ se hidrolizó, dando una solución ácida de pH = 4, ya que es un ión pequeño y de carga elevada.



* La solución de CaCl₂ no se hidrolizó, ya que el Cl⁻ proviene de un ácido fuerte y el Ca²⁺ de una base fuerte, por lo tanto su pH fue de 7.

* La solución de $ZnSO_4$ se hidrolizó dando una solución con $pH = 5$, puesto que el SO_4^{2-} proviene de un ácido fuerte y el Zn^{2+} de una base débil:



* La solución de $KAl(SO_4)_2$ se hidrolizó dando una solución ácida de $pH = 3$, ya que el Al^{3+} es un ión pequeño y de carga elevada.



* El Na_2S no presentó hidrólisis básica puesto que se obtuvo un pH aproximado a 7, hecho que se contradice con la hipótesis. El Na_2S debió haber presentado una hidrólisis básica, el hecho de no haber sido así fué porque el reactivo con el que se trabajó posiblemente estaba contaminado o por que a lo que se le midió el pH fue al ácido sulfhídrico (gas).

* El $SnCl_2$ efectivamente dió hidrólisis ácida.

3. CONCLUSIONES

- 1.- Podemos concluir que la hidrólisis es un tipo especial de reacción química en la que ciertas sustancias en disolución acuosa se transforman en otras, liberando iones H^+ y OH^- , por efecto del agua, dando caracter de basicidad la liberación de iones OH^- y de acidez los iones H^+ .
- 2.- Es de particular importancia en el estudio de las disoluciones, ya que involucra reacciones que transforman unas sustancias en otras.
- 3.- El grado y tipo de hidrólisis dependen de las constantes de acidez y basicidad.
- 4.- La hidrólisis es una propiedad extensiva de la materia, porque depende de la cantidad de sustancia que se tenga en agua, el número de iones que se liberan.
- 5.- Si la sustancia proviene de un ácido fuerte y de una base fuerte, no se hidrizará.
- 6.- En términos generales, aquellas sustancias que provienen de ácidos débiles y de bases fuertes, rompen los enlaces del agua y generan iones OH^- , lo que aumenta el pH de la solución (hidrólisis básica).
- 7.- Las sustancias cuyos iones provienen de ácidos fuertes y bases débiles, hidrolizan disminuyendo el pH de la disolución (hidrólisis ácida).
- 8.- Para aquellas sustancias cuyos iones provienen de ácidos y bases débiles, es más frecuente la hidrólisis, y su valor depende de las constantes de acidez y basicidad.
- 9.- Los elementos de transición se hidrolizan dando una solución ácida, ya que provienen en general de iones pequeños y de carga elevada.

- 10.- Los iones de los elementos alcalinos no hidrolizan, ya que son iones grandes de una sola carga pequeña.
- 11.- Los iones metálicos de un mismo elemento con diferentes cargas hidrolizan de distinta manera, el ión con carga más elevada presenta una hidrólisis más ácida.
- 12.- El cambio de pH no es indicador de una hidrolisis, pero sí es una característica de ésta.

CONCENTRACION QUIMICA

1. RESULTADOS EXPERIMENTALES

PRACTICA 1 Preparación de soluciones coloridas.

$$P.M. (Cu(NO_3)_2 \cdot 2H_2O) = 223.5862 \text{ g/gmol}$$

Gramos de $Cu(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$:

$$0.01M = 0.2236g$$

$$0.05M = 1.1179g$$

$$0.1 M = 2.2359g$$

$$0.3 M = 6.7076g$$

$$0.5 M = 11.1793g$$

$$1 M = 33.5379g$$

Observaciones: La coloración se intensifica con el aumento de la concentración.

La ley de Beer es la que relaciona la concentración con la intensidad de color.

PRACTICA 2 Titulación ácido base.

PARTE A

$$\text{Moles de Bisulfato} = 0.8g * \frac{1\text{mol}}{204.09g} = 3.9198 \times 10^{-3} \text{ moles}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{n}{30\text{ml}} * \frac{1000\text{ml}}{1\text{lt}} = 0.13066M$$

Bisulf.

$$\bar{m} \text{ NaOH} = 33.7\text{ml}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{3.9198 \times 10^{-3} \text{ moles}}{33.7\text{ml}} * \frac{1000\text{ml}}{1\text{lt}} = 0.1163M$$

NaOH

La Molaridad de la sosa valorada es: 0.1163 Molar

PARTE B Titulación de NaOH y HCl.

ml NaOH = 31ml

$$\text{Molaridad HCl} = \frac{31\text{ml} \cdot 0.1163\text{M}}{20\text{ml}} = 0.18 \text{ M}$$

La molaridad del HCl es: 0.18 Molar

2. CONFRONTACION CON LA HIPOTESIS

Como se mencionó hipotéticamente se pudo constatar que la coloración de las disoluciones iría en aumento conforme se incrementaba la cantidad de Nitrato de Cobre, esto debido a la característica de coloración azul del ión de Cu^{2+} era de esperarse que a mayor cantidad de estos iones aumentaría la densidad de coloración.

Con el método de titulación con una solución de concentración conocida se pudo valorar la de una solución de concentración desconocida.

3. CONCLUSION

PRACTICA 1

Fué posible observar que a mayor coloración mayor cantidad de soluto o dicho de otra manera, mayor concentración.

En algunas disoluciones no se notaba muy bien el cambio de color pero contra algo blanco si se llegaba a apreciar.

Se podría hacer este experimento con permanganato de potasio, para que el cambio de coloración sea más notable.

PRACTICA 2

Se obtuvo la molaridad del HCl a partir de la molaridad conocida de la sosa, su volumen y el volumen de HCl.

En cuanto a disoluciones primarias, ninguna de las ocupadas en esta práctica se puede considerar así, las disoluciones primarias son aquellas que al prepararse cuentan con una concentración, y al titularlas su concentración se encuentra al 100%.

Cuando la molaridad y la normalidad son iguales, la fórmula de $V_1M_1 = V_2M_2$ puede servir, tal es el caso de otra manera de llevar a cabo la valoración de la sosa con biftalato de potasio.

Las unidades de concentración química permiten que haya permutaciones entre ellas partiendo de datos conocidos de las sustancias utilizadas.

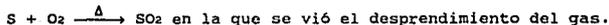
TIPOS DE REACCIONES

1. RESULTADOS EXPERIMENTALES

TIPO DE REACC.	REACCION	CARACT.
SINTESIS	$\begin{aligned} S + O_2 &\xrightarrow{\Delta} SO_2 \\ Fe + O_2 &\xrightarrow{\Delta} Fe_2O_3 \\ Zn + S &\xrightarrow{\Delta} ZnS \end{aligned}$	desp. gas solid.cafe solid.azul
DESCOMPOSIC	$\begin{aligned} CaCO_3 &\xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2 \\ (NH_4)_2Cr_2O_7 &\xrightarrow{\Delta} N_2\uparrow + Cr_2O_3 + 4H_2O \\ CuSO_4 \cdot 5H_2O &\xrightarrow{\Delta} CuSO_4 + 5H_2O \end{aligned}$	desp. gas pp. verde pp. azul
METATESIS	$\begin{aligned} Na_2CO_3 + 2HCl &\longrightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O \\ Ca(NO_3)_2 + Na_2CO_3 &\longrightarrow 2NaNO_3 + CaCO_3\downarrow \\ ZnCl_2 + Na_2S &\longrightarrow ZnS + 2NaCl \end{aligned}$	desp. gas pp. blanco pp. blanco
SUSTITUCION	$\begin{aligned} Cu + 2AgNO_3 &\longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag \\ Zn + FeSO_4 &\longrightarrow ZnSO_4 + Fe \end{aligned}$	pp. azul solu.incol

2. CONFRONTACION CON LA HIPOTESIS

Dentro de las reacciones que se efectuaron, se encontraron diversos fenómenos entre los cuales se pueden mencionar los siguientes:



$Fe + O_2 \xrightarrow{\Delta} Fe_2O_3$ en la que se vió la aparición de un polvo café.

Se pudo apreciar en algunas reacciones en las que no se calentó y en el transcurso de estas se despedía calor.

3. CONCLUSIONES

Se pudo determinar si hubo o no reacción química habiendo comparado las características de los reactivos con las de los productos, como es el caso de la aparición de CO_2 en algunas reacciones practicando la combustión de este gas y observando la aparición del burbujeo característico, además en el caso de la

aparición de H_2S fué el burbujéo y su olor a huevo podrido, estas características de burbujeo, inflamabilidad y olores son algunas de las varias maneras de como se puede detectar una reacción química con el desprendimiento del gas predicho.

Otros casos, es la aparición de productos que se precipitan y que se detectaron facilmente, que evidencia que los reactivos reaccionaron químicamente, como en la reacción que produjo $CaCO_3$.

EQUIVALENTE QUIMICO

1. RESULTADOS EXPERIMENTALES

$$\text{Temperatura ambiental (}^\circ\text{K)} = \underline{287.15}$$

$$\text{Presión (atm)} = \underline{0.754}$$

$$R = 0.082 \frac{\text{lt atm}}{^\circ\text{K mol}}$$

$$\text{Volumen obtenido (ml)} = \underline{19.5}$$

$$\text{Masa empleada (g)} = \underline{0.0153}$$

$$P.M. = \frac{W \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

$$P.M. \text{ (g/gmol)} = \underline{24.48}$$

$$\text{Especie química} = \underline{\text{Magnesio (24.305)}}$$

$$n = \frac{W}{PM} = \frac{0.0153\text{g}}{24.305\text{g/gmol}} = 6.295 \times 10^{-4} \text{ moles}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{6.295 \times 10^{-4} \cdot 0.082 \cdot 287.15}{0.754} = 0.00141 \text{ lt} = 14.10 \text{ ml}$$

$$P \text{ Eq} = \frac{0.0153\text{g} \cdot 11200\text{ml}}{14.10\text{ml}} = 12.15 \text{ g}$$

$$\text{No. Eq.} = 14.10 \cdot \frac{1 \text{ Eq}}{11200\text{ml}} = 1.259 \times 10^{-3} \text{ Eq}$$

2. CONFRONTACION CON LA HIPOTESIS

Como primera hipótesis se planteó que el peso equivalente de cualquier metal se podría determinar, utilizando cualquier tipo de ácido. El la práctica realizada con anterioridad, relacionada con la Ley de la Conservación de la materia; se vió que al agregarle ácido nítrico a un metal, que en ese caso se trató de Cobre, se obtenían como productos un nitrato, óxido de nitrógeno y agua; lo que nos indica que no todos los ácidos al interaccionar con un metal producen Hidrógeno, por lo tanto este criterio no se puede hacer extensivo a todos los metales.

En las condiciones de temperatura y presión manifiestas en el laboratorio, sólo es posible determinar el peso molecular del elemento (de acuerdo a los problemas planteados), al cual es alcanzado de manera aproximada y este valor imposibilita el para hacer una evaluación correcta del peso equivalente del metal, ya que este último por definición debe ser considerado podra las condiciones estandard. Por esta razón, el peso molecular estimado, no fué utilizado en los cálculos estequiométricos, además, de que la imprecisión para medir volúmenes en los utensilios de laboratorio, es demasiada grande y debe recurrirse a valores ya estimados, en el caso del peso molecular, y a condiciones totalmente reproducibles por cualquier persona en el mundo, caso de las condiciones estandard.

Respecto a la pluralidad en el valor de el peso equivalente de un compuesto, se da principalmente en aquellos que tienen o poseen dos o más electrones sustituibles, los cuales van cediendo de forma paulatina en reacciones sucesivas, en muchos de los casos el peso equivalente de estos compuestos no es facilmente determinable debido a que se presentan en reacciones no cuantificables; por ejemplo el ácido fosfórico.

3. CONCLUSIONES

El Peso Equivalente pese a ser, como concepto altamente conflictivo para manejarse como tal, simplifica muchos de los problemas de proporcionalidad a que se tiene que enfrentar un estudiante, puesto que las relaciones en este sistema son de uno a uno. Sólo en base a la práctica y al manejo constante de los conceptos involucrados es como puede tenerse una visión más clara y profunda del tema tratado a lo largo del presente artículo.

Se puede obtener experimentalmente el peso equivalente de un metal, como fué el caso del magnesio, el cual no presenta mayores riesgos para la salud que los materiales combustibles ordinarios.

RESPUESTAS DE LOS CUESTIONARIOS PROPUESTOS

DENSIDAD

1. La densidad de una sustancia es la masa por unidad de volumen. Las densidades se utilizan para distinguir entre dos sustancias o identificar una sustancia determinada.

2. En el caso de los metales o sólidos al aumentar la temperatura, la densidad disminúa.

En el caso de los líquidos y gases el comportamiento se puede resumir en que la densidad aumenta con la disminución de la temperatura y aumenta también con el aumento de la presión.

3. La densidad del agua es la misma en sus tres estados de agregación (1g/cm^3).

4. El peso específico de una sustancia es el cociente entre su densidad y la del agua.

5. 19.32 g/cm^3

6. La densidad del líquido es:

$$D = \frac{P}{V} = \frac{53.74\text{g}}{47.3\text{ml}} = 1.14\text{g/ml}$$

$$V = \frac{P}{D} = \frac{100\text{g}}{1.14\text{g/ml}} = 87.7\text{ml} = 0.0877\text{ litros}$$

7. Para la determinación de las densidades de los metales alcalinos litio, sodio, potasio, rubidio y cesio, no es posible utilizar el método por desplazamiento de agua, debido a que estos reaccionan violentamente con explosiones inflamables al contacto con el agua en la formación de hidróxidos, para esto se cambia el agua por petróleo.

SOLUBILIDAD

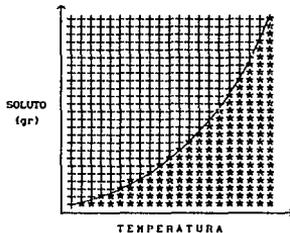
1. Cuando se lleva a cabo una mezcla de dos o más sustancias.

2. Cuando la mezcla de dos o más sustancias se han unido en una dispersión molecular, es decir no hay fases en la solución.

3. Cuando se mantiene una cantidad suficiente de soluto en contacto con una cantidad limitada de solvente se dice que la solución esta saturada. (Curva)

Cuando la cantidad de soluto presente es mayor que en una solución saturada normal a la temperatura dada, se dice que la solución esta sobresaturada. (+++)

Una solución que contiene menos soluto que el necesario para la saturación, se dice que es una solución insaturada. (***)



4. La posibilidad de que un sólido se disuelva en el agua esta relacionada con el caracter polar de esta.

5. COMPUESTO SOLUBILIDAD 20°C
gr/100mL

HgSO ₄
CsCO ₃
ZnS
K ₂ S
AgOH
PbI ₂	0.068
Ca(OH) ₂	0.165
MgCl ₂	54.5
KI	144.0

6. Acetato de calcio, Ca(CH₃COO)₂
Sulfato de cerio, Ce₂(SO₄)₃

COMPUESTO g/100mL	TEMPERATURA °C										
	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Ca(CH ₃ COO) ₂	37.4	36.0	34.7	33.8	33.2	32.7	33.5
Ce ₂ (SO ₄) ₃	17.3	9.16	6.36	4.46	3.73

NUMERO DE AVOGADRO

1. La que dará del O₂ del agua en el ánodo.
2. Es útil tomar para esto no sólo en este experimento el nombre nemotécnico CROA, el cual quiere decir que en el cátodo se efectúa la reducción y en el ánodo la oxidación.
3. Se emplea el ácido sulfúrico diluido para aumentar la conductividad del agua y para que la electrólisis sea más rápida.
4. MOL

Es la cantidad de sustancia (cualquiera) expresada (Kg, g, mg, lb, átomos, moléculas, iones, etc) que sea equivalente a la cantidad de 12g de C₁₂.

Anteriormente se consideraba la cantidad de sustancia expresada en gramos, pero esto era literalmente erróneo.

Se ha definido un mol como "el peso molecular de un compuesto o un elemento expresado en gramos".

1 mol es un paquete de un número de Avogadro de 6.023×10^{23} partículas (átomos, moléculas, iones, etc). Es decir es una unidad de medida.

LEY PROPORCIONES DEFINIDAS

- 1.- Se deduce la ley de las proporciones constantes.
- 2.- Cromato de plomo.
- 3.- La relación es 1:1:4 respectivamente.
- 4.- En este caso fué la titulación con nitrato de plomo pero otra posible fuente de error es no neutralizar bien la potasa o el no secar correctamente el papel filtro con el precipitado.
- 5.- No debe haber variación del peso.

LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

1.- Consiste en lo siguiente:

"Cuando dos o más elementos se combinan entre sí para formar compuestos diferentes, la proporción que guarda los pesos del elemento del que varía su peso que se combina con el o los que no varían, se da en números enteros".

2.- La relación o proporción de números enteros pequeños se da en algunos compuestos orgánicos y todos los compuestos inorgánicos. La relación de números enteros más o menos grandes se da en compuestos orgánicos de gran tamaño.

FORMULA MINIMA DE UN COMPUESTO

1. La fórmula de un compuesto químico es lo que distingue a este de los demás compuestos como propiedad verdaderamente única.

La fórmula química de un compuesto refleja la razón de moles de los átomos combinados en ese compuesto.

2. Ley de las proporciones definidas, hipótesis de Avogadro, y el concepto de mol básicamente.

- 3.
- | |
|--------------------------------------|
| 1.00 ton de SCl |
| - 0.47 ton de azufre en el compuesto |
| <hr/> |
| 0.53 ton de cloro en el compuesto |

Para cualquier elemento, el número de moles de un elemento es igual a:

$$\frac{\text{Peso en gramos de un elemento}}{\text{Peso de un mol}}$$

El peso en gramos de un elemento dividido por este peso de átomos gramo.

Número de moles de azufre en 10g de cloruro de azufre:

$$\frac{0.47 \text{ ton de S}}{32.06 \text{ ton/mol}} = 0.0146 \text{ moles de azufre}$$

Número de moles de cloruro en 10g de cloruro de azufre:

$$\frac{0.53 \text{ ton de Cl}}{35.45 \text{ ton/mol}} = 0.0149 \text{ moles de Cl}$$

Proporción de moles de azufre para moles de cloruro en el compuesto:

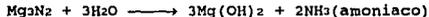
$$\frac{0.0146 \text{ moles de S}}{0.0149 \text{ moles de Cl}} = \frac{1}{1}$$

La fórmula empírica simple es SCl.

4. El producto que se formó durante la reacción del magnesio con el aire además del óxido de magnesio fué en la siguiente reacción:



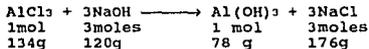
el cual se eliminó como sigue:



REACTIVO LIMITANTE

1. El reactivo limitante es la especie química que, estando en una reacción se encuentra en menor proporción a la necesaria para completar la reacción y así consumir todos los reactivos.

2. Al interpretar la ecuación ajustada de la forma usual se tiene:



Determinando el número de moles de AlCl₃ y de NaOH presentes,

$$? \text{ moles de AlCl}_3 = 13.4\text{g AlCl}_3 * \frac{1\text{mol AlCl}_3}{134\text{g AlCl}_3} = 0.1 \text{ moles de AlCl}_3$$

$$? \text{ moles de NaOH} = 10.0\text{g NaOH} * \frac{1\text{mol de NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0.25 \text{ moles de NaOH}$$

La ecuación ajustada nos dice que la relación de reacción es:

1 mol de AlCl₃ a 3 moles de NaOH ó

0.10 moles de AlCl₃ a 0.3 moles de NaOH

pero tenemos

0.1 moles de AlCl_3 a 0.25 moles de NaOH

Por lo tanto el reactivo limitante es el NaOH , ya que no hay suficiente para reaccionar con todo el AlCl_3 . El cálculo del rendimiento debe basarse en el NaOH .

$$? \text{ moles de } \text{AlCl}_3 = 10.0 \text{ g } \text{AlCl}_3 * \frac{78 \text{ g } \text{Al(OH)}_3}{120 \text{ g } \text{NaOH}} = 6.5 \text{ g de } \text{Al(OH)}_3$$

3. El punto final esta determinado por el valor de la constante de ionización del indicador.

4. Es el punto en el que han reaccionado químicamente cantidades equivalentes de los reactivos. En teoría, al efectuar una valoración deberían coincidir el punto final y el punto de equivalencia. Sin embargo, en la práctica lo mejor que se puede conseguir es seleccionar un indicador en cuyo intervalo de cambio de color esté incluido el punto de equivalencia de la reacción en cuestión. Si se escoge un indicador apropiado y se sigue el mismo procedimiento en la normalización y en el análisis, se puede minimizar cualquier error debido a la diferencia entre el punto final y el de equivalencia.

LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA

1.- Siguiendo las leyes estequiométricas, entre las cuales se encuentran las ponderales y volumétricas.

2.- En las leyes ponderales.

3.- Es la cantidad de materia contenida en una determinada porción del espacio (sistema cerrado).

4.- La materia no se crea ni se destruye durante el proceso de un cambio químico; es decir, en toda reacción química "la suma de las masas reaccionantes es igual a la suma de las masas de los productos resultantes en la reacción".

5.- En las reacciones endotérmicas o exotérmicas hay siempre una ligera variación de masa. Pero en los procesos corrientes esta variación de masa, correspondiente a la energía liberada o absorbida, es infinitamente pequeña, por lo que no se puede apreciar en una balanza.

HIDROLISIS

1.- La hidrólisis es una reacción química, consistente en la ruptura de los enlaces del agua, provocada por uno o ambos de los iones componentes de la sustancia con propiedades de ácidos o bases débiles.

2.- Porque las sustancias con una mayor molaridad tienen más cantidad de iones para reaccionar con alguna de las partes de la molécula del agua, por lo que quedan mayor cantidad de iones H^+ u OH^- libres, y la solución es más ácida o básica respectivamente.

3.- Porque si el ácido es débil, será por definición capaz de retener al protón, por lo tanto si puede adquirir un protón lo hará. De lo anterior se puede deducir que la base conjugada de cualquier ácido débil será una base relativamente fuerte capaz de recibir protones de los iones hidronio formados por la ionización del agua y dejando un exceso de OH^- .

4.- Cambios de pH y a veces formación de precipitados que pueden ser óxidos hidróxidos o sales básicas.

5.- Porque en su mayoría son iones pequeños de carga elevada.

6.- Porque son iones grandes de una sola carga.

CONCENTRACION QUIMICA

1. Valoración es el análisis cuantitativo de la concentración de una muestra de disolución, mediante observación de su reacción con una disolución de concentración conocida. (En este caso)

2. Titulación es determinar la cantidad de solución de concentración conocida que se necesita para llegar al equilibrio junto con la solución que se esta valorando. (En este caso)

3. Ley de Beer:

Si dos soluciones del mismo compuesto colorido son hechas en el mismo solvente, una de las cuales tiene dos veces la concentración de la otra, la absorción en función de la densidad es el doble en la segunda que en la primera.

Matemáticamente esto se expresa como:

$$I_1C_1 = I_2C_2$$

donde la intensidad de la luz que pasa a través de las dos soluciones es una constante y si la intensidad y longitud de onda de la luz incidente sobre cada solución son las mismas.

TIPOS DE REACCIONES

1. Las reacciones en las que dos o más sustancias se combinan para formar un compuesto se denominan reacciones de combinación. Pueden producirse mediante:
 - a. la combinación de dos elementos para formar un compuesto,
 - b. la combinación de un elemento y un compuesto para formar un nuevo compuesto o
 - c. la combinación de dos compuestos para formar otro.
2. Las reacciones de descomposición son aquellas en las que un compuesto se descompone para producir:
 - a. dos elementos,
 - b. uno o más elementos y uno o más compuestos o
 - c. dos o más compuestos.
3. En las reacciones de metátesis, reaccionan dos compuestos para formar dos nuevos compuestos, sin que se produzcan cambios en sus números de oxidación. Suele describirse como reacciones en las que los iones de dos compuestos cambian de "acompañantes". El tipo más común de reacciones de metátesis es aquel en el que un ácido reacciona con una base para dar una sal y agua. Esta reacción se denomina de neutralización.
4. Las reacciones en las que un elemento desplaza a otro de un compuesto se denominan reacciones de desplazamiento.
5. Se pueden mencionar las siguientes:

Exotérmicas: Son las reacciones que desprenden calor.

Endotérmicas: Son las reacciones que absorben calor.

EQUIVALENTE QUIMICO

- 1.- El equivalente de una especie cualquiera es aquella entidad, la cual en una reacción específica, se combina con o es equivalente a:
 - Una reacción ácido-base a una entidad titulante de iones H^+ .
 - Una reacción redox a una entidad de electrones.
- 2.- Para poder calcular el peso equivalente de una especie química se tiene que considerar la naturaleza de la reacción, es decir, si se tratara de una óxido-reducción o de una metátesis, y en base a ello obtener el valor del peso equivalente, tomando en cuenta si es una base, ácido, sal, etc.
- 3.- Un equivalente de cualquier metal que reacciona con un exceso de ácido, producirá un gramo átomo de hidrógeno, que es 11.2 litros (11,200 ml) de hidrógeno gaseoso a condiciones normales de presión y temperatura.

CONCLUSION

GENERAL

Como conclusión general de esta recopilación de prácticas experimentales, podemos hacer el señalamiento a los aspectos que se dan a continuación:

- La presentación que tienen las prácticas esta en un formato que pretende que vayamos de lo general a lo particular, desde un simple concepto teórico hasta los más específicos detalles de un fenómeno químico. En si se aplica el método científico, es de mencionarse con respecto al cuarto punto que aparece en todas las prácticas llamado HIPOTESIS, no es la intención en este punto definir las hipótesis en si, sino más bien, la de cuestionar al estudiante a manera de guiarlo y situarlo en un lugar de partida, es decir que no este tan perdido o alejado de los objetivos de cada práctica.

- La elaboración de las prácticas la deberá efectuar el estudiante con la necesaria ayuda de un asesor acreditado en materia de Química General, el cual tendrá que dar una clase introductoria para cada práctica en la que se analizarán las dudas existentes con respecto al fundamento teórico y también deberá hacer una evaluación al final de esta para verificar que los objetivos fundamentales de cada práctica hayan podido ser cubiertos por los estudiantes.

- Es necesario mencionar que esta recopilación de prácticas no tiene la intención de sustituir al manual de laboratorio de Química General vigente, pero en dado momento puede servir de complemento, esto es, en el caso de estudiantes que tendrán que recurrar laboratorio, no tendrán que repetir las prácticas del manual anterior, seguirán los mismos temas, pero con diferentes experimentos, esto con el fin de no hacer del laboratorio de Química una asignatura aburrida o tediosa.

- No se presentan ventajas ni desventajas con el manual vigente, simplemente es diferente y posiblemente contenga un nivel ligeramente superior.

REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS

LIBROS DE TEXTO RELACIONADOS CON QUIMICA GENERAL

Lange's.

Handbook of Chemistry. 11th Ed.
U.S.A., Mc Graw Hill, 1973.

Charles D. Hodgman, M.S.

Handbook of Chemistry and Physics
Published by Chemical Rubber Publishing Co.
4th edition
Cleveland, Ohio. 1965

F. A. Cotton, G. Wilkinson.

Química inorgánica básica, 2^a Ed.
México, Ed. Limusa, 1984.

K. W. Whitten, K. D. Gailey.

Química General.
México, Ed. Interamericana, 1988.

J. L. Rosenberg.

Química General, 2^a Ed.
México, Mc Graw Hill, 1986.

L. Postigo.

Química general aplicada.
España, Ed. Sopena, 1980.

Masterton, W. L. y Slowinski, E. J.

Química General Superior. 3^a Ed.
México, Nueva Editorial Interamericana, 1974.

Cruz, Chamizo, Garritz

Estructura atómica, un enfoque químico.
Fondo Educativo Interamericano, S.A.
México, 1986

P. Ander, A.J. Sonnessa.

Principios de Química, 8^a Ed.
México, Ed. Limusa, 1985.

Benson, S. W.

Cálculos Químicos. 12^a Ed.
México, Ed. Limusa, 1986.

Baldor, F. A.

Nomenclatura Química Inorgánica. 20^a Ed.
México, Grupo Editorial Sayrols, 1985.

D. B. Summers.

Manual de Química, 1^a Ed. Español.
México, Grupo Editorial Iberoamericana, 1985.

Facultad de Química.
Precisión Experimental.
UNAM.

Villareal, D. Butruille.
Estequiometría, 2ª Ed.
México, Ed. Trillas, 1983.

Bard.
Equilibrio Químico.
México, Ediciones del Castillo, 1970.

G. H. Ayres.
Análisis Químico Cuantitativo, 2ª Ed.
México, Ed. Harla, 1982.

A. I. Vogel.
Química Analítica Cualitativa, 6ª Ed.
Argentina, Ed. Kapelusz, 1983.

Charlot G.
Química Analítica General, 2ª Ed.
España, Ed. Toray Masson, 1975

Nordman.
Análisis Cualitativo y Química Inorgánica, 8ª Ed.
México, Ed. CECSA, 1973.

C. E. Meloan, R. W. Kiser.
Problemas y experimentos en Análisis Instrumental.
México, Ed. Reverté Mexicana, 1973.

H. H. Willard.
Métodos instrumentales de análisis.
México, Ed. CECSA, 1988.

Castellan G. W.
Fisicoquímica, 2ª Ed.
México, Addison-Wesley Iberoamericana, 1990.

S. H. Maron, C. F. Prutton.
Fundamentos de Fisicoquímica, 10ª Ed.
México, Ed. Limusa, 1984.

FOR MI RAZA HABLARA MI ESPIRITU!

Ciudad Universitaria, D.F., 25 de Agosto de 1992

