

UNIVERSIDAD DE BUENOS AIRES



**Escuela Superior de Comercio “Carlos Pellegrini”
Departamento de Química**

QUÍMICA

3° AÑO

Programa de la Asignatura

Unidades Temáticas

Contrato Pedagógico

**Presentación de Trabajos Prácticos de Investigación,
Informes y Monografías**

Pautas de Trabajo y Evaluación

Guía de Ejercitación

Trabajos Prácticos de Laboratorio

2017

PROGRAMA DE QUÍMICA

AÑO: 3ro °

CICLO ESCOLAR: 2017

MARCO REFERENCIAL.

La Química ha sido y sigue siendo una ciencia experimental en continua búsqueda no solo porque esta a la vanguardia de todos los procesos industriales, con las nuevas sustancias y materiales, sino porque con su estudio riguroso en los sistemas materiales, se ha extendido por todos los campos del conocimiento humano, tratando de comprender la naturaleza de la materia, sus limitaciones, sus complejas interacciones y sus muchas transformaciones que ocurren en la misma.

Es por todo esto que la química se debe enseñar a partir de situaciones problemáticas, analizadas desde un **enfoque CTS**, para poder construir significativamente el conocimiento científico.

La química provee a los alumnos las experiencias y recursos necesarios para que a través de la puesta en juego de capacidades, favorezcan en el pensamiento formal.

El objetivo es mostrar a la química en un mundo actual y su influencia sobre el entorno.

OBJETIVO GENERAL DE LA MATERIA.

Que el alumno pueda inferir las propiedades y las leyes que rigen las transformaciones de la materia y energía, basándose en la utilización de modelos transfiriéndolas a situaciones cotidianas para lograr el pensamiento lógico, científico, y fomentar el juicio valorativo personal.

OBJETIVOS.

- Fomentar una visión integradora de la Química a través de sus hábitos y actividades para ser desarrollada en su vida, tanto en la personal como en la laboral.
- Relacionar los contenidos teóricos con los trabajos de laboratorio de forma que se fortalezca la formación experimental, acorde a los requerimientos de la educación científico-tecnológica.
- Valorar críticamente el perfil que la Química desarrolla en la sociedad actual a través de sus logros, así como el impacto que tiene en el medio ambiente.

CRITERIOS DE EVALUACION Y PROMOCION.

La evaluación deberá ser oportuna, confiable, sumativa y continua teniendo en cuenta los contenidos conceptuales, procedimentales y actitudinales. Se realizara a través de los siguientes instrumentos:

- Evaluaciones escritas.
- Interrogatorios orales.
- Trabajos grupales.
- Participación en clase. (Nota de Seguimiento) cumple, trabaja, participa, tiene actitudes de respeto y solidaridad, y, desempeña la tarea asignada con responsabilidad.
- Control de carpetas.
- Concurrir en tiempo y forma para realizar los trabajos experimentales hasta su aprobación.
- Evaluación integrada.

UNIDADES TEMÁTICAS-QUÍMICA-3 AÑO

UNIDAD 1: Funciones Químicas y Reacciones Químicas

Revisión de conceptos vistos en el curso anterior. Reacciones Químicas: Distintos tipos. La ecuación química y su balanceo. Funciones químicas inorgánicas: óxidos básicos; óxidos ácidos, hidróxidos; oxoácidos; hidruros metálicos y no metálicos; oxosales y sales no oxigenadas: nomenclatura, propiedades, estructura y ecuaciones de formación.

UNIDAD 2: Magnitudes Atómico - Moleculares

Teoría atómica molecular. Magnitudes atómico-moleculares. Unidad de masa atómica. Masa atómica relativa. Masa molecular relativa. Concepto de mol. Masa de mol de moléculas. Masa de mol de átomos. Volumen molar. Número de Avogadro. Ecuación general de estado. Ecuación general de los gases ideales.

UNIDAD 3: Soluciones

Soluciones. Componentes de una solución: Solutos y Solventes. Clasificación de soluciones: diluidas, saturadas, concentradas y sobresaturadas. Formas de expresar la concentración: % m/m y % m/v, % v/v. molaridad y molalidad. Solubilidad. Curva de Solubilidad. Dilución y Concentración. Concepto y aplicación.

UNIDAD 4: Estequiometría

Estequiometría. Reactivo limitante. Pureza. Rendimiento. Completa y Compleja. Velocidad de reacción. Conceptos básicos. Factores que modifican la velocidad de una reacción: conceptos básicos.

UNIDAD 5: Química del Carbono

Característica del átomo de carbono. Funciones químicas orgánicas. Grupos funcionales. Nomenclatura. Reacciones químicas.

Núcleos de Contenido

Sustancias. Fórmulas Químicas. Escritura Nomenclatura de Compuestos binarios y Ternarios. Reacciones Químicas. Planteo y Balance de Ecuaciones. Magnitudes Atómico-Moleculares. Estequiometría con Soluciones y Gases (Pureza- Reactivo Limitante- Rendimiento)

Bibliografía: Básica

- Guía de Problemas y Ejercicios empleada en el C.B.C.
- Guía de Ejercicios construida Colaborativamente con los Docentes de la ESCCP. 2015
- Cavalchino, Depau, Tonelli. `Química 3 y 4`. Editorial Plus Ultra.
- Alegría y otros. `Química 1`. Editorial Santillana (Polimodal).
- Guías aportadas por el Docente del Curso
- Candias, Fernandez, Gordillo, Wolf. `Química, Estructura, Propiedades y Transformaciones de la materia`. Editorial Estrada.

Bibliografía Recomendada.

- K. Whitten. `Química. Editorial Mac Graw Hill.
- Raymond Chang. `Química. Editorial Mac Graw Hill.
- A. Pozas y otros `Curso de Química COU`. Editorial Mac Graw Hill.
- Cardenas. `Química General e Inorgánica. Editorial Adisson Wesley.
- Ralph A. Burns. `Fundamentos de la Química. Escuela Superior de Comercio Carlos Pellegrini.



**Escuela Superior de Comercio “CARLOS PELLEGRINI”
Departamento de Química**

CONTRATO PEDAGÓGICO

El presente texto tiene como propósito establecer pautas claras de trabajo que favorezcan una mejor organización de nuestras clases, optimicen el proceso de enseñanza-aprendizaje y el logro de los objetivos propuestos.

Alumno:

Curso:

Profesor/a:

Material a usar en clase	Guía de Ejercitación	Es necesaria traerla todas las clases. Si son usadas NO deben estar escritas.
	Guía de Trabajos Experimentales	Debe ser conocida por el alumno previo al trabajo en el laboratorio.
	Carpeta Tabla periódica Netbook (debe traerse a clase, para trabajar colaborativamente)	Traerla todas las clases. Debe incluir programa, contrato pedagógico y todas las actividades escritas, informes de trabajos experimentales y evaluaciones. Se solicitara en forma obligatoria en periodos de orientación/recuperación y mesas examinadoras. Debe presentarse ante el requerimiento del docente.
Criterio de Evaluación	Al término del cuatrimestre, el alumno tendrá notas provenientes de: evaluaciones escritas, orales, trabajos prácticos,(grupales, individuales, virtuales, etc) y actividades experimentales. NS; (cumple, trabaja, participa, tiene actitudes de respeto y solidaridad y desempeña las tareas asignadas con responsabilidad) El promedio de estas notas será su nota parcial (PP) Toda actividad es evaluable.	Las evaluaciones escritas se tomaran con tiempo suficiente para la revisión y consolidación de contenidos. Se colocara al costado el puntaje respectivo. Se tendrá en cuenta la actitud del alumno en clase, en el laboratorio y la realización de las tareas con responsabilidad, esfuerzo y demostrando cooperación. Los trabajos experimentales son de carácter obligatorio. El alumno será evaluado, además, por la Nota de Seguimiento la misma es una nota cuatrimestral.(NS)
	Evaluación integradora (EI)	Se acordará, la fecha con los alumnos con anticipación. El Profesor informará sobre los temas a evaluar.

Actividades en el aula	El docente	El Profesor observará y orientará las actividades del proceso. Será Gestor del Aprendizaje Presentará y explicará los temas del programa. Evalúa en forma continua .
	Los alumnos	Realizaran diferentes actividades, tanto orales como escritas. Se darán actividades para integración de los contenidos.
Actividades en el laboratorio	Los alumnos	Concurrir en tiempo y forma para realizar los trabajos experimentales hasta su aprobación. Entregarán los informes correspondientes.
	Los auxiliares docentes	Acompañaran a los alumnos en la realización de trabajo experimental. Realizaran el seguimiento y la evaluación de dicha actividad.
Actividades del proceso enseñanza aprendizaje	Comprensión	Habrán actividades de interacción oral mediante diálogos docente - alumno, alumno - alumno, trabajos experimentales y lecturas científicas. Material audiovisual, relacionados con unidades temáticas para mejorar su comprensión.
	Proyectos	Los Profesores podrán indicar trabajos de investigación en forma grupal y/o individual que tengan que ver con sus intereses y con las unidades temáticas del programa.
	Tarea	Al término de cada clase, el Profesor asignará la tarea para la clase siguiente. En caso de estar ausente es responsabilidad del alumno solicitarla.

Para el alumno

¿Cuáles son mis expectativas con respecto a las clases de física/química?

¿Qué espero lograr este año con respecto a mi desempeño?

.....
Nombre y firma del alumno

.....
Firma del padre y/o madre

.....
Firma del profesor



**Escuela Superior de Comercio
"Carlos Pellegrini"
Departamento de Química**

**PRESENTACIÓN DE TRABAJOS PRÁCTICOS,
DE INVESTIGACIÓN, INFORMES Y MONOGRAFÍAS**

Convencionalmente estos trabajos escritos se presentan en hojas lisas, tamaño **A4**, escritos con letra convencional **Times New Roman o Arial en tamaño 11**, espaciado a **1 ½** ; respetando la sangría correspondiente.

El trabajo se presentará siempre en una carpeta y diagramado de la siguiente manera:

Primera hoja: **Portada o Carátula.**

En ella deben figurar los datos personales (colegio, materia, profesor, tema investigado, alumno/s, curso, fecha de entrega).

El orden y tamaño de letra es decisión propia del alumno.

Segunda hoja: **Índice**

Tercera hoja: **Introducción.**

Es la explicación breve del tema que se va a tratar, los motivos de la elección del mismo y la estructura del trabajo; en caso de investigación, los métodos empleados y las dificultades que pudieran haberse presentado al realizar el trabajo.

Cuarta hoja y siguientes: **Desarrollo del Tema.**

Conclusión: Visión personal o grupal de los resultados obtenidos en la investigación y valoración de la actividad realizada.

Apartados o Apéndices: se incluyen cuando hay necesidad de presentar gráficos, mapas, recortes periodísticos, datos estadísticos, etc., que ilustran el trabajo, aclarando siempre la fuente de la cual han sido extraídos.

Última hoja: **Bibliografía-Webgrafía consultada:** Apellido y Nombre del autor (año, título de la obra, editorial, lugar, y fecha de edición. Confeccionar el listado según orden alfabético de apellido y autor.

Por ejemplo:

Galagovsky Lydia (2007). "Enseñar química vs. Aprender química. Una ecuación que no está balanceada". Revista Química Viva, Volumen 6 Número Especial; Suplemento Educativo, Mayo

Se sugiere dejar una hoja en blanco al final del trabajo que servirá para que el profesor realice las correcciones y/o aclaraciones necesarias.



**Escuela Superior de Comercio
"Carlos Pellegrini"
Departamento de Química**

PAUTAS DE TRABAJO Y EVALUACIÓN

**Se evalúan los procesos y productos,
En forma constante y permanente**

La calificación numérica de cada cuatrimestre surge teniendo en cuenta los siguientes aspectos:

➤ **Evaluaciones escritas:**

- Son avisadas con tiempo suficiente.
- Llevan calificación numérica (de 1 a 10).
- La inasistencia deberá justificarse convenientemente, determinando el docente la fecha y los contenidos de la nueva evaluación.

➤ **Trabajos prácticos:**

- Pueden ser individuales o grupales.
- Llevan calificación.
- Los informes deben entregarse siempre en tiempo y forma.
- Los informes de trabajos prácticos grupales deben estar en la carpeta de cada uno de los integrantes del grupo.

➤ **Nota de Seguimiento:**

- Lleva calificación numérica la cual surge teniendo en cuenta si el alumno:
 - Cumple, trabaja, participa, tiene actitudes de respeto y solidaridad y desempeña las tareas asignadas con responsabilidad.

UNIDAD 1

FUNCIONES QUÍMICAS y ECUACIONES QUÍMICAS

Introducción Teórica

Toda transformación química se representa mediante una **ecuación química**, que es la representación simbólica de dicha transformación.

Para poder interpretar la estructura de los compuestos químicos y poder escribir correctamente sus fórmulas es necesario comprender el concepto de **número de oxidación**.

Se denomina **número de oxidación de un elemento** en una sustancia al número de electrones que un átomo cede o tiende a ceder en una unión química.

Los compuestos químicos se clasifican en: binarios, ternarios, cuaternarios, etc, según el número de elementos que forman dicha molécula.

Compuestos binarios:

Son aquellos que están formados por dos elementos; entre los compuestos binarios se destacan los óxidos, los hidruros y las sales no oxigenadas.

Formación de los óxidos. Balanceo de las ecuaciones.

Nomenclaturas.

Los óxidos se forman por la combinación de un elemento metálico o no metálico y el oxígeno. Los óxidos pueden ser básicos o ácidos según estén formados por un metal o un no metal respectivamente.

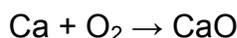
Metal + Oxígeno → Óxido básico

No Metal + Oxígeno → Óxido ácido

Ecuación de formación de un óxido básico:

En toda ecuación química se escriben en el primer miembro las fórmulas de las sustancias reaccionantes y en el segundo miembro las fórmulas de los productos de la reacción:

Por ejemplo si se combina el calcio con el oxígeno, la ecuación queda expresada así:



Para poder escribir correctamente un compuesto se debe conocer el o los números de oxidación de los elementos que forman la molécula, dicha información se encuentra en la tabla periódica.

PARA TENER EN CUENTA: el número de oxidación del oxígeno combinado siempre es -2; excepto en los peróxidos y el los compuestos con flúor.

La molécula es eléctricamente neutra, por lo tanto la suma de los números de oxidación de los elementos que la constituyen multiplicados por los respectivos subíndices debe ser igual a cero.

Por lo tanto si el número de oxidación del calcio combinado es +2 nuestra ecuación quedaría:



Veamos que ocurre en el caso del potasio: K^{+1} y el O^{-2}

Para que la especie sea eléctricamente neutra debemos tener otro átomo de potasio que lo indicaremos con un subíndice y así obtener dos cargas positivas; la ecuación sería así



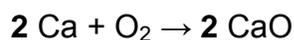
Balanceo o ajuste de las ecuaciones:

Para poder balancear una ecuación química existen distintos métodos: de tanteo, el método algebraico, ión- electrón, etc.

Método de tanteo:

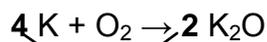
Para lograr una ecuación balanceada debemos tener la misma cantidad de átomos de cada elemento en reactivos y productos. Observemos la ecuación del óxido de calcio, en el primer miembro o sustancias reaccionantes tenemos un átomo de calcio y dos átomos de oxígeno, mientras que en el producto tenemos un átomo de calcio combinado con un átomo de oxígeno, como no podemos modificar los subíndices llamados atomicidad, debemos agregar coeficientes estequiométricos que son los factores que multiplican a toda la fórmula (números grandes).

Ej.



Coefficientes estequiométricos(de multiplicación)

Observemos ahora la ecuación del óxido de potasio, en el primer término tenemos un átomo de potasio y dos átomos de oxígeno, mientras que en el producto de la reacción tenemos dos átomos de potasio y un átomo de oxígeno, por lo tanto debemos agregar los coeficientes de multiplicación



Coeficientes estequiométricos

Nomenclatura:

Nos indica cómo debemos nombrar a los elementos y sustancias de acuerdo a las reglas establecidas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC)

Existen varias formas de nombrar a las sustancias compuestas:

- Nomenclatura Tradicional
- Nomenclatura por Atomicidad
- Nomenclatura Numeral de Stock

Nomenclatura tradicional

Si el metal tiene un solo número de oxidación se nombra simplemente “óxido de...” y el nombre del metal. Ej: Óxido de calcio. Óxido de potasio.

Si el metal posee más de un número de oxidación se le dará terminación

- OSO para indicar que el metal actúa con el **MENOR NÚMERO DE OXIDACIÓN**
- ICO para indicar que el metal actúa con el **MAYOR NÚMERO DE OXIDACIÓN**

Por ejemplo para el caso del hierro será:

- Óxido ferroso cuando el número de oxidación sea +2
- Óxido férrico cuando el número de oxidación sea +3

Nomenclatura por Atomicidad

Esta nomenclatura indica la cantidad de átomos de la misma especie que contiene la molécula.

Se utilizan los prefijos griegos mono, di, tri, tetra, penta, etc. para indicar el número de átomos.

Por ejemplo

:- K_2O será **MONÓxido de DIPotasio**

- Al_2O_3 será **TRIÓxido de DIALuminio**

Nomenclatura Numeral de Stock

Esta nomenclatura indica el número de oxidación del metal mediante un número romano escrito entre paréntesis, que sigue al nombre del elemento, siempre y cuando dicho elemento tenga más de un estado de oxidación posible.

Por ejemplo:

-Fe ₂ O ₃ Óxido de hierro (III)	-Ca O	Óxido de calcio
-Ti O ₂ Óxido de Titanio (IV)	-Al ₂ O ₃	Óxido de aluminio

Óxidos Ácidos:

Resultan de la combinación de un no metal con el oxígeno.

Para formar un óxido ácido se tienen las mismas consideraciones que para los óxidos básicos; al igual que para el balanceo de las ecuaciones.

Nomenclatura: en la tradicional no hay modificación, salvo para los no metales que poseen hasta cuatro números de oxidación distintos y para nombrarlos utilizamos

hipo.....oso	}	para los números de oxidación más pequeños
.....oso		
.....ico	}	para los números de oxidación mas grandes
per.....ico		

Por ejemplo

Cl ₂ O óxido HIPOclorOSO	Cl ₂ O ₃ óxido clorOSO
Cl ₂ O ₅ óxido clórICO	Cl ₂ O ₇ óxidoPERclórICO

La nomenclatura por **atomicidad** y por **numeral de Stock** tienen las mismas consideraciones indicadas para los óxidos básicos.

Hidruros

Son compuestos formados por hidrógeno y un metal o un no metal

Metal + hidrógeno → hidruro metálico

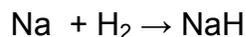
No metal + hidrógeno → hidruro no metálico

Hidruros metálicos

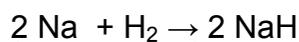
El hidrógeno al unirse a un metal trabaja con número de oxidación -1

Ecuación de formación

Se combina un metal con el hidrógeno, por ejemplo el sodio



La ecuación **no** está balanceada por lo tanto hay que agregar el coeficiente de multiplicación para tener la misma cantidad de átomos de cada elemento en ambos miembros



Coeficientes de multiplicación

Nomenclatura

Tradicional: se nombra “hidruro nombre del metal; si el metal tiene más de un estado de oxidación se le dará la terminación oso o ico.

Ejemplos:

- NaH hidruro de sodio
- CuH hidruro cuproso

Numeral de Stock: se nombra “hidruro de” nombre del metal seguido por los números romanos escritos entre paréntesis

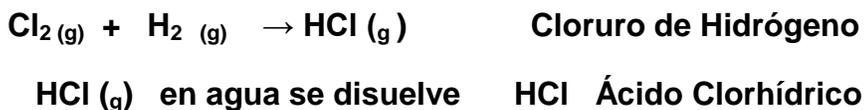
Ejemplo

CuH hidruro de cobre (I)

Hidruros No metálicos

Están formados por un no metal y el hidrógeno cuyo número de oxidación es +1.

Los no metales como el flúor, cloro, bromo, yodo y azufre forman soluciones acuosas dando lugar a los hidrácidos.



Compuestos ternarios

Son aquellos que están formados por tres elementos; entre los compuestos ternarios veremos los hidróxidos, los oxoácidos y las oxosales.

Hidróxidos:

Resultan de la combinación de un óxido básico con agua.

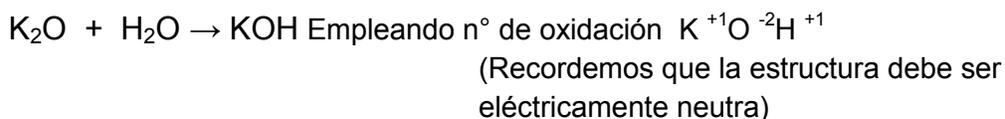
Los hidróxidos están constituidos por un metal, el oxígeno y el hidrógeno; como el oxígeno está unido al hidrógeno por unión covalente y recibe del metal un electrón para completar el octeto, forma el ión hidróxido $(OH)^{-1}$

Óxido básico + Agua \rightarrow Hidróxido

Ecuación de formación:

Ejemplos:

- si combinamos el óxido de potasio con agua obtendremos el hidróxido de potasio



-Si combinamos el óxido de calcio con agua obtendremos el hidróxido de calcio



Balanceo de ecuaciones:



Coefficientes estequiométricos

Nomenclaturas:

En la tradicional, si el no metal posee un solo número de oxidación, se nombra "hidróxido de " y el nombre del elemento.

Ejemplo:

Hidróxido de sodio

Si el metal posee más de un número de oxidación, se tienen las mismas consideraciones indicadas para los óxidos básicos

Ejemplos:

Hidróxido férrico

Hidróxido cuproso

En la nomenclatura de Numeral Stock se tienen las mismas consideraciones indicadas para los óxidos básicos

Ejemplo

Hidróxido de hierro (III)

Oxoácidos

Cuando se combina un óxido ácido con agua, da lugar a la formación de un ácido. Estos compuestos están constituidos por hidrógeno, no metal y oxígeno.

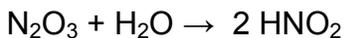
Óxido ácido + Agua → Ácido Oxácido

Ecuación de formación

Por ejemplo si combinamos el óxido nitroso con agua obtendremos el ácido nitroso



Recuerden balancear la ecuación



Para tener en cuenta:

Si el no metal tiene número de oxidación impar, la fórmula del compuesto tendrá un solo átomo de hidrógeno y si es par tendrá dos átomos de hidrógeno.

Ejemplo



Nomenclaturas:

En la tradicional se tienen las mismas consideraciones que para los óxidos ácidos.

Ejemplos

H_2SO_4 ácido sulfúrico

HNO_2 ácido nitroso

En la numeral de stock, se le da terminación ato al no metal y entre paréntesis con números romanos, el número de oxidación del no metal

Ejemplos

H₂SO₄ sulfato (VI) de hidrógeno

HNO₂ nitrato (III) de hidrógeno

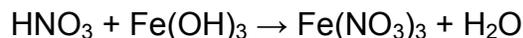
Oxosales:

Al combinar un ácido con un hidróxido se obtiene una sal, y agua. Las sales son compuestos constituidos en su estructura generalmente por un metal, un no metal y oxígeno.

Ácido + hidróxido → sal + agua

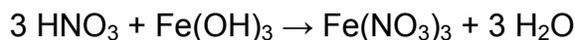
Ecuación de formación:

Por ejemplo si combinamos ácido nítrico con hidróxido férrico la ecuación sería:



Balanceo de ecuaciones

Para balancear la ecuación por el método de tanteo hay que comenzar por balancear el metal, luego el no metal, los átomos de hidrógeno, y por último los átomos de oxígeno.



Nomenclaturas:

En la nomenclatura tradicional se nombra el no metal con terminación **ITO** para el menor número de oxidación y **ATO** para el mayor seguido del metal con terminación **OSO** o **ICO** según los números de oxidación.

Ejemplo:

Fe(NO₃)₃ nitr**ATO** férr**ICO**

Con la numeral de stock, se le dará siempre terminación **ATO** al no metal a continuación se escribirá el número romano que indican el número de oxidación que posee, luego el nombre del metal seguido por el número romano que indica su número de oxidación.

Fe(NO₃)₃ nitrato (V) de hierro (III)

UNIDAD 1

FUNCIONES QUÍMICAS y ECUACIONES QUÍMICAS

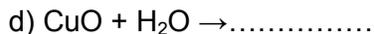
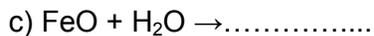
GUÍA DE EJERCITACIÓN

1) Teniendo en cuenta que el número de oxidación del oxígeno en los siguientes compuestos es -2; completar la siguiente tabla :

Óxidos	Número de oxidación	Nomenclatura			Clasificación
		Tradicional	Atomicidad	Numeral de stock	
Al ₂ O ₃					
CaO					
K ₂ O					
FeO					
Fe ₂ O ₃					
Bi ₂ O ₅					
Cl ₂ O					
Br ₂ O ₅					
Br ₂ O ₇					
I ₂ O ₃					
I ₂ O ₅					
SO ₂					
SO ₃					

2) Dadas las siguientes ecuaciones escriba los productos de la reacción y realice el balanceo de las mismas.

Nombre a los reactivos y productos por todas las nomenclaturas estudiadas.

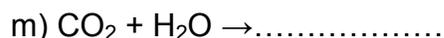
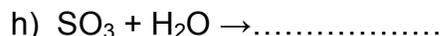
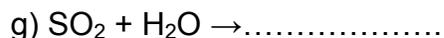
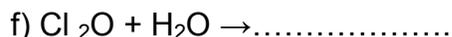
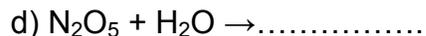
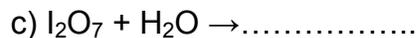
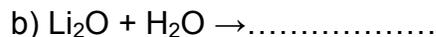


3) Dados los siguientes compuestos indicar el número de oxidación de cada elemento, nombrar a los compuestos por todas las nomenclaturas y clasificarlos

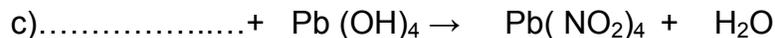
Compuesto	Nomenclatura			Clasificación
	Tradicional	Atomicidad	Numeral de stock	
HNO ₃				
HClO				
HNO ₂				
H ₂ SO ₄				
HBrO ₄				
HPO ₃				
Fe(OH) ₃				
Fe(OH) ₂				
LiOH				
Pb(OH) ₂				
Pb(OH) ₄				
Cu(OH)				
Cu(OH) ₂				

4) Dadas las siguientes ecuaciones escriba los productos de la reacción y realice el balanceo de las mismas.

Nombre a los reactivos y productos por todas las nomenclaturas estudiadas.



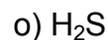
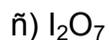
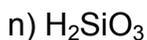
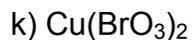
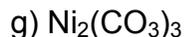
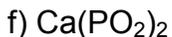
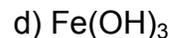
5) Completar las siguientes ecuaciones, balancearlas y nombrar a todos los compuestos.



6) Nombrar por todas las nomenclaturas estudiadas a los siguientes compuestos

Indique los números de oxidación de los elementos.

Escribe las ecuaciones de Obtención y Balancea



p) Cu(OH)	q) N ₂	r) Ni(OH) ₃	s) HCl
t) HIO ₂	u) HMnO ₄	v) BaS	w) CoCO ₃
x) CrI ₃	y) FeSiO ₃	z) Ag ₂ (SiO ₃)	a) Al ₂ (SO ₄) ₃

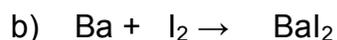
7) Formar las siguientes sales a partir de sus elementos nombrando por todas las nomenclaturas a los compuestos y balanceando cada ecuación.

- | | | |
|---------------------------------|--------------------------------|-------------------------------|
| a) nitrato de plata | b) yodato (V) de mercurio (I) | c) sulfuro de litio |
| d) bromuro manganésico | e) nitrato (III) de níquel (V) | f) carbonato de calcio |
| g) perclorato cuproso | h) fluoruro estañoso | i) hipoclorito de sodio |
| j) bromato de magnesio | k) clorito bismutoso | l) sulfato férrico |
| m) cromato cromoso | n) hipoclorito de cinc | ñ) silicato férrico |
| o) permanganato de potasio | p) yodato (III) de oro (I) | q) sulfuro de bario |
| r) nitrato (III) de hierro (II) | s) yodato (V) de cobre (I) | t) clorato (I) de níquel(III) |

8) Escribir las fórmulas de las siguientes sustancias, sus ecuaciones de obtención por neutralización y su correspondiente balanceo:

- | | | |
|--------------------------------|-------------------------|---------------------------|
| a) sulfato cúprico | b) sulfuro de bario | c) hipoclorito de cinc |
| d) sulfito férrico | e) perclorato níquelico | f) yodato (III) de calcio |
| g) bromuro de cinc | h) cloruro manganésico | i) bromato (VII) de litio |
| j) sulfato (VI) de plomo(IV) | k) sulfito plumboso | l) clorito auríco |
| m) nitrato (III) de cobre(II) | n) selenito crómico | ñ) carbonato de calcio |
| o) yoduro de sodio | p) fluoruro de calcio | q) silicato férrico |

9) Balancear las siguientes ecuaciones por tanteo y método algebraico.



- c) $\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
d) $\text{Al} + \text{SnCl}_4 \rightarrow \text{SnCl}_2 + \text{AlCl}_3$
e) $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
f) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
g) $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
h) $\text{CuSO}_4 + \text{KI} \rightarrow \text{CuI} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2$
i) $\text{HBrO}_4 + \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Zn(BrO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$

10) Balancear las siguientes ecuaciones de oxido-reducción. Indicar las hemiecuaciones de oxidación y las de reducción.

- a) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{Pb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb(NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{KClO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
e) $\text{KMnO}_4 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
f) $\text{KClO}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

BIBLIOGRAFÍA:

- 1) Whitten Kennet, Gailey Kennet, David Raymond (1992). "Química General". 3ra. Edición Mc. Graw Hill.
- 2) Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General e Inorgánica". Versión ampliada. Eudeba.
- 3) Google imágenes publicas
- 4) Di Risio; Roverano; Vazquez (2011) , 4ta Edición, Editorial Educando, " Química Básica"
- 5) CBC (Ciclo Común Básico) (2014) Cátedra única de Química , " Química" , Ejes temáticos y ejercicios de Química
- 6) Baumagantner, Benítez C, Crubelatti R, Guerrrien D, Landau L, Servant R, Sileo M, Vázquez, Bs. As , " Química"

Unidad 2:

Revisión Leyes de los Gases – Ecuación General de Estado – Ecuación de Gases Ideales

Introducción Teórica

En esta unidad vamos a ampliar los conocimientos que estuviste trabajando el año anterior respecto del estado gaseoso.

El movimiento de las moléculas en el estado gaseoso es aleatorio, y las fuerzas de atracción entre ellas es tan pequeña que cada una se mueve en forma libre e independiente una de otra.

El comportamiento de los gases se estudia considerando las variaciones que sufren los parámetros de presión, temperatura y volumen; si bien estos parámetros pueden modificarse simultáneamente, es usual estudiar dos parámetros dejando constante el tercero.

Recodemos algunos conceptos:

Gas: Sustancia que se encuentra en estado gaseoso, a temperatura ambiente y presión normal.

Vapor: Sustancia que se encuentra en estado líquido o sólido a temperatura y presión normal y se transforma en estado gaseoso por modificación de dichas variables de estado.

Volumen: Es una magnitud que indica el espacio que ocupa una sustancia. El volumen de un gas es igual al volumen del recipiente que lo contiene. Se mide en unidades de volumen, tales como decímetro cúbico (dm^3), centímetro cúbico (cm^3), litro (L), mililitro (mL); siendo las dos primeras del sistema internacional (SI).

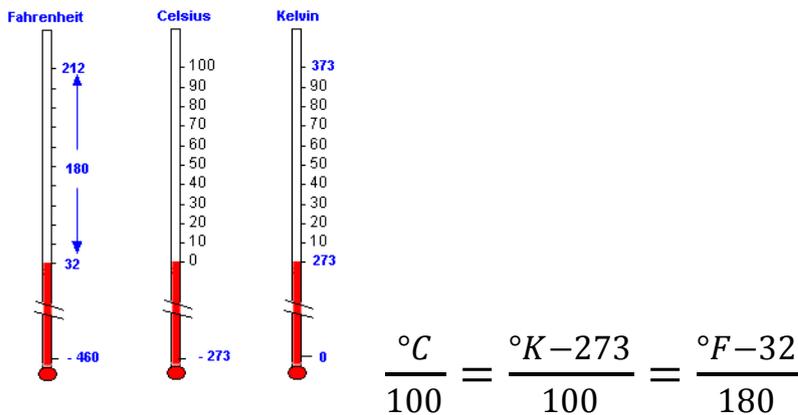
Equivalencias: $1\text{dm}^3 = 1000\text{ cm}^3$ $1\text{dm}^3 = 1\text{L}$ $1\text{cm}^3 = 1\text{mL}$

Presión: Es una magnitud que indica la fuerza que ejerce el gas en una unidad de área. Es una medida de las colisiones que ejercen de las moléculas de gas sobre la superficie interna del recipiente. La presión puede medirse en diferentes unidades de medida, dependiendo del sistema de unidades que se considere. Las unidades de presión que utilizaremos son: pascal (Pa) y hectopascal (hPa), ambas del SI, y atmósfera (atm) y torricelli (Torr) que antiguamente era llamada “milímetro de mercurio” (mmHg).

Equivalencias $101325\text{ Pa} = 1013,25\text{ hPa} = 1\text{atm} = 760\text{ Torr} = 760\text{ mmHg}$

Temperatura: Es una magnitud que está relacionada con la energía cinética de las moléculas, que es la energía asociada a los movimientos de las partículas del sistema (recordar el 3er. postulado de la Teoría Cinético Copuscular) . A medida de aumente la energía cinética de un sistema, su temperatura será mayor. Las temperaturas se miden con termómetros y existen diferentes escalas termométricas.

A continuación se presentan las temperaturas en escala de grados Celsius, grados Fahrenheit y en grados Kelvin con la respectiva conversión de unidades.

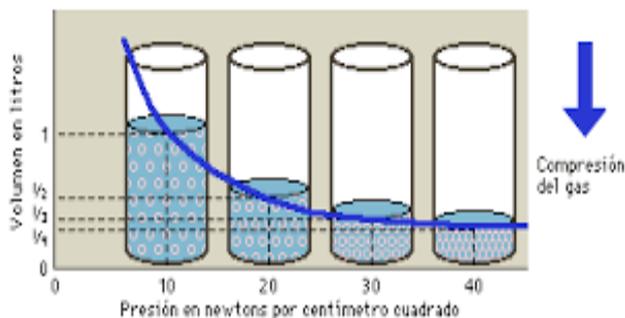


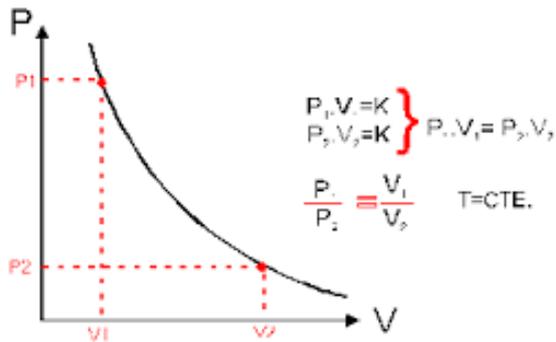
El comportamiento de los gases fue estudiado por los científicos desde el siglo XVII, y sus conclusiones se conocen como las **Leyes de los Gases**.

LEY DE BOYLE:

Los gases tienen una propiedad característica que es su gran compresibilidad. En el año 1662, Robert Boyle estudia este comportamiento de los gases cuando la temperatura se mantiene constante, es decir siendo un proceso isotérmico. En esas condiciones el científico concluye que **el volumen de una cantidad determinada de gas disminuye al aumentar la presión**. Si se representan la variación de volumen en función de la presión, se obtiene una hipérbola equilátera denominada isoterma, ya que dichas variaciones ocurren cuando la temperatura se mantiene constante. La representación gráfica indica que para una cantidad determinada de gas a temperatura constante, el volumen del gas es inversamente proporcional a la presión. Es decir, si la presión se eleva, el volumen de gas se reduce.

Este comportamiento de los gases puede expresarse matemáticamente por la siguiente proporción:





El comportamiento de los gases a temperatura constante también fue estudiado por el físico francés Edme Mariotte, razón por la cual se la conoce como ley de Boyle-Marriotte

Ejemplifiquemos con una situación problemática

Cuando se presiona el pistón de un inflador de bicicletas, el volumen interior del inflador disminuye de 100 cm^3 a 20 cm^3 antes que el aire fluya dentro del neumático. Suponiendo que la variación es isotérmica, calcular la presión final del aire en el inflador si la presión inicial era de $1,5 \text{ atm}$. Consideramos el estado inicial como estado 1 y el estado final como estado 2.

Considerando la ley de Boyle podemos escribir la ecuación mencionada anteriormente como:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \text{ se deduce que } \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = P_2$$

Reemplazando los valores resulta que $P_2 = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 100 \text{ cm}^3}{20 \text{ cm}^3} = 7.5 \text{ atm}$

LEY DE CHARLES – GAY-LUSSAC

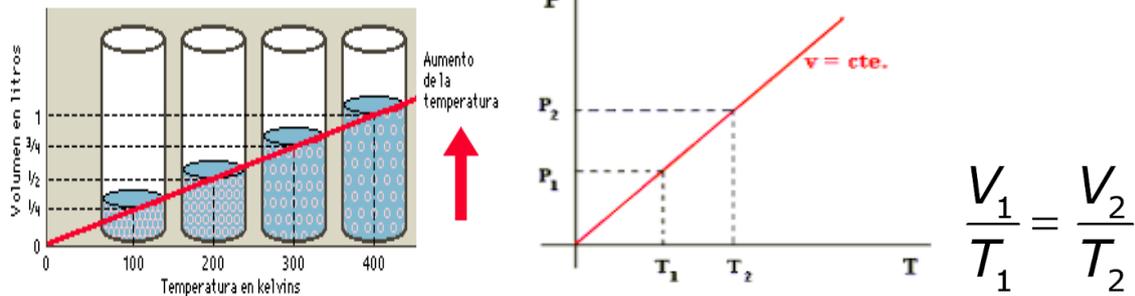
¿Qué sucede con el comportamiento del gas si se modifica la temperatura?

Los científicos franceses Jacques Charles y Joseph Gay-Lussac estudiaron el efecto de la temperatura sobre el volumen de gas (manteniendo la presión constante) y sobre la presión ejercida por el gas (manteniendo el volumen constante).

A Presión Constante (proceso isobárico):

El volumen de una muestra de gas se expande cuando se calienta el gas y se contrae al enfriarse. La representación en ejes de coordenadas de dichas variaciones es una función lineal denominada isobara ya que ocurre cuando la presión del gas es constante. El científico Charles-Gay Lussac postula que el volumen de una cantidad fija de gas mantenido a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

La variación en el comportamiento del gas puede expresarse según la proporción matemática indicada:



La ley de Charles- Gay Lussac indica que el volumen de una cantidad fija de gas mantenido a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas

Recordar que debes utilizar la temperatura en Escala Kelvin para realizar los problemas de gases, puesto que es la única escala de temperatura de carácter **no arbitrario**.

Ejemplificando:

Un globo lleno de aire tiene un volumen de 500 cm³ cuando la temperatura es de 15 °C. Si la temperatura inicial se triplica, ¿cuál será el nuevo volumen que alcanzará el globo?

Es conveniente organizar los valores de volumen y temperatura que te indica el problema. Recordar expresar las temperaturas en escala absoluta

$$T_1 = 15 \text{ °C} + 273 = 288 \text{ K}$$

$$T_2 = (3 \cdot 15 \text{ °C}) + 273 = 45 \text{ °C} + 273 = 318 \text{ K}$$

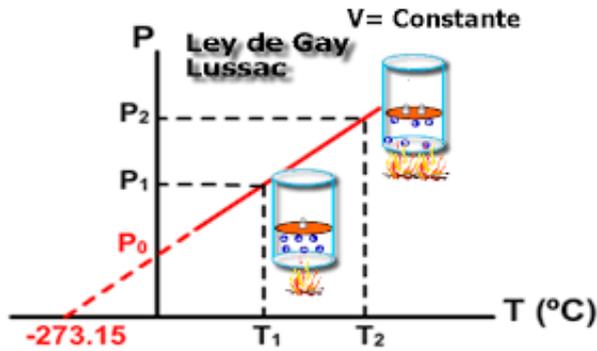
$$V_1 = 500 \text{ cm}^3$$

Teniendo en cuenta la ecuación de Charles es posible calcular el valor de la nueva presión sabiendo que:

$$\frac{V_1}{T_1} \cdot T_2 = V_2 \frac{500 \text{ cm}^3 \cdot 318 \text{ K}}{288 \text{ K}} = V_2 \quad V_2 = 552 \text{ cm}^3$$

A Volumen Constante (proceso isocórico):

La presión de una muestra de gas aumenta cuando se calienta el gas y disminuye al enfriarse. La representación en ejes de coordenadas de dichas variaciones es una función lineal denominada isocora ya que ocurre cuando el volumen del gas es constante. La variación en el comportamiento del gas puede expresarse según la proporción matemática indicada.



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

La ley de Charles- Gay Lussac indica que la presión de una cantidad fija de gas mantenido a volumen constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas

Ejemplificando:

Un tanque de oxígeno almacenado fuera de un edificio tiene una presión de 2,5 atm a las 6 de la mañana cuando la temperatura es de 10 °C. ¿Cuál será la presión del tanque a las 6 de la tarde cuando la temperatura sea de 30 °C?

Como en el problema anterior es conveniente organizar los valores de presión y temperatura que te indica el problema. Recordar expresar las temperaturas en escala absoluta.

$$T_1 = 10 \text{ °C} + 273 = 283 \text{ K}$$

$$T_2 = 30 \text{ °C} + 273 = 303 \text{ K}$$

$$P_1 = 2,5 \text{ atm}$$

Teniendo en cuenta la ecuación de Charles – Gay Lussac es posible calcular el valor de la nueva presión sabiendo que:

$$\frac{P_1}{T_1} \cdot T_2 = \frac{2,5 \text{ atm} \cdot 303 \text{ K}}{283 \text{ K}} = P_2 \quad P_2 = 2.7 \text{ atm}$$

Relación entre el volumen del gas y la cantidad: ley de Avogadro

El científico Italiano Amedeo Avogadro complementa las conclusiones realizadas por Boyle indicando que cuando la presión y la temperatura de un gas se mantienen constantes, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo

número de moléculas átomos (si el gas es monoatómico). De acuerdo a esto el volumen de cualquier gas es proporcional a la cantidad moles de moléculas presente (n)

$$V = k \cdot n \quad \text{donde } k \text{ es una constante de proporcionalidad}$$

ECUACION GENERAL DE ESTADO

Las leyes de Boyle-Mariotte y Charles-Gay Lussac dan cuenta del comportamiento de una sustancia en estado gaseoso cuando una de las variables se mantiene constante, porque de esta manera se facilita el estudio de las propiedades de los gases y la influencia de una variable. En la vida cotidiana generalmente se modifican simultáneamente dos de las variables produciendo la modificación de la tercera variable en cuestión.

Si la cantidad de gas (el número de corpúsculos) se mantiene constante es posible relacionar la presión, el volumen y la temperatura del estado inicial de un gas ideal con las mismas variables en el estado final.

Te invito a realizar junto con tu profesor la deducción de la Ecuación de Estado a partir de las leyes trabajadas.

$$\left. \begin{array}{l} \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2 \cdot n_2} \\ n = \text{Constante} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Ejemplificando:

Un globo que contiene 0.55 L de helio se encuentra a temperatura de 25 °C cuando la presión atmosférica es normal (1023 hPa o 1 atm). ¿Cuál será la presión ejercida por el gas si el globo se eleva en la atmósfera y la temperatura inicial desciende a la mitad mientras el volumen del gas disminuye a 0.40 litros?

Ordenando los datos

$$T_1 = 25 \text{ °C} + 273 = 298\text{K}$$

$$T_2 = 12,5 \text{ °C} + 273 = 285.5\text{K}$$

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$V_1 = 0.55 \text{ l}$$

$$V_2 = 0.40 \text{ l}$$

$$P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 V_2} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0.55 \text{ l} \cdot 285.5 \text{ K}}{298 \text{ K} \cdot 0.40 \text{ l}} P_2 = 1.5 \text{ atm}$$

ECUACION DEL GAS IDEAL

Un gas ideal es un gas hipotético cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura pueden describirse completamente con la ecuación deducida a partir de las leyes de Boyle-Mariotte, de Charles-Gay Lussac a presión constante y la ley de Avogadro.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

- P = Presión
- V = Volumen
- n = Moles de gas
- R = Constante universal de los gases ideales= 0,082 L. atm/ K. mol
- T = Temperatura absoluta

Relaciones de masa, masa molar y densidad de un gas

La densidad es una magnitud que indica la masa que tiene un determinado volumen de sustancia; se calcula como el cociente entre ambas magnitudes ($\delta=m/V$).

Las densidades de los gases son muy bajas, generalmente se expresan en unidades de (g/L). Teniendo en cuenta que la cantidad de moles de un gas puede calcularse como el cociente entre la masa de sustancia y su masa molar, es posible vincular las tres magnitudes en las ecuaciones dadas donde M = masa molar, m = masa y δ = densidad del gas

$$P \cdot V = n R T$$

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

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

$$P \cdot M = \delta R T$$

A partir de las ecuaciones dadas, pensar:

- ¿Qué sucede con la densidad de un gas cuando se comprime su volumen manteniendo constantes otras variables?
- ¿Por qué un globo aerostático puede elevarse por efecto del calor?

EJERCITACIÓN

- 1) ¿Cuáles son las características del estado gaseoso? ¿Cuáles son los elementos químicos que se encuentran en estado gaseoso en condiciones atmosféricas normales?
- 2) Investigar qué características tiene el gas ideal.
- 3) La presión externa del aire de un avión que vuela a gran altura es inferior a la presión atmosférica estándar, razón por la cual la cabina debe presurizarse para proteger a los pasajeros. Si la presión que indica el barómetro es de 688 mmHg, indicar el valor de la misma en atmosferas, en torr, pascales y en milibares de presión
- 4) En un recipiente hay 50 dm³ de gas a 5 atm de presión ¿Cuál será su volumen si la presión se incrementa a 7 atm y la temperatura no varía? Justificar el resultado con la ley correspondiente
- 5) Un recipiente contiene gas helio a -10 °C y 2 atm de presión ¿Cuál será la presión que soporta si se eleva la temperatura a 38°C y el volumen no se modifica?
- 6) El argón es un gas inerte que se emplea en los focos para retrasar la vaporización del filamento de tungsteno. Un foco que contiene argón a 1,20 atm, y se encuentra a 18 °C aumenta su presión a 1,48 atm. Suponiendo el volumen de gas constante cual será la temperatura absoluta y en grados Celsius que alcanzará el gas? Justificar con la ley correspondiente
- 7) El gas dióxido de carbono ocupa un volumen de 10,5 litros a 20°C ¿Cuál será el volumen que ocupará el gas si la temperaturacelsius se incrementa en 25 % de la temperatura inicial y la presión se mantiene constante? ¿Cómo puedes explicar el resultado?
- 8) Un gas ejerce una presión de 10,5 atm a una temperatura de 35 °C. Si la temperaturacelsius inicial se triplica y se mantiene constante el volumen, ¿Cuál será la presión que ejercerá el gas?
- 9) A 0°C y 2 atm de presión un gas ocupa un volumen de 40 litros ¿Cuál será la presión que ejercerá el gas si se lo lleva a un volumen el triple del anterior y se lo calienta simultáneamente a 35°C
- 10) Una pequeña burbuja de gas se eleva desde el fondo del lago donde la temperatura y la presión son de 8 °C y 6,4 atm hasta la superficie del agua a 25 °C y presión de 1.0 atm. Calcular cual es el volumen final de la burbuja en ml si el volumen inicial era de 2,1cm³.
- 11) Cierta cantidad de gas está contenida en un recipiente de vidrio a a 25 °C y 0.8 atm de presión. Suponiendo que el recipiente soporta una presión máxima de 2 atm ¿Cuál es la temperatura máxima que puede alcanzar el gas sin que estalle?

- 12) Si el volumen inicial se triplica, cuál será la presión final en una variación isotérmica?
- 13) Determine el volumen ocupado por 0,15mol de una sustancia gaseosa a 40°C y 1715hPa.
- 14) ¿Qué volumen ocuparán 8,0g de gas metano (CH₄) a 840Torr de presión y a 15°C?
- 15) Se colocan 12,0g de gas propano (C₃H₈) dentro de un globo de material elástico. Se miden la presión y la temperatura siendo, respectivamente, 3545,5hPa y 17°C. ¿Cuál será el volumen del globo?
- 16) Determine el volumen molar de un gas ideal a 20°C y 700Torr. ¿Y cuál sería el volumen molar a 19°C y 0,92atm?
- 17) Determine el volumen ocupado por 0,12mol de moléculas de sustancia gaseosa a 50°C y 1,615atm de presión.
- 18) Calcular la masa molecular de un gas sabiendo que 500mg de gas ocupan 341cm³ cuando se encuentran a 0,832atm y a 27°C.
- 19) Calcular la densidad del gas monóxido de carbono en C.N.T.P
- 20) Calcular la densidad del gas butano (C₄H₁₀) sabiendo que, a 48°C, la presión del gas es de 0,55atm.
- 21) Calcular la masa de gas oxígeno (O₂) que, a 15°C y 810,2hPa, ocupa 138,4cm³.
- 22) Calcular la masa molar de una sustancia gaseosa si se sabe que 0,8g de ella ocupan 0,36dm³ cuando se encuentra a 20°C y a 0,97atm.

Respuestas

Algunas respuestas no están porque suponen una explicación a partir de lo estudiado. Tener en cuenta que los cifras decimales pueden variar dependiendo de las aproximaciones que hayan hecho en cada cálculo.

Ejercicios:

- 3) P= 0.91 atm =688Torr=91699Pa 4) 35,71 dm³ 5) 2,37 atm 6) 358.9 K=85,9°C
- 7) 10.68 L 8) 12,9 atm 9) 0,75atm 10) 14,25cm³ 11) 745K = 472°C
- 12) 1/3 de P inicial 13) 2.3 dm³ 14) 10,7dm³ 15) 1,85dm³
- 16) 26,1dm³ y 26,0dm³ 17) 1,97dm³ 18) 43,35g/mol 19) 1,25g/dm³
- 20) 1,21g/dm³ 21) 0,15g 22) 55g/mol

Bibliografía consultada:

- Raymond Chang-Kenneth Goldsby (2013) "Química" Mc. Graw Hill
- Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General e Inorgánica". Versión ampliada. Eudeba.

UNIDAD 2

Magnitudes atómico-moleculares

Introducción Teórica

La masa de un átomo depende del átomo en cuestión, es decir del número de protones y neutrones que contenga su núcleo. Dicha magnitud es muy pequeña, y por lo tanto no existe la posibilidad de pesar átomos aislados en una balanza.

En 1961 la IUPAC propuso una unidad de masa atómica tomando como unidad de referencia la doceava parte de la masa del nucleído más abundante del carbono: ^{12}C . Esta unidad se denomina **unidad de masa atómica** y se simboliza **uma** o **u**.

$$1\text{uma (u)} = 1/12 \text{ masa } ^{12}\text{C}$$

Comparando las masas de los átomos de cada uno de los demás elementos con la unidad de masa atómica se obtiene una escala de masas atómicas expresadas en u.

La **uma**, por ser una unidad de masa, tiene su equivalencia en gramos:

$$1\text{u} = 1,66 \times 10^{-24} \text{g}$$

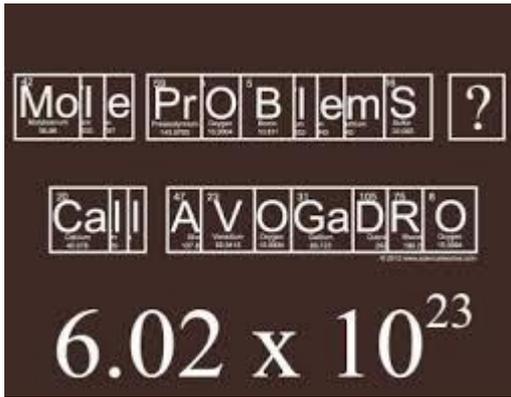
Por lo tanto la masa de un átomo de C es 12 u y $1,99 \times 10^{-23} \text{g}$

La **masa atómica (m)** que figura en la tabla periódica corresponde al promedio de las masas de los isótopos naturales de cada elemento expresada en unidades de masa atómica.

La **masa molecular (m)** de una sustancia se obtiene sumando las masas de sus átomos en u tantas veces como aparezcan en la fórmula.

Pensando la Química desde el punto de vista macroscópico, resulta poco útil trabajar con átomos y moléculas independientes, por lo tanto se define una nueva magnitud llamada **cantidad de sustancia** que mide el número de partículas presentes en una determinada porción de sustancia.

La unidad de cantidad de sustancia se llama **mol** y se define como cantidad de sustancia que contiene el mismo número de entidades elementales que el número de átomos que hay en 12 g de ^{12}C , donde las entidades elementales pueden ser átomos, moléculas o iones.



Un **mol** contiene $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementales, este número inmenso es una constante universal y recibe el nombre de constante o Número de Avogadro.



La **masa molar** (M) es la masa expresada en gramos de un mol de partículas y se obtiene expresando en g el valor numérico de su masa atómica o molecular.

$$m_{\text{O}} = 16 \text{ u} \quad M_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ u} \quad M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

El **volumen molar** (V_m) de una sustancia es el volumen que ocupa 1 mol de partículas, en determinadas condiciones de presión y temperatura.

Si la sustancia es un gas ideal en condiciones normales de presión temperatura (CNPT) su volumen molar es de 22,4 l

BIBLIOGRAFÍA:

- 1) Chang (1998). "Química". 6ta Edición .Ed. Mc. Graw Hill.
- 2) Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General". Versión ampliada. Ed. Eudeba
- 3) Di Risio; Roverano; Vazquez (2011) , 4ta Edición, , " Química Básica" Ed. Educando
- 4) CBC (Ciclo Básico Comun) (2014) Cátedra única de Química , " Química" , Ejes temáticos y ejercicios de Química
- 5) Google, imágenes públicas

UNIDAD 2

Magnitudes atómico-moleculares

GUÍA DE EJERCITACIÓN

1. Calcular la masa y el nro de átomos presentes en 1,5 moles de átomos de cada uno de las sustancias siguientes:
 - a. Rubidio.
 - b. Argón
 - c. Bismuto.
 - d. Titanio
2. Calcular el nro y la cantidad de átomos que hay en 250 g de cada una de las sustancias siguientes:
 - a. Hierro
 - b. Magnesio
 - c. Plomo
 - d. Neón
3. Calcular para c/u de las sustancias siguientes. 1. Masa molar. 2. Masa de una molécula en umas. 3) Masa de una molécula en gramos.
A: Tetracloruro de carbono.
B: Sulfato de sodio

C: Hidróxido de aluminio.

D: Agua.

4. Para una masa de 120 g de amoníaco calcular:
 - a. Cantidad de moléculas.
 - b. Numero de moléculas
 - c. Cantidad de átomos de nitrógeno.
 - d. Número de átomos de nitrógeno.
 - e. Masa de nitrógeno.

5. Indicar si las siguientes afirmaciones son V o F
 - a. 5 moléculas de H_2 tienen una masa de 10 g.
 - b. En 3 moles de H_2SO_4 , hay 6 moles de átomos de H, 32 g de S y 12 moles de O.
 - c. El volumen molar de todas las sustancias es una constante universal.
 - d. La masa de un átomo de calcio es igual a 40 g.
 - e. En 0,5 mol de moléculas de hidrogeno (H_2) hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos

6. En 32 g de una sustancia gaseosa XO_3 hay 1.2 moles de O
 - a. Calcular la masa molecular en umas.
 - b. Calcular la masa molar de la sustancia.
 - c. Identificar X con su símbolo químico.

7. ¿En cuál de los siguientes sistemas hay mayor número de moléculas?
 - a) 22,4 l de dióxido de carbono (CO_2)
 - b) 22,4 g de agua (H_2O)
 - c) Un mol de moléculas de oxígeno (O_2)

d) 0,8 moles de amoníaco (NH_3)

8. La masa molecular de la sustancia simple azufre es 256 u.

- ¿Por cuántos átomos de azufre está formada la molécula de dicha sustancia, si la masa atómica del azufre es 32 u?
- ¿Cuál es su fórmula química?
- ¿Cuál es el número de moléculas que hay en 2,7 moles de moléculas de azufre?

9. ¿Cuál es el número de moléculas que hay en 1,9 moles de moléculas de cloro? La fórmula química del cloro es Cl_2 .

10. La fórmula química de la sustancia trióxido de azufre es: SO_3
Sabido que 4×10^{22} moléculas de la misma pesan 5,33 g, determinar:

- La masa molecular de la sustancia
- La más moléculas de un mol de moléculas de gas
- La masa de una molécula del oxígeno (en gramos)
- El número de átomos de oxígeno en los 5,33 g de sustancia.
- El volumen ocupado por las 4×10^{22} moléculas de trióxido de azufre, medidos en condiciones normales de presión y temperatura.
- El volumen ocupado por $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de gas en C.N.P.T

11. La masa de un átomo de un elemento dado es $2,66 \times 10^{-23}$ g. Calcular la masa de un mol de átomos de dicho elemento.

12. Dadas las siguientes proposiciones señalar si las mismas son verdaderas o falsas y por qué.

- 23 g de sodio (Na) tiene mayor número de átomos que 16 g de oxígeno (O_2)
- 21,4 ml de gas hidrógeno (H_2) en C.N.P.T. tienen un mayor número de moléculas que 0,90 moles de moléculas de oxígeno (O_2)
- La masa de $3,9 \times 10^{22}$ moléculas de nitrógeno (N_2) es mayor que la de 11,5 ml de gas amoníaco (NH_3) ambos medidos en C.N.P.T

13. Determinar:

- La masa de 27 litros de gas metano (CH_4) medido en C.N.P.T.
- El número de moléculas de gas propano (C_3H_8) cuyo volumen, medido en C.N.P.T, es igual a 300 litros

14. En sendos recipientes de igual capacidad que se encuentran en condiciones normales de presión y temperatura se coloca 44 g de gas propano (C_3H_8) y 1 mol de moléculas de gas dióxido de carbono (CO_2). Determinar cuál de las siguientes premisas es correcta. Justifique su respuesta

- En el recipiente que contiene al propano hay un mayor número de moléculas.
- En ambos recipientes en número de moléculas es el mismo.

Respuestas:

Ejercicio 1:

$$128,3 \text{ g.} / 9,03 \times 10^{23}$$

$$60 \text{ g.} / 9,03 \times 10^{23}$$

$$313,5 \text{ g.} / 9,03 \times 10^{23}$$

$$72 \text{ g.} / 9,03 \times 10^{23}$$

Ejercicio 2:

$$2,68 \times 10^{24} / 4,46$$

$$6,27 \times 10^{24} / 10,42$$

$$7,28 \times 10^{23} / 1,21$$

$$7,53 \times 10^{24} / 12,5$$

Ejercicio 3:

$$154 \text{ g} / 154 \text{ u} / 2,56 \times 10^{-22} \text{ g}$$

$$142 \text{ g} / 142 \text{ u} / 2,36 \times 10^{-22} \text{ g}$$

$$78 \text{ g} / 78 \text{ u} / 1,30 \times 10^{-22} \text{ g}$$

$$18 \text{ g} / 18 \text{ u} / 2,99 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Ejercicio 4:

$$7,07$$

$$4,25 \times 10^{24}$$

$$7,07$$

$$4,25 \times 10^{24}$$

$$98,8 \text{ g}$$

Ejercicio 5:

F

F

F

F

V

Ejercicio 6:

80u

80g

S

Ejercicio 7:

b

Ejercicio 8:

8

S₈

1,63x10²⁴

Ejercicio 9:

1,14x10²⁴

Ejercicio 10:

80g/mol

80u

1,49 l

1,2x10²³

1,49 l

22,4

Ejercicio 11:

16

O

Ejercicio 12:

F

F

V

Ejercicio 13:

19,29g

$8,06 \times 10^{24}$

BIBLIOGRAFÍA:

- 6) Chang (1998). "Química". 6ta Edición .Ed. Mc. Graw Hill.
- 7) Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General". Versión ampliada. Ed. Eudeba
- 8) Di Risio; Roverano; Vazquez (2011) , 4ta Edición, , " Química Básica" Ed. Educando
- 9) CBC (Ciclo Básico Comun) (2014) Cátedra única de Química , " Química" , Ejes temáticos y ejercicios de Química
- 10) Google, imágenes públicas

Unidad 3:

Soluciones

Introducción Teórica

Se denomina **solución** o **disolución** a una mezcla homogénea constituida por dos o más sustancias. Es decir que una solución es un sistema material homogéneo (una sola fase) y de dos o más componentes.

A diferencia de las sustancias puras, una solución puede separarse en sus componentes utilizando métodos fraccionamiento tales como la destilación, la cromatografía y la cristalización.

Desde el punto de vista del estado de agregación del sistema, una solución puede ser:

- **SÓLIDA:** como una aleación de metales y/o no metales. Por ejemplo, el acero, el bronce, el oro blanco.
- **LÍQUIDA:** disolución de un gas, un líquido y/o un sólido en un líquido. Por ejemplo, el agua de mar, el agua de canilla, el alcohol medicinal.
- **GASEOSA:** mezcla de gases. Por ejemplo, el aire atmosférico, el aire exhalado de los pulmones.

En la vida cotidiana utilizamos y preparamos muchas soluciones. Por ejemplo, al disolver un polvo para hacer jugos en agua potable. Si lo disolvemos en poca agua será intomable, porque la solución estará muy **concentrada**. En cambio, si disolvemos en demasiada cantidad de agua tendrá poco sabor ya que será una solución muy **diluida**. Luego volveremos sobre estos conceptos.

En Química, las soluciones son muy importantes. Su interés proviene de diversas causas:

- **PRACTICIDAD.** Muchas sustancias se almacenan con mayor facilidad estando disueltas en un líquido (generalmente agua). Por ejemplo, los ácidos y las bases.
- **CONSERVACIÓN.** Algunas sustancias se conservan mejor, permanecen más tiempo inalteradas, cuando se hayan disueltas en un líquido. Por ejemplo, aquellas que absorben la humedad ambiente como el cloruro de magnesio.
- **VELOCIDAD DE REACCIÓN.** Las reacciones químicas llevadas a cabo en solución disponen de mayor número de corpúsculos disponibles para reaccionar.

También es posible clasificar a las soluciones según el número de componentes. Así tenemos soluciones binarias, ternarias, cuaternarias, etc. Sin lugar a dudas, las soluciones más útiles en un laboratorio de Química son las soluciones binarias y líquidas. Tal es así que se le asigna un nombre a cada componente de una solución de este tipo:

- **SOLUTO:** es la sustancia que se disuelve en un líquido y es, en general, la que se encuentra en menor proporción en la mezcla.
- **SOLVENTE:** es la sustancia que disuelve al soluto y es, en general, la que se encuentra en mayor proporción en la mezcla.

Cualquier líquido puede actuar como solvente, pero el más utilizado es el agua; llamándose a éstas soluciones acuosas. También pueden prepararse soluciones alcohólicas (como los licores o el vino), clorofórmicas (cloroformo como solvente), bencénicas (benceno como solvente) y otras más.

Por razones prácticas utilizaremos abreviaturas para algunas palabras: solución (**sn**), solvente (**sv**) y soluto (**st**).

Un dato importante para no olvidar es que las masas de st y sv son aditivas, dando por resultado la masa de la sc:

$$m_{sn} = m_{sv} + m_{st}$$

Y recordar que, según la definición de **densidad**, tenemos que la densidad de una solución es el cociente entre la masa de la solución y el volumen de la solución:

$$\delta = m_{sn} : V_{sn}$$

Concentración de las soluciones

Se denomina **concentración** de una solución a la relación entre la cantidad de soluto disuelta y la cantidad total de la solución. Es posible, también, plantear la concentración en relación a la cantidad de solvente empleado, aunque es menos frecuente hacerlo.

Por ejemplo:

SOLUCIÓN A: 10g de sal disueltos en agua hasta tener 100g de solución.

SOLUCIÓN B: 20g de sal disueltos en agua hasta tener 100g de solución.

SOLUCIÓN C: 20g de sal disueltos en agua hasta tener 200g de solución.

Al comparar las tres soluciones A, B y C podemos concluir:

1. Las soluciones A y B tienen la misma cantidad de solución, pero la solución B es más concentrada (más salada).
2. Las soluciones B y C tienen la misma cantidad de soluto, pero la solución B es más concentrada (más salada).

3. Las soluciones A y C tienen la misma concentración, es decir son igualmente saladas.

Cualquier porción de una solución tendrá la misma concentración. Por ejemplo, al preparar un sobre de jugo todos los vasos servidos tendrán el mismo sabor.

La concentración de una solución puede expresarse de diversas maneras. En los laboratorios se emplean varios métodos diferentes para señalar la concentración de una solución. Y una vez calculada la concentración es indispensable anotarla en una etiqueta y pegarla en la botella donde se almacenó la solución. Una botella conteniendo una solución sin etiqueta no sirve porque no se sabe qué contiene, volviéndose peligroso su almacenamiento.

Los métodos más utilizados y, por lo tanto, los que estudiaremos en este curso son:

- **Porcentaje masa/masa (% m/m)**

Si una etiqueta dice ***X %m/m*** significa que “hay X gramos de soluto disueltos por cada 100g de solución”. (gst/100g sn)

- **Porcentaje masa/volumen (% m/v)**

Si una etiqueta dice ***X %m/v*** significa que “hay X gramos de soluto disueltos por cada 100cm³ de solución”. (gst / 100cm³sn)

- **Porcentaje volumen/volumen (% v/v)**

Si una etiqueta dice ***X %v/v*** significa que “hay X cm³ de soluto disueltos por cada 100cm³ de solución”. (cm³st / 100cm³sn)

- **Molaridad (M)**

Si una etiqueta dice ***X M*** significa que “hay X moles de soluto disueltos por cada 1000cm³ de solución”. (molesst / 1000cm³sn)

- **Molalidad (m)**

Si una etiqueta dice ***X m*** significa que “hay X moles de soluto disueltos por cada 1000 gramos de solvente”. (molesst / 1000g sn)

Como se observa en las definiciones, en cuatro de ellas la relación es entre soluto (medido en distintas magnitudes) y el total de la solución. En solo una de ellas, la molalidad, la relación es con el solvente.

Solubilidad

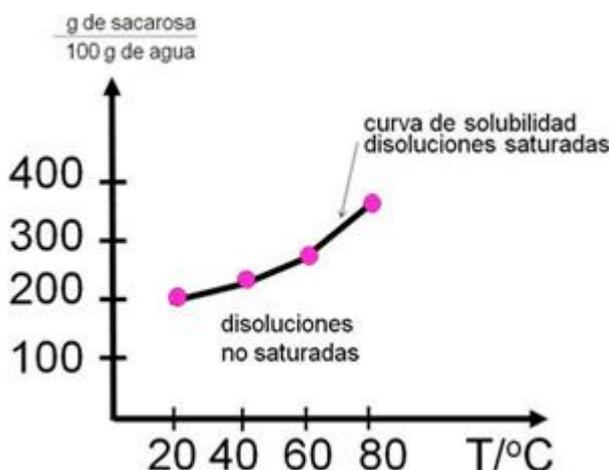
La capacidad de un solvente de disolver un soluto, en determinadas condiciones de presión y temperatura, es limitada. Cuando disolvemos un soluto en un solvente, en ciertas condiciones, llega un momento a partir del cual el soluto ya no

se disuelve más. Es decir, se alcanza el punto de saturación. Se dice que dicha solución está saturada, para esa temperatura y presión.

Se define como **solubilidad** la concentración de un soluto en la solución saturada, a determinada temperatura y presión. Suele expresarse a la solubilidad como los gramos de soluto disueltos por cada 100 gramos de solvente (X g st / 100 g de solvente)

La solubilidad de un soluto depende de la naturaleza del soluto, del solvente y de la temperatura, ya que la presión solo influye en el caso de solutos gaseosos. La solubilidad es un dato muy variable en la naturaleza. Se conocen solutos que tienen poca solubilidad, aun cuando la temperatura sea elevada y, en cambio, hay otros solutos cuya solubilidad es muy alta, siendo casi independiente de la temperatura. Por lo general, la solubilidad aumenta con el incremento de la temperatura; aunque existen casos a la inversa.

Un gráfico cartesiano en el que se representa la solubilidad de un soluto en función de la temperatura, se denomina **curva de solubilidad** del soluto.



Aumento y disminución de la concentración

Para disminuir la concentración de una solución se debe agregar solvente. A este mecanismo se lo llama **dilución**. Al diluir una solución debemos recordar que la cantidad de soluto no cambia, solo se modifica la cantidad de solvente. El valor de la concentración de la solución diluida será menor al valor de la concentración de la solución original.

Para aumentar la concentración de una solución se debe eliminar solvente. Para lo cual se calienta la solución para evaporar una porción de solvente. A este mecanismo se lo llama **concentración**. Al concentrar una solución debemos recordar, también, que la cantidad de soluto no cambia, solo se modifica la cantidad de solvente. El valor de la concentración de la solución concentrada será mayor al valor de la concentración de la solución original.

Unidad 3:

Soluciones

Guía de Ejercicios

1. Se disuelven 24g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 60g de agua, obteniéndose 65cm^3 de solución. Calcular la concentración de la solución, expresándola en:
a) % m/m b) % m/v c) Molaridad d) molalidad
2. Una solución de sulfato (VI) de cinc ($ZnSO_4$) tiene una concentración de 25% m/m y una densidad de $1,15\text{g/cm}^3$. Determinar la concentración expresada en:
a) % m/v b) Molaridad
3. Se tienen tres botellas con soluciones de AgF. Las etiquetas dicen:
SNA : 1,3 M SN B : 6,35% m/v SN C : 33,2% m/m ($\bar{\rho}=1,3\text{g/cm}^3$)
¿Cómo se ordenan, de mayor a menor, las concentraciones de las soluciones?
4. Se preparan 340cm^3 de solución acuosa disolviendo 45g de $Ca(OH)_2$ en agua. ¿Cuánto vale la concentración de la solución expresada en % m/v?
5. Se desean preparar 120cm^3 de solución acuosa de $CuCl_2$ al 30% m/v. ¿Cuántos gramos de soluto se necesitan?
6. ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico (HCl) hay disueltos en 200cm^3 de solución 20% m/v? ¿Cuál es la concentración de esta solución expresada en molaridad?
7. Se disuelven 20g de NaCl en 145g de agua, obteniéndose 150cm^3 de solución. Calcular la concentración de esta solución expresándola en % m/v, en molaridad y en molalidad.
8. Se extraen 80cm^3 de solución de una botella cuya etiqueta dice 1,2M siendo el soluto de la misma K(OH). ¿Cuántos gramos de soluto se extrajeron de la botella?
9. Para realizar un experimento se necesitan 18,5g de K(OH), utilizándose la misma botella del ejercicio anterior. ¿Qué volumen de solución habrá que extraer de la botella?
10. ¿Cuántos gramos de $FeSO_4$ hay que pesar para preparar 350cm^3 de solución acuosa 2,4M?
11. En un laboratorio se preparan 650cm^3 de solución disolviendo 52g de H_2SO_4 . La densidad de la solución resulta ser de $1,4\text{g/cm}^3$, Calcular la molaridad, el % m/m y el % m/v de la solución.

12. Para hacer una reacción química se necesitan 0,63 mol de NaHCO_3 . Si se utiliza una solución que es 9% m/v, ¿cuántos cm^3 de solución hay que utilizar en el experimento?
13. Una persona bebe dos vasos de 170cm^3 de vino tinto. La etiqueta de la botella dice que la graduación alcohólica (concentración) es de 13,5% v/v. ¿Qué volumen de alcohol ha bebido?
14. La etiqueta de una solución dice: HNO_3 0,6M - $\bar{d}=1,35\text{g/cm}^3$. Expresar la concentración de esta solución en % m/m y en % m/v.
15. En un vaso de precipitados se ponen 80cm^3 de solución 6% m/v del soluto FeCl_3 . Se agregan 100cm^3 de agua al vaso para diluir a la solución. ¿Cuál será la nueva concentración expresada en % m/v y en molaridad?
16. En un vaso de precipitados se ponen 150cm^3 de solución 6% m/v del soluto FeCl_2 . Se calienta el vaso para evaporar parte del solvente, concentrando la solución original. Si se alcanza un volumen final de 120cm^3 , ¿cuál será la nueva concentración expresada en % m/v y en molaridad?
17. Se tienen dos botellas de solución del soluto $\text{Na}(\text{HO})$ con poca cantidad de líquido. En una botella hay 45cm^3 de solución 0,4M y en la otra botella hay 70cm^3 de solución 12% m/v. Si se mezclan ambas soluciones, ¿cuál será la concentración de la nueva solución? Expresarla en molaridad y en % m/v?
18. Se conoce que la solubilidad del CuSO_4 , a 25°C , es de 22,5g. ¿Cuántos gramos de esta oxosal se disolverán en 420cm^3 de agua, a la misma temperatura?
19. Trabajando a 15°C , se pueden disolver, en 35g de agua, 6,8g de una sal hasta obtener la solución saturada. ¿Cómo se expresará la solubilidad de esta sal?
20. Sabiendo que la solubilidad de una sustancia es de 7,7g, a 25°C . Se prepara una solución saturada de dicha sustancia empleando un volumen de agua de 250cm^3 . Suponiendo que el volumen final de la solución es de 250cm^3 , ¿cuál será la concentración de esta solución saturada? Expresarla en % m/v, Molaridad y molalidad?

Respuestas:

- 1) a) 28,6% m/m b) 36,9% m/v c) 2,1M d) 2,2m
- 2) a) 28,75% m/v b) 0,18M
- 3) SN C > SN A > SN B
- 4) 13,2% m/v
- 5) 36g
- 6) 40g 5,5M
- 7) 13,3% m/v 2,27M 2,35m
- 8) 5,4g
- 9) $274,8 \text{ cm}^3$

- 10) 127,6g
- 11) 0,82M 5,7% m/m 8% m/v
- 12) 588,8 cm³
- 13) 45,9 cm³
- 14) 2,8% m/m 3,78% m/v
- 15) 2,7% m/v 1,64M
- 16) 7,5% 1,19M
- 17) 2M 7,93% m/v
- 18) 94,5g
- 19) 19,4g / 100g sv
- 20) 7,4% m/v 0,46M 0,47m

Bibliografía consultada:

- Di Risio, C., Roverano, M y Vázquez, I. (2006). "Química Básica. Educando.
- Rafael Martín (1997). "Las Reacciones Químicas". Química Cuaderno de Actividades 2. Problemas propuestos y resueltos. Mc. Graw Hill.
- Whitten Kennet, GaileyKennet, David Raymond (1992). "Química General". 3ra. Edición Mc. Graw Hill.
- Burns Ralph A. (1995) "Fundamentos de Química". Segunda Edición. Edición Prentice Hall Inc.
- Google imágenes públicas.
- Guías de ejercicios realizadas a través del tiempo por diferentes docentes de la escuela.

UNIDAD 4

Estequiometría

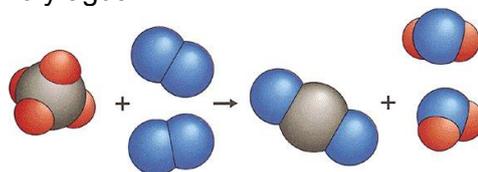
Introducción Teórica

- **Estequiométrica** es la parte de la química que se ocupa de calcular las masas y / o los volúmenes de los elementos y de los compuestos que intervienen en una reacción química



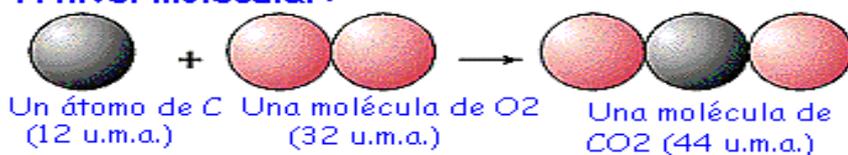
Es el estudio de las relaciones cuantitativas en las reacciones químicas. Los cálculos estequiométricos establecen relaciones entre moléculas, moles Masas, volúmenes (gases)

- Los cálculos estequiométricos se realizan sobre la base de ecuaciones químicas **Iguales o balanceadas** en las que los coeficientes estequiométricos nos indican (MOLES) de las sustancias que reaccionan y de los productos de reacción. (ver concepto de reacción química en las unidades anteriores)
- Los métodos para la igualación desarrollados en el presente curso serán tanteo, algebraico y redox.
- En la siguiente figura (ejemplo de aplicación) se puede apreciar como 1mol de metano se combina con 2 moles de Oxígeno para transformarse en 1 mol de dióxido de carbono y 2 moles de agua.
- Estos números representan los coeficientes estequiométricos en la reacción química de los reactivos (metano y oxígeno) como de los productos de reacción dióxido de carbono y agua

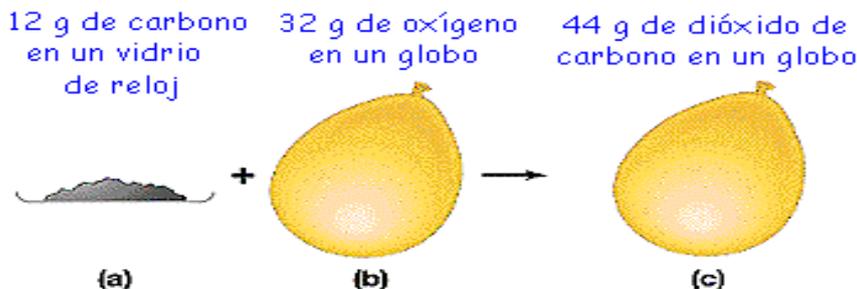


- La ecuación química del ejemplo anterior esta igualada, recordar el principio de conservación de la materia todo se transforma, nada se pierde.

A nivel molecular:



A nivel macroscópico:



- En general los cálculos estequiométricos involucran conceptos tales como reactivo limitante (RL), Pureza (p) y rendimiento de reacción (r).
- **Reactivo limitante (RL): definición:** el reactivo que se encuentra en menor proporción molar con respecto a la relación estequiométrica se denomina reactivo limitante mientras que el reactivo que no reacciona completamente se dice que está en exceso.
Dado que luego de consumirse el reactivo limitante la reacción termina todos los cálculos deben efectuarse sobre la base de este reactivo (RL). Por lo tanto es lo primero que debemos determinar antes de resolver un problema.
- **Pureza: (p)** Dato que proporciona la información necesaria para reconocer que parte del reactivo será lo que verdaderamente interviene en la reacción estudiada, ya que es lógico pensar que las impurezas no reaccionaran del mismo modo que el propio reactivo (calidad del producto sin impurezas o contaminantes de la materia prima) El porcentaje de pureza se aplica siempre a los reactivos nunca a los productos.
- **Rendimiento de reacción: (r)** La proporción entre la cantidad de producto obtenida y la cantidad teórica de producto esperado expresado en porcentaje se denomina rendimiento de la reacción. Dicho rendimiento puede disminuir en una reacción por diferentes causas

$$\text{rendimiento}(\%) = \frac{\text{cantidad real de producto}}{\text{cantidad ideal de producto}} \cdot 100$$

Unidad 4:**Estequiometría****GUÍA DE EJERCITACIÓN**

- 1) Se hacen reaccionar 234 gramos de Na_2O_2 con 1 mol de H_2O según la siguiente reacción :



Calcular: a) La masa en gramos de Hidróxido obtenida y el RL
b) La cantidad (moles) de oxígeno molecular producida

Rtas: a) 80gr, RL: agua
b) 0,5 moles

- 2) Dada la ecuación: $2 \text{KClO}_3 \text{ ----- } 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2 (\text{g})$

Calcular: a) Cuántos moles de KClO_3 son necesarios para producir 100dm^3 de O_2 en CNPT
b) Que masa de KCl acompaña a la formación de ese volumen de oxígeno

Rtas: a) 2,98 moles
b) 222 gramos

- 3) En la reducción del SnO_2 con coque según la ecuación:



¿Cuántas tn (toneladas) de coque que contiene 82 % de carbono y el resto Cenizas inertes serán necesarias para reaccionar con 10 toneladas de óxido de estaño puro? Rta: 1,95 Tn = $1,95 \times 10^6$ gr

- 4) Al hacer reaccionar 43,6 gramos de Zn impuro con exceso de HCl se obtienen 54,56 gramos de ZnCl_2 según:

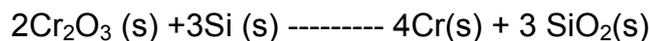


Calcular:

a) La pureza del Zn utilizado
b) La masa mínima de HCl que debe emplearse

Rtas: a) 60 %
b) 29,2 gramos

- 5) El paso final en la producción del metal cromo consiste en la reacción del óxido de cromo (III) con silicio a alta temperatura según la siguiente reacción:



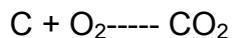
Calcular: a) ¿Cuántos moles de Si reaccionan con 5 moles de Cr_2O_3 ?
b) ¿Cuántos moles de cromo metálico se forman?

Rtas: a) 7,5 moles
b) 10 moles

- 6) En un horno se produce la siguiente reacción: $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- Ajustar la ecuación química
 - Calcular la masa de Dióxido de azufre que se obtiene al reaccionar 1 Kg. de Bi_2S_3 con cantidad suficiente de Oxígeno
 - Calcular la masa de oxígeno que reacciona completamente con 5 moles de Bi_2S_3
- Rtas: b) 374,4gr SO_2
c) 720 gr. O_2

- 7) El amoníaco se descompone en nitrógeno e hidrógeno, ambos en estado gaseoso.
- Escribe la ecuación de la reacción ajustada.
 - Calcula la cantidad de hidrógeno que se desprende en la descomposición de 68 g de amoníaco.
 - ¿Cuántas moléculas de hidrógeno se desprenden?
- Rta: 6 moles y $3,61 \times 10^{24}$ moléculas

- 8) A partir de la ecuación ajustada:

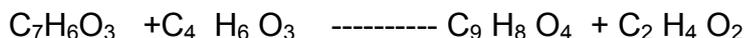


Calcular:

- La masa y cantidad de oxígeno necesaria para reaccionar con 10 g de carbono.
- La masa y cantidad de dióxido de carbono que se obtendrá en el caso anterior.
- La cantidad de partículas de oxígeno que reaccionan y de dióxido de carbono que se desprenden.

Rtas: a) 26,7 g y 0,83 moles; b) 36,7 g de CO_2 y 0,83 moles c) 5×10^{23} partículas.

- 9) La aspirina $\text{C}_9 \text{H}_8 \text{O}_4$, se obtiene por reacción del ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_4$, con Anhídrido acético, $\text{C}_4\text{H}_5\text{O}_9$. La ecuación de la reacción es:

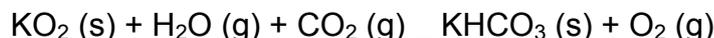


Calcular:

- ¿Cuántos gramos de cada reactivo se necesitan para obtener 50 g de Aspirina?
- ¿En qué proporción están estos reactivos en la mezcla original?

Rtas: 38,33 g; b) 1,35:1.

- 10) Las caretas de oxígeno, utilizadas en las emergencias, contienen superóxido de potasio, KO_2 , el cual reacciona con el CO_2 y el agua del aire exhalado dando oxígeno, según la ecuación:



Si una persona con una de estas caretas exhala 0,7 gr. de CO_2 por minuto

¿Cuántos gramos de agua se consumen en media hora?

Rta: 4,29gr

- 11) ¿Que volumen de Oxígeno medido a 25°C Y 700 mmHg se necesitan para quemar 10 litros de butano ($\text{C}_4 \text{H}_{10}$) a la misma temperatura y presión de 1 atm?
- Rta: 70,6lt

- 12) Dada la siguiente reacción:



Y sabiendo que reaccionan 5 moles de moléculas de MnO_2 determine:

- Volumen de gas Cl_2 formado a 18°C y 2 atm

- b) Volumen de solución de HCl empleada si la solución empleada es al 15% m/v. (Rtas: 59,66 litros – 4866,7 ml)

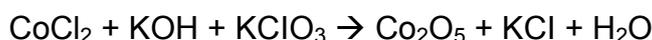
13) Dada la siguiente reacción



Y sabiendo que reaccionan 5×10^{22} moléculas de FeSO_4 determine:

- Molaridad de la solución de H_2SO_4 empleada en la reacción, si en la misma se emplean 300 ml de la misma
- Volumen de gas HBr obtenido a -20°C y 0,1 atm
- Masa de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ formada
- Estructura de Lewis para: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, FeSO_4 y HBr
Rtas: 0,137 M – 86,1 litros – 165 gramos

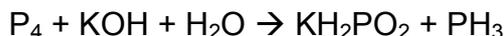
14) Dada la siguiente reacción



Y sabiendo que se forman 150 g de agua determine:

- Masa de KOH consumida
- Numero de moléculas de CoCl_2 consumidas
- Numero de moles de átomos de oxígeno presentes en el Co_2O_5 obtenido
Rtas: a) 933,3 gramos b) 5×10^{24} moléculas c) 20,83 moles de moléculas

15) Dada la siguiente reacción



Y sabiendo que reaccionan 6×10^{25} átomos de fósforo, determine:

- Molaridad de la solución de KOH empleada si en la reacción se consumen 5 litros de la misma
- Numero de moléculas de agua consumidas en la reacción
- Numero de moles de moléculas de KH_2PO_2 formadas
- Volumen de gas PH_3 formado a 40° y 3 atm
Rtas: a) 19,9 M b) $6,0 \times 10^{25}$ moléculas c) 99,7 mol d) 284,00 litros

- 16) ¿Qué volumen de amoniaco medido a 30°C y 650 mmHg se necesita para obtener 20 litros de vapor de agua a la misma temperatura y presión de 1 atm? De acuerdo a la siguiente reacción (Ajustar previamente)

Rta: 15,5 l



- 17) El hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para formar agua.
- Escribir la ecuación química del proceso.
 - Si 4 g de hidrógeno reaccionan con 40 g de oxígeno ¿Se consumirán todas las Masas de los reactivos? ¿Cuánta masa sobraré y de qué sustancia?
Rta: No; sobran 8 g de oxígeno

- 18) Se hacen reaccionar 25 g de nitrato de plata con 10 g de ácido clorhídrico. ¿Reacciona todo el nitrato y todo el ácido? ¿Existe algún reactivo limitante?
Rta: El reactivo limitante es el Nitrato de Plata

- 19) Las soluciones de plata pueden reaccionar con cinc metálico mediante la

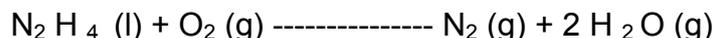
Reacción:



Una masa de 100 g de cinc se pone en contacto con 7 g de Ag⁺

- a) Indica si existe un reactivo limitante.
b) ¿Queda algo sin reaccionar? Rta: 98 g Zn.

- 20) La hidracina NH₄, se utiliza como combustible en los cohetes espaciales. La Ecuación de la reacción de combustión de la hidracina es:



- a) ¿Cuántos litros de nitrógeno, medidos en condiciones normales, se formarán a Partir de 1 Kg. de hidracina y 1 Kg. de oxígeno?

- 21) Se produce una chispa eléctrica en una mezcla de 1kg de H₂ y 1 Kg. de O₂ que Reaccionan formando agua.

- a) Formula y ajusta la reacción.
b) ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuánta agua se produce?

Rta: El O₂, 1125 g.

- 22) Cuando se calienta dióxido de silicio mezclando con carbono, se forma carburo de Silicio (SiC) y monóxido de carbono. La ecuación de la reacción es: (Ajusta la Reacción)

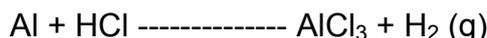


Si mezclamos 150 g de SiO₂ con 105 g de carbono:

- a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
b) ¿Cuántos gramos del CO se formarán?

. Rta: a) Si O₂; b) 140g

- 23) Se ponen a reaccionar 102gramos de una muestra de aluminio (70% de pureza) con Exceso de solución 0,300M de HCl .La reacción que se produce es:



El rendimiento es del 85%

Calcular: a) El volumen de H₂ obtenido en CNPT

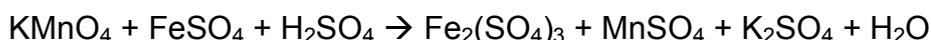
- b) Indicar el numero de moles de HCl que se consumirían si el rendimiento fuese del 100%

c) Indicar cual de las especies es el agente oxidante y cual el reductor

d) Si se emplea HCl 0,400M manteniendo las demás condiciones indicar si la masa de sal obtenida aumenta, disminuye o no varía

Rtas: a) 75,44 lt en CNPT b) 7,92 moles c) Al (agente reductor) y HCl el oxidante d) No cambia

- 24) Dada la siguiente reacción



Y sabiendo que se obtienen 400 g Fe₂(SO₄)₃.

Determine:

- a) Masa de KMnO₄ consumida

- b) Volumen de solución de H₂SO₄ consumida si la misma es de concentración 3 M
 c) Numero de moléculas de FeSO₄ consumidas
 d) Estructura de Lewis para FeSO₄ y K₂SO₄
 Rtas: a) 63,1gr b) 533 ml c) 1,2x10²⁴ moléculas

25) Dada la siguiente reacción



Y sabiendo que reaccionan 5×10^{23} moléculas de KI (79% de pureza) con 800 ml de solución acuosa de CuSO₄ 2,3 molar con un rendimiento de la reacción del 87% determine:

- a) La ecuación balanceada empleando el método algebraico
 b) Nombre las sustancia subrayadas
 c) Reactivo limitante
 d) Masa de CuI formada
 e) Volumen de gas I obtenida a 20°C y 3 atm
 f) Numero de moles de átomos de oxígeno en el K₂SO₄ obtenido.

Rta: c) KI, d) 54,3 ; e) 0,99 dm³ ; f) 1,14 moles de átomos

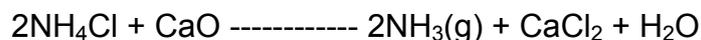
26) Se ponen reaccionar 220 g de As₂ O₃ (90% de pureza) con 25,4 dm³ de solución de HNO₃ y exceso de agua, con un rendimiento del 85,0%
 El NO(g) desprendido es recogido en un recipiente rígido de 35,0 dm³ a 43,0°C y 608 Torr.

- a) Calculen la molaridad de la solución de HNO₃
 b) .Que ocurre con la presión que soporta el recipiente donde se recoge el NO (g), si se efectua la reacción luego de evaporar agua de la solución de HNO₃ Sin modificar las demás condiciones?



Rta: 0,05 M

27) El amoniaco es una de las sustancias mas usadas en la industria, para fabricación de urea, acido nítrico, nitrato de amonio, etc. En el laboratorio se desea producir amoniaco para realizar una serie de experimentos de acuerdo con la siguiente ecuación:

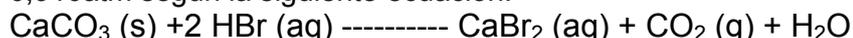


Si se parte de 321 g de cloruro de amonio y 112 g de oxido de calcio, y sabiendo que el rendimiento del proceso es del 65%, calculen:

- a) .que reactivo esta en exceso y cuantos moles de este quedan sin reaccionar?
 b) el volumen de amoniaco desprendido en la reacción a 30°C y 1013 hPa.
 c) la molaridad de la solución que resultara de disolver el amoniaco obtenido, Siendo el volumen final de dicha solución de 250 cm³.

Rtas: a) 2 moles b) 64,6 dm³ c) 10,4M

28) Se hacen reaccionar 19 gramos de CaCO₃ impuro con 450cm³ de HBr 8,55% m/v
 El CO₂ obtenido se recoge en un recipiente rígido de 3,50dm³ a 20 °C ejerciendo 0,910atm según la siguiente ecuación:



- a) Calcular la pureza de Carbonato de calcio si el rendimiento fue del 78,5%
 b) Si se duplicara la masa del carbonato pura indicar si la cantidad de iones bromuro aumentaría, no cambiaría o disminuiría
 c) ¿Qué masa quedaría sin reaccionar en el reactivo en exceso considerando que la reacción tuviera un 100% de rendimiento?

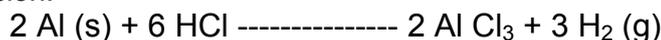
Rtas: a) 88,7% p b) Carbonato es el RL, mayor cantidad de iones opción a)
 Aumentaría 11,2 gramos de HBr sin reaccionar

- 29) Se ponen a reaccionar 150 gramos de una muestra de MnO_2 impura (87 % Pureza) con suficiente cantidad de ácido clorhídrico. Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 80%.

Calcular: a) la masa de agua que se forma
 b) la cantidad de cloro que se obtiene
 c) Balancear la ecuación química por método de tanteo, algebraico o redox (datos previamente en la clase)
 $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \text{ ----- } \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \text{ (g)}$

Rtas: a) 43,2 gramos b) 1,20 moles de Cl_2

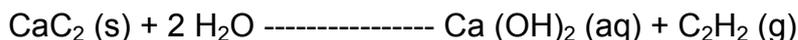
- 30) Al reaccionar 90,0 gramos de una muestra de aluminio (90,0% pureza) con 10 Moles de HCl se obtienen 55,0 dm^3 de H_2 (g) a 25 °C Y 1216 mmHg según la siguiente reacción:



Calcular: a) El rendimiento de la reacción
 b) La masa de Al Cl_3 formada
 c) Dar el nombre del producto de reacción en todos los sistemas

Rtas: a) 80 % b) 255,6 gramos

- 31) El etino ó acetileno (C_2H_2) es un gas que reacciona con oxígeno del aire formando una mezcla oxietilénica utilizada en sopletes para soldaduras. Se obtiene por la acción del agua sobre el carburo de calcio (CaC_2) según la Reacción:



Se ponen a reaccionar 140 gramos de una muestra impura de CaC_2 con exceso de agua, el acetileno desprendido se recoge en un recipiente de 40,0 dm^3 a 32 °C donde se ejerce una presión de 1,00 atm. La reacción ocurre con un rendimiento de 95% atribuible a pérdidas mecánicas.

Calcular:

- a) La cantidad de agua que reacciona.
 b) La pureza de la muestra de CaC_2
 c) La molalidad de la solución de Ca (OH)_2 formada, sabiendo que masa soluto obtenido está disuelto en 50 lt de agua.
 d) El número de iones OH^- contenidos en la solución de Ca (OH)_2
 e) Si se efectúa la reacción utilizando una muestra de CaC_2 más pura, sin modificar las demás condiciones, indicar que ocurre con la presión ejercida por el acetileno formado (C_2H_2)

Rtas: a) 3,37 mol agua b) p = 77% c) 0,032 m d) $n^{\circ} \text{OH}^- = 1,93 \times 10^{24}$

BIBLIOGRAFÍA:

- Whitten Kennet, Gailey Kennet, David Raymond (1992). "Química General". 3ra. Edición Mc. Graw Hill.
- Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General e Inorgánica". Versión

- ampliada. Eudeba.
- 3) Google imágenes publicas
 - 4) Di Risio; Roverano; Vazquez (2011) , 4ta Edición, Editorial Educando, “ Química Básica”
 - 5) CBC (Ciclo Común Básico) (2014) Cátedra única de Química , “ Química” , Ejes temáticos y ejercicios de Química
 - 6) Baumagantner, Benítez C, Crubelatti R, Guerrrien D, Landau L, Servant R, Sileo M, Vázquez, Bs. As , “ Química”

Unidad 5:

Química del Carbono

Introducción Teórica

La química orgánica abarca el estudio de la mayoría de los compuestos que nos rodean y componen los organismos vivos.

Los plásticos, el combustible de los vehículos, el papel, el azúcar de mesa, los ácidos nucleicos las proteínas, los analgésicos son todos compuestos orgánicos. La diversidad de sus aplicaciones y funciones está determinada por la diversidad de sus estructuras. Todos estos compuestos tienen en común estar formados por carbono e hidrógeno.

Muchos de ellos contienen, además, otros elementos tales como oxígeno, nitrógeno, azufre, halógenos.

- **El átomo de Carbono.**

El carbono es un elemento estrechamente relacionado con la vida, la composición química de un ser vivo demuestra que la mayoría de sus constituyentes primarios incluyen átomos de carbono. Los compuestos orgánicos contienen átomos de carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y muy pequeñas proporciones de otros átomos, el elemento común en todos estos compuestos es el átomo de carbono.

¿Tiene alguna característica especial el átomo de carbono para encontrarse en el 94 % de los compuestos conocidos?

Las propiedades químicas de elementos y compuestos son consecuencia de las características electrónicas de sus átomos y de sus moléculas, es necesario considerar la configuración electrónica del átomo de carbono para poder comprender su singular comportamiento químico.

Se trata del elemento de **número atómico $Z=6$** . Por tal motivo su configuración electrónica en el estado fundamental o no excitado es $1s^2 2s^2 2p^2$

La existencia de cuatro electrones en la última capa sugiere la posibilidad bien de ganar otros cuatro convirtiéndose en el ion C^{4-} cuya configuración electrónica coincide con la del gas noble Ne o bien de perderlos pasando a ion C^{4+} de configuración electrónica idéntica a la del He.

En realidad una pérdida o ganancia de un número tan elevado de electrones indica una dosis de energía elevada, y el átomo de carbono opta por compartir sus cuatro electrones externos con otros átomos mediante enlaces covalentes. Esa cuádruple posibilidad de enlace que presenta el átomo de carbono se denomina tetravalencia.

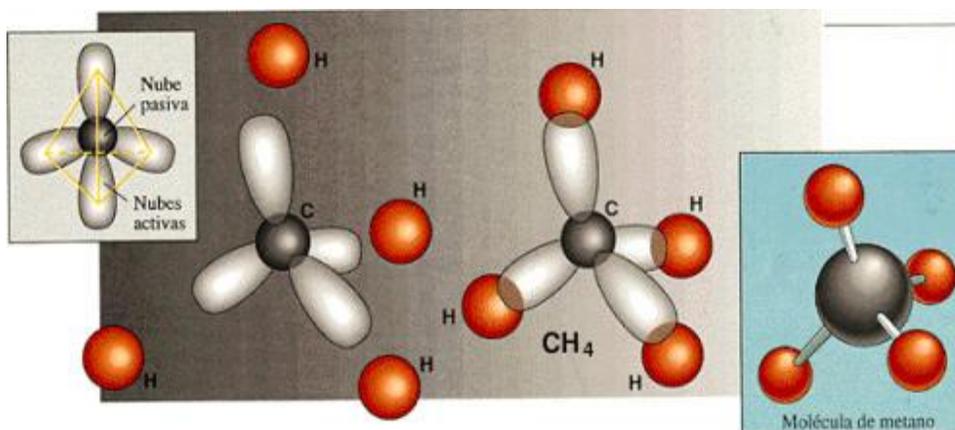
• Enlaces

Los cuatro enlaces del carbono se orientan simétricamente en el espacio de modo que considerando su núcleo situado en el centro de un tetraedro, los enlaces están dirigidos a lo largo de las líneas que unen dicho punto con cada uno de sus vértices. La formación de enlaces covalentes puede explicarse, recurriendo al modelo atómico de la mecánica cuántica, como debida a la superposición de orbitales o nubes electrónicas correspondientes a dos átomos iguales o diferentes.

Así, en la molécula de metano CH_4 (combustible gaseoso que constituye el principal componente del gas natural), los dos electrones internos del átomo de C, en su movimiento en torno al núcleo, dan lugar a una nube esférica que no participa en los fenómenos de enlace; es una **nube pasiva**.

Sin embargo, los cuatro electrones externos de dicho átomo se mueven en el espacio formando una **nube activa** de cuatro lóbulos principales dirigidos hacia los vértices de un tetraedro y que pueden participar en la formación del enlace químico.

Cuando las nubes electrónicas de los cuatro átomos de hidrógeno se acercan suficientemente al átomo de carbono, se superponen o solapan con los lóbulos componentes de su nube activa, dando lugar a esa situación favorable energéticamente que denominamos enlace.



Los cuatro enlaces del carbono están orientados en el espacio a lo largo de las líneas que unen el centro con los vértices del tetraedro.

Todos los enlaces C ---H en el metano tienen la misma longitud $1,06 \text{ \AA}$ ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$) y forman entre sí ángulos iguales de 109 grados.

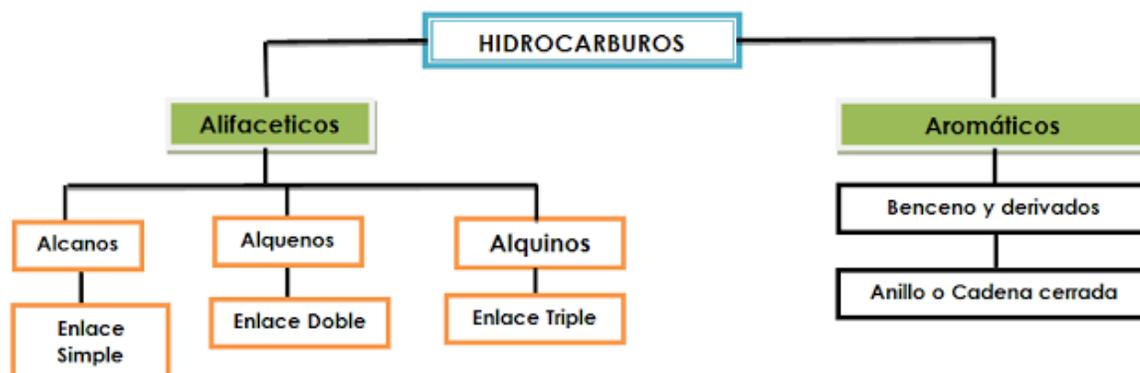
Tal situación define la geometría tetraédrica característica de los enlaces del carbono.

Las propiedades que presentan los átomos de carbono de unirse de forma muy estable no sólo con otros átomos, sino también entre sí a través de **enlaces C ---C**, abre una enorme cantidad de posibilidades en la formación de moléculas de las más diversas geometrías, en forma de cadenas lineales, cadenas cíclicas o incluso redes cúbicas. Éste es el secreto tanto de la diversidad de compuestos orgánicos como de su elevado número.

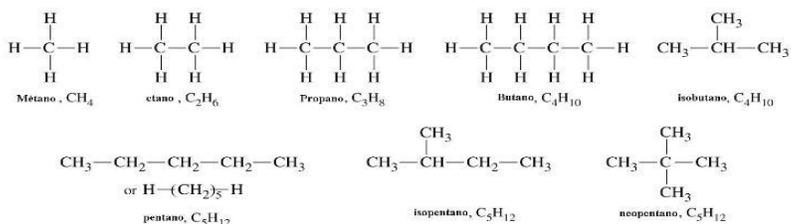
Hidrocarburos

Los hidrocarburos son el grupo de compuestos carbonados más sencillos, porque están formados sólo por átomos de carbono e hidrógeno. El petróleo, que constituye una de las fuentes de energía más utilizadas en la actualidad, es una mezcla compleja formada sobre todo por hidrocarburos.

Clasificación:



Los Alcanos: son hidrocarburos saturados ya que solo contienen enlaces covalentes sencillos de cadena abierta, en estos compuestos los átomos de carbono presentan hibridación sp^3 y por lo tanto una geometría tetraédrica. Su fórmula general es C_nH_{2n+2} donde n es el número de átomos de C. Los alcanos se denominan con el sufijo **ano**, y su nombre depende del número de átomos de carbono que los forman. Ejemplos



Alquenos y Alquinos:

Son hidrocarburos de cadena abierta no saturados, ya que contienen en su molécula enlaces dobles o triples respectivamente. Los alquenos poseen un enlace doble por lo menos y su fórmula general es C_nH_{2n} . Los Alquinos presentan un triple enlace su fórmula general es C_nH_{2n-2} .

Se los denomina igual que los alcanos de igual número de carbonos agregándole la terminación **eno** para los alquenos e **ino** para los alquinos. Si el doble o triple enlace puede ubicarse en más de una posición, debe indicarse el número del átomo de carbono en el que comienza el enlace doble o triple.

Alquenos

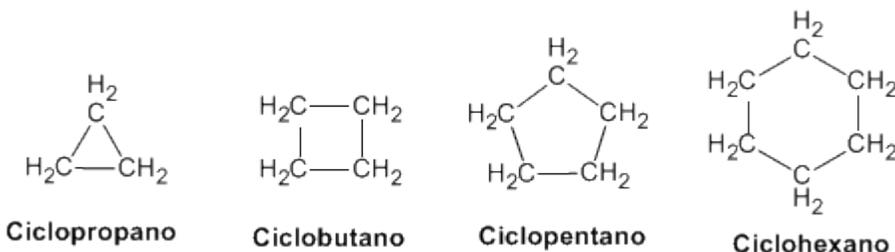
Alquinos

Compuesto	Nombre
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	Eteno
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$	Propeno
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	But-1-eno
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$	But-2-eno
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Pent-1-eno
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Pent-2-eno
	Ciclobuteno
	Ciclopenteno

Nombre	Fórmula semidesarrollada
Etino o acetileno	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$
Butino	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$
Propino	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH}$
Pentino	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$
2-metil-3-hexino	$\text{CH}_3-\text{CH}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ CH_3

Los hidrocarburos pueden presentarse como **Estructuras Cíclicas** (cadenas cerradas) que se representan con polígonos sencillos donde la mayoría de los vértices es un grupo $-\text{CH}_2-$.

Si son saturados se denominan ciclos alcanos, y si tienen algún doble enlace se llaman ciclo alquenos, para nombrarlos se antepone el prefijo ciclo al nombre del hidrocarburo acíclico de igual número de átomos de carbono. Los más estables y abundantes en la naturaleza son el ciclohexano, el ciclopentano y los ciclohexenos llamados comúnmente terpenos, presentes en las esencias vegetales.

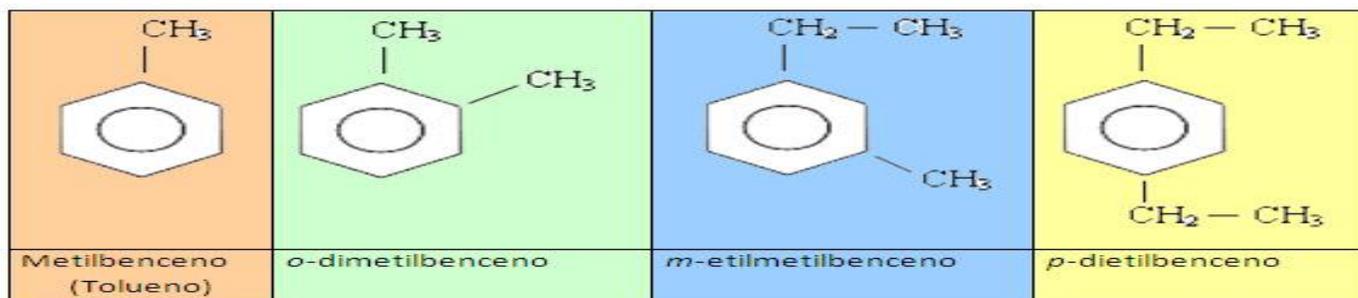


Hidrocarburos aromáticos:

Son compuestos derivados del benceno.

El benceno es el hidrocarburo aromático más sencillo, cuya fórmula molecular es C_6H_6 , si bien esta fórmula indica que se trata de una molécula no saturada, pero sus propiedades son muy distintas de la de los alquenos y alquinos.

El resto de los hidrocarburos aromáticos tiene fórmula general $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ siendo n mayor que 6. La mayoría tiene nombres propios, pero pueden nombrarse como derivados del benceno anteponiendo en nombre de los radicales sustituyentes. Algunos hidrocarburos aromáticos tienen dos o más anillos condensados por ejemplo el naftaleno.



Alcanos

En general los puntos de fusión y ebullición de los alcanos aumentan con número de átomos de carbono. Además los alcanos de cadena ramificada tienen, en general puntos de fusión y ebullición más bajos que los lineales, los alcanos son insolubles en agua pero se disuelven bien en disolventes orgánicos (éter, benceno, sulfuro de carbono) son fácilmente combustibles y abundantes en la naturaleza.

Los alcanos menores, desde el metano hasta el pentano, pueden obtenerse en forma pura por destilación fraccionada de petróleo y del gas natural.

La reactividad química de los alcanos es muy baja, esto se explica por la estabilidad del enlace C-H, sin embargo en condiciones adecuadas, pueden producirse las **siguientes reacciones**:

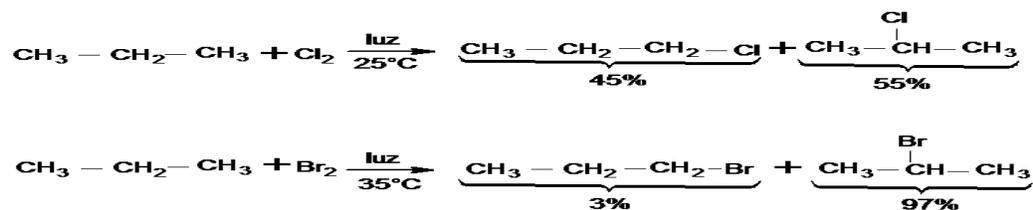
- **Combustión:** es una reacción de gran importancia ya que es el fundamento del uso de los hidrocarburos como combustibles. Al producirse libera gran cantidad de energía.



Ejemplos:

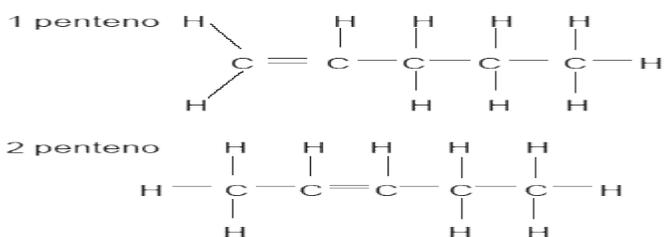


- **Craqueo:** es la descomposición mediante calor o catalizadores de los hidrocarburos de mayor número de átomos de carbono en otros de menor número de átomos o más ramificados. Se utiliza para producir naftas a partir de otras fracciones de petróleo.
- **Halogenación:** los alcanos reaccionan con halógenos para dar halogenuros de alquilo, como resultado de la sustitución de un hidrógeno del hidrocarburo por un halógeno.

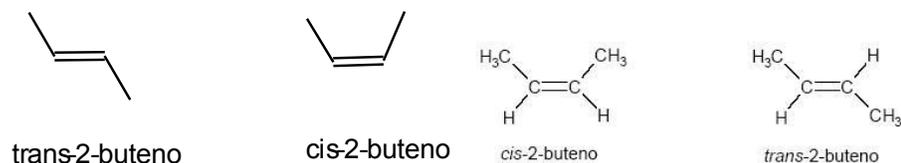


Alquenos y Alquinos

Como antes mencionamos son hidrocarburos insaturados, presentan en su cadena carbonada por lo menos un doble o triple enlace, cuando la cadena tiene 4 o más átomos de carbono es preciso definir la posición del doble o triple enlace. Este tipo de hidrocarburos presente isomería estructural de posición ejemplo:



Los hidrocarburos Insaturados presentan otro tipo de isomería **isomería Geométrica** diferencia de lo que ocurre en los enlaces simples, en los enlaces dobles C=C no hay libre rotación. Este es el origen de la **isomería cis-trans**. Por lo tanto estos isómeros se diferencian en la distribución espacial de los átomos, con respecto al doble enlace.



Las **propiedades físicas de los alquenos** son comparables a las de los alcanos. Los alquenos más sencillos eteno, propeno y buteno son gases, los alquenos de cinco átomos de carbono hasta quince son líquidos y los alquenos con más de quince átomos de carbono son sólidos. Y .los puntos de fusión de los alquenos se incrementan al aumentar el tamaño de la cadena. La densidad de los alquenos es menor a la del agua y solamente son solubles en solventes no polares.

Propiedades químicas: Los alquenos son más reactivos que los alcanos debido a la presencia del doble enlace. Los alquenos, como los alcanos son altamente combustibles y reaccionan con el oxígeno formando como productos dióxido de carbono, agua y energía en forma de calor. Son generalmente compuestos débilmente polares, su polaridad es ligeramente superior a la de los alcanos.

Los alquinos son compuestos de baja polaridad y tienen propiedades semejantes a las de los alcanos y alquenos, por lo que también su densidad es menor a la del agua, los puntos de fusión y ebullición se incrementan al aumentar el tamaño de la cadena y solamente son solubles en solventes no polares.

Propiedades químicas: Al igual que los alcanos y alquenos son altamente combustibles y reaccionan con el oxígeno formando como productos dióxido de carbono, agua y energía en forma de calor; esta energía liberada es mayor en los alquinos ya que se libera una mayor cantidad de energía mol de producto formado.

Los Grupos Funcionales

Salvo los hidrocarburos (que contienen únicamente carbono e hidrógeno), el resto de los compuestos orgánicos presenta otros grupos de uno o más átomos, que son los que les confieren sus propiedades químicas características que los diferencian de otras sustancias. A estos conjuntos se los conoce como **grupos funcionales**.

Grupos Funcionales			
R = cadena alifática con cualquier número de carbonos			
Nombre del Grupo Funcional	Estructura General	Estructura Ejemplo	Nombre Gráfico
■ Alcano	---C---	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$	propano
■ Alqueno	>C=C<	$\text{CH}_2=\text{CH-CH}_3$	propeno
■ Alquino	$\text{---C}\equiv\text{C---}$	$\text{CH}_2\equiv\text{C-CH}_3$	propino
■ Alcohol	R-OH	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$	propanol
■ Éter	R-O-R	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$	dietil éter
■ Aldehído	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{H}$	propanal
■ Cetona	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$	$\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-CH}_3$	Propanona o acetona (o metil cetona -dimetil cetona es redundante-)
■ Acido carboxílico	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	$\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	etanoico o ácido acético
■ Ester	$\text{R-O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$	$\text{CH}_3\text{-O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	etanoato de metilo o acetato de metilo
■ Amina	R-NH_2 o R-NH-R	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$	propilamina
■ Amida	$\text{R}-\overset{\text{H}}{\underset{ }{\text{N}}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$	$\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{H}}{\underset{ }{\text{N}}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	metil etanamida o metil etil amida

■ F. oxigenadas ■ F. halogenadas ■ F. nitrogenadas y azufr.

Bibliografía

- K. Whitten. 'Química'. Editorial Mac Graw Hill.
- Raymond Chang. 'Química'. Editorial Mac Graw Hill.
- Aprendiendo Química Organica. Editorial Eudeba

UNIVERSIDAD DE BUENOS AIRES



**Escuela Superior de Comercio “Carlos Pellegrini”
Departamento de Química**

QUÍMICA

3° AÑO

Trabajos Prácticos de Laboratorio

Medidas de Seguridad

2017



**Escuela Superior de Comercio
“Carlos Pellegrini”
Departamento de Química**

MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

PROTECCIÓN DE LOS OJOS

- ✓ Las lentes de contacto **NO** son una protección eficaz de los ojos, es más, en caso de accidentes pueden aumentar el daño causado. Se recomienda no usar lentes de contacto en el laboratorio, o bien, en caso de usarlos, que se emplee una protección suplementaria (gafas de seguridad).
- ✓ Nunca debe mirarse directamente al cuello de un matraz que contenga una mezcla de una reacción.
- ✓ Evítense el efectuar medidas de ácidos, álcalis o cualquier otro material peligroso a la altura de los ojos. se ha de utilizar la probeta en el banco y añadir los líquidos lentamente.

FUEGO

- ✓ Utilizar la llama únicamente cuando sea imprescindible, apagándola cuando no se la utiliza.
- ✓ Antes de encender el mechero, asegúrese de que el tubo de goma está en condiciones y bien ajustado a la cañería y al mechero, de modo que no haya pérdida de gas.
- ✓ Observar donde están colocados los extintores y cómo se utilizan.
 - Para combatir el fuego producido por madera, papel o productos textiles, cualquier clase de extintor comercial resultará adecuado.
 - Para los fuegos producidos por grasas o aceites deberá evitarse el uso de extintores a base de agua, que solo servirán para esparcir al material ardiente.
 - En los fuegos producidos por materiales electrónicos deben usarse extintores a base de dióxido de carbono, o los extintores secos.
 - En los fuegos producidos por hidruros metálicos o metales activos, se utilizarán extintores químicos secos o arena.

- ✓ Para combatir un fuego, en primer lugar debe enfriarse el área que lo rodea, cercado a éste con los extintores para prevenir que las llamas puedan propagarse; entonces se procederá a apagar la base de la llama. Recuerde que se debe dirigir el extintor hacia la base del fuego y no hacia dentro de la llama.
- ✓ Cuando se inflaman vestidos, no debe desplazarse a la víctima; esto avivaría más las llamas; será conveniente sofocar el fuego envolviendo a la víctima en una manta, o bien se puede utilizar una chaqueta o revolver a la víctima por el suelo si no se tiene una manta para envolverla, o también extinguir las llamas debajo de la ducha de emergencia.

MANEJO DE LOS PRODUCTOS QUÍMICOS

- ✓ Tener mucho cuidado siempre que se manejen productos químicos, especialmente aquellos desconocidos.
- ✓ Manejar todos los reactivos que pueden producir vapores corrosivos, tóxicos u ofensivos bajo campana (ácidos fuertes, compuestos de mercurio, arsénico, fósforo, etc.)
- ✓ Un delantal puede proteger tan bien como su vestido.
- ✓ Todos los frascos que contienen reactivos deben mantenerse cerrados, para evitar su contaminación.
- ✓ Al sacar un líquido para pasarlo a otro recipiente, el rótulo ha de estar hacia arriba, de modo que se escurrimiento no deteriore las etiquetas.
- ✓ No verter nunca grandes cantidades de disolventes volátiles en la alcantarilla.
- ✓ Tener cuidados especiales con los frascos de productos peligrosos. No someter nunca un recipiente de vidrio cerrado a un cambio térmico brusco.
- ✓ No usar NUNCA la boca para extraer porciones de líquidos corrosivos o venenosos, es siempre mejor utilizar la pera de goma.
- ✓ El ácido perclórico concentrado no debe calentarse en presencia de material orgánico, o aun sustancias inorgánicas fácilmente oxidables, debido al peligro de explosiones muy violentas.
- ✓ Algunos solventes orgánicos (éteres, alcoholes, benceno, etc.) son inflamables. No deben calentarse nunca a llama directa.
- ✓ Los éteres que contienen peróxidos no deben destilarse por ser explosivos.
- ✓ Algunos solventes orgánicos como el tetracloruro de carbono, benceno, otros hidrocarburos clorados, son tóxicos; por lo tanto, ha de tenerse la precaución de no inhalarlos.
- ✓ No deben usarse tubos de ensayos que tengan roturas cerca del borde, pues el vidrio sometido a tensiones por calentamiento puede romperse.

PRIMEROS AUXILIOS

✓ **Tratamiento de las lesiones en los ojos producidos por los productos químicos:**

El tratamiento más importante es el que se puede aplicar a la víctima en los segundos que siguen al accidente. Puede consistir en lavar vigorosamente el ojo herido durante 15 minutos, ya sea en el lavabo o en cualquier otro lugar en que haya agua. Un lavado penetrante es particularmente necesario si la lesión ha sido producida por álcali. Cuando la herida sufrida es visible debe consultarse a un médico.

✓ **Quemaduras producidas por fuego y productos químicos.**

Las quemaduras producidas por productos químicos de cualquier tipo deben lavarse inmediatamente con agua. El alcohol puede ser más efectivo para remover ciertas sustancias orgánicas adheridas a la piel.

Para las quemaduras producidas por objetos calientes, el agua fría con hielo es la primera ayuda más efectiva. Si se aplica agua fría, o bien un trozo de hielo mientras subsiste el dolor, la curación se da con mayor rapidez.

Cuando se producen quemaduras muy extensas debe colocarse la prenda más limpia que se tenga a mano por encima de la zona de las quemaduras para evitar el contacto con el aire, manteniendo a la víctima tendida, y llamar al médico de inmediato. A fin de prevenir el Soc siempre y cuando sea posible se mantendrá la cabeza de la víctima más baja que el resto del cuerpo. No deben aplicarse ungüentos en las quemaduras graves.

✓ **Cortes y heridas**

Los accidentes más graves que se producen con mayor frecuencia son los cortes de la mano. Se pueden tratar corrientemente con un antiséptico y un vendaje. Si el corte es más profundo y probablemente tienen algún pedazo de vidrio, debe consultarse a un médico.

Para las heridas graves resulta imprescindible no perder tiempo y aplicar presión directamente encima de la herida para cortar la hemorragia, usando una pieza limpia extendida por encima de la herida y presionando con la mano, o con las dos manos. Llamar a un médico.

¹ Extractado de "Química General e Inorgánica" Paula A. M. Innocenti y Mónica Rabini de Picchiello. Reproducido con autorización de las autoras.



Trabajo Práctico N° 1

Funciones Químicas Inorgánicas

Objetivos:

- ✓ Interpretar las reacciones químicas observadas.
- ✓ Plantear las ecuaciones que representan las **reacciones químicas experimentadas**.

Materiales:

Pinza metálica – mechero de Bunsen – vidrio de reloj – 6 tubos de ensayo – Matraz de Erlenmeyer – varilla de vidrio – trípode - tela metálica – pipeta

Reactivos:

Cinta de magnesio – azufre – solución de yoduro de potasio – solución acetato de plomo (II) – solución de cloruro de bario – solución de ácido sulfúrico 10% - viruta de hierro – solución de ácido clorhídrico 1:2 – solución de tiocianato de potasio – solución de cloruro de férrico – solución de fenolftaleína – papel de tornasol rojo/azul

I. OBTENCIÓN DE ÓXIDOS – HIDRÓXIDOS – ÁCIDOS

a. Fundamentación teórica

Todos los átomos de los elementos, con excepción de algunos gases inertes, forman óxidos al combinarse con oxígeno, y casi todos forman más de uno, actuando con distintos estados de oxidación o valencia. Los óxidos de los elementos situados a la izquierda de la tabla periódica (metales) se llaman, en general, **óxidos básicos**; poseen **altos** puntos de fusión y ebullición son sólidos.

Ejemplo



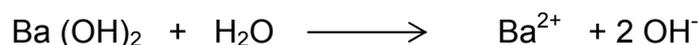
Los óxidos formados por átomos de elementos situados a la derecha de la tabla periódica (no metales) poseen, en cambio, propiedades ácidas y se los llama **óxidos ácidos**. Pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos y en general poseen **bajos** puntos de fusión y ebullición.

Ejemplo



Los óxidos básicos, al reaccionar con el agua, forman sustancias con propiedades definidas llamadas **hidróxidos**. Estos compuestos contienen en su estructura grupos **hidróxido (OH⁻)**

Ejemplos



Los óxidos llamados ácidos en cambio, en idénticas condiciones de reacción, forman sustancias llamadas **oxoácidos**, los que en soluciones acuosas pueden liberar iones **hidrógeno (H⁺)**

Ejemplo:



b. Procedimiento

1. Obtención de un óxido básico y su transformación en hidróxido

- Tomar con una pinza el extremo de una cinta de magnesio de aproximadamente 2 cm
- Calentar el extremo libre de la cinta en la llama del mechero hasta que se encienda. En ese momento, retirar la cinta de la llama y colocar rápidamente encima de ella un vidrio de reloj invertido a fin de condensar el humo blanco obtenido.
- Observar la naturaleza y características del producto obtenido. Registrar.
- Representar el proceso mediante la correspondiente ecuación balanceada.
- Terminada la combustión, transferir el residuo calcinado de la cinta así como el residuo blanco adherido al vidrio de reloj a un tubo de ensayo.
- Añadir 2 ml de agua al residuo en el tubo, y calentar hasta ebullición sobre la llama del mechero, mientras se disgrega el sólido en el tubo mediante una varilla de vidrio (*Cuidado con el fondo del tubo*)

- g. Retirar del fuego, enfriar y agregar gotas de solución de fenolftaleína. Observar el color desarrollado en el tubo.
- h. Interpretar el proceso mediante la correspondiente ecuación balanceada. Reservar el contenido del tubo para el experimento II
- i. Completar el informe en la hoja correspondiente.

2. *Obtención de un óxido ácido y su transformación en oxoácido.*

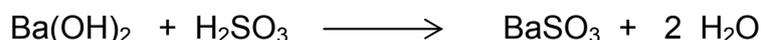
- a. Colocar en una cuchara de combustión una pequeña porción de azufre en polvo.
- b. Colocar la cuchara sobre el mechero de bunsen hasta que se inicie la combustión. Suspender inmediatamente el calentamiento, colocar la cuchara con la sustancia encendida en un matraz de Erlenmeyer que contenga aproximadamente 1 cm de altura de agua. Tapar con un vidrio de reloj invertido de modo que no escapen los humos que se producen. Observar y anotar los cambios producidos.
- c. Hacer rotar el líquido dentro del Erlenmeyer de modo de favorecer la disolución en la misma de los humos producidos. Una vez disipados los humos, destapar el Erlenmeyer, agregar un pequeño trozo de papel de tornasol azul o rojo. Observar y registrar.
- d. Representar el proceso mediante las correspondientes ecuaciones balanceadas.
- e. Reservar el contenido del Erlenmeyer para el experimento II.
- f. Completar el informe en la hoja correspondiente.

II. OBTENCION DE SALES

a. Fundamentación teórica

Cuando un oxoácido o un hidrácido reaccionan con un hidróxido, se neutraliza, formándose agua y una sal de oxoácido. Este método de formación de sales se denomina **neutralización**.

Ejemplo



En forma similar cuando un hidrácido reacciona con un hidróxido, se obtiene agua y una sal de hidrácido.

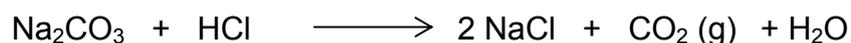
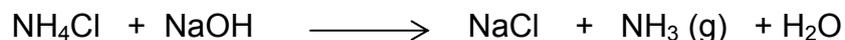
Ejemplo



Existen también otros procedimientos para obtener sales. Entre ellos podemos mencionar:

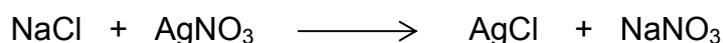
- ✓ El desplazamiento a partir de una sal, por acción de un ácido o una base

Ejemplo



- ✓ La doble descomposición de sales

Ejemplo



- ✓ La acción de los ácidos sobre metales activos

Ejemplo



Procedimiento

1. Obtención de sales mediante neutralización

- Tomar el tubo de ensayo reservado en el experimento I – 1 y agregar a su contenido, gota a gota, parte del líquido contenido en el Erlenmeyer reservado del experimento I – 2
- Observar que sucede con el color del líquido contenido en el tubo.
- Representar el proceso mediante la correspondiente ecuación balanceada.
- Completar el informe en la hoja correspondiente.

2. Obtención de sales por doble descomposición

- Colocar en un tubo de ensayo 5 ml de solución de yoduro de potasio.
- Agregar al tubo, gota a gota, y empleando la pipeta, 1 ml de solución de acetato de plomo (II)
- Observar y registrar. Representar mediante la correspondiente ecuación balanceada.
- Dejar reposar el contenido del tubo de ensayo durante 10 minutos. Observar.
- Completar el informe en la hoja correspondiente.

3. *Obtención de sales por desplazamiento.*

- a. Colocar en un tubo de ensayo 5 ml de solución de cloruro de bario.
- b. Agregar al tubo gota a gota y empleando la pipeta, solución de ácido sulfúrico 10%.
- c. Observar. Representar el proceso mediante la correspondiente ecuación balanceada.
- d. Completar el informe en la hoja correspondiente.

4. *Obtención de sales por acción de ácidos sobre metales.*

- a. Colocar en un tubo de ensayo un trozo de viruta de hierro.
- b. Agregar al tubo 3 ml de solución de ácido clorhídrico 1:2
- c. Observar. Representar el proceso mediante la correspondiente ecuación balanceada.
- d. Agregar al contenido del tubo dos gotas de solución de tiocianato de potasio (KSCN) Observar.
- e. Repetir idéntico procedimiento que en el paso anterior, agregando gotas de solución de tiocianato de potasio a una solución de cloruro férrico.
- f. Interpretar los cambios de color y completar el informe en la hoja correspondiente.



Informe de Trabajo Práctico N° 1

Funciones Químicas Inorgánicas

I. OBTENCIÓN DE OXIDOS – HIDRÓXIDOS – ACIDOS

1. *Obtención de un óxido básico y su transformación en hidróxido*

Observaciones

Ecuación de formación del óxido

Ecuación de formación del hidróxido

Cuestionario

1. ¿Qué clase de compuestos se forman por la combustión del magnesio? Justificar.
2. ¿Por qué puede llamarse combustión al proceso?
3. Como podría demostrar que la combustión del magnesio produjo un compuesto distinto del magnesio original?
4. ¿Por qué debe calentarse el contenido del tubo de ensayo, luego de añadir el agua?
5. ¿Qué características posee la sustancia formada en el tubo: ácidas, neutras o básicas?
¿Cómo lo comprobó?

1. *Obtención de un óxido ácido y su transformación en oxoácido.*

Observaciones

Ecuación de formación del óxido ácido

Color del papel de tornasol azul/rojo

Ecuación de formación del oxoácido

Cuestionario

1. ¿Cómo llamaría al proceso que tiene lugar en la cuchara de combustión al calentar el azufre?
2. Que productos se forman en este proceso?
3. Que sucede al agregar agua? ¿Por qué?
4. Que propiedades posee el líquido contenido en el Erlenmeyer: ácidas, neutras o básicas? Justificar

II. OBTENCION DE SALES

1. *Obtención de sales mediante neutralización*

Características de la sustancia en el tubo de ensayo del experimento I – 1

Sustancia química contenida en el tubo

Características del contenido del Erlenmeyer del experimento I – 2

Sustancia química contenida en el Erlenmeyer

Ecuación balanceada que representa el proceso

Questionario

1. Como comprobó que en el tubo de ensayo se ha producido una neutralización?

2. Como se llama la sustancia producida en el tubo de ensayo?

2. *Obtención de sales por doble descomposición*

Aspecto de la solución de yoduro de potasio

Aspecto de la solución de acetato de plomo (II)

Describir que ocurre al mezclar ambas soluciones

Aspecto del producto obtenido en el tubo de ensayo y fórmula química

Ecuación balanceada que representa el proceso

3. *Obtención de sales por desplazamiento.*

Aspecto de la solución de cloruro de bario

Aspecto de la solución de ácido sulfúrico

Describir que ocurre al mezclar ambas soluciones

Aspecto del producto obtenido en el tubo de ensayos y fórmula química

Ecuación balanceada que representa el proceso

4. *Obtención de sales por acción de ácidos sobre metales.*

Observaciones realizadas al agregar la solución ácida a las virutas de hierro.

Naturaleza de los productos obtenidos

Gas desprendido

Sustancia formada en el tubo

Ecuación balanceada que representa el proceso

Bibliografía empleada.



Trabajo Práctico N° 2

Reacciones Químicas

Objetivos:

- ✓ Interpretar a través de la observación y por medio de las correspondientes ecuaciones químicas, las reacciones químicas producidas.

Materiales:

Vaso de precipitado de 150 ml – espátula – embudo de vidrio – filtros de papel - 2 tubos de ensayo – varilla de vidrio – aro de hierro con nuez – trípode – tela metálica – Vaso de precipitado de 50 ml

Reactivos:

Limaduras de hierro – ácido clorhídrico diluido – ácido sulfúrico diluido – hidróxido de potasio (10 % aprox.) – solución de sulfocianuro de potasio – agua oxigenada al 3% - solución de silicato de sodio 25% - sulfato cúprico – sulfato de níquel (II) – nitrato plúmbico – sulfato de aluminio

Reacciones químicas

- $$\text{Fe (s)} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2(\text{g})$$
- $$\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{HCl} \longrightarrow 2 \text{FeCl}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{FeCl}_3 + 3 \text{KOH} \longrightarrow \text{Fe (OH)}_3 + 3 \text{KCl}$$
- $$2 \text{Fe (OH)}_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{KSCN} \longrightarrow 2 \text{Fe (SCN)}_6 + 3 \text{K}_2\text{SO}_4$$

Parte A

Procedimiento

1. Colocar en un vaso de precipitados una pequeña cantidad de limaduras de hierro. Agregar pequeñas cantidades de ácido clorhídrico (HCl) calentando hasta completar la reacción (1) Observar y registrar
2. A la solución obtenida de cloruro ferroso o cloruro de hierro (II) agregar un poco de agua oxigenada (H_2O_2) y calentar, agitando con una varilla para favorecer la reacción (2).

✓ ¿El cloruro ferroso se oxida o se reduce? ¿Por acción de que reactivo?

Nota: Si el hierro empleado no es puro, es posible que obtengan residuo carbonoso que puede ser eliminado por filtración.

3. Agregar lentamente, la solución de hidróxido de potasio (KOH) que provoca la formación de hidróxido férrico o hidróxido de hierro (III), según lo indicado en la reacción (3) Observar y registrar.

✓ ¿Qué aspecto muestra el hidróxido férrico?

4. Filtrar el precipitado, recoja con la espátula, vuelva a llevar el precipitado al vaso y agregar ácido sulfúrico (H_2SO_4), lentamente hasta redisolución total del precipitado, según lo indica la reacción (4)
5. Colocar una pequeña porción del líquido (aprox. 3 ml) en un tubo de ensayos, y agregar gotas de solución de sulfocianuro de potasio, que provoca la formación de sulfocianuro férrico según lo indica la reacción (5) Observar y registrar.

Parte B

Procedimiento

1. Colocar en un vaso de precipitados de 50 ml, 40 ml de silicato de sodio al 25% (Na_2SiO_3) y dejar caer dentro pequeñísimas porciones de sulfato cúprico o sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$), Sulfato de níqueloso o nitrato de níquel (II), ($NiSO_4$) nitrato plúmbico o nitrato de plomo (IV) ($Pb(NO_3)_4$) y sulfato de aluminio ($Al_2(SO_4)_3$) previamente pulverizados en un mortero.
- ✓ Observar de una a otra e interpretar el fenómeno.
- ✓ Observaciones y conclusiones.



Trabajo Práctico N° 3

Reconocimiento de sustancias ácidas, básicas y neutras mediante el empleo de indicadores químicos.

Objetivos:

- ✓ Diferenciar mediante el empleo de indicadores u el cambio de color de los mismos, las sustancias ácidas, básicas y neutras.

Materiales:

12 tubos de ensayo – varilla de vidrio – gradilla – 3 pipetas

Reactivos:

Solución diluida de ácido clorhídrico – solución diluida de hidróxido de sodio – jugo de limón – vinagre blanco – soda – Bicarbonato de sodio – sal de mesa – Seven up – leche – azúcar – jabón – jugo de naranjas – solución de ácido clorhídrico 10% - solución de hidróxido 10% - agua destilada – solución de fenolftaleína – solución de azul de bromotimol – papel de tornasol / rojo – extractos naturales de flores y verduras.

Fundamentación teórica

Medio ácido: es aquella solución que tiene disueltas sustancias ácidas.

Ejemplo: jugo de limón, soda, vinagre, ácido sulfúrico, clorhídrico, nítrico, etc.

Medio básico: es aquella solución que tiene disueltas sustancias básicas.

Ejemplo: bicarbonato de sodio, hidróxido de sodio, agua de cal, amoníaco, etc.

Medio neutro: solución caracterizada por no tener disueltas ni sustancias ácidas, ni sustancias básicas

Ejemplo: Agua, sales neutras en general, etc.

Indicadores ácido – base: son sustancias, generalmente orgánicas, que poseen la propiedad de cambiar de color según se hallan en presencia de soluciones ácidas, básicas o neutras. Se emplean por ello para reconocer en una solución la presencia de sustancias ácidas, básicas o neutras. Son ejemplos de dichas sustancias:

Indicador	Color en medio ácido	Color en medio básico
Fenolftaleína	Incolora	Rosado / Fucsia
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul
Tornasol rojo	Rojo	Azul
Tornasol azul	Rojo	Azul

Nota: *el azul de bromotimol, en solución neutra posee color verde.*

Importante: en esta fase del curso no se intenta estudiar por qué las sustancias presentan propiedades ácidas o básicas, sino sólo reconocer experimentalmente dichos comportamientos, sin indagar las causas que los producen.

Procedimiento

Parte 1

Determinación de los colores en los distintos medios de las soluciones a ser utilizadas como patrones de comparación.

- Colocar en 12 tubos de ensayo (hasta completar un cuarto de tubo)
en los tubos 1, 2, 3 y 4 solución diluida de HCl (ácido clorhídrico)
en los tubos 5, 6, 7 y 8: agua
en los tubos 9,10, 11 y 12: solución diluida de NaOH (hidróxido de sodio)
- Agregar:
A los tubos 1,5 y 9: 3 gotas de solución de fenolftaleína.
A los tubos 2,6 y 10: 3 gotas de azul de bromotimol.
A los tubos 3,7 y 11: un trozo de papel de tornasol azul.
A los tubos 4,8 y 11: un trozo de papel de tornasol rojo.
Observar y anotar que color toma la solución o el trozo de papel en cada tubo.
- Con los datos registrados, completar el cuadro de valores en la hoja de informes.

Parte 2

Determinación del carácter ácido, básico o neutro de sustancias de uso doméstico.

Fundamentación teórica

Muchas sustancias de uso doméstico y muchos alimentos poseen propiedades ácidas y básicas. Dichas propiedades pueden apreciarse mediante el uso de indicadores, de acuerdo a lo estudiado en el experimento anterior.

En general, llama la atención que los líquidos biológicos, tales como sangre, suero, orina, leche, etc., sean poco ácidos, o levemente básicos, salvo excepciones, como el jugo gástrico, que es muy ácido, mientras que los alimentos en general son ácidos.

Procedimiento experimental

1. Probar la acción de los distintos indicadores sobre las **soluciones previamente preparadas** de las siguientes sustancias de uso doméstico

Jugo de limón natural o artificial	Bicarbonato de sodio
Vinagre blanco (de alcohol) o de manzana	Soda
Sal de mesa Seven up o bebida similar	Leche (en polvo o descremada)
Azúcar	Jugo de naranja
Jabón (en polvo o blanco)	
2. Cada equipo debe hacer el ensayo sobre dos soluciones, empleando para ello los indicadores disponibles. Luego cada equipo debe intercambiar la información con los otros grupos, a fin de completar el cuadro correspondiente.
3. Para la determinación colocar en 3 tubos de ensayo, 2 ml de las soluciones asignadas y agregar de 2 a 3 gotas de cada indicador, o un trozo de papel de tornasol y observar la variación o permanencia de color para cada caso.
4. El registro se debe hacer en el cuadro de valores de la hoja del informe. Del análisis de la información y empleando los conocimientos adquiridos en la primera parte de la clase experimental, determinar el carácter ácido, básico o neutro de las distintas sustancias.
5. Para las sustancias efervescentes (soda o Seven up) luego de agregar el indicador y anotar el color adoptado, agitar con la varilla de vidrio el contenido del tubo. Registrar los cambios producidos en los sistemas.

Parte 3

Obtención de indicadores ácido base a partir de productos naturales y su empleo para la determinación de la acidez o basicidad de las sustancias.

Fundamentación teórica

Muchas sustancia naturales, que dan color a las flores y frutos, poseen la propiedad de cambiar de color según la acidez o basicidad del medio en el que se encuentran, sirviendo así como indicadores ácido – base de uso casero. Entre ellas se distinguen, los pigmentos colorantes azules, morados o rojos, tales como las que se encuentran en las campanillas, jacarandá, cardo, malvón, etc. Son de gran utilidad y más accesibles los frutos rojos como las moras, arándanos, y verduras de hoja como el repollo colorado y remolacha.

Procedimiento experimental

A- Obtención del extracto

1. Para este experimento cada grupo preparará tantos extractos como integrantes tenga el equipo de trabajo.
2. Es conveniente, cortar una o dos hojas de repollo colorado (recomendado) o remolacha basta con los tallos y hervirlos por unos pocos minutos en agua dejar enfriar y de esta manera se favorece la concentración y separar la solución con el pigmento disuelto. Proceder de la misma manera con frutos rojos y pétalos de flores.

B- Ensayo de la posible acción indicadora de los extractos obtenidos

Para el estudio de la acción indicadora de cada extracto, seguir los siguientes pasos:

1. Colocar en 3 tubos de ensayo rotulados con A (por ácido) N (por neutro) y B (por base)

Tubo A ➡ 2 ml de ácido clorhídrico (HCl) 10%

Tubo N ➡ 2 ml de agua destilada

Tubo B ➡ 2 ml de solución de hidróxido de sodio (NaOH) 10%

2. Agregar a cada tubo 10 gotas del extracto obtenido con pipeta.
3. Observar sobre un fondo blanco y anotar los posibles cambios de color producidos. Anotar los datos en el cuadro de valores de la hoja del informe.
4. Repetir con cada extracto existente en el laboratorio.

Completar el informe correspondiente.



Informe de Trabajo Práctico N° 3
Reconocimiento de sustancias ácidas, básicas y neutras
mediante el empleo de indicadores químicos.

Parte 1

Determinación de los colores en los distintos medios de las soluciones a ser utilizadas como patrones de comparación.

Cuadro de valores

Tubo N°	Sustancia presente	Carácter de la sustancia	Indicador añadido	Color adoptado por la solución
1				
2				
3				
4				
5				
6				
7				
8				
9				
10				
11				
12				

Cuestionario

- ¿Cómo reconocería la presencia de una sustancia ácida si dispusiera de:
 - Fenolftaleína
 - Tornasol rojo y azul
- ¿Qué color toma el azul de bromotimol en solución ácida? ¿Y en soluciones básicas?
- Cómo esperarías que reaccionara una solución neutra con:
 - Fenolftaleína
 - Azul de bromotimol.

Parte 2

Determinación del carácter ácido, básico o neutro de sustancias de uso doméstico.

Cuadro de valores

Soluciones	Color				Carácter de la sustancia (ácida básica, básicas o neutras)
	Azul de bromotimol	Fenolftaleína	Papel tornasol rojo	Papel de tornasol azul	
Jugo de Limón					
Vinagre					
Soda					
Bicarbonato de sodio					
Sal de cocina					
Seven up					
Leche					
Azúcar					
Jugo de Naranja					
Jabón					

Cuestionario

1. ¿Cuál es el carácter de la mayoría de las sustancias ensayadas?
2. Investigar cuales son las sustancias químicas responsables de las propiedades ácidas y básicas de las sustancias mencionadas
3. ¿Cuál es el uso habitual del bicarbonato de sodio? Explicar la razón de su empleo doméstico, en base a sus propiedades ácido – base.
4. ¿Qué dificultades presentan sustancias tales como la leche, jugo de naranja y limón, para la determinación de su carácter ácido, básico o neutro, mediante el uso de indicadores?

Parte 3

Obtención de indicadores ácido base a partir de productos naturales y su empleo para la determinación de la acidez o basicidad de las sustancias.

A- *Obtención de extractos coloreados*

Flores/ frutos/ verduras empleadas	Color del extracto

B- *Ensayo de la posible acción indicadora de los extractos obtenidos*

Pigmento extraído	Color original del extracto	Color en el medio			Utilidad del indicador
		Ácido	Básico	Neutro	

Questionario

1. ¿Por qué debe cortarse el material en trozos lo más pequeños posible antes de extraer el pigmento?
2. ¿Resultaron todos los pigmentos extraídos útiles como indicadores ácido – base? Justificar.



Trabajo Práctico N° 4

Soluciones

Objetivos:

- ✓ Preparar soluciones conociendo la concentración expresada en %m/v.
- ✓ Comparar soluciones colorimétricamente.

Materiales:

Matraz aforado de 50 cm³ con tapón – Vaso de precipitado de 250 cm³ – Pipeta de 10 cm³ – Tubo de ensayo (deben ser idénticos para todos los grupos) – Balanza

Reactivos:

Agua destilada – Sulfato cúprico o sulfato (VI) de cobre (II) (CuSO₄)

Procedimiento

1. Cada equipo deberá preparar una de las siguientes soluciones:
4,4 % m/v – 5,6 % m/v – 7,2 % m/v – 8,4 % m/v – 9,6 % m/v – 11,2 % m/v
Para ello cada grupo realizará los cálculos necesarios.
2. Pesar la masa de soluto calculada, utilizando un trozo de papel blanco previamente tarado.
3. Colocar el soluto dentro de matraz teniendo especial cuidado en observar que el cuello del mismo esté seco. Esto es para evitar que parte del soluto se adhiera a la parte interna del cuello del matraz.
4. Agregar aproximadamente 30 cm³ de agua destilada para disolver totalmente el soluto.
5. Una vez disuelto el soluto agregar porciones de agua destilada con pipeta, teniendo mucho cuidado a medida que el nivel de líquido se acerca al aforo.
Enrasar en forma precisa.
6. Tapar el matraz e invertirlo varias veces para homogeneizar la solución.

7. Trasvasar con pipeta, 10 cm^3 de la solución preparada a un tubo de ensayo limpio y seco. Este paso debe realizarse con precisión, ya que en el tubo debe haber 10 cm^3 .
8. Entregar el tubo de ensayo al profesor, señalándole el número de equipo.

Una vez que todos los equipos hayan entregado su tubo de ensayo, el profesor entregará a cada grupo, de a uno por vez, una gradilla con todos los tubos de ensayo ubicados en forma desordenada.

9. El grupo debe ordenar los tubos de ensayo de menor a mayor intensidad del color azul. Para ello debe mirarlos en forma vertical, desde la boca del tubo hacia abajo, colocando una hoja de papel blanco debajo de la gradilla. Una vez ordenados, se entrega la gradilla al profesor para que constate el ordenamiento.
10. Puesta en común con los resultados obtenidos.

Curva de Solubilidad

Objetivo:

- ✓ Determinar experimentalmente la curva de solubilidad del clorato (V) de potasio.

Procedimiento

1. Colocar 5 g de clorato (V) de potasio en un tubo de ensayo grande, limpio y seco.
2. Agregar 10 cm^3 de agua destilada, medidos con una pipeta.
3. Adaptar al tubo un tapón provisto de un termómetro y, si es posible, un agitador de vidrio.
4. Preparar un vaso de 500 cm^3 con agua sobre un trípode con tela metálica (para usarlo como baño de agua).
5. Introducir en el baño de agua el sistema formado por el tubo con el clorato (V) de potasio, el agua, el termómetro y el agitador. Sostenerlo con una agarradera de tal manera que el clorato (V) de potasio y el agua queden dentro del baño de agua.
6. Calentar el baño de agua hasta que el sólido se disuelva totalmente; para facilitar la disolución, agitar continuamente. Evitar que el agua dentro del tubo llegue a ebullición, para no tener pérdidas de agua.

7. Una vez disuelto el clorato (V) de potasio, retirar el tubo del baño de agua y agitando continuamente, dejar enfriar lentamente. Registrar la temperatura en que aparecen los primeros cristales (solución saturada).
8. Agregar 10 cm^3 de agua y repetir los ítems 6 y 7.
9. Realizar de la misma forma 2 o 3 agregados más de 10 cm^3 de agua cada vez. Si la capacidad del tubo no lo permite hacer agregados de 5 cm^3 .
10. Realizadas 4 o 5 lecturas de temperatura, dejar en reposo el tubo a temperatura ambiente.
11. Con precaución, tomar 5 cm^3 de la solución saturada de clorato (V) de potasio sobrenadante en equilibrio con el sólido a temp. ambiente y verterla en un vidrio de reloj previamente pesado. Registrar la temperatura ambiente.
12. Evaporar a sequedad la solución, utilizando un baño de María y luego pesar el vidrio de reloj con el residuo (que es el clorato (V) de potasio) a temperatura ambiente.
13. Por diferencia, calcular la masa de clorato (V) de potasio disuelta en los 5 cm^3 de solución, extraída a temperatura ambiente.

Calcular para cada temperatura registrada, la solubilidad del clorato (V) de potasio expresándola en gramos de soluto por 100 g de agua [$\rho_{\text{agua}} = 1\text{g/cm}^3$]

14. Trazar en papel milimetrado o con la computadora la *curva de solubilidad experimental*, representando la solubilidad (g de st/100g de agua en función de la temperatura).
15. Buscar en una *tabla de solubilidad*, las del clorato (V) de potasio a diversas temperaturas y representar gráficamente la *curva de solubilidad teórica*. Comparar con la obtenida experimentalmente.

El trabajo práctico puede realizarse con la misma técnica usando nitrato de potasio.

Questionario

1. ¿Por qué se registra la temperatura al aparecer los primeros cristales?
2. ¿Qué error se comete (exceso o defecto) si se evapora agua al calentar el tubo?
3. ¿Qué error se comete si la temperatura es leída cuando la cristalización es abundante?
4. ¿Para qué se agita continuamente al calentar y al enfriar?
5. ¿Por qué el contenido de tubo debe quedar sumergido totalmente en el baño?
6. Representar en un mismo grafico las curvas de solubilidad de las siguientes sustancias: nitrato de plata, cloruro de sodio, sulfato de sodio y nitrato de sodio. Utilizar la siguiente tabla de solubilidades:

La solubilidad de las sales se expresa en gramos de sal disueltos en 100 g de agua.

t °C	Cloruro de sodio	Nitrato de sodio	Nitrato de potasio	Sulfato de sodio	Clorato de potasio
0	35,7	73,0	13,3	5,0	3,4
10	35,8	83,9	20,9	9,0	5,0
20	36,0	88,0	31,6	19,4	7,4
30	36,3	100,0	45,8	40,8	10,5
40	36,6	105,0	64,0	48,8	14,0
50	37,0	116,0	85,5	45,7	19,3
60	37,3	124,0	110,0	45,3	24,5
80	38,4	148,0	169,0	43,7	38,5
100	39,0	175,8	246,0	42,5	57,0

UNIVERSIDAD DE BUENOS AIRES



**Escuela Superior de Comercio “Carlos Pellegrini”
Departamento de Química**

QUÍMICA

3° AÑO

Trabajo Práctico de Laboratorio

Contraturno

2017

Trabajo Práctico Integrador

Nombre..... Curso.....

Trabajo Práctico N°:..... Fecha del Trabajo Práctico:



SISTEMAS MATERIALES – SUSTANCIAS QUÍMICAS TABLA PERIÓDICA – UNIONES QUÍMICAS ESTRUCTURA ATÓMICA

MATERIALES:

- Tubos de ensayo – gradillas - pipeta
- Papel de filtro – embudos – Cajas de Petri
- Algún material de vidrio que se considere apropiado el uso – varilla.

MATERIALES QUE DEBERÀ TRAER EL ALUMNO:

- Pinza de depilar – papel cocina – imán – papel filtro para café.
- Lupa – cinta scotch – 4 hojas A-4 – embudo – colador fino pequeño (no de colar fideos).
- Tabla Periódica – Tabla Muda para pegar en el informe del Trabajo Práctico

IDEAS PREVIAS

Los alumnos deberán concurrir al laboratorio habiendo estudiado el Trabajo Práctico con libros de textos.

Queda aclarado que deberán entregar el informe correspondiente una vez finalizado el Trabajo Práctico y en las condiciones estipuladas en el Contrato Pedagógico para “entrega de informe de Trabajo Práctico”.

PROCEDIMIENTO

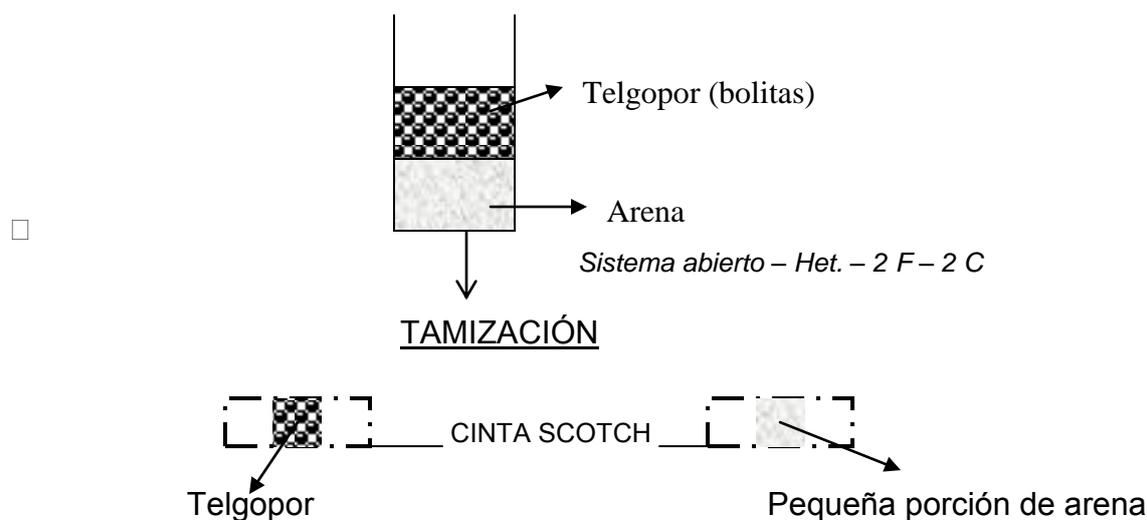
- Se solicita al ayudante la gradilla con las 3 muestras; y se las rotula con el N° 1,2,3 respectivamente.
- Se realiza un esquema de cada tubo de ensayos y se clasifican los sistemas en Abierto-Cerrado-Aislado; en Homogéneo o Heterogéneo; Fases y Componentes.
- Defina los siguientes conceptos: *Sistema abierto; homogéneo; heterogéneo; fases y componentes.*

Use Bibliografía y consigne la misma (Nombre y apellido de los autores, capítulo, página).

- Realice un diagrama de separación para cada Sistema Material (recuerde que en el mismo deberá consignar el método empleado para separar y a fraccionar el sistema, como así pegar una parte del mismo con cinta scotch para comprobar que lo ha separado).

Por ejemplo:

Dado el sistema material



- Utilizando la observación; su criterio y los materiales trabajados durante el año en el Laboratorio; nombre que materiales forman parte de cada sistema material y corrobore con el ayudante sus hipótesis.

- Explique dos de los métodos empleados para separar los sistemas materiales de tubos (1) (2) (3).

• Sistema **Tubo 1, 2, 3**

a) Complete en el siguiente cuadro los espacios que faltan en función de las sustancias halladas en los Sistemas Materiales.

TUBO 1	Sustancia	Color	Olor	Brillo	Es magnético	Sust. Simple	Sust. Comp.	Fórmula Química
(1)	Arena	Beige	carácter.			No	Si	SiO ₂
(2)	Lim. de Fe		carácter.		Si	Si	No	
TUBO 2								
(3)	Corcho	beige	carácter.			-----	Si	-----
(4)	Azufre		carácter.	opaco	No			S ₈
(5)	Sal	blanco	carácter.	crystal.				NaCl

TUBO 3								
(6)	Agua	incol.	carácter.	s/brillo				H ₂ O
(7)	Arena		carácter.	crystal.	No			

b) Escriba la CE; CEE; G; P; Me o No Me, máquelos en la tabla muda y péguela en el informe del Trabajo Práctico, de los elementos que representan las sustancias empleadas.

c) Indique el tipo de unión que presentan las sustancias (1) – (5) – (6)
Realice las estructuras de Lewis y de los iones correspondientes.

d) Indique cuales son las características generales de las sustancias que presentan uniones iónicas y covalentes.

Defina el concepto de *sustancia simple*; *sustancia compuesta*; *elemento químico*; *reacción química*; *ecuación química*; *unión covalente polar*; *unión metálica*, *unión puente de hidrógeno*.