

UNIVERSIDAD DE BUENOS AIRES



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

QUÍMICA

2º 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

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.

PROGRAMA DE QUÍMICA

UNIDADES TEMÁTICAS-QUÍMICA-2º AÑO

UNIDAD 1: Estructura y Propiedades de la Materia.

Repaso de Método Científico. Cuerpo. Materia. Sustancia. Estados en que se presenta la materia. Características del estado sólido, líquido y gaseoso. Transformaciones de la materia. Transformaciones Físicas y Químicas. Cambios de estado. Propiedades Físicas y Químicas. Noción general de Error o Incerteza y Reacción Química. Mezclas.

UNIDAD 2: Estructura atómica y Tabla Periódica

Naturaleza eléctrica de la materia. Modelo atómico de Thomson. El electrón. Radioactividad. Modelo atómico de Rutherford. El protón. Número Atómico y Número Másico. Elemento. Isótopos. Isóbaros. Modelo atómico de Bohr. Modelo atómico actual. Configuración electrónica. Configuración Electrónica Externa Triadas. Ley de las octavas. Clasificación periódica de Mendeleiev. Inversiones. Clasificación actual. Propiedades Periódicas. Relación entre la Tabla Periódica y la Configuración Electrónica. Grupo y Periodo.

UNIDAD 3: Uniones Químicas

Naturaleza del enlace químico. Regla del octeto. Estructura de Lewis. Tipos de unión química: iónica, covalente común y coordinada. Unión metálica. Fuerzas intermoleculares. Polaridad de los enlaces. Propiedades de las sustancias iónicas y covalentes.

UNIDAD 4: El Estado Gaseoso

Modelo cinético molecular. Teoría cinética de los Gases El estado gaseoso. Leyes de los Gases. Boyle- Mariotte, Charles, Gay- Lussac. Ecuación del estado del gas ideal.

UNIDAD 5: Sistemas Materiales

Sistemas materiales. Clasificación. Sistema heterogéneo. Fase. Métodos de separación de fases. Sistema Homogéneo: solución y sustancia. Métodos de fraccionamiento. Composición centesimal.

NÚCLEOS DE CONTENIDOS

Estructura y propiedades de la materia.
Modelos, Estructura y Tabla Periódica.
Uniones Químicas (Estructuras de Lewis. Polaridad. Características de las Sust. Iónicas y Covalentes).
Estado Gaseoso. Leyes de los Gases Ideales. Ecuaciones que rigen el Estado Gaseoso Ideal. Representaciones Gráficas.
Sistemas materiales. Clasificación. Métodos de Separación, Fraccionamiento y Composición Centesimal.

Bibliografía:

- Química 1. Autores: M. P. Alegría y otros. Editorial Santillana (Polimodal)
- Guía de Ejercicios construida Colaborativamente con los Docentes de la ESCCP 2015.
- Química 3 y 4. Autores: Cavalchino, Depau, Tonelli. Editorial Plus Ultra.
- Guías aportadas por el docente.
- Guías de problema aportadas por los Docente. Guía de Problemas y Ejercicios empleada en el C.B.C.

Bibliografía recomendada:

- Química. Autor: K. Whitten. Editorial Mac Graw Hill.
- Química. Autor: Raymond Chang. Editorial Mac Graw Hill.
- Curso de Química COU. Autores: A. Pozas y otros. Editorial Mac Graw Hill.
- Química y Ambiente 1. Autos: Cárdenas. Editorial Mac Graw Hill.
- Química General e Inorgánica. Autores: Chamizo y Garitz. Editorial Adisson Wesley.
- Fundamentos de Química. Autor: Ralph A. Burns.



**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 colocará 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. |

| | | |
|--|-------------------|---|
| | El docente | El Profesor observará y orientará las actividades del proceso. Será Gestor del Aprendizaje Presentará y explicará los temas del programa. |
|--|-------------------|---|

| | | |
|--|--------------------------------|---|
| Actividades en el aula | | Evalúa en forma continua . |
| | Los alumnos | Realizarán 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 | Acompañarán a los alumnos en la realización de trabajo experimental. Realizarán 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.

Prof. Héctor Fernández Dunne

Unidad 1:

Estructura y Propiedades de la Materia.

Introducción Teórica

Una de las tareas de los químicos es el estudio de los materiales naturales, sus propiedades y sus posibles transformaciones y, a partir de este estudio, intentar el desarrollo de materiales nuevos.

Conviene comenzar por algunas definiciones que nos permitirán comprender de qué vamos a hablar.

- **MATERIA:** Es todo aquello que ocupa espacio, tiene masa y que, en general, podemos verla, tocarla u olerla.
- **CUERPO:** Objeto material sujeto a estudio.
- **PROPIEDADES EXTENSIVAS:** Son aquellas propiedades del cuerpo que dependen de la cantidad de materia contenida en dicho cuerpo. Se caracterizan por ser aditivas. Ejemplos: peso, masa y volumen.
- **PROPIEDADES INTENSIVAS O ESPECÍFICAS:** Son aquellas propiedades del cuerpo que no dependen de la cantidad de materia contenida en dicho cuerpo. Por esta razón se mantienen constantes aunque varíe el tamaño del cuerpo y permiten identificar a la sustancia de la cual están hechos. Ejemplos: densidad, temperatura de fusión y temperatura de ebullición.
- **SUSTANCIA PURA:** Es aquella sustancia que no se puede descomponer en otras mediante procedimientos físicos (como calentamiento o exposición a un campo magnético). Aunque sí es posible que una sustancia pura se descomponga mediante reacciones químicas.
- **MEZCLA:** Es el resultado de la combinación de varias sustancias puras y es posible la separación de éstas mediante procedimientos físicos (como filtración, destilación, evaporación u otras).
- **SUSTANCIA PURA SIMPLE:** Es aquella compuesta por un solo tipo de átomos, es decir por un solo elemento químico.
- **SUSTANCIA PURA COMPUESTA** (o simplemente compuesto): Es aquella sustancia pura que puede descomponerse en más de un elemento químico mediante reacciones químicas.

Prof. Héctor Fernández Dunne

- **ELEMENTO QUÍMICO** (o simplemente **ELEMENTO**): Es el conjunto de átomos con el mismo número atómico, no necesariamente idénticos por la existencia de los isótopos.
- **TRANSFORMACIÓN FÍSICA**: Es un cambio producido en la materia en el cual no se producen modificaciones en las sustancias que la componen. Es decir que las sustancias siguen siendo las mismas luego de la transformación.
- **TRANSFORMACIÓN QUÍMICA o REACCIÓN QUÍMICA**: Es un cambio en la materia mediante el cual se produce alguna modificación en las sustancias que la componen. Es decir que las sustancias no son las mismas luego de la transformación.

Teoría Cinético Corpuscular

Nuestro paradigma actual acerca de la estructura de la materia es que ésta es discontinua, es decir que está constituida por pequeños corpúsculos separados por espacio vacío.

Esta idea acerca de la materia no ha sido siempre así. Durante siglos fue exactamente opuesta. Aristóteles (siglo IV a C), filósofo griego cuyas ideas influyeron durante siglos en las concepciones científicas de nuestra civilización, pensaba que el espacio vacío no podía existir en la naturaleza; con lo cual la composición de la materia debía ser continua.

En la actualidad se utiliza la **Teoría cinético-corpúscular** para dar un marco conceptual a la estructura de la materia discontinua. Esta teoría tiene tres postulados (aunque este número depende de la manera de enunciarla):

1. *La materia está formada por pequeños corpúsculos en constante movimiento, separados por espacio vacío.* Como ya sabemos estos pequeños corpúsculos pueden ser átomos, iones o moléculas; dependiendo del tipo de sustancia considerada.
2. *Los corpúsculos que forman a la materia ejercen entre sí fuerzas de atracción o cohesión de diferente intensidad.* La intensidad de estas fuerzas depende del tipo de corpúsculo, de la distancia a la cual se encuentren y de la velocidad a la cual se mueven estos corpúsculos.
3. *La temperatura de un cuerpo es proporcional a la velocidad promedio de los corpúsculos que lo forman.* Cuanto mayor sea la velocidad promedio de los corpúsculos, mayor será la temperatura del cuerpo.

Prof. Héctor Fernández Dunne

La Teoría Cinético Corpuscular permite explicar las propiedades de los tres estados de agregación de la materia: sólido, líquido y gaseoso.

Estado sólido: escaso movimiento (solo vibración corpuscular), baja velocidad, fuerzas de atracción intensas, pequeños espacios intercorpúsculares. Los corpúsculos tienen, en general, un ordenamiento particular. Esto hace que los sólidos tengan forma y volumen propio.

Estado líquido: algo de movimiento corpuscular pero a baja velocidad (vibración, rotación y traslación corpuscular), fuerzas de atracción medianamente intensas y espacios intercorpúsculares algo mayores. Esto hace que los corpúsculos tengan cierta libertad de movimiento como para deslizarse unos sobre otros y poder fluir. Esto hace que los líquidos puedan adaptarse a la forma del recipiente manteniendo un volumen propio.

Estado gaseoso: gran libertad de movimiento y a alta velocidad, fuerzas de atracción débil y gran espacio intercorpúscular. Los corpúsculos chocan entre sí y contra las paredes del recipiente generando la presión interna y ocupando todo el volumen disponible. Esto hace que los gases no tengan ni forma ni volumen propio.

Cambios de estado

Es el proceso por el cual una sustancia pura pasa de un estado de agregación a otro diferente. Los cambios de estado son seis y cada uno de ellos tiene un nombre diferente,

Transformación física y transformación química

Cuando se produce un cambio de estado en una sustancia, los corpúsculos que la forman no sufren modificaciones. Siguen siendo los mismos antes y después del cambio de estado. Los corpúsculos que constituyen al agua de lluvia son iguales a los que conforman a la nieve. Sí hay diferencias en las interacciones entre ellos (las fuerzas de atracción), son distintas las distancias entre ellos (espacio intercorpúscular) y se mueven de distinta manera (temperatura), pero son químicamente iguales. Se los simboliza con la conocidísima fórmula química H_2O .

Lo mismo sucede cuando se modifica el volumen o la presión de un gas dentro de un recipiente, los corpúsculos no cambian. Si apretamos un globo hasta que estalle (reducimos su volumen al mismo tiempo que aumentamos su presión), solo haremos que el aire interno al globo (corpúsculos de oxígeno y de nitrógeno, principalmente) se mezcle con el aire atmosférico.

Cuando ocurre un cambio en la materia sin que los corpúsculos se modifiquen decimos que se trata de una **TRANSFORMACIÓN FÍSICA**. Pero no son las únicas transformaciones que existen, también hay transformaciones químicas.

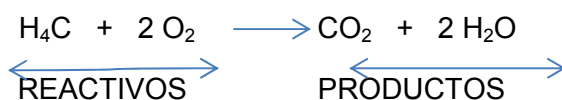
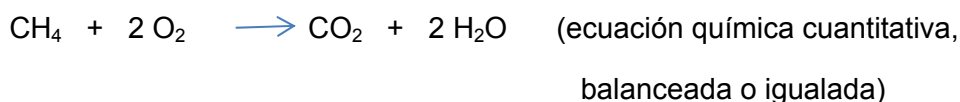
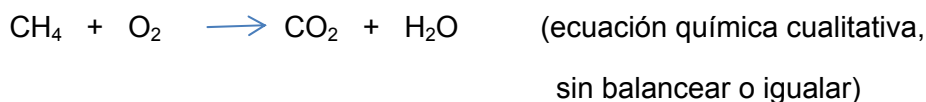
Prof. Héctor Fernández Dunne

Una **TRANSFORMACIÓN QUÍMICA** es aquel cambio en la materia durante el cual los corpúsculos materiales se modifican, interactúan las sustancias originales (**REACTIVOS**) entre sí y se generan sustancias diferentes (**PRODUCTOS**), que tienen corpúsculos diferentes a los reactivos.

Los químicos solemos llamar **REACCIÓN QUÍMICA** a este tipo de transformaciones en la materia. Para que una transformación química tenga lugar, siempre hace falta dar o quitar energía a la materia que reacciona.

Los corpúsculos que forman al carbón o a la leña que usamos para cocinar un asado no son los mismos que constituyen al humo y a la ceniza que se producen durante la combustión. Los corpúsculos presentes en la cabeza roja de un fósforo sin usar no son los mismos que quedan luego de haberlo encendido. Lo mismo sucede cuando cocinamos un huevo o una hamburguesa. Los diversos corpúsculos que los forman (se trata de mezclas complejas de muchas sustancias) se modifican mientras los cocinamos, y se obtienen nuevas sustancias con cambios en la textura, en el sabor y en el aroma que, entre otras cosas, los hacen digeribles por nuestro organismo.

Así como llamamos “reacción química” al fenómeno propiamente dicho, llamamos **ECUACIÓN QUÍMICA** a la manera en que se escribe y describe simbólicamente a dicho fenómeno. En una ecuación química se escriben a la izquierda las fórmulas químicas de los reactivos y a la derecha las fórmulas químicas de los productos; cada una de ellas separadas de las demás por un signo “más” (+). Separando a los reactivos de los productos se escribe una flecha que apunta hacia estos últimos y que indica el avance de la reacción química. Como ejemplo se puede escribir la ecuación química que representa la combustión del gas natural (el de nuestras casas):



Prof. Héctor Fernández Dunne

Unidad 1:

Estructura y Propiedades de la Materia.

Guía de Ejercicios

1. Buscar, analizar y decidir si los siguientes materiales de uso cotidiano son mezclas o sustancias puras y, en este último caso, si se trata de sustancias simples o compuestos.

Agua – cemento – grafito – agua mineral – papel – sal de cocina – azúcar – cal de albañilería – diamante – alcohol medicinal – calcio.

2. Analizar la definición de “alotropía” y buscar un ejemplo en el ejercicio anterior.
3. Si para una sustancia pura conocemos lo que se llama “fórmula química” será muy fácil saber si se trata de una sustancia simple o de un compuesto. Decidir cuál es cuál en los siguientes casos.

SiO_2 - Fe - NaHCO_3 - O_2 - H_2O - C_{60} - H_2O_2 - $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$

4. Utilizando internet buscar el nombre de las ocho sustancias anteriores.
5. Se denominan “cambios de estado” a los procesos en los cuáles la materia pasa de un estado a otro. En total, hay seis cambios de estado. Buscar los nombres de estos procesos y ubicarlos en un cuadro.
6. Dependiendo de la fuente de información elegida puede que no coincidan los nombres de los seis procesos encontrados para el ejercicio anterior. En caso de no haber encontrado el nombre “vaporización” como uno de ellos, buscar la definición de esta palabra.
7. La vaporización puede ocurrir mediante dos mecanismos diferentes: la evaporación y la ebullición. Explicar las diferencias entre estos mecanismos utilizando los postulados de la Teoría Cinético Corpuscular.
8. Buscar las definiciones de “punto de fusión” y de “punto de ebullición”, también son conocidos por la denominación “temperatura de fusión” y “temperatura de ebullición”.
9. Cuando una sustancia pura pasa de sólido a líquido, y luego a gaseoso, ¿cómo cambian las fuerzas de atracción entre los corpúsculos que la forman? Y, ¿qué modificación tiene lugar en los espacios intercorpúsculares?
10. El aumento de la temperatura provoca la fusión de una sustancia pura sólida y, de continuar el aumento, lleva a la vaporización de la misma. Utilizando la Teoría Cinético Corpuscular, explicar estos cambios.

Prof. Héctor Fernández Dunne

11. Marcar la respuesta correcta:

- a) El estado gaseoso se caracteriza por:
- Grandes espacios intercorpúsculares, volumen y forma propia.
 - Grandes espacios intercorpúsculares, volumen propio pero no forma.
 - Grandes espacios intercorpúsculares, ni volumen ni forma propia.
- b) El punto de ebullición de una sustancia pura, generalmente:
- Aumenta al aumentar la presión.
 - Disminuye al aumentar la presión.
 - Es independiente de la presión.

12. Completar las siguiente frase:

- a) Al aumentar la temperatura un cuerpo gaseoso, aumenta la..... de los corpúsculos que los forman. Por lo tanto, también aumentan los choques contra las paredes del recipiente que contiene al gas, aumentando la..... interna.
- b) Cuando un cuerpo líquido solidifica aumentan las..... entre los corpúsculos que lo forman por lo cual disminuyen los entre ellos.

13. Conociendo los datos de temperaturas de fusión y de ebullición:

Azufre: TF = 112,8°C TE = 444,6°C

Plomo: TF = 327,5°C TE = 1620,0°C

Oxígeno: TF = -218,4°C TE = -183,4°C

Mercurio: TF = -38,9°C TE = 356,9°C

Determinar el estado de agregación de estas sustancias puras simples a las temperaturas de 0°C, 100,0°C, -50,0°C, 350,0°C, -200,0°C, 500,0°C. Si les resulta cómodo pueden responder mediante un cuadro.

14. Sabiendo que los puntos de fusión y de ebullición de una sustancia pura son, respectivamente, -20°C y 70°C; indicar cuál es el estado de agregación de esta sustancia a las temperaturas siguientes:

- a) 0°C b) 100°C c) -5°C d) 50°C e) -30°C

15. Indicar cuáles de las siguientes propiedades son intensivas y cuáles son extensivas:

volumen - peso - sabor - densidad - masa - punto de fusión - peso específico - superficie - solubilidad

16. Buscar las definiciones de "densidad" y de "peso específico"

17. Se coloca un trozo de cobre sobre una balanza dando por resultado una masa de 21,8g. Luego se pone agua dentro de una probeta hasta alcanzar el volumen de 55,0cm³. Después se sumerge el trozo de cobre en el agua de la probeta, observando que el nivel de líquido asciende hasta 57,5cm³.

- a) ¿Cuánto vale la densidad del cobre?
- b) ¿Cuál será la masa de un cilindro de cobre cuyo diámetro sea de 4,0cm y su altura sea de 14,5cm?

Prof. Héctor Fernández Dunne

18. Buscar las densidades de las sustancias puras ACERO, PLATA y PLATINO. Con estos datos decidir de qué material está hecho un anillo de 5,3g y 0,5cm³.
19. La fotosíntesis es una reacción (transformación) química por la cual las plantas convierten el dióxido de carbono y el agua en glucosa. Buscar la ecuación química que la describe.

Bibliografía consultada:

- Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General e Inorgánica". Versión ampliada. Eudeba.
- Rafael Martín (1997). "Las Reacciones Químicas". Química Cuaderno de Actividades 2. Problemas propuestos y resueltos. Mc. Graw Hill.
- Timberlake Karen, Timberlake (William (2008). "Química". Segunda edición México, Pearson Prentice Hall.
- Whitten Kennet, Gailey Kennet, 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.

Prof. Ethel Parietti de Angelini

UNIDAD 2

Estructura Atómica y Tabla Periódica

Introducción Teórica

El modelo atómico actual es la construcción del pensamiento del hombre desde aproximadamente el siglo V antes de Cristo hasta nuestros días.

Como has estudiado con tus docentes desde el modelo de una esfera maciza indivisible, indestructible e increable hasta el modelo de orbital (zona donde existe una gran posibilidad de encontrar al electrón), hay casi más de veinte siglos de historia; teniendo el mayor avance en los últimos ciento cincuenta años aproximadamente.

Basicamente podemos decir que el átomo está constituido por tres partículas subatómicas (aunque sabemos que hay muchas más) protones con carga positiva (p^+), neutrones sin carga eléctrica (n) ubicados en el núcleo del átomo y electrones, partículas con carga negativa (e^-) ubicados en la zona extra nuclear. Éstos se hallarían en orbitales; en diferentes niveles y subniveles de energía. Recuerda que no se puede saber en qué lugar exactamente se encuentra el electrón.

Los niveles de energía presentan subniveles; por ejemplo en nivel 1 hay un subnivel llamado s, en el nivel 2 hay dos subniveles s y p; en el nivel 3 hay tres subniveles s,p,d; en el nivel 4 hay cuatro subniveles s,p,d,f con una cantidad máxima de electrones por nivel y por subnivel.

Para que puedas resolver ejercicios de aplicación, problemas y actividades de Laboratorio de este curso te presentaremos conceptos fundamentales que debes conocer.

Número Atómico(Z)

Es un número entero e indica la cantidad de protones o electrones que se encuentran en un átomo eléctricamente neutro, y se escribe como está en el esquema.

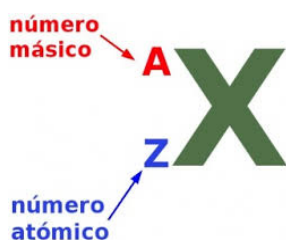
Número Másico(A)

Es un número entero que indica cuantos nucleones posee un átomo de un elemento

Prof. Ethel Parietti de Angelini

dado, y será igual a la suma del número de protones más el número de neutrones. Como el número de protones equivale a Z, podemos afirmar que:

La tabla periódica está ordenada por **Número Atómico (Z) creciente**. Esto significa que cada átomo de un elemento tiene un electrón y un protón más que el elemento anterior.



Observa y analiza la cantidad de partículas en los átomos del cuadro

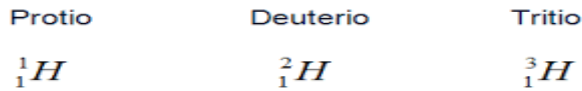
| ÁTOMO | Z | A | nº de protones | nº de neutrones | nº de electrones |
|-------------------------|----|----|----------------|-----------------|------------------|
| ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ | 29 | 63 | 29 | 34 | 29 |
| ${}^{40}_{19}\text{K}$ | 19 | 40 | 19 | 21 | 19 |
| ${}^{65}_{29}\text{Cu}$ | 29 | 65 | 29 | 36 | 29 |
| ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ | 20 | 40 | 20 | 20 | 20 |
| ${}^{39}_{19}\text{K}$ | 19 | 39 | 19 | 20 | 19 |

Ión

Cuando un átomo o conjunto de átomos pierden o ganan electrones. Si gana electrones se denominan **iones aniones** X^{1-} , R^{2-} . Si pierden electrones se denominan **iones cationes** X^{1+} , R^{2+} , T^{3+} por ejemplo.

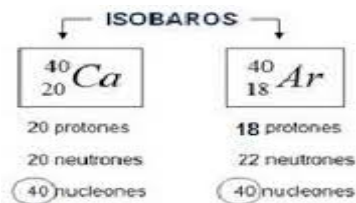
Isótopos

Son átomos de un mismo elemento con igual número atómico y distinto número másico. Observa los isótopos del hidrógeno, éstos en particular llevan nombres especiales



Isóbaros

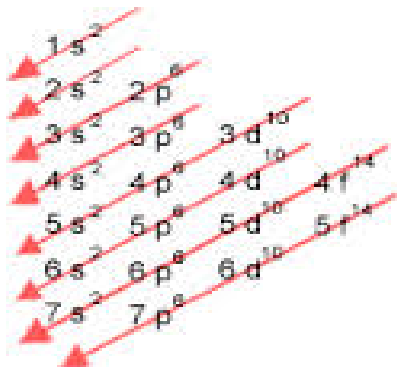
Son átomos de diferentes elementos con distinto número atómico e igual número másico.



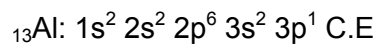
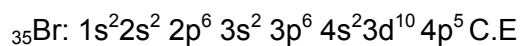
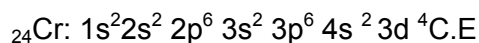
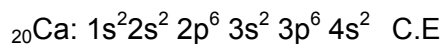
Configuración Electrónica (C.E)

Cuando se indican los orbitales asociados a los diferentes electrones estamos dando la configuración electrónica.

Para recordar el orden de energía creciente de los subniveles atómicos, emplearemos la Regla de las Diagonales.



La **regla de las diagonales** se lee de arriba hacia abajo de derecha a izquierda siguiendo la diagonal.



Configuración electrónica externa (C.E.E)

Son aquellos electrones involucrados en las reacciones o cambios químicas.

| | | | |
|--|--------------------|------|------------|
| ${}_{20}\text{Ca}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ C.E | C.E. E: $4s^2$ | P: 4 | G: 2 - IIA |
| ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ C.E | C.E.E $4s^2 3d^4$ | P: 4 | G: 6- VIB |
| ${}_{35}\text{Br}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ C.E | C.E.E: $4s^2 4p^5$ | P: 4 | G: 17-VIIA |
| ${}_{13}\text{Al}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ C.E | C.E.E: $3s^2 3p^1$ | P: 3 | G: 13-IIIA |

Tabla Periódica.

Entonces como decíamos la Tabla Periódica está ordenada por **(Z)** creciente. Esto significa que cada átomo de un elemento tiene un electrón y un protón más que el elemento anterior. Actualmente, presenta 18 columnas verticales donde cada una de ellas contiene un **Grupo** o familias de elementos que tienen propiedades similares. Se encuentran las familias de los elementos **Representativos (A)**, **de Transición (B)** dentro de ésta última los elementos de **Transición Interna**.

Las hileras horizontales reciben el nombre de **Períodos** hasta ahora son 7, los mismos representan el nivel de energía más alejado del núcleo en el que podemos encontrar los electrones de los átomos.

En toda la tabla se observa que algunas características llamadas propiedades como ser el Radio atómico, Electronegatividad, Energía de Ionización, Afinidad electrónica, etc. que son función periódica de sus números atómicos. Ésto quiere decir que las propiedades periódicas en la tabla periódica varían lo largo de ella de forma similar aunque hay excepciones.

UNIDAD: 2

Estuctura Atómica y Tabla Periódica

GUÍA DE EJERCITACIÓN

1. Completar el siguiente cuadro utilizando la tabla periódica

| Elemento | Símbolo | Z | A | Nº de electrones | Nº de protones | Nº de neutrones | Configuración Electrónica |
|----------|---------|---|---|------------------|----------------|-----------------|---------------------------|
| Sodio | | | | | | | |
| Arsénico | | | | | | | |
| Criptón | | | | | | | |
| Estaño | | | | | | | |
| Bismuto | | | | | | | |
| Aluminio | | | | | | | |
| Yodo | | | | | | | |
| Oxígeno | | | | | | | |

2. El átomo de un elemento incógnita X tiene 2 electrones en $n = 1$; 8 electrones en $n = 2$; 8 electrones en $n = 3$ y 1 electrón en $n = 4$. Indicar para ese elemento: grupo, periodo, número de electrones y protones. Use la regla de las diagonales

3. Indicar cuáles de los siguientes iones son cationes y cuales aniones:

Ca^{2+} Cr S^{2-} Li^+ Ba^{2+} Al^{3+} O

4. Escribir la configuración electrónica de X^{2-} sabiendo que X tiene número másico 32 y 16 neutrones en su núcleo. ¿De qué elemento se trata? Usa tabla periódica. Escribí las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos e iones, indicar en cada caso el numero atómico que corresponde.

5. Escribí las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos e iones, indicar en cada caso el numero atómico que corresponde:

N O Na Na^+ Sr^{2+} Sn^{4+} Br Br^- O^{2-}

6. Determinar el número de neutrones que tiene el núcleo de X cuyo $A = 128$, si su configuración electrónica termina en $5p^4$. Indicar el nombre y símbolo de X.

Prof. Ethel Parietti de Angelini

7 Determinar el número atómico de X e identificar su nombre y símbolo, sabiendo que el compuesto SnX_4 tiene en total 118 protones y que la configuración electrónica del Sn termina en $5p^2$. Realiza todo el planteo sin usar la tabla

8 Indica si los elementos: $Z = 26$; $Z = 60$; $Z = 86$ y $Z = 31$ son representativos, de transición o de transición interna. Escribe sus C.E

9 Indica el símbolo, el grupo y el período en que se encuentran los elementos cuyas configuraciones electrónicas se indican a continuación:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$1s^1$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

$1s^2 2s^2$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

10 Un átomo de un elemento X produce un anión divalente negativo que es isoelectrónico con el segundo gas noble. Determina del elemento X; CE, CEE, G, P, y su símbolo químico.

11 La CEE de un átomo de un elemento es $5s^2 4d^{10}$. Indicar a que grupo y período pertenece dicho elemento.

12 Un átomo tiene 20 protones y 20 neutrones en su núcleo. Indicar en qué grupo y período se encuentra.

13Cuál es el número másico del elemento X sabiendo que tiene 45 neutrones y que su configuración electrónica finaliza en $4p^5$.

14 Indicar en qué grupos y períodos se encuentran los átomos de los siguientes elementos (sin TP):

A: sabiendo que produce un anión monovalente que posee 18 electrones.

R: sabiendo que posee 19 protones en el núcleo.

T: sabiendo que tiene sus 3 últimos electrones en el nivel 5p.

D: sabiendo que pierde 2 electrones y presenta la CEE del ion formado en $2s^2 2p^6$.

15 Un elemento cuyo número másico es 127 pertenece al período 5 y grupo 7. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene? Indica el Z.

16 Los iones X^{3-} y R^{1-} son isoelectrónicos con el ión positivo de ${}_{40}\text{G}$.

a) Indicar el símbolo de X y el grupo al que pertenece un isótopo de él de $A = 82$

- b) Escribir la CE y CEE de R y la de su ión.
- c) Sabiendo que el número de neutrones de X^{3-} es 45, indicar el número másico del átomo y el número de partículas con carga positiva que posee el mismo.

Rta: X, es Br, R es Rb y G es Zr.

17 Dados los átomos ^{88}Q (que tiene 50 neutrones en su núcleo) y R (que forma un anión divalente con CEE $5s^2 4d^{10} 5p^6$), Indicar:

- a) La CEE de Q.
- b) El número de protones que tiene el catión Q^{2+} .
- c) El número de partículas eléctricamente neutras del átomo ^{127}R .

Rta: Q es Sr y R es Te.

18 Un átomo del elemento Q gana dos electrones formando un anión que es isoelectrónico con el catión $^{40}\text{X}^{2+}$, el cual tiene el mismo número de protones que de neutrones en el núcleo.

- a) Dar la CEE del elemento Q.
- b) Indicar el número de neutrones de ^{40}X .
- c) Determinar el número total de electrones que hay en la molécula QX.

Rta: Q es S y X es Ca

19 Escribe el símbolo y número másico para cada uno de los siguientes casos:

- a) Un átomo con 4 protones y 5 neutrones.
- b) Un átomo con 12 protones y 14 neutrones.
- c) Un átomo de calcio con un número de masa 46.
- d) Un átomo con 30 electrones y 40 neutrones.
- e) Un átomo de cobre con 34 neutrones.

20 Considera los siguientes átomos en los que el símbolo químico del elemento se representa mediante X:

| | | | | |
|-------------------|-------------------|----------------------|-------------------|-------------------|
| $^{16}_8\text{X}$ | $^{16}_9\text{X}$ | $^{18}_{10}\text{X}$ | $^{17}_8\text{X}$ | $^{18}_8\text{X}$ |
|-------------------|-------------------|----------------------|-------------------|-------------------|

- a) ¿Cuáles átomos tienen el mismo número de protones?
- b) ¿Cuáles átomos son isótopos? ¿De cuál elemento?
- c) ¿Cuáles átomos tienen el mismo número másico?
- d) ¿Cuáles átomos tienen el mismo número de neutrones?

21 Un átomo de un elemento E produce un anión divalente negativo que es isoelectrónico con el tercer gas noble. Indicar su C.E.E:

22 La C.E.E. de un átomo de un elemento es $5s^2 4d^{10} 5p^3$. Indicar a qué grupo y período pertenece dicho elemento.

23 Un átomo tiene 12 protones y 12 neutrones en su núcleo. Indicar en qué grupo y periodo se encuentra.

24 Cuál es el número másico del elemento X sabiendo que tiene 45 neutrones y que su configuración electrónica termina en $4p^5$.

25 Indicar en qué grupos y períodos se encuentran los átomos de los siguientes elementos (sin TP):

- a) A, que produce un anión divalente que posee 18 electrones.
- b) R, que posee 19 protones en el núcleo.
- c) T, que tiene los últimos 5 electrones en el nivel 5p, subnivel p.
- d) D, sabiendo que pierde 3 electrones. La CEE del ión formado es $2s^2 2p^6$.

Rta: A es S, R es K, T es Sb, D es Al

26 Un elemento cuyo número másico es 122 pertenece al periodo 5 y grupo 5A. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene? Indica el Z del elemento.

27 Un elemento pertenece al grupo VII A, periodo 4. Indica el número de protones, neutrones y electrones que presenta el elemento.

28 Detalla para cada uno de los iones siguientes: número de protones, número de neutrones, número de electrones; escribe el símbolo del átomo que posee igual número de electrones que el ión.

- a) F^-
- b) Al^{3+}

29 Escribe la configuración electrónica de los átomos de los elementos con $Z=9$, 15 y 34 e indica en cada caso cuántos electrones serían necesarios para tener la configuración electrónica del gas noble con Z más cercano.

30 Escribe la configuración electrónica de los iones siguientes: a) Mg^{2+} , b) Li^+ , c) Cl^- , d) P^{3-} , e) Al^{3+} , f) O^{2-} , g) S^{2-} . Identificar cuáles de ellos son isoelectrónicos entre sí. Indica además si son isoelectrónicos con algún gas noble.

Bibliografía consultada:

- Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General e Inorgánica". Versión ampliada. Eudeba.
- Rafael Martín (1997). "Las Reacciones Químicas". Química Cuaderno de Actividades 2. Problemas propuestos y resueltos. Mc. Graw Hill.
- Timberlake Karen, Timberlake (William (2008). "Química". Segunda edición México, Pearson Prentice Hall.
- Whitten Kennet, Gailey Kennet, 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 3

Uniones Químicas

Introducción Teórica

Como ya sabemos, la tabla periódica nos muestra en forma ordenada los ladrillos fundamentales que componen el universo, que, generalmente, en el mundo que nos rodea, encontramos unidos formando infinidad de sustancias tanto naturales como sintéticas. Las sustancias presentan propiedades específicas muy diferentes entre sí, lo que nos hace pensar que la naturaleza de esa unión y entre quienes se da, constituyen la base para comprender el porqué de tanta variabilidad.

La formación de la unión o enlace implica un reordenamiento de los electrones de valencia (de la CEE) de los átomos que lo forman.

Pero, ¿por qué se produce esa unión? La respuesta es que de esta manera, se alcanza un estado de menor energía. Esta situación, energéticamente más favorable, se logra cuando los átomos que se unen, transfieren o comparten electrones entre sí cumpliendo, en muchos casos, la regla del octeto (8 electrones en su capa más externa, asociada a la estabilidad de los gases nobles).

La **electronegatividad (En)** es una propiedad inherente a los átomos que nos permite predecir si los electrones se transfieren o se comparten y por lo tanto el tipo de unión que se presenta (recordar que la electronegatividad es una propiedad periódica y se define como la tendencia para atraer electrones en el contexto de la unión química). Linus Pauling propuso en 1930 una escala relativa de electronegatividades que figura en la Tabla periódica. Teniendo en cuenta el concepto de diferencia de electronegatividad entre los participantes de la unión química, se pueden plantear 3 posibilidades:

- a. Los valores de **En** de los átomos que intervienen en la unión son muy diferentes. **ENLACE IÓNICO**

- b. Ambos átomos poseen **En** alta y similar. **ENLACE COVALENTE.**

- c. Ambos átomos poseen **En** baja y similar. **ENLACE METÁLICO.**

ENLACE IÓNICO:

Existe una transferencia completa de electrones de un átomo a otro, lo que implica la formación de aniones y cationes.

Veamos unos ejemplos:

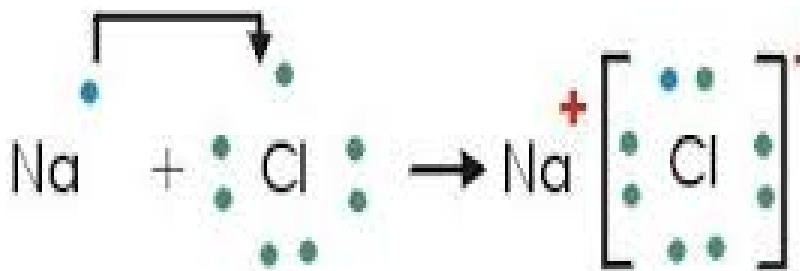
a) La unión entre el Na y el Cl es iónica, formando la sal cloruro de sodio.



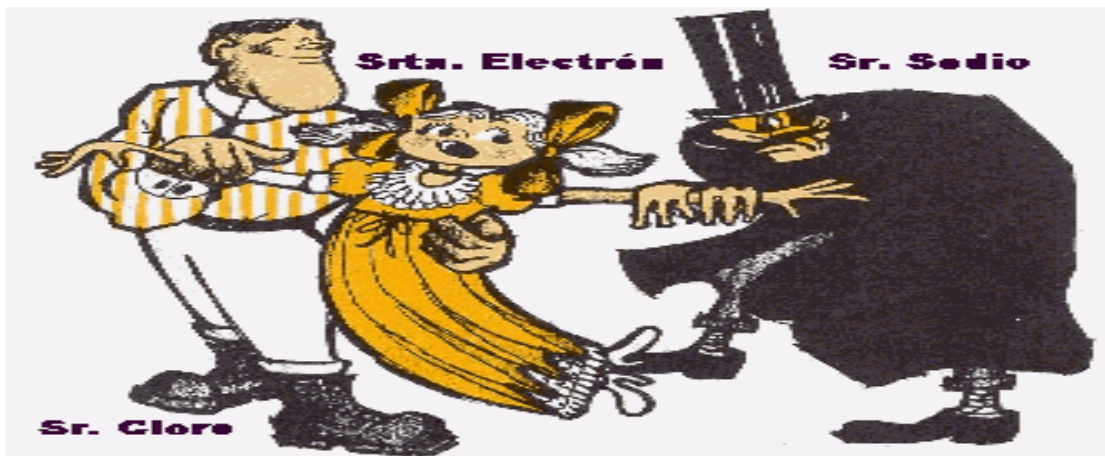
El Na pierde 1 e⁻ alcanzando la CE del gas noble Ne y se lo transfiere al Cl que al ganar 1e⁻ también adquiere la CE de un gas noble, en este caso, Ar.

Na⁺ y Cl⁻ son los iones involucrados.

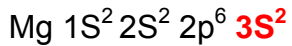
Para simbolizar este tipo de unión se utiliza la notación de Lewis, que se representa de la siguiente manera:



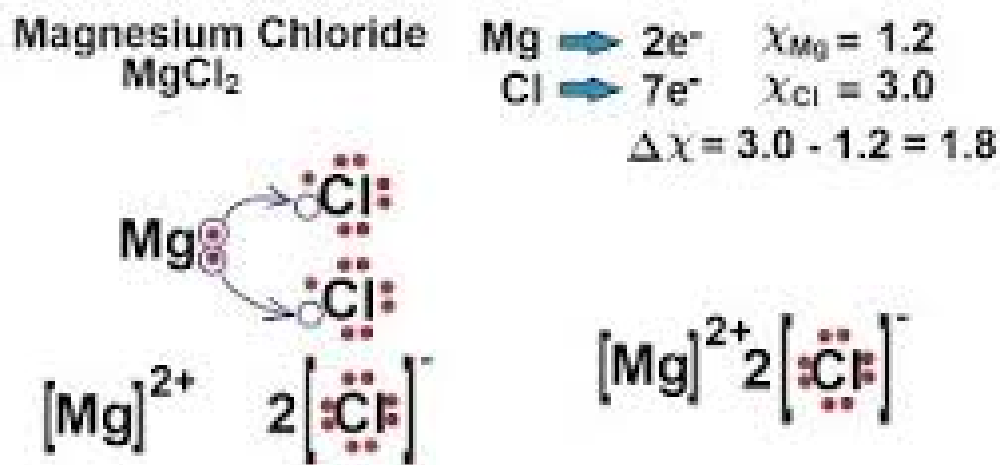
El número de e⁻ de la CEE, que coincide con el nro. de grupo, se representa alrededor del símbolo por medio de puntos o cruces.



b) El MgCl_2 también es una sal iónica pero la relación entre sus iones no es 1::1



En este caso el Mg, que tiene baja **En**, transfiere 2 e⁻ para alcanzar la CEE del gas noble más cercano, por lo tanto los iones son el Mg^{+2} y el Cl^- . Para mantener la electroneutralidad de la materia, la relación entre los iones es 1::2.

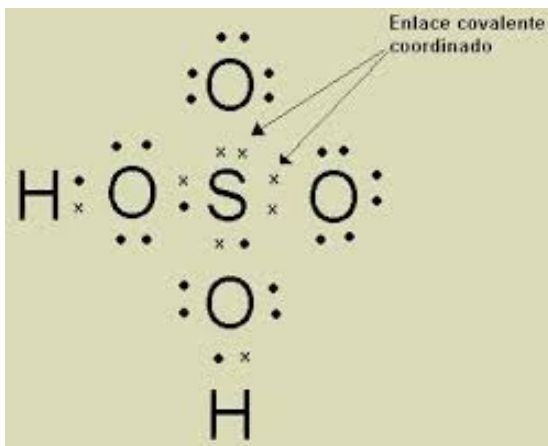
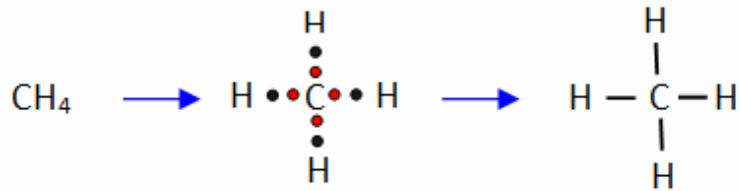
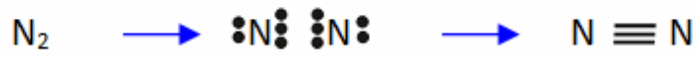


ENLACE COVALENTE

Los integrantes de la unión comparten e⁻, pudiendo ser 1,2 o hasta 3 pares, de manera de alcanzar la configuración del gas noble más cercano.

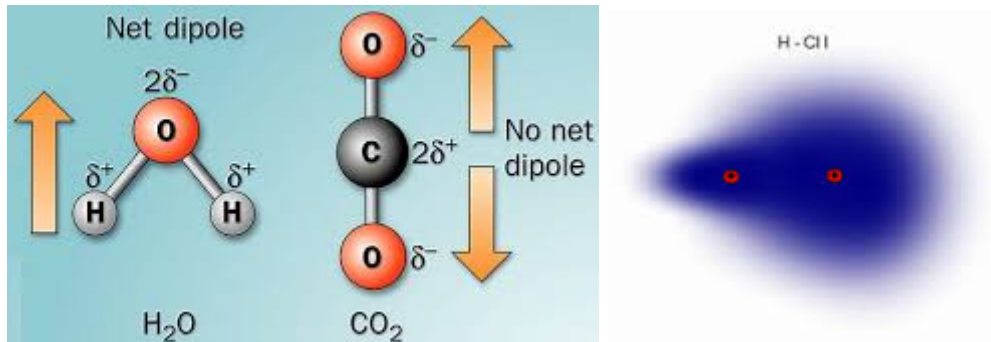
Si se comparte 1 solo par de electrones la unión es simple o dativa (también llamada coordinada); 2 pares, doble y 3 pares, triple.

A continuación se dan ejemplos de diferentes sustancias covalentes moleculares, donde se indica la formula molecular, la estructura de Lewis y la formula desarrollada.



Lic. Prof. Cecilia Porcel de Peralta

Si se analiza la nube electrónica alrededor de los átomos que forman el enlace covalente, se encuentra que dicha distribución puede ser simétrica o asimétrica. Si la distribución es simétrica, el enlace es **no polar** (pensar que sucede con los valores de **En** de los átomos participantes), en cambio si la nube es asimétrica, el enlace es **polar**. La polaridad depende de la diferencia de **En** de los átomos que se unen y se representa mediante un vector, con origen en el polo positivo y extremo en el negativo, llamado momento dipolar.



Si la diferencia de **En** es muy grande, los e- no se comparten y hay una cesión de e- por parte de uno de los átomos (el menos electronegativo); en este caso la unión que se produce es iónica.

ENLACE METÁLICO

Ninguno de los átomos atrae con fuerza los electrones de la unión, por lo tanto los electrones externos se encuentran en un estado libre, quedando una red cristalina de cationes cuya estabilidad se concreta por la presencia de los electrones entre ellos.

Lic. Prof. Cecilia Porcel de Peralta

UNIDAD 3

Uniones Químicas

GUÍA DE EJERCITACIÓN

1. Buscar información sobre los químicos Gilbert Newton Lewis y Linus Carl Pauling, que aportes hicieron a la ciencia y, en particular, al estudio del enlace químico.
2. Analizando la tabla periódica, indicar que tipo de elementos presentan altas En y cuales presentan bajas En.(Marcar en una tabla periódica muda con un asterisco, los elementos que son metales)
3. Investigar propiedades de los compuestos iónicos.
4. En base a lo investigado en el ejercicio 3. ¿Por qué el agua destilada no conduce la corriente eléctrica mientras que el agua de red si?
5. Investigar propiedades de los metales. Plantear un modelo para dicha unión.
6. El enlace covalente se encuentra presente por un lado en moléculas y por otro en estructuras cristalinas covalentes. Encontrar diferencias y similitudes entre ambas estructuras, dando ejemplos.
7. ¿Por qué se habla de moléculas de agua y no de moléculas de cloruro de sodio?
8. Observar las configuraciones electrónicas de los elementos A, B, C y D y determinar Verdadero o Falso, justificando.

A: $1S^2 2S^2 2p^6$

B: $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^5$

C: $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2$

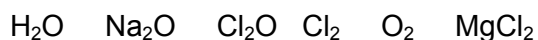
D: $1S^2 2S^2 2p^6 3S^1$

- a. Los átomos de A y B pueden formar el compuesto AB
- b. El elemento A es un gas noble.
- c. Los elementos B y C forman un compuesto iónico cuya fórmula mínima es CB_2
- d. Entre B y D puede darse un enlace covalente.
- e. B forma una sustancia simple mediante un enlace covalente.

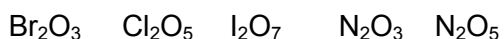
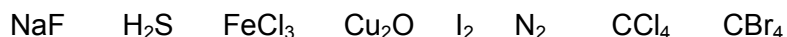
Lic. Prof. Cecilia Porcel de Peralta

Identifica quien es A, B, C y D y los posibles compuestos formados.

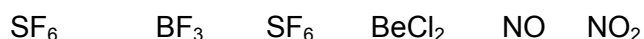
9. ¿Cuáles de las siguientes sustancias son iónicas y cuáles covalentes? Realizar la estructura de Lewis, indicando número y tipo de uniones.



10. Hacer las estructuras de Lewis de:



11. Indicar si los enlaces C-C, C-O, Cl-Cl, H-Cl, S-O, Br-O, Na-O son polares o no polares.
12. Marcar en las estructuras de Lewis realizadas en los ejercicios 7 y 8 el vector momento dipolar.
13. Discutir la validez de la regla del octeto para:



Bibliografía consultada:

- Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General e Inorgánica". Versión ampliada. Eudeba.
- Rafael Martín (1997). "Las Reacciones Químicas". Química Cuaderno de Actividades 2. Problemas propuestos y resueltos. Mc. Graw Hill.
- Timberlake Karen, Timberlake (William (2008). "Química". Segunda edición México, Pearson Prentice Hall.
- Whitten Kennet, Gailey Kennet, 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:

Estado Gaseoso

Introducción Teórica

En esta unidad vamos a ampliar y explicar algunas de las características del estado gaseoso que ya han sido tratadas en la Unidad 1, como por ejemplo la de adoptar forma y volumen del recipiente que contiene a un gas, la elevada compresibilidad de los gases y la difusión de los corpúsculos en el estado gaseoso. Estas características pueden explicarse teniendo en cuenta que en el gas las moléculas (en el estado gaseoso los corpúsculos son, generalmente, moléculas) están separadas entre sí por distancias grandes en comparación con el propio tamaño de las moléculas, el movimiento de las éstas 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).

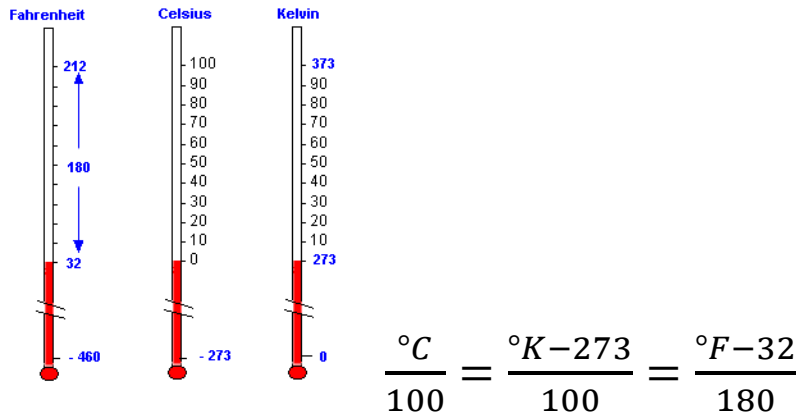
Equivalencias: $1\text{dm}^3 = 1000\text{ cm}^3$ $1\text{dm}^3 = 1\text{L}$ $1\text{cm}^3 = 1\text{mL}$

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 aumento de 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.

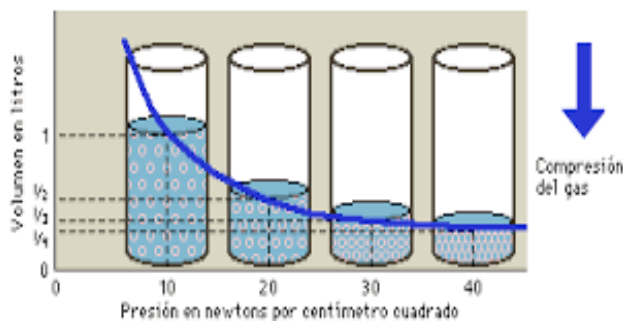


El comportamiento de los gases fue estudiado por los científicos desde el siglo XVII, y sus conclusiones se conocen como las **Leyes de los Gases**.

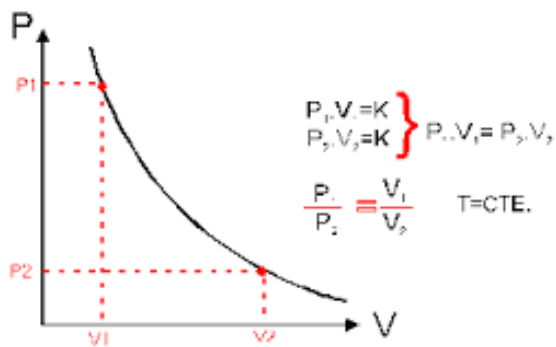
LEY DE BOYLE:

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:



Prof. Zulema Lefevre



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:

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

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

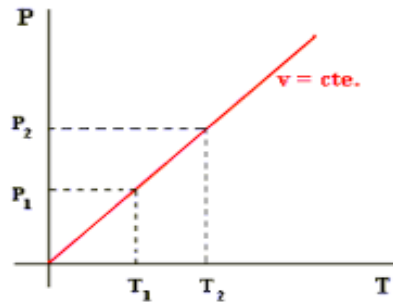
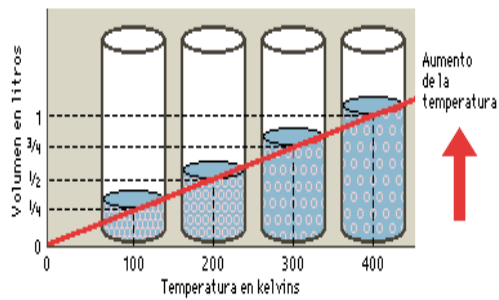
¿Qué sucede con el comportamiento del gas si se modifica la temperatura?

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.

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



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

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

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

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

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

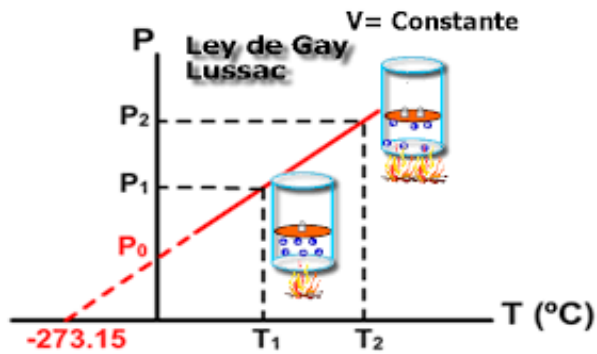
Teniendo en cuenta la ecuación de Charles es posible calcular el valor de la nueva presión sabiendo que:

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

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:

$$\frac{P_1}{T_1} \cdot T_2$$

$$\frac{2,5 \text{ atm} \cdot 303 \text{ K}}{283 \text{ K}} = P_2$$

$$P_2 = 2.7 \text{ atm}$$

Prof. Zulema Lefevre

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

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

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

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

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

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

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

Unidad 4:

Estado Gaseoso

GUÍA DE 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) Indicar las fórmulas químicas y algunas propiedades de las siguientes sustancias gaseosas: fluoruro de hidrogeno, cloruro de hidrógeno, monóxido de carbono, dióxido de carbono, metano, amoniaco, óxido nítrico, dióxido de nitrógeno, óxido nitroso, dióxido de azufre, sulfuro de hidrogeno, cianuro de hidrógeno; ozono.
- 3) Indicar cuales de las sustancias del punto anterior tiene efecto tóxico para el organismo, describiendo tales efectos y las fuentes de producción de los mismos Investigar qué características tiene el gas ideal
- 4) Explicar los fenómenos de difusión y efusión de los gases. Ejemplificar
- 5) Investigar qué características tiene el gas ideal.

- 6) 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 mm de mercurio, indicar el valor de la misma en atmosferas, en torr, pascales y en milibares de presión
- 7) 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
- 8) 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° y el volumen no se modifica? Justificar el resultado con la ley
- 9) 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
- 10) Has podido calcular la variación de presión, temperatura y volumen que experimenta un gas supuesto ideal. Pero aun no puedes explicar que sucede a nivel molecular ni la causa de los cambios que experimentan los gases. La Teoría Cinética Molecular de los Gases postulada por los científicos Maxwell y Boltzmann en el siglo XIX permiten explicar el comportamiento de los gases.
Investigar los postulados de dicha teoría
- 11) Trabajar con la/el docente del curso la aplicación de la Teoría Cinético Molecular a las leyes de los gases estudiadas.

- 12) Intenta explicar los resultados de los problemas 6, 7 y 8 con la explicación de los postulados de la Teoría Cinético Molecular
- 13) El gas dióxido de carbono ocupa un volumen de 10,5 litros a 20°C ¿Cuál será su volumen que ocupara el gas si la temperatura se incrementa en 25 % de la temperatura inicial y la presión se mantiene constante? ¿Cómo puedes explicar el resultado?
- 14) Un gas ejerce una presión de 10,5 atm de presión a una temperatura de 35 °C. Si la temperatura inicial se triplica y se mantiene constante el volumen, ¿Cuál será la presión que ejercerá el gas?
- 15) Un recipiente elástico de 3,8dm³ que contiene gas ozono se encuentra a 10 °C y 550 Torr de presión. Si se duplica la temperatura celsius y la presión se reduce a la tercera parte, ¿qué volumen adquiere el gas?
- 16) 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
- 17) 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 cuál es el volumen final de la burbuja en mL si el volumen inicial era de 2,1 mL.
- 18) 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?
- 19) Se dispone de un recipiente cerrado de paredes flexibles cuyo volumen inicial es 2 dm³ y que contiene metano a 3 atm y 50 C. Calcular
 - a) Temperatura en grados Celsius y kelvin final del sistema cuando el volumen es de 4dm³.
 - b) Justificar la variación a partir de la Teoría Cinético Molecular
- 20) Si el volumen inicial se triplica, cuál será la presión final en una variación isotérmica?

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:

- | | | | |
|------------------------------|-------------------------------|------------------------------|-----------------------------|
| 6) P= 0.91 atm | 7) 35,71 dm ³ | 8) P ₂ = 2,37 atm | 9) T ₂ = 358.9 K |
| 12) V ₂ = 10.68 l | 13) 10,7 L | 14) 12,9atm | 15) 11,8dm ³ |
| 16) 0,75atm | 17) 14.25 mL | 18) 745K = 472°C | |
| 19) 646 K | 20) 1/3 de la presión inicial | | |

Bibliografía consultada:

- Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General e Inorgánica". Versión ampliada. Eudeba.
- Rafael Martín (1997). "Las Reacciones Químicas". Química Cuaderno de Actividades 2. Problemas propuestos y resueltos. Mc. Graw Hill.
- Timberlake Karen, Timberlake (William (2008). "Química". Segunda edición México, Pearson Prentice Hall.
- Whitten Kennet, Gailey Kennet, 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 5

Sistemas Materiales

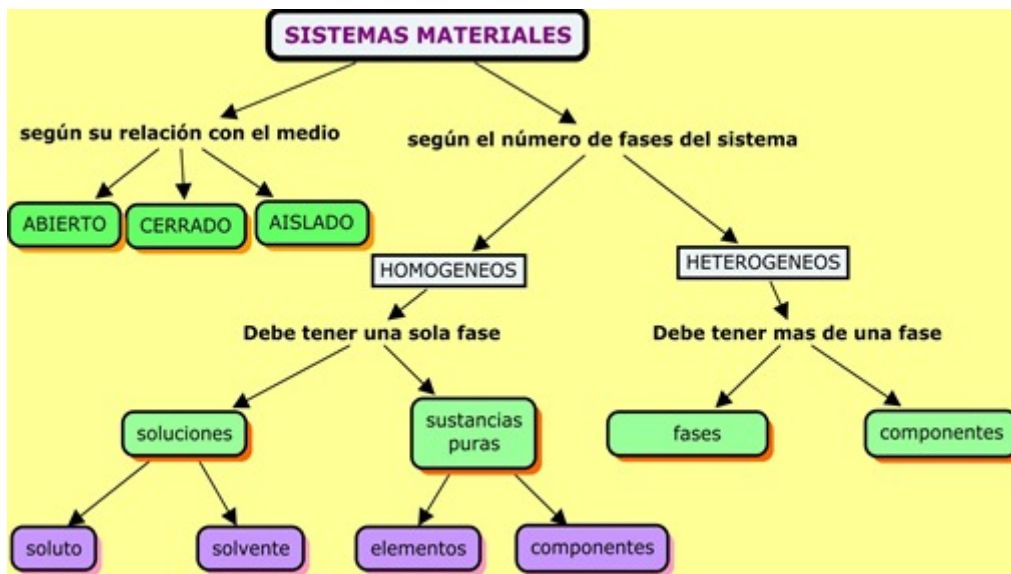
Introducción Teórica



Un sistema es una porción de materia y/o energía que se estudia separándola del resto del universo, de forma real o imaginaria.

Si coloco agua en un vaso de precipitados, caliente, agrego una sal y estudio su solubilidad, tendré un sistema formado por el agua y la sal en ese vaso, aunque existan contactos entre el sistema y su entorno (universo cercano). El límite del sistema es el vaso de precipitados.

Clasificación de los Sistemas Materiales



- A) por su relación con el entorno o medio ambiente : abiertos, cerrados, aislados
- B) por sus propiedades: Homogéneos y Heterogéneos

Sistema abierto es el sistema que intercambia masa y energía con su entorno.

Sistema cerrado es el sistema que sólo intercambia energía.

Sistema aislado es el sistema que no intercambia masa ni energía con su entorno.

Los Sistemas Homogéneos

Son uniformes y continuos a simple vista, no se puede distinguir sus componentes, y los valores de sus propiedades intensivas no se modifican a lo largo de todos sus puntos. Tienen una sola fase aunque tengan varios componentes. Por ejemplo: un sistema formado por agua, azúcar disuelta y alcohol se nos presenta como una fase líquida continua y no podemos diferenciar donde está el agua, el azúcar o el alcohol ya que se encuentran uniformemente distribuidos en todo el sistema. Sus propiedades, tal como el sabor, color serán las mismas en cualquier parte del sistema que probemos.

¡¡¡Pero!!! ¿De qué hablamos cuándo decimos fase?

Fase: se llama fase de un sistema material, al conjunto de las partes del mismo que tienen iguales valores para sus propiedades intensivas y que se encuentran separadas, unas de otras, por superficies de discontinuidad bien definidas.

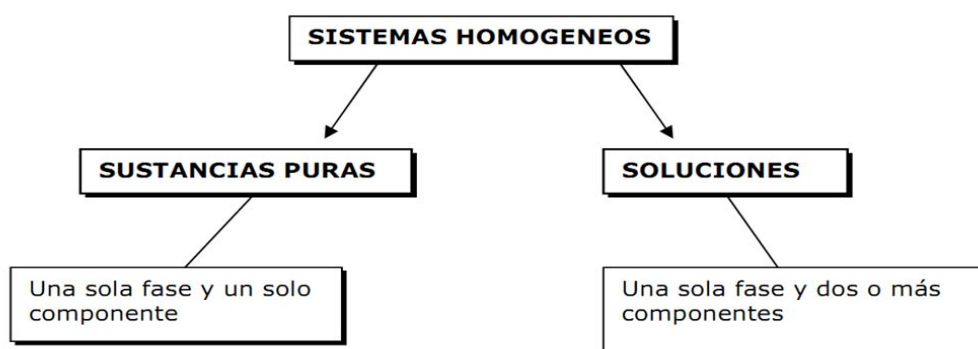
Los Sistemas Heterogéneos

Son discontinuos y a simple vista se distinguen dos o más fases diferentes, con distintas propiedades cada una de ellas. Si mezclamos agua con arena y aceite vamos a poder decir donde se encuentra cada uno de ellos, vamos a distinguir fácilmente que hay tres fases. Una fase sólida de arena precipitada, y dos fases líquidas claramente diferenciadas (el aceite flotando sobre el agua). El área de contacto entre dos fases se denomina "interfase".

- Otro criterio de clasificación a tener en cuenta es que considera el tamaño de las partículas ya a que a simple vista un sistema material puede parecer homogéneo pero no serlo al ser observados al microscopio. Por lo tanto se establece que un sistema es homogéneo si todas las partículas que lo forman poseen un diámetro menor a 1 nm, que es el límite visible a microscopio.

Sistemas Materiales Homogéneos

Clasificación



Prof. Paula Silva

Los sistemas materiales homogéneos, de acuerdo a su composición, se clasifican en sustancias puras y soluciones.

1-Sustancias puras: son sistemas homogéneos formados por un solo componente, con propiedades intensivas constantes que resisten toda tentativa de fraccionamiento por métodos físicos (si a través de métodos químicos como la descomposición térmica o electrólisis) ejemplo: agua, clorato de potasio. Pueden ser a su vez simples o compuestas.

2- Soluciones: son sistemas homogéneos tanto a simple vista como al ultramicroscopio, formados por dos o más componentes.

Los componentes de las soluciones se relacionan a nivel molecular, las “partículas” son las moléculas de las sustancias que difunden las unas en las otras formando un sistema absolutamente homogéneo, donde todas las moléculas de todos los componentes se mueven sin interferencias físicas ni químicas por todo el espacio que ocupa el sistema.

Esto es posible cuando los componentes son miscibles entre sí, o sea que sus naturalezas físico-químicas son compatibles. Lo básico a considerar es el tipo de enlace químico que tienen las moléculas de cada uno de los componentes, ya que las sustancias con enlaces polares en sus moléculas difícilmente son miscibles con las sustancias que tengan moléculas no polares. No tiene cómo interaccionar entre ellas y, por el contrario, se expulsan mutuamente del sistema, separándose en fases nítidas (agua y aceite – nafta y agua)

Según el estado de agregación de los componentes hay soluciones de gas en gas (todos los gases son solubles entre sí), líquido en líquido (agua y alcohol), sólido en sólido (aleaciones metálicas). También entre estados distintos como sólido en líquido (sal en agua) o gas en líquido (oxígeno en agua).

El tamaño de las partículas es importante ya que las moléculas que no superan $0,001 \mu$ pueden atravesar las membranas biológicas pues caben por sus poros, o sea que las soluciones difunden a través de las membranas semipermeables: dializan.

Coloides:

Llamados también sistemas coloidales, dispersiones coloidales.

Son sistemas homogéneos a simple vista y al microscopio, pero uno de ellos tiene partículas entre $0,001 \mu$ y $0,1 \mu$ de diámetro. Por eso son sistemas inestables, “ópticamente llenos” y no dializan.

Dentro de los coloides encontramos una gran variedad de tipos: el humo, la espuma de afeitar, la mayonesa, la tinta china, el queso, la niebla, la gelatina, la piedra pómez, la leche, las pinturas y el propio citoplasma celular, son ejemplos de coloides.

Al componente que está en mayor proporción se lo llama “fase dispersante” y al que está en menor proporción “fase dispersa”. La fase dispersante puede ser el agua.

Prof. Paula Silva

La fase dispersa suelen ser macromoléculas o cúmulos de moléculas que reciben el nombre de “micelas”.

Las proteínas en el agua constituyen un ejemplo de coloide que nos muestra la frágil estabilidad de este sistema homogéneo. Ante cualquier modificación de las condiciones (temperatura, pH, cantidad de sales presentes) el sistema coloidal se desestabiliza y se separan nítidamente sus fases. En otros casos, como en la gelatina, podemos observar la propiedad de mantenerse homogéneo y cambiar de estado por la variación de la temperatura (conversión sol-gel).

Métodos de Separación Fases y Métodos de Fraccionamiento

Usualmente resulta necesario para los químicos separar las fases de un sistema heterogéneo o fraccionar los componentes de un sistema homogéneo.

Mediante métodos Físicos de índole mecánica sencilla.

En el caso de un sistema material heterogéneo podemos utilizar los métodos de separación de fases:

- Métodos mecánicos: no requieren de un intercambio apreciable de energía entre el sistema y su entorno
- Métodos físicos: requieren un intercambio de energía (calor)

MÉTODOS MECÁNICOS

1-Tría: para separar cuerpos sólidos grandes usando pinzas (también un colador si están en líquido).

2- Decantación: para separar, por simple diferencia de sus densidades, un sólido de un líquido (no miscibles) o dos líquidos no miscibles (ampolla de decantación). Lento.

3- Flotación: para separar dos componentes de diferente densidad agregando un solvente que sea más denso que uno de ellos.

4- Centrifugación: permite acelerar notablemente la velocidad de decantación aplicando la fuerza centrífuga. El aparato utilizado se denomina centrífuga.

5-Tamización: para separar dos sólidos cuyas partículas tengan diferente tamaño. Se usan tamices o cribas de diversos materiales y diversa abertura de sus mallas (poros).

6-Filtración: para separar un sólido insoluble de un líquido. El líquido pasa y el sólido queda retenido en el filtro. Los filtros más comunes son de papel de diversos poros.

Prof. Paula Silva

7-Solubilización: para separar componentes agregando un solvente miscible sólo con uno de ellos.

8- Imantación: para separar sólidos magnéticos de sólidos no magnéticos por la acción de un imán. Colocar el sistema sobre un papel o un vidrio y deslizar el imán por debajo, siempre en el mismo sentido.

9-Levigación: para separar partículas sólidas de diferentes pesos por arrastre con una corriente de agua o de aire. Las partículas más livianas son más desplazadas que las pesadas.

SEPARACIÓN DE MEZCLAS HOMOGÉNEAS O MÉTODOS DE FRACCIONAMIENTO.

1- Evaporación o cristalización: para separar un sólido y un líquido miscibles entre sí. Al calentar se evapora el líquido y queda el sólido como un residuo seco. Se pierde el líquido

2-Destilación simple: para separar un sólido y un líquido miscibles, conservando ambos. Se utiliza un destilador y calor.

3- Destilación fraccionada: para separar dos líquidos miscibles cuyos puntos de ebullición no sean próximos. Calor, destilador con columna de fraccionamiento.

En sistemas complejos se utilizan métodos de separación basados en varios principios simultáneamente.

4- La cromatografía es una técnica de separación de sustancias que se basa en las diferentes velocidades con que se mueve cada una de ellas (diferentes pesos y solubilidades) a través de un medio poroso arrastradas por un disolvente en movimiento, que se desplaza por capilaridad en dicho medio poroso.

5- La electroforesis también produce el arrastre de los componentes de una mezcla compleja a través de un soporte, pero por la diferencia de velocidades al ser sometidas a una corriente eléctrica. Aquí las diferentes sustancias migrarán más o menos en la corriente según su peso y su carga eléctrica.

6-La diálisis se utiliza para purificar un sistema coloidal en el cual se encuentran disueltos iones o sustancias no deseadas. Los solutos atravesarán la membrana separándose de las micelas que quedan retenidas.

Prof. Paula Silva

UNIDAD 5

Sistemas Materiales

GUÍA DE EJERCITACIÓN

1) Dar un ejemplo de cada uno de los sistemas materiales que se indican a continuación:

- a) Que presenten dos componentes sólidos y uno líquido
- b) un componente líquido y uno gaseoso

2) Completar el siguiente cuadro

| Sistema Material | Fases | componentes |
|--|-------|-------------|
| Hielos, corcho agua salada | | |
| Agua, alcohol , limaduras de hierro | | |
| Arena, oxígeno, sc acuosa sulfato ferroso. | | |

3) Dado un sistema formado por: agua, tres bolitas de acero, carbón en polvo, vapor de agua y aire (nitrógeno, oxígeno y dióxido de carbono);

Indicar:

- a) Cuántas fases forman el sistema y cuáles son
- b) Cuántas sustancias hay y cuáles son
- c) El sistema es heterogéneo u homogéneo
- d) Explicar cómo separaría el sistema

4) Dado un sistema formado por azúcar disuelto en agua y polvo de carbón, Indicar:

- a) Cuántas fases forman el sistema y cuáles son
- b) Cuántas sustancias hay y cuáles son

5) Citar un ejemplo de un sistema heterogéneo formado por 5 fases y 3 sustancias

Prof. Paula Silva

6) Clasificar los siguientes sistemas materiales en: homogéneos, heterogéneos, soluciones, Sustancias compuestas o simples :

- a) Aire
- b) Tinta china
- c) Sal común
- d) Alcohol
- e) Papel
- f) Leche
- g) Cobre
- h) Zinc

7) Clasifique los siguientes cambios como físicos o químicos.8

- a) Explosión de la nafta en un motor
- b) Formación de nubes
- c) Cicatrización de una herida
- d) Elaboración de caramelo por evaporación de agua de una solución azucarada
- e) Producción de luz mediante una lámpara eléctrica
- f) Fusión de hielo
- g) Oxidación de un metal
- h) Estabilidad
- i) Ductilidad
- j) Decoloración de una tela

8) Elabore una lista de 15 cambios químicos que ocurran cotidianamente y que sean importantes para el mantenimiento de su vida.

9) Indicar ejemplos de sistemas que se puedan separar por:

- a) Filtración
- b) Levigación
- c) Centrifugación
- d) Decantación

10) Determine en base a los conceptos anteriores la mejor forma de separar los siguientes sistemas:

- a) Arena, cloruro de sodio (sal común) y agua
- b) Gasolina (mezcla de hidrocarburos)
- c) Beta-Caroteno (Pigmento amarillo vegetal) de la Zanahoria
- d) Yodo y yoduro de sodio

11) Clasifique los siguientes materiales en las siguientes categorías: solución, sustancia pura, mezcla, sustancia simple, sustancia compuesta, sistema heterogéneo, sistema homogéneo

- a) Cerveza

Prof. Paula Silva

- b) Mercurio
- c) Madera
- d) Acero
- e) Escombros
- f) Ácido acético
- g) Óxido de zinc

12) Marcar la respuesta correcta:

- a) El estado gaseoso se caracteriza por:
 - Grandes espacios intermoleculares, volumen y forma propia.
 - Grandes espacios intermoleculares, volumen propio, pero no forma
 - Grandes espacios intermoleculares, ni volumen ni forma propia
- b) El punto de ebullición de una sustancia generalmente:
 - Aumenta al aumentar la presión
 - Disminuye al aumentar la presión
 - Es independiente de la presión

13) Los puntos de fusión y ebullición de una sustancia son respectivamente -20°C y 70°C . Indicar cuál es su probable estado de agregación a:

- a) 0°C
- b) 100°C
- c) -30°C

14) Indicar cuáles son las siguientes propiedades que son intensivas y cuáles extensivas:

- a) Volumen
- b) Peso
- c) Sabor
- d) Peso específico
- e) Densidad
- f) Punto de fusión
- g) Superficie
- h) Masa
- i) Solubilidad

Prof. Paula Silva

15) Clasificar los siguientes sistemas en homogéneos y heterogéneos:

- a) Soda
- b) Madera y tela
- c) Bolitas de telgopor y arena
- d) Esmaltes de uñas
- e) Tintura de yodo
- f) Aceite y vinagre
- g) Alcohol

16) Indicar en cada caso por lo menos dos métodos que utilicen para separar fases de la siguientes características:

- a) Diferente tamaño de partículas
- b) Diferente densidad
- c) Propiedades características de alguna sustancia

17) ¿Cómo se llaman los métodos que permiten obtener a partir de un sistema heterogéneo dos o más sistemas homogéneos? Dar ejemplos

18) Indicar como se diferencian operacionalmente:

- a) Un sistema homogéneo de un sistema heterogéneo
- b) Una solución de una sustancia

19) Un sistema está formado por arena y azúcar disuelta en agua. Indicar:

- a) Si es homogéneo o heterogéneo
- b) Cuantas y cuáles son sus fases

20) Responder las preguntas del ejercicio anterior para los siguientes sistemas:

- a) Agua, arena y sal disuelta
- b) Cloruro de sodio disuelto en agua, limaduras de hierro y tres cubitos de hielo
- c) Agua, hielo y alcohol

21) Dar un ejemplo de un sistema formado por:

- a) 2 fases y 2 componentes
- b) 3 fases y 1 componente
- c) 4 fases y 2 componentes
- d) 1 fase y 3 componentes

Prof. Paula Silva

22) Indicar como aislaría los componentes de los siguientes sistemas:

- a) Agua y arena
- b) Telgopor y mármol en trozos
- c) Agua salada y aceite
- d) Limaduras de hierro, clavos de cobre, clavos de aluminio y arena
- e) Vidrio molido, naftalina en polvo y corcho

Bibliografía consultada:

- Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General e Inorgánica". Versión ampliada. Eudeba.
- Rafael Martín (1997). "Las Reacciones Químicas". Química Cuaderno de Actividades 2. Problemas propuestos y resueltos. Mc. Graw Hill.
- Timberlake Karen, Timberlake (William (2008). "Química". Segunda edición México, Pearson Prentice Hall.
- Whitten Kennet, Gailey Kennet, 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.

UNIVERSIDAD DE BUENOS AIRES



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

QUÍMICA

2º 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.
- ✓ Evítese 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

Uso del material de laboratorio para medir

Volumen, Temperatura y Masa

En todos los instrumentos de medida, se considera a la **menor división** como el **error absoluto del instrumento** (Eabs.) El error absoluto se expresa junto a la medida.

Por ejemplo:

- ✓ Si se miden 5 cm^3 con una pipeta de 10 ml, cuya menor división es de 0,1 ml se debe expresar: **$5,0 \text{ cm}^3 \pm 0,1 \text{ cm}^3$**
- ✓ Si se miden 35 cm^3 en una probeta cuyo error absoluto es de 1 ml se debe expresar: **$35 \text{ cm}^3 \pm 1 \text{ cm}^3$**
- ✓ Si se miden 28,5 g en una balanza cuyo error absoluto es de 0,1 g se debe expresar: **$28,5 \text{ g} \pm 0,1 \text{ g}$**
- ✓ Si se miden en cambio los 28,5 g en una balanza cuyo error absoluto es de 0,01 g se debe expresar: **$28,50 \text{ g} \pm 0,01 \text{ g}$**

Actividad 1: **Medición de volúmenes con la probeta**

1. Anotar la capacidad de la probeta.
2. Determinar el error absoluto de la probeta y registrarlo.
3. Colocar agua en un vaso de precipitado, para tenerla en la mesada de trabajo y utilizarla al realizar las mediciones en las actividades 1 y 2.
4. Medir con la probeta 30 cm^3 del agua contenida en el vaso de precipitado y luego colocarla nuevamente en el vaso de precipitado.
5. Registrar el volumen medido con su error absoluto.
6. Repitan la medición utilizando una probeta de otra capacidad.

Actividad 2: *Medición de volúmenes con la pipeta.*

1. Anotar la capacidad de la pipeta.
2. Determinar el error absoluto de la pipeta y registrarlo.
3. Utilizar el agua del vaso de precipitado preparado en la actividad anterior y medir con la pipeta 5 cm³ de agua y colocarlo en un tubo de ensayo y reservarlo para la Actividad 3.
4. Registrar el volumen medido con su error absoluto.
5. Repetir la medición utilizando una pipeta de otra capacidad y otro tubo de ensayo.

Actividad 3: *Medición de temperaturas con el termómetro.*

1. Observar el termómetro y determinar el valor de la menor división.
2. Anotar el error absoluto del termómetro.
3. ¿Cuál es la menor y la mayor temperatura que se puede leer con ese termómetro?
4. Introducir el bulbo del termómetro en el agua del tubo de ensayo y sin retirarlo leer la temperatura del agua. Registrarla con el error correspondiente.
5. Agregar el sólido que les suministra el docente y agitar con cuidado para que se disuelva y observar que sucede con la temperatura. Si se modifica anotar la nueva temperatura cuando se estabilice. Registrar el nombre del sólido empleado.
6. Calcular y anotar la variación de la temperatura.
7. Tocar el fondo del tubo externamente ¿Se calentó o se enfrió? ¿Por qué suponen que ocurrió esto?

Actividad 4: *Medición de masas con la balanza*

1. Siguiendo las instrucciones, determinar el error absoluto de la balanza.
2. “Pesar” (determinar la masa) el vaso de precipitado debe estar seco y anotar la masa con su error.
3. Marcar la tara y agregar 50 cm³ de agua medida con la probeta.
4. Determinar la masa de agua y registrarla con su error.
5. Calcular la densidad del agua. Discutir los resultados.



Trabajo Práctico N° 2

Determinación experimental de la Densidad de la plastilina

Representación gráfica

Actividad 1: *Modelado de cuerpos con la plastilina.*

1. Modelar 3 o 4 cuerpos de **diferente forma y tamaño** con la plastilina de la *misma marca y color*.
2. Identificar cada cuerpo, por la forma o de otra manera conveniente.

Actividad 2: *Determinación de la masa de los cuerpos.*

1. Establecer el error absoluto de la balanza (valor de la menor división del instrumento) y regístralo.
2. Determinar la masa de cada cuerpo por separado.
3. Anotar la masa medida para cada cuerpo, con su error absoluto.

Actividad 3: *Determinación del volumen de los cuerpos.*

1. Utilizar una probeta y anotar la capacidad de la misma.
2. Determinar el error absoluto de la probeta (valor de la menor división del instrumento) y registrarlo.
3. Colocar agua en la probeta, hasta un valor tal que permita sumergir totalmente uno de los cuerpos moldeados con la plastilina.
4. Registrar el volumen inicial (**V_i**) medido con su error absoluto.
5. Introducir **con cuidado** uno de los cuerpos, dentro de la probeta con el agua y registrar el nuevo volumen (**V_f**) con su error absoluto.
6. Calcular el volumen del cuerpo (**V_c**) por diferencia de volumen y anotar el valor obtenido con el error absoluto que corresponde.
7. Repetir las mediciones para cada una de los cuerpos restantes y registrar los valores obtenidos con el error que corresponda.

Actividad 4: Cálculo de la densidad

1. Con la masa y el volumen obtenido para cada cuerpo, calcular la densidad.
2. Comparar los resultados y sacar conclusiones.
3. Realizar un informe en el que se deben registrar todos los datos obtenidos.

Actividad 5: Representación gráfica

1. Realizar en papel milimetrado N° 5 un gráfico, representar la masa en la ordenada y el volumen en la abscisa indicando en qué unidades está expresado.
2. Representar los valores de masa y volumen obtenidos para cada cuerpo y el punto de intersección que corresponde a la densidad.
3. Representar los errores correspondientes a la masa y al volumen para cada punto del gráfico.
4. Trazar la recta más probable que pase por el origen. Unir los puntos que representan la densidad. *La recta debe estar comprendida dentro del margen que permiten los errores surgidos en la medición de la masa y el volumen.*



Trabajo Práctico N° 3

Transformaciones Físicas y Químicas.

OBJETIVO: *Realizar y diferenciar transformaciones físicas y químicas*

Actividad 1: *Calentamiento de dicromato de amonio (descomposición parcial)*

1. Observar las características físicas y pulverizar una pequeña cantidad de dicromato de amonio en un mortero y formar con él, una montañita sobre una tela metálica, ubicada sobre un trípode.
2. Colocar en el centro del montículo una pequeña mecha de algodón embebida en alcohol, encender la mecha y observar que ocurre. *Otra forma de hacerlo es calentar con un mechero por debajo del dicromato de amonio hasta que se inicie la descomposición, luego retírelo.*
3. Observar el residuo obtenido ¿Han cambiado las características físicas del sólido inicial y del residuo obtenido? ¿Qué tipo de transformación se produjo?

Actividad 2.

a-Reacción entre un metal y un ácido.

1-Colocar en un tubo de ensayo una granalla de cinc. Agregar 2 o 3 ml de solución de ácido clorhídrico 1:2. Observar y registrar. Tocar el fondo del tubo de ensayo externamente.

b-Reacción entre un metal y una solución de oxosal

1-Colocar en un tubo de ensayo 5 ml de solución de sulfato cúprico (tubo testigo). Colocar en otro tubo de ensayo un clavo de hierro limpio y cubrirlo hasta la mitad con solución de sulfato cúprico. Observar el sistema al cabo de 20 minutos, aproximadamente.

Comparar con la solución del tubo testigo.

Indicar si corresponden a transformaciones químicas o físicas. Justificar

Actividad 3: *Disolución de la sal (cloruro de sodio) en agua y evaporación del agua.*

1. Observar las características físicas y colocar una punta de espátula de sal fina (cloruro de sodio) en un vaso de precipitado y agregar 20 o 30 cm³ de agua.
2. Agitar con una varilla hasta que la sal se disuelva totalmente.
3. Preparar un trípode con tela metálica y colocar sobre ella una cápsula de porcelana.
4. Verter en la cápsula de porcelana una pequeña porción de la solución preparada en el vaso de precipitado y calentar hasta que se evapore totalmente el agua.

Tener cuidado con las proyecciones que se pueden producir durante la evaporación y prestar atención al ruido que se produce casi al finalizar la evaporación.

5. Observar el residuo obtenido. ¿Han cambiado las características físicas del sólido inicial y del residuo obtenido? ¿Qué tipo de transformación se produjo?

Actividad 4: *Calentamiento de azúcar (sacarosa).*

1. Observar las características físicas y colocar una punta de espátula de azúcar (sacarosa) en un tubo de ensayo. Disponer de un mechero encendido.
2. Sostener el tubo de ensayo con la pinza de madera y calentarlo suavemente con la llama del mechero hasta observar modificaciones. *Evitar que se carbonice para facilitar la limpieza del tubo.*
3. Observar el residuo obtenido. ¿Han cambiado las características físicas del sólido inicial y del residuo obtenido? ¿Qué tipo de transformación se produjo?



Trabajo Práctico N° 4

Uniones químicas

OBJETIVO: *Comprobar algunas propiedades observables de distintos tipos de sustancias.*

Materiales

- ✓ Circuito eléctrico
- ✓ Sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl)
- ✓ Azúcar blanca (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$)
- ✓ Yeso (sulfato de calcio hidratado, $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$)
- ✓ 7 vasos de precipitado de 50 ml
- ✓ Granallas de cinc (Zn)
- ✓ Láminas de cobre (Cu)
- ✓ Azufre en polvo/barra (S)
- ✓ Ácido clorhídrico diluido (HCl)
- ✓ 6 Vidrios de reloj
- ✓ Varilla de vidrio
- ✓ Agua destilada
- ✓ Marcador para rotular

Procedimiento

1. Armar el circuito eléctrico como lo indica el docente de la cátedra. El mismo circuito se empleará en otra práctica.

2. Rotular los vidrios de reloj y colocar sobre cada uno:
 - Vidrio 1 – Una punta de espátula de cloruro de sodio
 - Vidrio 2 – Una punta de espátula de sacarosa
 - Vidrio 3 – una punta de espátula de yeso
 - Vidrio 4 – una granalla de cinc
 - Vidrio 5 – una lámina de cobre
 - Vidrio 6 – una punta de espátula de azufre en polvo

3. Probar la **conducción de la corriente eléctrica** de cada sustancia introduciendo dentro de las mismas las terminales del circuito. Cuidar que no se toquen las terminales entre sí. Observar y registrar en qué casos se enciende la lamparita y en cuáles no.

4. Rotular 6 vasos de precipitado o cristalizadores y llenar cada uno con agua destilada hasta la mitad (aprox.)
Agregar a cada vaso o cristalizador una punta de espátula de:
Vaso 1 – cloruro de sodio
Vaso 2 – sacarosa
Vaso 3 – yeso
Vaso 4 – una granalla de cinc
Vaso 5 – una lámina de cobre
Vaso 6 – azufre en polvo

5. Agitar con la varilla cada uno de los contenidos de los vasos y observar en qué casos la sustancia agregada se disuelve totalmente. Registrar los resultados y separar los vasos en los cuales hubo disolución total para la prueba de conductividad de soluciones (el próximo paso)

6. Probar la conducción de la corriente eléctrica de las soluciones separadas en el paso 5 y de la solución de ácido clorhídrico (HCl). Proceder de manera análoga al paso 3, observar los resultados y tomar nota de ellos.

7. Analizar los datos obtenidos. Compartir los mismos con los demás grupos, compare.
Guiado por el docente, elaborar conclusiones.



Trabajo Práctico N° 5

Sistemas materiales

Métodos mecánicos de separación

Disponen de un sistema material para analizar y separar sus fases.

Actividad 1:

Sistema N° Formado por:

(Pegar la información que acompaña al sistema material)

Tipo de sistema material

N° de fases

Actividad 2:

Completar el siguiente cuadro:

| Composición de cada fase | Características del sistema | | Estado de agregación de cada fase | Clasificación de los componentes |
|--------------------------|-----------------------------|-----------------|-----------------------------------|----------------------------------|
| | N° de fases | Tipo de sistema | | |
| | | | | |
| | | | | |

Actividad 3:

Esquematizar una estrategia para separar las fases del sistema material. *Escribirlo al dorso de esta hoja.*

Actividad 4:

Verificar experimentalmente si la hipótesis propuesta, permite realizar la separación de las fases de lo contrario intentar otra estrategia.

Actividad 5:

Presentar las fases separadas, en la bandeja descartable.

Procedimiento experimental: Sobre la mesada del laboratorio encontrará una gradilla con 10 tubos de ensayo, conteniendo c/u de ellos un sistema material. Para cada uno de los sistemas: **a.** observar atentamente y **b.** completar la grilla basándose en lo observado.

| Tubo N° | N° de fases | Fase | Ubicación (1) | Estado de agregación | Características | | | Otras características |
|---------|-------------|------|---------------|----------------------|-----------------|-------|---------|-----------------------|
| | | | | | Olor | Color | Textura | |
| 1 | | | | | | | | |
| 2 | | | | | | | | |
| 3 | | | | | | | | |
| 4 | | | | | | | | |
| 5 | | | | | | | | |
| 6 | | | | | | | | |
| 7 | | | | | | | | |
| 8 | | | | | | | | |
| 9 | | | | | | | | |
| 10 | | | | | | | | |

Actividad 6:

Responder las siguientes cuestiones (*escribir en una hoja aparte*)

1. ¿Agregaron agua para poder realizar la separación? Si la respuesta es afirmativa:
 - a. ¿Cuál fue el nuevo sistema formado?
 - b. ¿Cómo lo clasifican y cuántas fases tiene?
 - c. ¿Alguna de las fases del nuevo sistema formado es líquida?
 - d. Si es así, ¿Cómo clasifican esa fase líquida?
 - e. Si es una solución, ¿cuál es el soluto y cuál es el solvente?

2. ¿En qué propiedad se basa cada uno de los métodos que emplearon? Expliquen cada uno de ellos.

3. La disolución por sí sola ¿es un método de separación o requiere otro método, que la complemente? Ustedes, ¿utilizaron alguno? ¿Cuál?

4. ¿En qué propiedad se basa la decantación? ¿Esa propiedad es intensiva o extensiva? ¿Por qué?

UNIVERSIDAD DE BUENOS AIRES



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

QUÍMICA

2º AÑO

Trabajo Práctico de Laboratorio

Contraturno

2017

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

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



METALES – NO METALES TABLA PERIÓDICA- UNIONES QUÍMICAS

1 - MATERIALES:

- De las sustancias que figuran en el cuadro, todas aquellas de que se dispone.
- Una batería de 9 voltios o 4 pilas doble AA
- Cable conductor (25 cm de cable bipolar dividido en 3 partes)
- Una lamparilla de 4,8 voltios.
- Un imán.
- 2 cocodrilos pequeños
- 1 portapilas de 4 pilas

2 - IDEAS PREVIAS

a) ¿Cómo podrían definir qué es un metal? ¿Qué es lo que diferencia un metal de un no metal? Discutir en el grupo y contestar.

b) ¿Qué características conoces que presentan los metales y los no metales. Plantea una hipótesis.

Les proponemos retirar una muestra de cada una de las sustancias que figuran en el siguiente cuadro y determinar sus características y propiedades. Completar los casilleros correspondientes.

| |
|---|
| <p><i>ADVERTENCIA: NO TOCAR SODIO, YODO NI FOSFORO PORQUE O SON TOXICOS O PRODUCEN QUEMADURAS.</i></p> |
|---|

3 – Armar un dispositivo similar al del esquema.

Grupo N°:.....Integrantes:.....

Aclaración: El circuito está abierto cuando los terminales no se tocan.
Si los terminales (cocodrilos) se tocan la lamparilla se enciende, se dice que el circuito está cerrado.

Una sustancia es conductora de la electricidad cuando se enciende la lamparita y el circuito está cerrado.

- 4** – Colocar los dos terminales en contacto con cada una de las sustancias investigar.
- Cuidar que las terminales no se toquen y recordar limpiarlos después de cada ensayo.
 - Completar los casilleros correspondientes.

5 – Utilizar el imán para contestar la pregunta de la última columna de la tabla.

6 – Utilizar la tabla periódica para encontrar el lugar de las sustancias con las que trabajaron y, en la tabla muda que figura a continuación, escribir los símbolos correspondientes a ellas.

PROCEDIMIENTO

1- Observar las sustancias de que disponen y completar en el cuadro: estado de agregación, color, brillo, si no hubiese alguna completa en el cuadro busque datos en los textos de consulta.

| Sustancia | Estado de agregación | Color | ¿Tiene brillo metálico? | Conduce la corriente eléctrica | Es magnético | Metal | No Metal |
|-----------|----------------------|-------|-------------------------|--------------------------------|--------------|-------|----------|
| Azufre | | | | | | | |
| Aluminio | | | | | | | |
| Grafito | | | | | | | |
| Mercurio | | | | | | | |
| Magnesio | | | | | | | |
| Cinc | | | | | | | |
| Cobre | | | | | | | |
| Sodio | | | | | | | |
| Plomo | | | | | | | |
| Hierro | | | | | | | |

Uniones Químicas

- a- Definan “La Regla del Octeto de Gilbert Newton Lewis”.
- b- Realicen las estructuras de iones de sustancias con características iónicas como así también, las estructuras de Lewis de compuestos con características covalentes indicando además el tipo de unión que presentan.
- Al_2S_3
 - Na_3P
 - N_2O_5
 - P_2O_3
 - I_2O_7
 - Al_2O_3
 - Cl_2O_7
 - MgCl_2
- c- Busca información concreta en los libros de texto y transcribela acerca de las variedades alotrópicas del Carbono.