

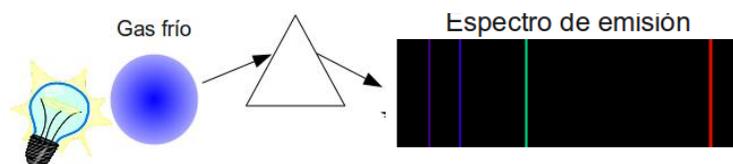
INSTITUTO TECNOLÓGICO DE HERMOSILLO

MANUAL DE PRÁCTICAS DE QUÍMICA

M.C. MARÍA ANTONIETA QUIROGA DE LA TORRE



$$E = h\nu$$



Hermosillo Son. Febrero de 2018

ÍNDICE

PRÁCTICA NO. 1 CONOCIMIENTO DEL LABORATORIO DE QUÍMICA....	4
PRÁCTICA NO. 2 EL EFECTO FOELÉCTRICO.....	13
PRÁCTICA NO. 3 ULTRAVIOLETA, VISIBLE E INFRARROJO Y EL CÁLCULO DE SUS ENERGÍAS.....	18
PRÁCTICA NO. 4 ELABORACIÓN DE UN ESPECTROSCOPIO Y ESPECTROSCOPIA A LA FLAMA.....	28
PRÁCTICA NO. 5 ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA EN LA NATURALEZA Y SU CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.....	36
PRÁCTICA NO. 6 OBTENCIÓN DE ELEMENTOS PUROS A PARTIR DE SUS COMPUESTOS.....	47
PRÁCTICA NO. 7 ÓXIDOS METÁLICOS Y NO METÁLICOS.....	55
PRÁCTICA NO. 8 CONDUCTORES, SEMICONDUCTORES, AISLANTES Y TIPO DE ENLACE QUÍMICO.....	64
PRÁCTICA NO. 9 CRISTALES IÓNICOS, COVALENTES Y METÁLICOS...	74
PRÁCTICA NO. 10 SUSTANCIAS MISCIBLES E INMISCIBLES Y TIPO DE FUERZAS INTERMOLECULARES.....	80
PRÁCTICA NO. 11 ÁCIDOS, BASES Y REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN.....	87
PRÁCTICA NO. 12 REACCIONES DE COMBUSTIÓN DE COMPUESTOS ORGÁNICOS.....	96
PRÁCTICA NO. 13 ELECTROLISIS DEL AGUA Y COMBUSTIÓN DEL HIDRÓGENO.....	103
PRÁCTICA NO. 14 FORMACIÓN DEL SARRO.....	108
PRÁCTICA NO. 15 LIMPIADO DE LA PLATA Y OTRAS REACCIONES DE ÓXIDO – REDUCCIÓN CON SUS APLICACIONES.....	114

PRÁCTICA NO. 16 PILAS CASERAS	117
PRÁCTICA NO. 17 EL HERRUMBE Y ÁNODOS DE SACRIFICIO	123
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	128

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA NO. 1

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: CONOCIMIENTO DEL LABORATORIO DE QUÍMICA.

IDENTIFICACIÓN

COMPETENCIAS	TEMA: Conocimiento de Laboratorio de Química	
Competencias específicas: <ul style="list-style-type: none"> • Comprende las normas de seguridad. • Conoce el material de laboratorio. 	SUBTEMAS: Revisar las normas de seguridad, conocer materiales y equipo más comunes usados en el laboratorio de química básica.	TIEMPO TOTAL

PROBLEMAS:

- a) ¿Qué reglamentos debemos de seguir para utilizar el Laboratorio de Química?
- b) ¿Cuáles son los instrumentos usados en un Laboratorio de Química?
- c) ¿Qué instrumentos se pueden poner al fuego?
- d) ¿De qué forma podemos identificar las propiedades tales como toxicidad, reactividad, si es inflamable, explosivos de los reactivos utilizados en el Laboratorio de Química?

OBJETIVOS:

- Conocer el reglamento para utilizar el Laboratorio de Química.
- Conocer los instrumentos utilizados en un Laboratorio de Química.
- Saber qué instrumentos soportan altas temperaturas y se pueden poner al fuego.
- Identificar las propiedades de toxicidad, reactividad, inflamabilidad y explosividad de los reactivos químicos.

REGLAMENTO PARA UTILIZAR EL LABORATORIO DE QUÍMICA.

El Laboratorio de Química es un lugar de investigación y de aprendizaje, donde el estudiante, va redescubrir las propiedades físicas y químicas de las sustancias y de sus reacciones, para que esto sea posible es necesario seguir un reglamento.

1. Guarda el orden; no grites, corras, ni hagas bromas en el laboratorio.
2. Usa bata de laboratorio.
3. Usa gafas de seguridad y guantes cuando lo indique el maestro.
4. Usa zapato cerrado, cómodo con tacón no mayor a 4 cm.
5. No fumes, bebas o comas en el laboratorio.
6. Pon tu mochila y demás útiles escolares en los compartimientos laterales de las mesas de trabajo, así como bufandas o algo que estorbe tu movilidad.
7. No utilices gorras ni sombrero dentro del laboratorio, si tienes el cabello largo recógelo.
8. No pruebes, ingieras u olfatees los reactivos o productos químicos.
9. Mantén el área de trabajo limpia y ordenada.
10. Solamente realiza las prácticas indicadas por el maestro.
11. Identifica la señalización en el laboratorio
12. Lee las etiquetas de los reactivos, y pon atención en los signos de peligrosidad que aparecen en estas.
13. Lávate las manos con jabón después de tocar cualquier producto químico.
14. Maneja con cuidado el material, especialmente el de vidrio, ya que éste es frágil.
15. Evita manipular sustancias inflamables cerca del fuego.
16. Usa las pinzas para llevar al fuego los tubos de ensayo, procura darles alguna inclinación, no mires directamente dentro de ellos, ni dirijas el tubo de ensayo hacia algún compañero.
17. Nunca agregues agua a los ácidos, sobre todo a los ácidos fuertes como ácido sulfúrico, ácido clorhídrico, porque el ácido salpicaría y te puede ocasionar quemaduras; al agua se le agrega el ácido lentamente.
18. Tapa bien los frascos de los reactivos.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

1. Lee cuidadosamente el reglamento que debes cumplir para utilizar el Laboratorio de Química.
2. Escribe el nombre del material de utilizado el laboratorio que te muestre el maestro
3. Dibuja el siguiente material de vidrio:
 - a) Vaso de precipitados, b) probeta, c) matarás Erlenmeyer, d) matarás de destilación, e) matraz de fondo plano, f) matarás aforado, embudo de seguridad
4. Busca el siguiente material de laboratorio en las figuras que están en la siguiente página:

Probeta, bureta, pipeta, embudo, gradilla, tubos de ensayo, tubo de thiele, vidrio de reloj, matraz de destilación, refrigerante, vaso de precipitados, embudo de separación, pipeta aforada, capsula de porcelana, crisol, embudo de buchner , mechero de bunsen balanza granataria, balanza analítica, pinzas para crisol, asas de nicromo.
5. ¿Qué balanza tiene mayor precisión la granataria o la analítica o la granataria?

6. ¿Cuál es el material que se puede poner al fuego?
7. Revisa los símbolos que indican peligrosidad para sustancias químicas y el rombo de seguridad y contesta lo siguiente.
 - a) El color azul significa _____
 - b) El color rojo significa _____
 - c) El color amarillo significa _____
 - d) El color blanco significa _____
8. Busca en el Internet las hojas de seguridad y rombo de seguridad del peróxido de hidrógeno y la del ácido clorhídrico y anota su peligrosidad según los números encontrados en sus respectivos rombos de seguridad

MATERIAL USADO EN EL LABORATORIO
Material de vidrio



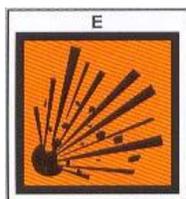
MATERIAL DE PORCELANA Y GRADILLA DE MADERA



MATERIAL DE METAL Y BALANZA ANALÍTICA



SÍMBOLOS QUE INDICAN LA PELIGROSIDAD DE LOS REACTIVOS QUÍMICOS



Explosivos E

Reaccionan de forma exotérmica con rápida formación de gases incluso en ausencia de oxígeno del aire, y que, en determinadas condiciones de ensayo, detonan rápidamente o, bajo el efecto del calor y/o en caso de confinamiento parcial, explotan



Comburentes O

En contacto con otras sustancias, en especial con sustancias inflamables, producen una reacción fuertemente exotérmica



Extremadamente inflamables F+

A temperatura y presión normales, sean inflamables al a **Fácilmente inflamables F**

- En contacto con agua o aire húmedo emiten gases inflamables en cantidades peligrosas
- Se inflaman fácilmente tras breve contacto con fuentes de calor



Tóxicos

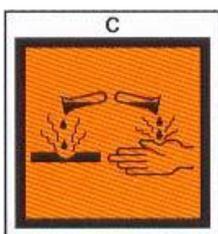
Clasificación: Sustancias y preparaciones que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea, pueden implicar riesgos graves, agudos o crónicos a la salud.

Precaución: todo el contacto con el cuerpo humano debe ser evitado.



Muy tóxicos T+

Por inhalación, ingestión o penetración cutánea en **muy pequeña cantidad** pueden provocar efectos agudos o crónicos e incluso la muerte



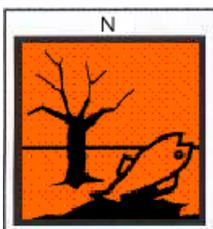
Corrosivos

En contacto con tejidos vivos pueden ejercer una acción destructiva de los mismos



Irritantes

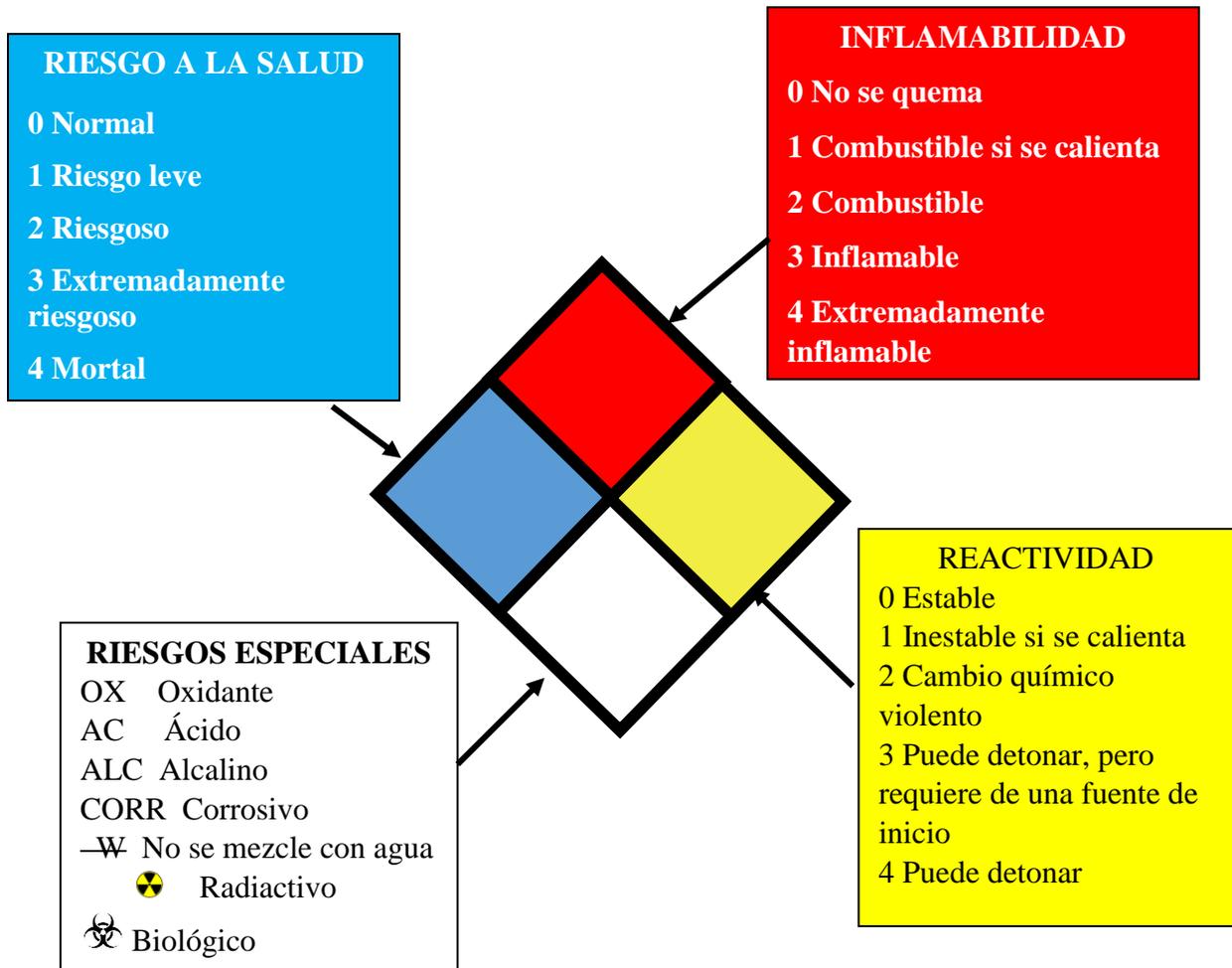
En contacto breve, prolongado o repetido con la piel o las mucosas pueden provocar una reacción inflamatoria



Peligrosas para el ambiente

En caso de contacto con el medio ambiente, presentan o pueden presentar un peligro inmediato o futuro para uno o más componentes del medio ambiente

ROMBO DE SEGURIDAD PARA SUSTANCIAS QUÍMICAS



PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRACTICA No. 2

EL EFECTO FOTOELÉCTRICO

IDENTIFICACIÓN

COMPETENCIAS	TEMA: Estructura atómica	
Competencias específicas: <ul style="list-style-type: none"> • Comprende la Teoría atómica y cuántica basadas en el concepto de la energía que posee toda partícula como base para comprender la estructura atómica. 	SUBTEMAS: 1.2. Base experimental de la teoría cuántica. 1.2.3. El efecto fotoeléctrico.	TIEMPO TOTAL

PROBLEMAS:

- ¿Qué es el efecto fotoeléctrico?
- ¿Qué importancia tiene su explicación científica?
- ¿Qué aplicaciones tiene?

OBJETIVOS:

- ✓ Tener información sobre el efecto fotoeléctrico
- ✓ Conocer la importancia científica que tiene su explicación.
- ✓ Conocer sus aplicaciones

MARCO TEÓRICO.

El efecto fotoeléctrico descubierto en 1887 por H. Hertz al observar que el arco que salta entre dos electrodos conectados a alta tensión alcanza distancias mayores cuando se ilumina con luz ultravioleta que cuando se deja en la oscuridad. Hertz siguió investigando, pero no pudo formular ninguna teoría para explicar el efecto fotoeléctrico.

El efecto fotoeléctrico ocurre cuando la luz choca contra la superficie de una lámina metálica limpia y la lámina emite electrones, sólo cuando la frecuencia de la luz es suficientemente alta.

En 1905 Albert Einstein para explicar el efecto fotoeléctrico utilizó la Teoría cuántica propuesta por Max Planck en 1900. La Teoría cuántica propuesta para explicar la radiación de un cuerpo negro, establece que a nivel de átomos y moléculas la energía radiante se absorbe o se emite en pequeños paquetes a los que llamó cuantos, donde la energía de un solo cuanto está dada por la fórmula $E = h\nu$ Einstein propuso que la luz además de comportarse como una onda electromagnética como lo había propuesto James Max Wall en 1873, se podía comportar como una corriente de partículas, a las que después se les llamó fotones, donde la energía del fotón está dada por la ecuación de Planck

$$E = h\nu$$

$$E = \text{Energía}$$

$$h = \text{constante de Planck} = 6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s}$$

$$\nu = \text{frecuencia}$$

Para que se emitan electrones de la superficie de una lámina metálica es necesario que la frecuencia de la luz sea lo suficientemente alta, es decir para que se produzca el efecto fotoeléctrico es necesario que la energía del fotón sea igual o mayor que la energía de umbral de los electrones de la lámina. Cuando la energía del fotón es mayor que la energía de umbral de los electrones de la lámina, el electrón sale con energía cinética, la cual se calcula por medio de la siguiente fórmula:

$$E_c = h\nu - w$$

EXPERIMENTO PARA OBSERVAR EL EFECTO FOTOELÉCTRICO

Material:

Electroscopio.

Lámpara de ultravioleta.

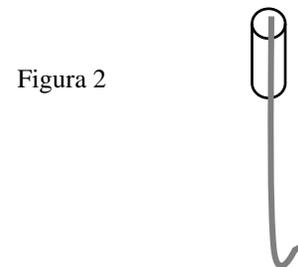
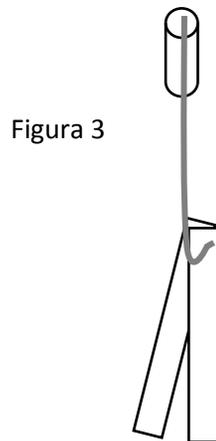
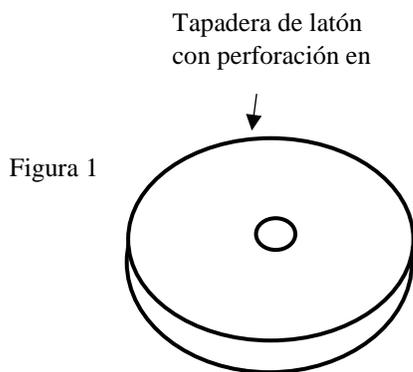
Material para elaborar un electroscopio.

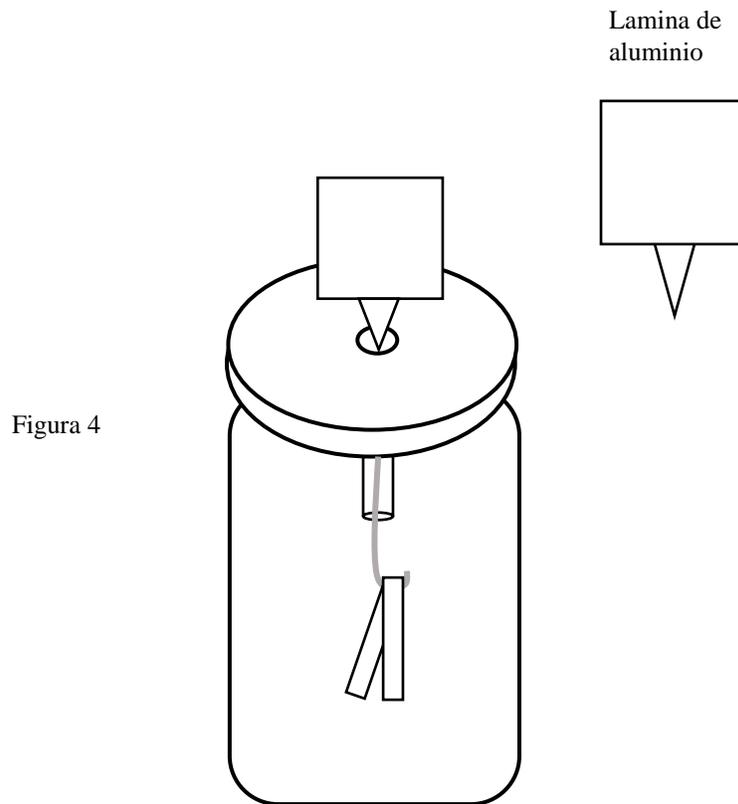
- ✓ Un frasco de vidrio con tapadera.
- ✓ Un clip grande.
- ✓ Una lámina de aluminio.
- ✓ Un trozo de papel de aluminio.
- ✓ Un tubito de plástico para aislante.

- ✓ Lija de agua.
- ✓ Cinta adhesiva transparente (cinta mágica)

Construcción del electroscopio.

1. Perfora la tapa del frasco de vidrio en el centro. Como se muestra en la figura 1.
2. Para el alambre conductor desdobra el clip hasta ponerlo recto, con un pequeño ganchito en lo que será la parte inferior.
3. Pasa el clip extendido por el tubito de plástico, de manera que el tubito sea aislante entre el alambre conductor y la tapadera de latón del frasco. Como se muestra en la figura 2.
4. Pasa el alambre con el tubito de plástico por la parte horadada de la tapadera del frasco.
5. Corta dos tiritas de papel aluminio y colocas en el extremo inferior del alambre. Como se muestra en la figura 3.
6. Lima la lámina de aluminio para quitar los óxidos que ésta tenga.
7. Recorta dos tiritas de papel aluminio y colócalas en el gancho del alambre conductor como se muestra en la figura 3.
8. Tapa el frasco con su la tapadera, e introduce la lámina de aluminio por el orificio de la tapadera, de manera que haga contacto con el alambre conductor. El electroscopio listo debe quedar como el de la Figura 4.



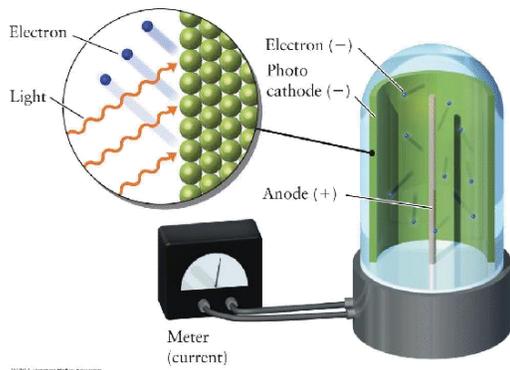


PASOS PARA CARGAR EL ELECTROSCOPIO.

- Cortamos un trozo de cinta, lo pegamos sobre la mesa de trabajo, y lo cargamos por fricción.
- Colocamos el trozo de cinta cargado sobre la lámina de aluminio, la lámina quedará cargada con la carga de la cinta, al igual que las laminitas de papel aluminio, las cuales se separarán por ser ambas de la misma carga eléctrica.
- Para descargar el electroscopio, tocamos la lámina de aluminio, lo cual harpa que las laminitas de papel aluminio se junten.
- Volvemos a cargar el electroscopio con la cinta cargada.
- Para descargar el electroscopio encendemos la lámpara de luz ultravioleta.
- Si esto no sucede, cargamos dos trozos de cinta, para ello pegamos un trozo de cinta sobre la mesa de trabajo y sobre esta pegamos otro trozo de cinta, frotamos ambos trozos, despegamos uno y lo pegamos sobre la placa metálica del electroscopio.

CUESTIONARIO.

1. ¿Cómo se absorbe o se emite la energía radiante según la Teoría cuántica de Max Planck?
2. ¿En qué consiste el efecto fotoeléctrico?
3. ¿Cómo se comporta la luz según la Teoría de Max Wall?
4. ¿Qué teoría utilizó Einstein para explicar el efecto fotoeléctrico?
5. ¿Cómo se comporta la luz cuando se produce el efecto fotoeléctrico?
6. ¿Por qué se dice que la luz tiene un comportamiento dual?
7. ¿Cómo debe de ser la energía del fotón para que se produzca el efecto fotoeléctrico?



Dispositivo para estudiar el efecto fotoeléctrico

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA No 3

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: ULTRAVIOLETA, VISIBLE E INFRARROJO Y EL CÁLCULO DE SUS ENERGÍAS

IDENTIFICACIÓN

COMPETENCIAS	TEMA: Estructura atómica	
Competencias específicas: Comprende la Teoría atómica y cuántica basadas en el concepto de la energía que posee toda partícula como base para comprender la estructura atómica.	SUBTEMAS: 1.2.1. Teoría ondulatoria de la luz.	TIEMPO TOTAL

PROBLEMAS:

- ¿Qué características presentan las regiones del espectro electromagnético ultravioleta, visible e infrarrojo?
- ¿cuáles son sus energías?
- OBJETIVOS:
 - a) Conocer las características de las regiones espectrales ultravioleta, visible e infrarrojo.
 - b) Calcular sus energías

MARCO TEÓRICO.

Del sol recibimos luz visible, radiación ultravioleta y radiación infrarroja

La luz visible se difracta o descompone por las siguientes formas:

- Al hacerla pasar por un prisma óptico, como lo demostró Isaac Newton en 1667.
- En la formación del arco iris, donde las gotas de agua actúan como un prisma, debido a que la luz solar se refleja en la cara interna de las gotas de lluvia, descomponiéndose en colores.
- Por medio de una rejilla de difracción.

- Por medio de un CD.

Los conocimientos sobre la luz como ondas provienen de experimentos realizados por los físicos del siglo XIX, entre ellos el escocés James Clerk Maxwell, quien en 1873 propuso que la luz se comporta como una onda electromagnética. Maxwell desarrolló una teoría matemática para describir todas las formas de radiación en términos de campos eléctricos y magnéticos oscilatorios o similares a ondas. Por lo tanto al conjunto de radiaciones del tipo de la luz, como son las microondas, las señales de radio y televisión, los rayos X reciben el nombre de radiación electromagnética o Espectro electromagnético.

Todas las formas de radiación se propagan por el espacio en forma de campos vibratorios eléctricos y magnéticos mutuamente perpendiculares, Cada uno de los campos está descrito por una onda senoidal. Este tipo de campos oscilatorios emana de las cargas vibratorias de la fuente.

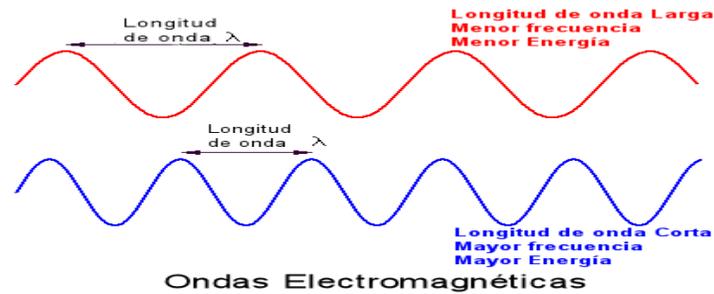
El espectro electromagnético es un conjunto ondas que van desde las ondas con mayor longitud como las ondas de radio, hasta las que tienen menor longitud como los rayos gamma. Las regiones del espectro electromagnético ordenadas de mayor a menor longitud de onda son las siguientes: Las ondas de radio, las microondas, los infrarrojos, la luz visible, la luz ultravioleta y los rayos X.

Entre más pequeña es la longitud de onda, mayor es su frecuencia y su energía.

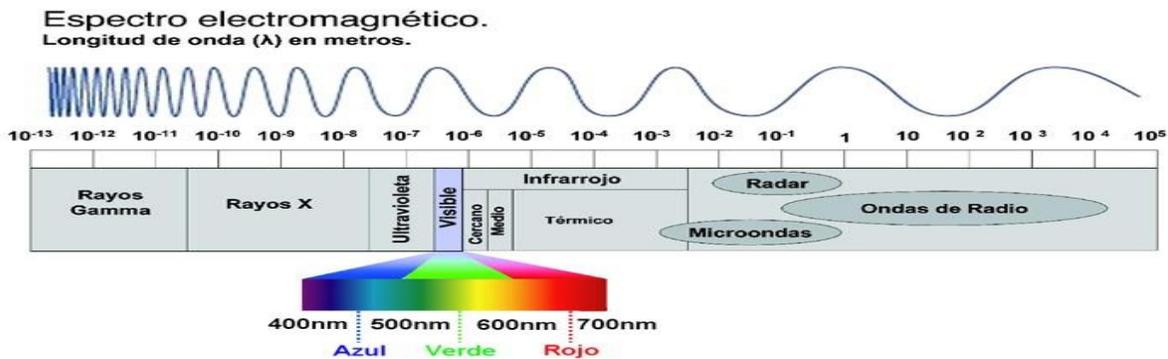
Propiedades de las ondas.

- Cresta. Es el punto más alto de una onda.
- Valles. Son los puntos más bajos de una onda
- Longitud de onda. Es la distancia que hay de una cresta a otra cresta de dos ondas sucesivas. El símbolo de la longitud de onda es la letra griega λ (lambda).
- Amplitud. Es la distancia desde la cresta de la onda hasta la base de la onda.
- Nodos. Son los puntos con amplitud cero, ocurren a intervalos de $\lambda/2$.
- Frecuencia. Es el número de ondas electromagnéticas completas que pasan por un punto en un segundo. El símbolo de la frecuencia es la letra griega ν (nu).
- La velocidad de la luz y de todas las ondas electromagnéticas es el producto de la longitud de onda por su frecuencia.

- La velocidad de la luz y de todas las ondas electromagnéticas en el vacío es de aproximadamente 300, 000 Km/s, o 3×10^8 m/s.
- $c = \lambda \nu$



La luz visible es la única radiación que se puede ver, es una pequeña parte del espectro electromagnético, sus longitudes de onda van desde 400 nm a 700 nm. La luz visible consta de un espectro de colores que abarca desde el rojo en el extremo de mayor longitud de onda en el espectro, hasta el violeta en el extremo de longitud de onda más corta. Al descomponerse la luz blanca observamos el espectro visible o arco iris.



EXPERIMENTO PARA OBSERVAR LA DESCOMPOSICIÓN O DIFRACCIÓN DE LA LUZ BLANCA.

Una de las formas de descomponer la luz solar es usando un prisma óptico. Un prisma es capaz de reflejar, refractar y descomponer o difractar la luz en las diferentes longitudes de onda que la componen, o dicho de otra forma en los colores del arco iris.

Cuando hacemos pasar la luz solar por un prisma de cristal, esta se descompone en las distintas longitudes de onda que van desde los 400 nanómetros para el color violeta hasta los 700 nanómetros para el color rojo.

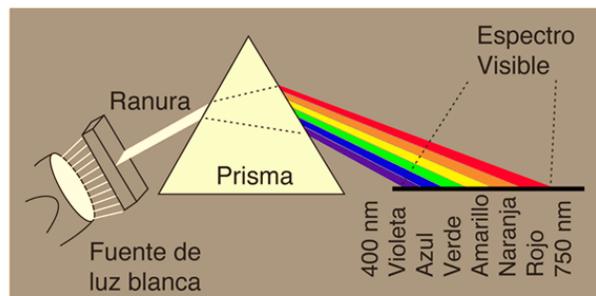
MATERIALES.

Prisma óptico.

Un trozo de cartulina blanca que servirá de pantalla.

PROCEDIMIENTO.

- Gira el prisma hasta que incida un rayo de luz solar sobre este.
- Observa en la pantalla.



¿Cómo es posible que podamos ver el espectro visible al atravesar la luz blanca un prisma óptico?

SOLUCIÓN.

Cuando un haz de luz pasa por un prisma de cristal se descompone en las distintas longitudes de onda que lo componen debido a que estas longitudes de ondas viajan a diferente velocidad y se curvan de manera diferente, ocasionada por la doble refracción, al cambiar de medio, primera refracción del aire al cristal, y segunda refracción del cristal al aire, es el resultado es un haz con sus componentes separados y desviado de su dirección inicial.

RADIACIÓN ULTRAVIOLETA.

Del sol recibimos radiación ultravioleta con un rango entre 150 y 400 nm.

La radiación UV fue descubierta por el físico y fisiólogo alemán Ritter en 1801 al investigar la descomposición del cloruro de plata por la luz. Ritter exploró en el espectro visible la

franja oscura cercana al violeta y descubrió que el efecto fotoquímico en esa franja se producía con más intensidad.

Para la medicina y la biología, sólo interesan las radiaciones con una longitud de onda entre 400 y 200 nm. A partir de 1932, el espectro ultravioleta se dividió en tres zonas: A, B y C.

Clasificación de la radiación UV de acuerdo a su longitud de onda

UVA 320-400 nm. Es la parte menos energética de la radiación UV

UVB 290-320 nm. Es más energética que la UVA, produce eritema y quemaduras en la piel.

UVC 200-290 nm. Es la radiación UV de mayor energía, esta radiación es absorbida por la atmosfera, debido a que al llegar a ella sufre una fuerte dispersión.

Experimento para observar la luz ultravioleta.

MATERIALES:

Teléfono celular con flash

Marcador permanente azul marino

Cinta adhesiva transparente.

Procedimiento.

1. Coloca un pedacito de cinta adhesiva en el flash de la cámara del celular.
2. Pinta con el marcador azul el pedacito de cinta adhesiva permanente.
3. Repite el procedimiento hasta tener 5 capas de cinta adhesiva pintada sobre el flash del celular.
4. Dibuja sobre un papel objetos, píntalos con marcadores fluorescentes, píntalos con marcadores fluorescentes.
5. Coloca estos dibujos dentro de una caja oscura.
6. Observa como incide sobre los dibujos la luz ultravioleta proyectada a través de tu celular.
7. ¿Cómo es posible que se pueda observar el ultravioleta con los procedimientos anteriores?

Respuesta.

Nuestros ojos solamente están capacitados para identificar la luz visible, la cual comprende todas las longitudes de onda de la región visible, o sea todos los colores que van desde los violetas hasta los rojos, como en el arco iris. Con una menor longitud de onda y una mayor energía que la luz violeta se encuentran los rayos ultravioleta, y con una mayor longitud de onda y una menor energía que la luz roja se encuentran los rayos infrarrojos.

Al colocar las cinco capas de cinta adhesiva pintada de azul bloqueamos el paso de la luz que va del rojo al azul, y solamente dejan pasar la luz violeta y un poquito de luz invisible, que en este caso es la ultravioleta, ocasionando que con la luz del celular las sustancias fluorescentes brillen.

RADIACIÓN INFRARROJA.

El inicio de la región infrarroja del espectro electromagnético se sitúa entre los 700 nm a 800 nm, esto se debe a que el límite entre la luz visible y el IR no está definido con precisión, ya que el ojo humano es muy poco sensible a longitudes de onda mayores a 700 nm, por lo que comúnmente los 700 nm se aceptan como el comienzo del IR.

La radiación infrarroja comprende un amplio rango de longitudes de onda, que se clasifican en tres zonas, donde los intervalos de cada una pueden variar según el esquema de clasificación que se haya seguido, como se muestra en la siguiente tabla:

Denominación	Margen de longitud de onda en μm	Margen de longitud de onda en nm
IR Cercano	0.7 - 3	700 - 3000
IR Medio	3 - 50	3000 - 50000
IR Lejano	50 - 1000	50000 - 1000000

La radiación infrarroja es emitida por cualquier cuerpo cuya temperatura sea mayor que 0 Kelvin.

Descubrimiento del infrarrojo.

La radiación infrarroja fue descubierta por el astrónomo alemán Sir Frederick William Herschel en el año de 1800. Herschel utilizó un prisma de cristal para descomponer la luz

solar y formar un arco iris o espectro visible, posteriormente midió la temperatura de cada color del espectro visible; para ello utilizó tres termómetros con bulbos ennegrecidos para absorber mejor el calor, Herschel midió la temperatura un poco más allá de la luz roja de la zona del espectro, al parecer esta zona era sin luz, descubriendo que esta región era la que tenía mayor temperatura de todas.

Herschel llamó a esta radiación rayos calóricos, los cuales posteriormente fueron llamados rayos infrarrojos o radiación infrarroja.

Actualmente los rayos infrarrojos tiene muchas aplicaciones, tales como en medicina para el diagnóstico, en las cámaras fotográficas infrarrojas utilizadas por la policía y de seguridad, para monitorear el clima por medio de satélites de infrarrojo, en usos domésticos son usados en controles para la televisión y en controles para el aire acondicionado, etc.

Experimento para ver la luz infrarroja.

Como ya lo mencionamos anteriormente, nuestros ojos solamente están capacitados para observar la región visible del espectro electromagnético, o sea la región comprendida entre los 400 nm a los 700 nm de longitud de onda. Por este motivo utilizaremos un pequeño truco para poder observarla.

Materiales:

- Un control a distancia (puede ser el de un televisor, de un equipo de música, o de un aire acondicionado)
- Una cámara digital, o la cámara del teléfono celular.

PROCEDIMIENTO

1. Enfoca con la cámara la parte delantera del control a distancia, que es desde donde se emite la señal.
2. Pulsa algún botón en el control a distancia.
3. Deberás ver en la pantalla de la cámara, una luz blanca saliendo del control a distancia.
4. Debes tomar en cuenta que aunque vemos una imagen de luz blanca saliendo del control, esta es una interpretación que hace la cámara de la señal que está recibiendo, por lo tanto

a pesar de ver una imagen blanca, esto no demuestra que los rayos infrarrojos son de color blanco. Porque el infrarrojo está fuera del rango visible, no podemos hablar de su color.

Nota: La cámara digital que utilices no debe traer filtros para infrarrojos, de ser así, el experimento no funcionará.

Problemas para calcular la energía y la frecuencia de las diferentes regiones del espectro electromagnético, en este caso calcularemos la energía de las regiones ultravioleta, visible e infrarrojo.

EJEMPLO.

1. ¿Cuál es la frecuencia y la energía de un fotón de luz amarilla, cuya longitud de onda es de 590 nm (región visible)?

Solución.

DATOS:

Longitud de onda = 590 nm

FORMULA. $\lambda \nu = c$

λ = longitud de onda

ν = frecuencia

c = velocidad de la luz en el vacío, igual a $3 \times 10^8 \text{ m/s}$

PARA CALCULAR LA FRECUENCIA

$$\text{Despejamos frecuencia de } \lambda \nu = c \quad \nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$\nu = \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{590 \text{ nm}} \left(\frac{\text{nm}}{1 \times 10^{-9} \text{ m}} \right) = 5.084 \times 10^{14} \text{ 1/s} \quad \text{Ciclos por segundo o}$$

$$\nu = 5.084 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

PARA CALCULAR LA ENERGÍA

FORMULA. $E = h\nu$

E = energía

h = Constante de Planck = $6.63 \times 10^{-34} \text{ j.s}$

$$\nu = 5.084 \times 10^{14} \text{ 1/s}$$

$$E = (6.63 \times 10^{-34} \text{ j.s})(5.084 \times 10^{14} \text{ 1/s}) = 3.37 \times 10^{-19} \text{ J}$$

2. ¿Cuál es la frecuencia y la energía de un mol de fotones de luz amarilla, cuya longitud de onda es de 590 nm?

Solución.

En el problema anterior obtuvimos la energía de un fotón de luz amarilla, cuya longitud de onda es de 590 nm, siendo el resultado siguiente: $E = 3.37 \times 10^{-19} \text{ J}$

Para obtener el resultado solamente tenemos que multiplicar la energía de un fotón por la energía que hay en un mol de fotones, y como en un mol de cualquier cosa hay la constante conocida como número de Avogadro, la cual es igual a 6.022×10^{23}

La energía de un mol de fotones de luz amarilla cuya longitud de onda es 590nm la obtenemos de la siguiente forma.

$$\text{Energía} = (3.37 \times 10^{-19} \text{ J})(6.022 \times 10^{23}) = 202,941.4 \text{ J / mol de fotones}$$

Ejercicios de práctica

1. Calcula la frecuencia y la energía de un fotón en cada uno de los siguientes casos:
 - a) Un fotón con una longitud de onda de 270 nm (región ultra violeta)
 - b) Un fotón con una longitud de onda de 690 nm (región visible)
 - c) Un fotón con una longitud de onda de 970 nm (región infrarroja)
2. ¿Cuál es la energía de un mol de fotones en cada uno de los casos anteriores?
 - a) Un mol de fotones cuya longitud de onda es

3. De acuerdo a los resultados obtenidos ordena los fotones de ultra violeta, visible e infrarrojo en orden creciente a su energía.

CUESTIONARIO

1. ¿Qué características presentan las ondas electromagnéticas para que se les identifique con ese nombre?
2. Dibuja una onda electromagnética con cada una de sus partes.
3. ¿Qué es la frecuencia?
4. ¿Cuál es la velocidad de la luz y la de todas las ondas electromagnéticas en el vacío en el vacío?
 - a) En kilómetros
 - b) En metros
 - c) En nanómetros.
5. ¿Cuáles son las regiones del espectro electromagnético?
6. ¿Qué región del espectro electromagnético tiene mayor longitud de onda?
7. ¿Qué región del espectro electromagnético tiene menor longitud de onda?
8. ¿Qué región del espectro electromagnético tiene mayor energía?
9. ¿Qué región del espectro electromagnético tiene menor frecuencia?
10. ¿Cuáles son los colores del espectro en el orden en el que los observamos en el espectro visible o arco iris?
11. ¿Cuál es el rango del espectro visible en nm?
12. ¿Cómo se descubrió la radiación infrarroja?
13. ¿Cómo se descubrió la radiación ultra violeta?
14. ¿Qué regiones del espectro electromagnético pueden afectar nuestras células?

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

Práctica No 4

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: ELABORACIÓN DE UN ESPECTROSCOPIO Y
ESPECTROSCOPIA A LA FLAMA.

IDENTIFICACIÓN

COMPETENCIAS	TEMA: Estructura atómica	
Competencias específicas:	SUBTEMAS:	TIEMPO TOTAL
<ul style="list-style-type: none"> Comprende la Teoría atómica y cuántica basadas en el concepto de la energía que posee toda partícula como base para comprender la estructura atómica. 	1.2.3. Efecto fotoeléctrico. 1.2.4. Espectros de emisión y series espectrales.	

PROBLEMAS:

- ¿En qué consiste la espectroscopía a la flama?
- ¿Para qué se utiliza un espectroscopio?
- ¿Cómo podemos elaborar un espectroscopio?

OBJETIVOS:

- Conocer la espectroscopía a la flama.
- Informarnos sobre la utilidad del espectroscopio
- Elaborar un espectroscopio.

MARCO TEÓRICO

Cuando las sales de diferentes metales en forma directa o disuelta son puestas a la flama, estas emiten flamas de diferentes colores, hecho que fue demostrado en 1831 por J.F; como ejemplo citamos algunas sales de metales alcalinos y alcalinotérreos y sales de cobre. Las sales de sodio emiten una flama de color amarillo, las de potasio un color violeta, las de calcio un color amarillo, el estroncio da una flama color rojo brillante, las de bario producen una flama de color casi verde claro, las sales de cobre producen una flama de un color verde azulado. De esta manera identificarse el metal que forma la sal en un determinado compuesto.

En 1859 Kirschhoff y Bunsen inventaron el espectroscopio: el cual es un instrumento óptico que sirve para observar espectros.

Existen dos tipos de espectros: Los espectros de absorción y los espectros de emisión.

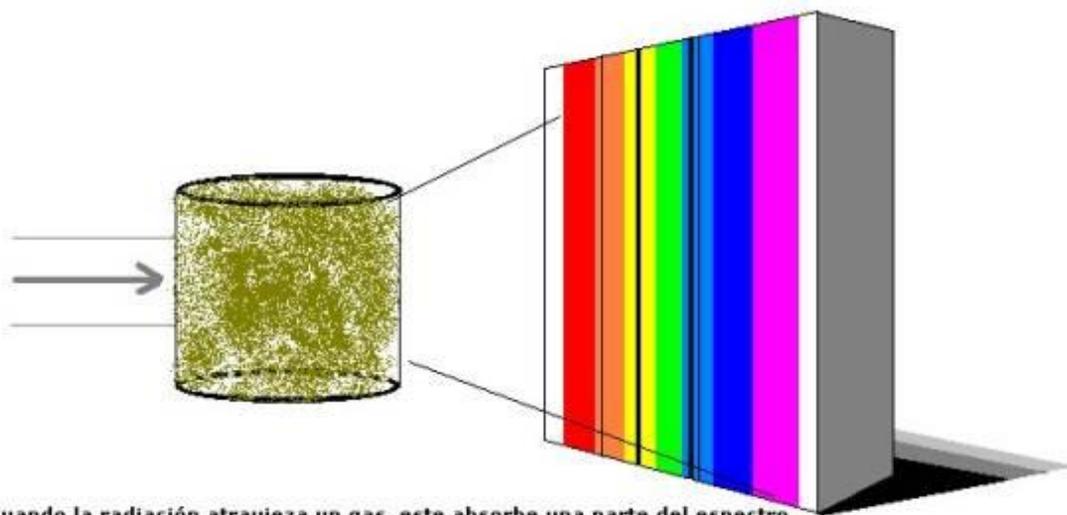
Espectros de emisión. Estos espectros pueden ser continuos o espectros de líneas.

Un espectro continuo se forma cuando se difracta o descompone la luz blanca como la luz solar, o la emitida por un elemento sólido en estado incandescente, como la que emite la resistencia de tungsteno de la bombilla incandescente.

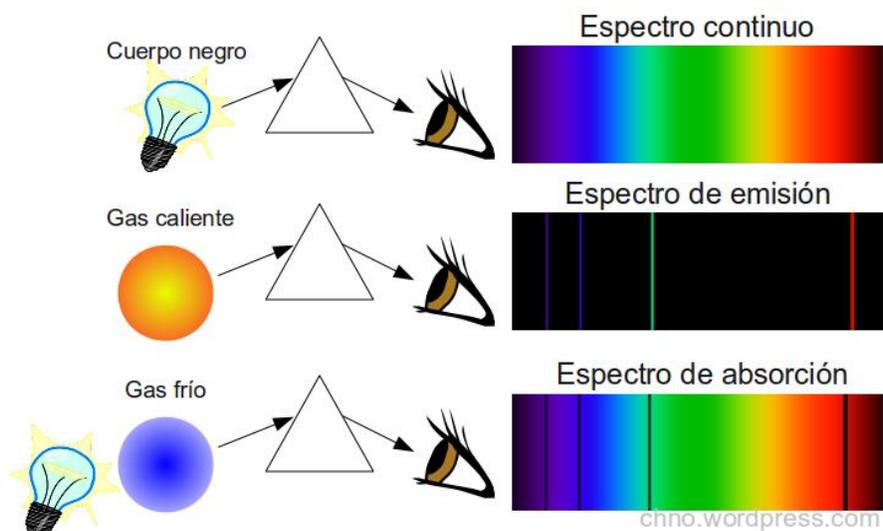
Un espectro continuo contiene todas las longitudes de onda de la región visible, en otras palabras contiene todos los colores del arco iris.

Un espectro de líneas o discontinuo se forma cuando se difracta o descompone la luz emitida por un elemento gaseoso en estado incandescente. Un espectro de líneas contiene solamente ciertas regiones de la región visible. Cada elemento tiene su propio espectro de líneas, son como las huellas dactilares de los elementos, por lo que sirven para identificar elementos.

Espectro de absorción. Si en el trayecto entre un haz de luz y un prisma óptico interponemos un gas, este absorbe determinadas longitudes de onda, entonces en el espectro aparecen unas líneas oscuras, que corresponden a las energías absorbidas; a esto se le conoce como espectro de absorción.



Cuando la radiación atraviesa un gas, este absorbe una parte del espectro. El resultado es su espectro característico de absorción, donde faltan las bandas absorbidas, apareciendo en su lugar líneas negras.



Un poco de historia

A finales del siglo XIX surgieron los espectroscopistas, los cuales eran científicos que querían investigar por qué los átomos gaseosos en estado incandescente emiten luz sólo de determinados colores.

SERIES DE EMISIÓN DEL HIDRÓGENO ATÓMICO

Serie	n_f	n_i	Región del espectro
Lyman	1	2, 3, 4,...	Ultravioleta
Balmer	2	3, 4, 5,...	Ultravioleta y UV
Paschen	3	4, 5, 6,...	Infrarrojo
Brackett	4	5, 6, 7,...	Infrarrojo
Pfund	5	6, 7, 8,...	Infrarrojo

El físico danés Niels Bohr estudio en forma teórica el espectro de líneas del gas hidrógeno. Cuando se difracta la luz emitida por el gas hidrógeno en estado incandescente se observan cuatro líneas brillantes; sus colores son violeta, azul, verde y rojo.

Postulados de Bohr para el átomo de hidrógeno.

- 1) El electrón del átomo de hidrogeno gira alrededor del núcleo en orbitas circulares, en niveles de energía permitidos, cuando el electrón no gana ni pierde energía permanece en el nivel más bajo de energía, llamado estado fundamental o nivel basal.
- 2) Cuando el electrón recibe energía pasa del estado fundamental al estado excitado, y da el salto cuántico a niveles de energía superiores
- 3) Cuando el electrón cae de niveles superiores de energía a niveles de energía inferiores, emite esa diferencia de energía en forma de un fotón luminoso.

Cualquier nivel de energía diferente del nivel de energía uno es un estado excitado intermedio.

Bohr demostró que la energía que tiene el electrón en el átomo de hidrógeno está dada por:

$$E_n = Rh \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

E_n = Energía

Rh Constante de Rydberg = $2.18 \times 10^{-18} J$

n^2 Nivel de energía en donde se encuentra el electrón al cuadrado

$$\Delta E = E_f - E_i$$

ΔE = Cambio de energía

E_f = Energía final

E_i = Energía inicial

El cambio de energía de una transición en el átomo de hidrógeno está dado por la siguiente ecuación.

$$\Delta E = E_f - E_i = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

Presentada la información sobre la importancia de la espectroscopia y del espectro de líneas del gas hidrógeno para la estructura atómica, se presenta la información de cómo realizar una práctica de espectroscopía a la flama.

ESPECTROSCOPIO

Imprime la figura. Recorta la figura.

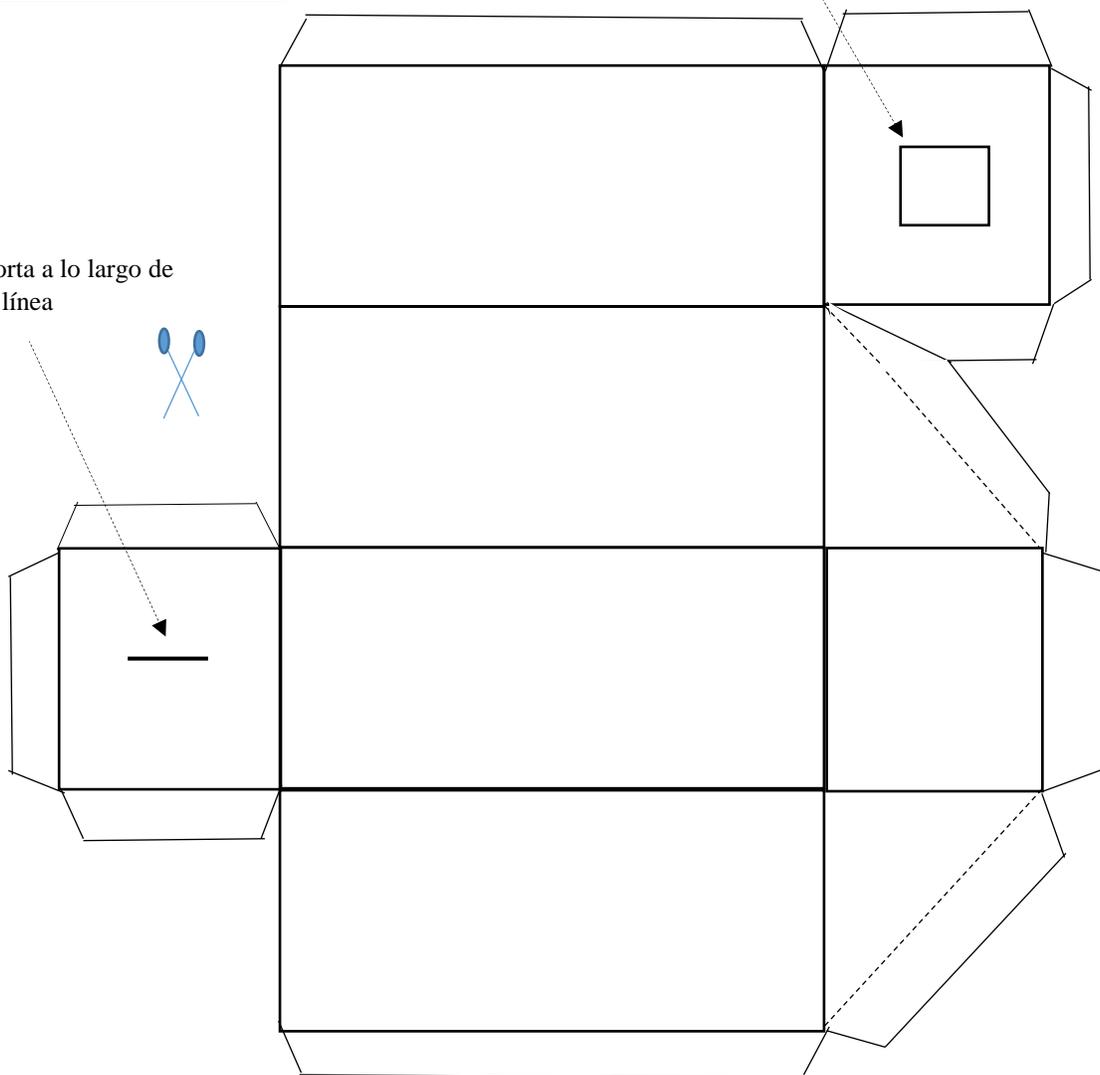
Copia la figura en una cartulina negra o café oscuro.

Arma el espectroscopio

Corta alrededor del cuadrado y pega un trozo de la parte reflejante de un CD.



Corta a lo largo de la línea



PRÁCTICA PARA OBSERVAR ESPECTROS

Material

Foco ahorrador

Lámpara led.

Foco incandescente.

Espectroscopio.

Pantalla o papel blanco.

ESPECTROSCOPIA A LA FLAMA.

MATERIAL:

- Mechero de Bunsen
- Asa de nicromo
- Vaso de precipitados de 100 mL
- 6 vidrios de reloj

REACTIVOS:

Sales de metales alcalinos, alcalinotérreos y el cobre., como:

Cloruro de sodio. NaCl

Cloruro de potasio. KCl

Cloruro de bario. BaCl₂

Cloruro de calcio CaCl₂

Cloruro de cobre II CuCl₂

Sulfato de cobre II CuSO₄

30 mL de ácido clorhídrico diluido 1:1

PROCEDIMIENTO:

1. Coloca una pequeña cantidad de sal diferente en cada vidrio de reloj, y pon el nombre a cada sal.
2. Anota la apariencia y color de cada sal.

3. En el vaso de precipitados coloca unos 30 mL de ácido clorhídrico. (que el profesor que profesor les proporcionará).
4. Enciende el mechero y caliente el asa hasta el rojo vivo, enseguida sumerja el asa al vaso con ácido para limpiarla de impurezas.
5. Vuelve a humedecer para tomar una de las sales con el asa húmeda, y coloque el asa con la sal en el mechero.
6. Toma un poco de reactivo con el asa y llévalo a la flama del mechero.
7. Observa el color de la flama y anote.
8. Observa la flama con el espectroscopio.
9. Dibuja y colorea el espectro que observe en el espectroscopio.
10. Repite el procedimiento con las demás sales.
11. Observa el espectro un rayo de luz solar en el espectroscopio
12. Observa en el espectroscopio la luz emitida por un foco incandescente

CUESTIONARIO.

1. ¿Para qué se utilizan los espectros de líneas?
2. ¿Qué características presenta un espectro de líneas?
3. ¿Cuándo se forma un espectro de líneas?
4. ¿De qué gas era el espectro de líneas que estudió Bohr?
5. ¿Cuándo se produce un espectro continuo?
6. ¿Qué tipo de espectro se produce cuando se difracta la luz emitida por un foco en estado incandescente?
7. ¿Qué tipo de espectro se produce cuando se difracta la luz emitida por la luz solar?
8. Describe las partes de un espectroscopio.
9. ¿Cuál es el color que emitió cada una de las sales?
10. Dibuja el espectro de líneas del gas hidrógeno, y los espectros de líneas de seis elementos más.

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA No 5.

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA EN LA NATURALEZA Y SU CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

IDENTIFICACIÓN:

COMPETENCIAS	TEMA: Teoría cuántica y estructura atómica.	
Competencias específicas:	SUBTEMAS:	TIEMPO TOTAL
<ul style="list-style-type: none"> Comprende la Teoría atómica y cuántica como base para obtener la configuración electrónica de los átomos. 	1.5 distribución electrónica en sistemas polielectrónicos.	

PROBLEMAS:

- ¿Cómo se encuentran los elementos químicos en la naturaleza?
- ¿Qué elementos se encuentran puros en la naturaleza?
- ¿Cuál fue la base de clasificación en las primeras tablas periódicas?
- ¿Conocer cómo se elabora la configuración electrónica de los elementos químicos?
- ¿Qué determina el lugar que ocupa cada elemento en la tabla periódica?

OBJETIVOS

- Conocer en qué forma se encuentran los elementos químicos en la naturaleza.
- Identificar a los elementos que se encuentran puros en la naturaleza.
- Conocer la historia de las primeras tablas periódicas.
- Saber elaborar la configuración electrónica de los elementos químicos.
- Conocer los parámetros que determinan la posición de cada elemento en la tabla periódica.

MARCO TEÓRICO: Parte 1.

En la naturaleza la mayoría de los elementos se encuentran formando compuestos. Llamados minerales, estos minerales pueden ser óxidos, carbonatos, halogenuros, fosfatos, silicatos, sulfuros, sulfatos.

Unos cuantos elementos se encuentran en estado nativo o puros en la naturaleza, estos elementos son: el oro y el grupo del platino, al grupo del platino pertenecen el rutenio (Ru), rodio (Rh), paladio (Pd), osmio (Os).

Elementos metálicos que se encuentran puros o formando compuestos en la naturaleza.

La plata (Ag), el cobre (Cu), el hierro (Fe) y el bismuto (Bi) rara vez se encuentran puros en la naturaleza, principalmente se encuentran formando compuestos.

El carbono y el azufre se conocen desde la prehistoria, ambos se encuentran puros o formando compuestos.

La mayoría de los metales se extraen de los minerales. Un mineral es una sustancia de origen natural, que tiene una composición química que lo caracteriza. El mineral donde se encuentra el mineral a extraer se encuentra mezclado con otros minerales dentro de una roca llamada mena.

Los minerales se identifican por su nombre común y no por sus nombres químicos.

En la siguiente tabla se presentan los principales tipos de minerales, con sus ejemplos.

PRINCIPALES TIPOS DE MINERALES	
TIPO	MINERALES. FÓRMULA Y NOMBRE COMÚN
Minerales sin combinar	Au, Pt, Ru, Rh, Pd, Os, Ir
Carbonatos (CO_3^{2-})	BaCO_3 (witherita), CaCO_3 (calcita, piedra caliza), MgCO_3 (magnesita), $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ (dolomita) PbCO_3 (cerusita)
Halogenuros	CaF_2 (fluorita), NaCl (halita), KCl (silvita),
Óxidos	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (Bauxita), Al_2O_3 (coridón), Fe_2O_3 (hematita), Fe_2O_3 (magnetita), Cu_2O (cuprita), MnO_2 (pirolusita), SnO_2 (casiterita), TiO_2 (rutilio), ZnO (cincita)
Fosfatos (PO_4^{3-})	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, (roca fosfórica), $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ (hidroxiapatita)
Silicatos	$\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ (berilio), $\text{Mg}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ (berilio), $\text{Mg}_3(\text{SiO}_4)_{10}(\text{OH})_2$ (talco)

Sulfuros	Ag ₂ S (argentinita), CdS (greenockita), Cu ₂ S (chalcocita), FeS ₂ (pirita), HgS (cinabrio), PbS (galena), ZnS (esfalerita)
Sulfatos (SO ₄ ²⁻)	BaSO ₄ (barita), CaSO ₄ (anhidrita), PbSO ₄ (anglesita), CaSO ₄ (barita), SrSO ₄ (celisitita), MgSO ₄ .7H ₂ O (epsomitita)

Minerales de cobre



Minerales de hierro

Hematita

Magnetita

Pirita.

Cubos de pirita



Solamente unos cuantos elementos se conocían en la antigüedad, siendo el cobre, el oro y la plata, fueron los primeros elementos utilizados en la prehistoria, el hombre empezó a utilizar los metales aproximadamente 4,000 años a.C. Según se fueron usando los metales viene el nombre de las edades prehistóricas: Edad del cobre, edad del bronce, edad del hierro.

El bronce es una aleación de cobre (90%) y estaño (10%).

Más de la mitad de los elementos que se conocen en la antigüedad se descubrieron entre 1800 y 1900.

En este periodo de tiempo los químicos observaron que muchos elementos tenían grandes semejanzas entre ellos.

Desarrollo de la práctica.

1. Observa cuidadosamente los minerales que te muestre el maestro y los que tú hayas traído.
2. Anota su nombre y características físicas (color, brillo, dureza).
3. Escribe la fórmula y el nombre común de un mineral que contenga bario
4. Escribe la fórmula y el nombre común de un mineral que contenga aluminio
5. Escribe la fórmula y el nombre común de un mineral que contenga plata.
6. Observe los elementos puros y anote sus características.
7. Lee cuidadosamente el marco teórico de la parte 1 y responde al siguiente cuestionario.

CUESTIONARIO

1. ¿Qué elementos metálicos se encuentran puros en la naturaleza (en estado nativo)?
¿Qué elementos metálicos se encuentran puros o formando compuestos en la naturaleza?
2. ¿Qué elementos se conocen desde la antigüedad?
3. ¿Cómo se encuentran la mayoría de los elementos en la naturaleza?
4. ¿De dónde se extraen la mayoría de los metales?

MARCO TEÓRICO: Parte 2

En el siglo XIX los químicos tenían conocimiento de los átomos y de las moléculas, pero aún no se descubrían las partículas subatómicas como son los electrones y los protones, solamente con su conocimiento de masas atómicas desarrollaron una tabla periódica.

John Newlans, químico inglés observó que cuando los elementos se ordenaban según sus masas atómicas, cada octavo elemento mostraba propiedades semejantes, Newlans a esta relación en 1864 la publicó como la Ley de las octavas. Esta ley no era útil para elementos de masa mayor que el calcio.

En 1869 El químico ruso Dmitri Mendeleev y el químico alemán Lothar Meyer trabajando de manera independiente, cada uno propuso una tabla basada en sus masas atómicas crecientes y en la repetición periódica de sus propiedades químicas y físicas.

La mejor tabla fue la de Mendeleev porque agrupó a los elementos en forma más exacta y porque dejó espacios vacíos para elementos que aún no se descubrían, y porque predijo sus propiedades. Mendeleev predijo la existencia y propiedades de un elemento desconocido al que llamó Eka-aluminio.

La clasificación de Mendeleev tuvo éxito, pero al descubrirse el argón (39.95 uma), el cual tiene una masa atómica mayor que la del potasio (39.10 uma), de haberse ordenado sólo de acuerdo a su masa atómica creciente, el argón, que es un gas inerte hubiera quedado en el mismo grupo que el litio y el sodio, dos metales muy reactivos.

Mendeleev clasificó a los 66 elementos conocidos hasta entonces.

En tabla periódica actual hay 118 elementos; de los cuales la mayoría se encuentra en la naturaleza. A partir del neptunio (${}_{93}\text{Np}$) todos los elementos son sintéticos.

En 1913 el joven físico inglés Henry Moseley descubrió una correlación entre lo que él llamó *número atómico* y la frecuencia de los rayos X que se producían al bombardear un elemento dentro de un tubo de rayos catódicos con un muy alto voltaje. Moseley observó que la frecuencia de los rayos X emitidos por los elementos se podía correlacionar con la ecuación

$$\sqrt{\nu} = a(Z - b)$$

Donde

ν Es la frecuencia de los rayos X emitidos, Z Es el número atómico

a y b Son constantes para todos los elementos.

En la actualidad la ley de periodicidad química dice: “las propiedades de un elemento están en función de su número atómico.

Mientras que en la tabla periódica de Mendeleev y en la de Meyer los elementos estaban clasificados en base a su *masa atómica* y a sus *propiedades periódicas*.

En la tabla periódica actual los elementos se encuentran clasificados en base a su *número atómico* y a su *configuración electrónica*.

CUESTIONARIO PARTE II.

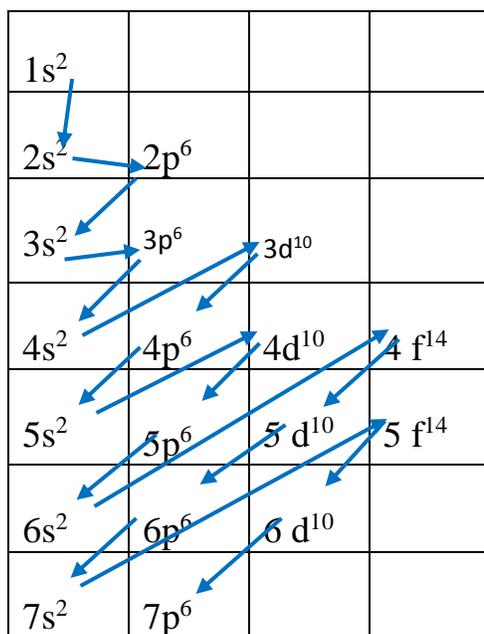
1. ¿De acuerdo a qué estaban ordenados los elementos químicos en las tablas de Mendeleev y Meyer?
2. ¿Quien descubrió el número atómico?
3. ¿Qué es el número atómico?
4. ¿De acuerdo a qué están ordenados los elementos en la tabla periódica actual?
5. ¿Para qué elementos desconocidos Mendeleev predijo sus propiedades físicas y químicas?
6. ¿Qué necesitamos para ubicar a un elemento en la tabla periódica actual?
7. ¿A partir de qué elemento de la tabla periódica todos son sintéticos?

PARTE III

PRINCIPIO DE CONSTRUCCIÓN O REGLA DE AUFBAU.

Aufbau es una palabra en alemán, que significa construcción. Consiste en seguir un orden para llenar los diferentes orbitales, basado en los diferentes niveles de energía para cada uno de ellos. Sólo hay que seguir las flechas y contar los electrones.

Regla para la configuración electrónica.



Para obtener la configuración electrónica necesitamos el número atómico del elemento. El número atómico es el número de protones que tiene un átomo en su núcleo, y el número atómico también es igual al número de electrones.

Ejemplos:

Obtener la configuración electrónica de los siguientes elementos:

Nitrógeno, b) Oxígeno, c) Neón, d) Sodio, e) Azufre f) Argón, g) potasio

Solución

${}^7\text{N}$. La configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^3$

Oxígeno = 8° . Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^4$

Neón. Su símbolo es N. Para su configuración debemos de tener 10 electrones

${}_{10}\text{Ne} = 1s^2 2s^2 2p^6$

Sodio = ${}_{11}\text{Na}$. Su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

También podemos obtener la configuración electrónica usando el núcleo del gas noble anterior a el elemento, en este caso es en Neón.

Sodio = ${}_{11}\text{Na} = [\text{Ne}] 3s^1$

Azufre = ${}_{16}\text{S} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ o $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$

Argón = ${}_{18}\text{Ar} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ o $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

Potasio = ${}_{19}\text{K} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ o $[\text{Ar}] 4s^1$

Configuración electrónica de los gases nobles

Gas noble	Configuración electrónica
He	$1s^2$
Ne	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$

Ar	$[Ne]3s^23p^6$
Kr	$[Ar]4s^23d^{10}4p^6$
Xe	$[Kr]5s^24d^{10}5p^6$
Rn	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$
On	$[Rn]7s^25f^{14}6d^{10}7p^6$

Distribución ELECTRÓNICA.

Para determinar las configuraciones electrónicas en los átomos polieletrónicos es nos es útil el **Principio de exclusión de Pauli**, el cual establece que no es posible que dos electrones de un mismo átomo tengan los mismos cuatro números. Sólo dos electrones pueden coexistir y deben tener espines opuestos.

Ejemplo.

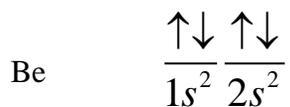
La configuración para el He es: $\uparrow\downarrow$

Porque si un electrón gira a la derecha, el otro gira hacia la izquierda.

Otra regla que también es útil para la distribución electrónica de los átomos polieletrónicos es la **Regla de Hud**, la cual establece que *la distribución electrónica más estable en los subniveles es la que tiene mayor número de espines paralelos*; en otras palabras: los electrones no completan un mismo orbital de un subnivel mientras existan orbitales vacíos en ese subnivel.

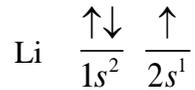
Ejemplos:

- a) La configuración electrónica del berilio ($Z = 4$) es $1s^2 2s^2$ y su diagrama de orbital es



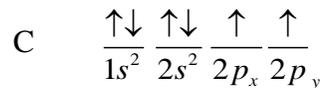
El átomo de berilio no tiene electrones desapareados, por lo cual es diamagnético

La configuración electrónica del litio ($Z = 3$) es $1s^2 2s^1$ y su diagrama de orbital es



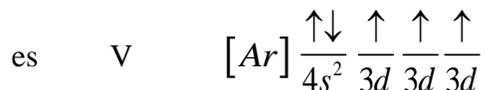
El átomo de litio tiene un electrón desapareado, por lo cual es paramagnético.

b) La configuración electrónica del carbono ($Z = 6$) es y su diagrama de orbital es



El átomo de carbono tiene dos electrones desapareados, por lo cual es paramagnético.

La configuración electrónica del vanadio ($Z = 23$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$ y su diagrama de orbital



c) El átomo de vanadio tiene tres electrones desapareados, lo cual indica que es paramagnético.

ACTIVIDADES PARTE III

1. Elabora la configuración electrónica e indique el grupo, periodo, bloque y subgrupo que los siguientes elementos ocupan en la tabla periódica: Be, N, Cl, K, Ca, Sc, Cr, Cu, Mn, Fe, Ba y U.

PARTIRTE IV

TABLA PERIÓDICA.

En la tabla periódica hay 18 columnas. Una columna para cada orbital, debido a que hay dos orbitales s, seis orbitales p y diez orbitales d.

- Cada columna representa un grupo o familia. El grupo indica los electrones de valencia tienen los elementos que se encuentran en ese grupo.

- En la tabla periódica hay siete renglones. El renglón indica los niveles de energía en que los elementos pertenecientes a él tienen repartidos sus electrones.
- Bloque. En la tabla periódica hay cuatro bloques, s, p, d y f. El bloque indica el electrón con el que un elemento termina de llenar su configuración electrónica.
- Subgrupos: En la tabla periódica hay dos subgrupos: El A y el B.

Al subgrupo A pertenecen los elementos de los bloques **s y p**; son los elementos representativos, tienen valencia fija y progresiva, sus electrones de valencia son los del último nivel de energía.

Al subgrupo B pertenecen los elementos de los bloques **d y f**; no tienen valencia fija ni progresiva, sus electrones de valencia son los del último y penúltimo niveles de energía.

La primera columna corresponde a los metales alcalinos, los cuales son muy reactivos, debido a que tienen un electrón de valencia, el cual tienden a perder. Su configuración electrónica termina en: ns^1 , con n mayor o igual que 2.

El número atómico y la configuración electrónica nos indican el grupo, periodo, bloque y subgrupo que cada elemento ocupa en la tabla periódica.

Ejemplos:

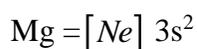
Indica el grupo, periodo, bloque y subgrupo que ocupan en la tabla periódica los siguientes elementos:

a) Mg

b) P

Solución:

El Mg tiene un número atómico de 12. Su configuración electrónica es:



El número 3 indica que el Mg tiene repartidos sus electrones en 3 niveles de energía. Por lo tanto pertenece al periodo 3. El $3s^2$ nos dice que tiene 2 electrones en el último nivel de

energía, por lo que pertenece al grupo II; y que termina de llenar su configuración electrónica en orbital s, por lo cual pertenece al bloque s. Al pertenecer al bloque s es un elemento del subgrupo A.

a) El P tiene un número atómico de 15. Su configuración electrónica es:



El número 3 indica que el P (Fosforo) tiene 15 electrones de valencia. Tiene repartidos sus electrones en 3 niveles de energía. Por lo tanto pertenece al periodo 3. Los orbitales $3s^23p^3$ indican que el fosforo tiene 5 electrones de valencia, y que termina de llenar su configuración en orbital. Por lo que pertenece al grupo V, al bloque p y al subgrupo A.

ACTIVIDADES PARTE IV

1. Elabora la configuración electrónica e indique el grupo, periodo, bloque y subgrupo que los siguientes elementos ocupan en la tabla periódica: Be, N, K, Ca, Sc, Ba, Mn, Fe.
2. Elabora el croquis de la tabla periódica, indicando los grupos, periodos, bloques y subgrupos.
3. Dibuja el croquis de la tabla periódica indicando los metales, los metaloides, los no metales, los gases nobles, los lantánidos y los actínidos.
4. Investiga a partir de que elemento todos son radiactivos.
5. Investiga a partir de qué elemento todos son sintéticos.

PRÁCTICA No 6.

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: OBTENCIÓN DE ELEMENTOS PUROS A PARTIR DE SUS COMPUESTOS.

IDENTIFICACIÓN

COMPETENCIAS	TEMA: Elementos químicos	
Competencias específicas:	SUBTEMAS:	TIEMPO TOTAL
<ul style="list-style-type: none"> Analiza el comportamiento de los elementos químicos en la tabla periódica moderna para distinguir los beneficios y riesgos asociados en el ámbito ambiental y económico. 	2.2 Propiedades atómicas y su variación periódica	

Problemas:

- ¿Qué es la metalurgia?
- ¿Cómo se obtiene un compuesto puro?
- ¿Cómo se obtiene un elemento puro?
- ¿Qué es una aleación?

OBJETIVOS:

- Conocer sobre la metalurgia.
- Informarse como se obtiene un compuesto puro
- Obtener elementos puros a partir de sus compuestos.
- Entender que es una aleación.

Marco teórico: Parte I

La mayoría de los metales se encuentran formando compuestos llamados minerales, como óxidos, carbonatos, sulfuros, haluros, silicatos, (como ya lo vimos anteriormente).

Los minerales a partir de los cuales se pueden obtener metales de manera redituable se llaman menas. Pocas menas son sustancias químicamente puras. En una mena el mineral suele estar mezclado con grandes cantidades de impurezas como arena y barro llamadas ganga.

La metalurgia es el nombre del proceso para obtener metales a partir de sus menas.

El primer paso de un proceso metalúrgico es separar al mineral de la ganga. La ganga casi siempre son arcillas y minerales de silicatos.

Existen diferentes métodos para separar el mineral de la ganga; entre ellos está el método de flotación, utilizando un electroimán, y el método de amalgamación.

El método de flotación es un método físico, el cual consiste en moler finamente la mena y se agrega al agua que contienen aceite y detergente, a esta mezcla se le introduce aire para formar espuma. Las partículas del mineral son arrastradas por el aceite hacia la superficie de la espuma, mientras que la ganga se deposita en el fondo. Posteriormente la espuma se rompe y se seca para recuperar las partículas de minerales. Del mineral, el cual es un compuesto, se obtiene el elemento correspondiente.

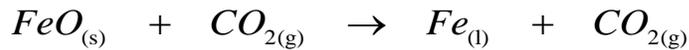
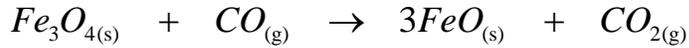
Otro método de separación física es utilizando un electroimán potente. Este método emplea las propiedades ferromagnéticas de ciertos minerales. Los metales ferromagnéticos son fuertemente atraídos por imanes, particularmente el mineral de magnetita (Fe_3O_4) y minerales de cobalto.

El método de amalgama con mercurio. El mercurio forma amalgamas con numerosos metales. Una amalgama es una aleación de mercurio con otro metal .o de mercurio con otros metales. El mercurio disuelve la plata y el oro contenidos en una mena para formar una amalgama líquida que se separa con facilidad del resto de la mena.

Metalurgia del hierro.

El mineral se somete a reducción química de los minerales con carbón en forma de coque en un alto horno. Por la parte superior se introduce el mineral de piedra caliza ($CaCO_3$) y coque. Se hace pasar corriente de aire caliente desde la parte inferior del horno hacia arriba. El oxígeno gaseoso reacciona con el carbono del coque para formar CO y un poco de CO_2 , estas reacciones son muy exotérmicas, los óxidos calientes CO y CO_2 reaccionan con los óxidos de hierro (Fe_2O_3) y (Fe_3O_4).



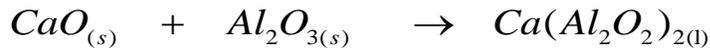
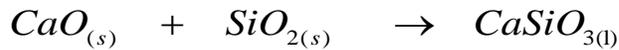


La piedra caliza, (CaCO₃) se descompone en el horno de la siguiente forma:



Piedra caliza

El óxido de calcio reacciona con las impurezas del hierro, que principalmente son arena (SiO₂) y óxido de aluminio (Al₂O₃). Las reacciones químicas son las siguientes.



La mezcla de silicato de calcio (CaSiO₃) y aluminato de calcio Ca(Al₂O₂)₂ que se mantiene fundida a la temperatura del horno se conoce como escoria.

La escoria generalmente es sustancia de desecho.

CUESTIONARIO PARTE I

1. ¿Qué estudia la metalurgia?
2. ¿Qué es una mena?
3. Menciona tres métodos para separar el mineral de la ganga. ¿Qué es una aleación?
4. Investiga la composición química del acero.
5. Escribe las reacciones químicas de la metalurgia del hierro.
6. Investiga cómo se obtiene el oro de los siguientes colores: amarillo, rosa, azul, verde, rojo, blanco y gris.
7. Investiga lo siguiente:
 - a) La composición química del bronce.
 - b) La composición química del acero.

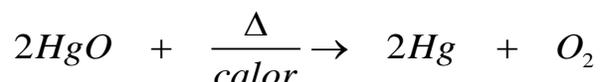
c) La composición química del latón.

Parte II

Obtención mercurio a partir del óxido de mercurio II

Marco teórico.

El mercurio (Hg) se puede obtener calentando el óxido de mercurio, el cual se separa en mercurio y oxígeno, como lo indica la siguiente reacción.



El óxido de mercurio, también se le llama óxido de mercurio II u óxido mercúrico. La fórmula del óxido de mercurio II es HgO, tiene un color rojo anaranjado, es sólido a temperatura y presión ambiental es sólido. El óxido de mercurio II es una sustancia tóxica que se puede absorber por inhalación en forma de aerosol, a través de la piel y por ingestión. El HgO irrita los ojos, la piel, el tracto respiratorio, puede dañar los riñones, y causar envenenamiento por mercurio.

Al calentar el HgO a una temperatura por arriba de los 500 °C, este se descompone produciendo humos muy tóxicos de mercurio y oxígeno; al producirse oxígeno aumenta el riesgo de incendio.

El óxido de mercurio II reacciona violentamente con agentes reductores, con cloro, con magnesio cuando se calienta, o con peróxido de hidrógeno (H₂O₂).



Óxido de mercurio II

OBTENCIÓN DEL MERCURIO.

MATERIAL:

Tubo de ensaye

Gradilla

Mechero de Bunsen

Pinzas para tubo de ensaye

Vaso de precipitados de 100 mL 1

Espátula pequeña

Un palito de madera de 15 a 20 cm de largo y 0.3 a 0.5 cm de diámetro.

REACTIVO:

Óxido de mercurio II (HgO).

Procedimiento

- ✓ En un tubo de ensaye coloca una pequeña cantidad de óxido de mercurio II (HgO) con la espátula. Pon el tubo de ensaye con el mercurio en el fuego del mechero, procurando no apuntar la boca del tubo hacia ti, ni hacia ninguno de tus compañeros, debido a que se desprenden vapores tóxicos de oxígeno y mercurio. Mientras se esté llevando a cabo la reacción introduce una astilla con un punto de ignición y observa lo que sucede.

- ✓ Mantén el tubo en el fuego hasta que en el fondo no se encuentre mercurio. Retira el tubo de ensaye del fuego y observa las paredes del tubo,

- ✓ Con un palito de madera empuja hacia el fondo del tubo la sustancia que se encuentra en las paredes del tubo.

- ✓ Vierte la sustancia que se encuentra en el tubo en el vaso de precipitados. Verás que la sustancia es una gota de mercurio líquido, observa, y toma nota, no toques el mercurio, entrégalo al maestro.

CUESTIONARIO PARTE II.

1. Escribe la ecuación química balanceada de la obtención del mercurio a partir del óxido de mercurio II.
2. ¿Por qué se aviva el fuego cuando se introduce una astilla con un punto de ignición mientras se está llevando a cabo la reacción de la obtención del mercurio?
3. ¿Qué sucede si inhalamos vapores de mercurio?

Parte III.

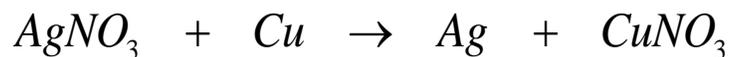
Obtención de plata a partir del nitrato de plata (AgNO_3)

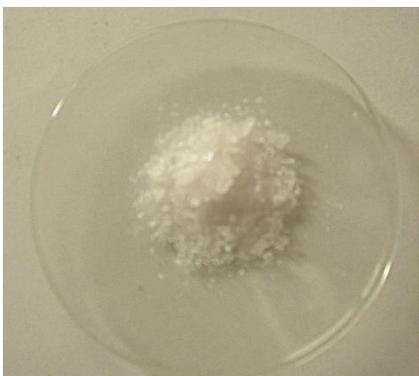
El nitrato de plata es una sal inorgánica, forma cristales, es muy soluble en agua, se obtiene mediante la reacción de la plata con el ácido nítrico. Al nitrato de plata también se le conoce como piedra infernal, es tóxico.

En medicina nitrato de plata, junto con la plata se utiliza como antiséptico y desinfectante por vía tópica, también se utiliza para eliminar verrugas.

El nitrato de plata es tóxico, por contacto con la piel puede causar quemaduras, quemaduras en los ojos, por ingesta puede ser mortal.

El nitrato de plata diluido en agua reacciona con el cobre metálico mediante la siguiente reacción de óxido - reducción.





Cristales de nitrato de plata (AgNO_3)

Reactivos y material para la obtención del mercurio.

Reactivos.

Nitrato de plata (AgNO_3)

Alambre de cobre

Material:

Dos Matraz Erlenmeyer de 250 mL

Balanza granataria.

Vaso de precipitados de 150 mL

Agitador de vidrio

Espátula pequeña

Un embudo de vidrio

Papel filtro.

PROCEDIMIENTO.

- ✓ Para preparar la disolución de nitrato de plata ponte los guantes de látex., y con la espátula toma el nitrato de plata (AgNO_3) y pesa 3 gramos, después viértelo en el matraz Erlenmeyer, agrega 100 mL de agua destilada, agita un poco con el agitador de vidrio.

- ✓ En el vaso de precipitados coloca un alambre de cobre en espiral y vierte sobre él la disolución de nitrato de plata. Observarás que la plata metálica se deposita sobre el alambre de cobre, mientras que la disolución de nitrato de plata, de incolora pasa a un color azul celeste, espera unos minutos, hasta una hora para seguir con el siguiente paso.
- ✓ Con cuidado agita el alambre de cobre sin sacarlo del vaso de precipitados, observarás que se forma un precipitado de plata metálica en el fondo del vaso de precipitados.
- ✓ Decanta el líquido sobrenadante, pon un papel filtro en el embudo. Coloca el embudo en un matraz Erlenmeyer y filtra, lo que quede en el papel es plata metálica.



Plata metálica depositada sobre un alambre de cobre.

CUESTIONARIO PARTE III

1. Escribe la ecuación química de la reacción entre el nitrato de plata y el cobre para obtener plata.
2. ¿Qué usos tiene el medicina el nitrato de plata?
3. ¿Por qué es tóxico el nitrato de plata?

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre marianqut@hotmail.com
----------	---

PRÁCTICA No. 7

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: ÓXIDOS METÁLICOS Y NO METÁLICOS.

IDENTIFICACION

COMPETENCIAS	TEMA: Elementos químicos y su clasificación	
Competencias específicas:	SUBTEMAS:	TIEMPO TOTAL
<ul style="list-style-type: none"> • Conoce y analiza el comportamiento de los elementos químicos para distinguir los beneficios y riesgos en el ámbito ambiental y económico. 	2.2.3 Energía de ionización. 2.3. Impacto ambiental de algunos elementos.	

PROBLEMAS:

¿Qué características presentan los óxidos metálicos?

¿Qué características presentan los óxidos no metálicos?

¿Qué tipo de enlace químico presentan los óxidos metálicos?

¿Qué enlace químico presentan los óxidos no metálicos?

OBJETIVOS:

- Conocer las características que presentan los óxidos metálicos.
- Identificar a los óxidos no metálicos.
- Conocer el tipo de enlace químico que presentan los óxidos no metálicos.
- Identificar el enlace químico que presentan los óxidos no metálicos.

MARCO TEÓRICO.

El oxígeno forma parte de los gases que componen la mezcla homogénea del aire; el cual se encuentra en el aire aproximadamente en un 18%; pertenece al grupo VI A y al periodo 2 de la tabla periódica. El oxígeno se combina con casi todos los elementos formando óxidos, de los cuales estudiaremos sus propiedades a lo largo de un periodo; en este caso los del periodo tres.

1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

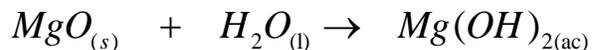
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Las propiedades de los elementos representativos a lo largo de un periodo se obtienen si comparamos las propiedades de los óxidos que estos elementos forman. El oxígeno tiende a formar el ion óxido (O^{2-}), esta tendencia se ve favorecida cuando el oxígeno se combina con metales que tienen bajos valores de energía de ionización como los elementos de los grupos IA, IIA, y el Al formando Na_2O , MgO , Al_2O_3 , los cuales son compuestos iónicos, son sólidos a temperatura ambiente, con altos puntos de fusión y de ebullición. Debido a que la energía de ionización en los elementos de la tabla periódica, aumenta de izquierda a derecha, en el mismo sentido aumenta el carácter molecular de los óxidos que se forman. El silicio es un metaloide, su óxido es el dióxido de silicio (SiO_2), el cual forma una red tridimensional, aunque no hay iones presentes debido a que el enlace del SiO_2 es covalente. Los óxidos del fósforo, azufre y cloro son compuestos covalentes, y por lo tanto forman moléculas, las cuales tienen bajos puntos de fusión y de ebullición debido a las débiles atracciones entre estas moléculas.

Los óxidos metálicos son óxidos básicos; porque al disolverse en agua producen bases.

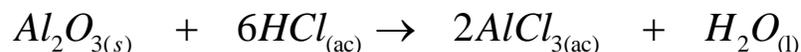
EJEMPLOS:



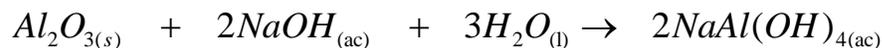


El hidróxido de sodio (NaOH) y el hidróxido de potasio (KOH) son bases fuertes, mientras que el hidróxido de magnesio (Mg(OH)₂) es una base débil.

Los óxidos anfóteros se comportan como bases si reaccionan con un ácido, y frente a una base se comportan como un ácido, en ambos casos produciendo sal más agua. El óxido de aluminio (Al₂O₃) es menos soluble en agua que el óxido de magnesio, por lo que no reacciona con el agua. Sin embargo presenta propiedades de básicas cuando reacciona con ácidos:



Cuando el óxido de aluminio reacciona con bases presenta propiedades ácidas:



El óxido de aluminio (Al₂O₃) está clasificado como óxido anfótero, debido a que presenta propiedades, ácidas y básicas.

El silicio es un metaloide, cuyo óxido es el dióxido de silicio SiO₂, el cual no reacciona con el agua, debido a que es insoluble en ella. Sin embargo tiene propiedades ácidas porque reacciona con bases concentradas como el hidróxido de sodio (NaOH).



Las disoluciones acuosas concentradas de bases fuertes como el NaOH (ac) no se deben almacenar los recipientes de vidrio debido a que el vidrio está fabricado don dióxido de silicio (SiO₂), el cual reacciona con estas disoluciones.

Los siguientes elementos del tercer periodo: P, S y Cl son no metales y sus óxidos son óxidos ácidos debido a que reaccionan con agua para formar los siguientes ácidos.



Como vemos, a medida que se disminuye el carácter metálico de los elementos, de izquierda a derecha a lo largo del periodo, sus óxidos cambian de básicos a anfóteros y a ácidos.

Debido a que el carácter metálico aumenta de arriba abajo en un grupo de los elementos representativos, los óxidos de estos elementos con mayor número atómico son más básicos que los óxidos de los elementos con menor número atómico. Examinaremos a los elementos a los elementos del grupo II A (Be, Mg, Ca, Sr, Ba). El óxido de berilio es anfótero; los óxidos de Mg, Ca, Sr y Bario son óxidos básicos. Al hidróxido de berilio $Be(OH)_2$, al igual que al $Mg(OH)_2$ se les considera bases débiles, los demás son bases fuertes. En el laboratorio trabajaremos con los siguientes elementos del tercer periodo; Mg, Al y S.

El magnesio (Mg) es un metal alcalinotérreo; es blanco plateado, da un catión bivalente Mg^{++} , es muy importante para los organismos, debido a que es un oligoelemento; porque en pequeñas cantidades es indispensable porque cataliza numerosos procesos enzimáticos.

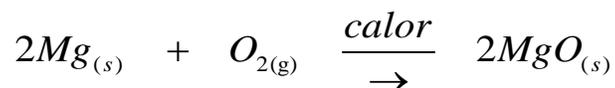
El aluminio (Al) es un metal del grupo de los térreos, su color es grisáceo, es ligero, da un catión trivalente Al^{+++} . Es resistente a la corrosión debido a que al oxidarse forma una delgada capa transparente de óxido de aluminio (Al_2O_3), que cubre a todo el metal y protege que se siga oxidando.

El azufre (S) es un elemento no metálico: pertenece al grupo de los anfígenos, forma un anión divalente S^{2-} , El azufre se encuentra en forma nativa en regiones volcánicas y en sus formas Sulfuros, Sulfosales o en Sulfatos. Es un elemento químico esencial para todos los organismos.

PRÁCTICAS DE LABORATORIO

Obtención del óxido de magnesio.

En esta práctica obtendremos el óxido de magnesio (MgO), mediante la combustión del magnesio metálico en presencia del oxígeno del aire. La reacción química se representa mediante la siguiente ecuación:



REACTIVOS:

Virutas de magnesio metálico

MATERIALES:

Mechero de Bunsen

Pinzas para crisol

Vaso de precipitados de 100 ml

Procedimiento

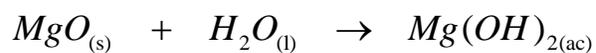
Toma con las pinzas para crisol una viruta de magnesio, y llévala al fuego del mechero. Observa la reacción que ocurre al colocar en el fuego la viruta de magnesio metálico.

Deposita las cenizas formadas por la combustión entre la viruta de magnesio metálico y el oxígeno del aire. Las cenizas son óxido de magnesio (MgO).

Toma notas de lo ocurrido.

Obtención del hidróxido de magnesio.

El óxido de magnesio de magnesio (MgO) forma hidróxido de magnesio (Mg(OH)₂) al reaccionar con el agua.



Al hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) se le conoce como leche de magnesia, es un antiácido. Se utiliza para el alivio de la indigestión y malestares estomacales asociadas con enfermedades que producen hiperacidez gástrica.

REACTIVOS:

Oxido de magnesio obtenido en la reacción anterior.

Agua destilada.

Disolución de fenolftaleína

MATERIALES:

Vaso de precipitados de 100 ml

Agitador de vidrio.

Gotero.

Procedimiento

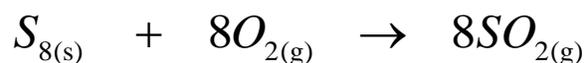
Agrega agua destilada al vaso de precipitados y vierte unos cuantos mililitros al vaso de precipitados con las cenizas de óxido de magnesio (MgO). Agita con el agitador de vidrio. Para ver si se formó una base, con el gotero agrega unas cuantas gotas de la disolución de fenolftaleína, la cual es indicadora de pH.

Guarda esta disolución para la siguiente práctica..

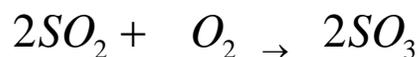
Observa y anota lo ocurrido.

Obtención del dióxido de azufre.

Al quemarse el azufre en presencia del oxígeno del aire, este arde con una llama azul; formando dióxido de azufre



El dióxido de azufre (SO₂) es un gas incoloro con un característico olor asfixiante. Cuando el dióxido de azufre sube a la atmósfera, donde se sigue oxidando se produce el trióxido de azufre (SO₃), la velocidad de esta reacción en condiciones normales es baja.



El trióxido de azufre reacciona con el agua de la lluvia, convirtiéndose en ácido sulfúrico (H₂SO₄), lo cual produce la lluvia ácida.



Cuando el dióxido de azufre (SO₂) reacciona con el agua, se produce ácido sulfuroso (H₂SO₃), el cual es un ácido débil, mientras que el ácido sulfúrico (H₂SO₄), es un ácido fuerte.



REACTIVOS:

Azufre en polvo

Agua destilada

Disolución de fenolftaleína

Papel universal indicador de pH, o papel tornasol azul



Papel universal indicador de pH

MATERIAL:

Mechero de Bunsen

Espátula

Cucharilla de combustión

Matraz Erlenmeyer de 250 mL

Desarrollo de la práctica

Con la espátula coloca un poco de azufre en la cucharilla de combustión, y lleva la cucharilla a la flama del mechero. El azufre en polvo se fundirá, y se convertirá en un líquido amarillo. Si sigues calentado, el líquido se volverá pardo, marrón, y más viscoso después, volverá a fundirse, y hervirá, se inflama y arde con una llama azul que despide un humo amarillento. El azufre, al arder, se está combinando con el oxígeno del aire, produciendo el dióxido de azufre (SO_2), que es el gas amarillento, el cual es de un olor muy picante y muy irritante. Por eso, es mejor hacer la práctica en un lugar bien ventilado, o dentro de la campana de extracción.

Introduce en el matraz Erlenmeyer la cucharilla de combustión con el azufre ardiendo; el matraz debe de contener agua destilada hasta la mitad, que la cucharilla toque las paredes del matraz, tampoco se debe de llenar de agua, retira la cucharilla, tapa el matraz con un tapón de hule, agita el matraz, con el fin de que reaccione el dióxido de azufre con el agua. Posteriormente efectúa las siguientes pruebas con los indicadores ácido – base para saber si se formó ácido.

Agrega unas gotas de la disolución de fenolftaleína al matraz que contiene el agua y el dióxido de azufre.

Mide el pH de la disolución del matraz Erlenmeyer con el papel universal indicador de pH.

Toma nota de lo ocurrido.

Mezcla la base formada en la reacción del óxido de magnesio con el agua con el ácido que se encuentra en el matraz.

Cuestionario:

1. ¿Por qué los óxidos metálicos son óxidos básicos?
2. ¿Por qué los óxidos no metálicos son óxidos ácidos?
3. ¿Qué características presentan los óxidos anfóteros?
4. De los elementos del tercer periodo: (Na, Mg, Al, Si, P, S y Cl). ¿Cuáles forman óxidos básicos?
5. ¿Por qué se dice que el óxido de aluminio (Al_2O_3), es un óxido anfótero?
6. De los elementos del tercer periodo: (Na, Mg, Al, Si, P, S y Cl). ¿Cuáles forman óxidos ácidos?
7. De los elementos del grupo II A: (Be, Mg, Ca, Sr, Ba). ¿Cuál forma un óxido anfótero?
8. De los elementos del grupo II A: (Be, Mg, Ca, Sr, Ba). ¿Cuál forma el óxido más básico?
9. De los elementos del periodo 2 (Li, Be, B, C, N y F) ¿Cuál produce un óxido básico?
10. Investiga sobre el daño de la lluvia ácida y como se produce.

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA No. 8

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: CONDUCTORES, SEMICONDUCTORES, AISLANTES Y TIPO DE ENLACE QUÍMICO.

IDENTIFICACIÓN

COMPETENCIAS	TEMA: ENLACE QUÍMICO	
Competencias específicas: <ul style="list-style-type: none"> Comprende la formación de los diferentes enlaces y su origen en la fuerzas que intervienen para que los elementos reaccionen y se mantengan unidos 	SUBTEMAS: 3.2. Enlace covalente. 3.3. Enlace iónico., enlace metálico y fuerzas intermoleculares.	TIEMPO TOTAL

PROBLEMAS:

- ¿Qué propiedades permiten que ciertos materiales conduzcan la electricidad?
- ¿Qué materiales son semiconductores?
- ¿Qué estructura presentan los aislantes para no permitir el paso de la corriente eléctrica?
- ¿Qué son los electrolitos?
- ¿Qué relación hay entre enlace químico y conductores, semiconductores o aislantes?

OBJETIVOS:

- Identificar las propiedades que permiten a los materiales conducir la electricidad.
- Conocer las características de los semiconductores.
- Comprender la estructura que tienen los aislantes.
- Saber que sustancias son electrolitos.
- Entender la relación que hay entre enlace químico y las propiedades conductoras, semiconductoras o aislantes de los materiales.

MARCO TEÓRICO:

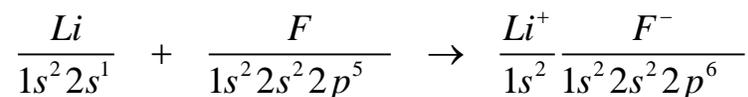
Nos encontramos que mientras que unos materiales son conductores, otros son semiconductores y otros son aislantes de la corriente eléctrica y del calor, esto se debe al tipo de enlace que une sus átomos.

Los átomos se unen para tener ocho electrones de valencia; es decir para completar la configuración electrónica estable de un gas noble. La Regla del Octeto nos dice que los átomos tienden a tener la configuración electrónica estable de un gas noble, que es de ocho electrones de valencia, con excepción del helio (He), que completa su configuración electrónica con dos electrones; para obtener la configuración electrónica de un gas noble los átomos donan, ganan o comparten electrones formando un enlace químico.

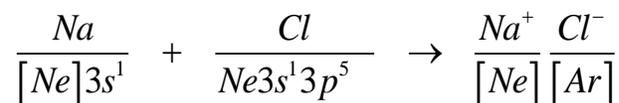
Enlace químico. Cuando ocurre una reacción química entre dos átomos sus electrones de valencia se acomodan, de modo que se forma una fuerza de atracción, es decir un enlace químico entre los átomos. Los enlaces químicos entre átomos son: Iónico, covalente y metálico.

Enlace iónico. Este enlace se realiza entre un metal y un no metal. El enlace se forma cuando se transfiere uno o más electrones de un átomo a otro. En este enlace los átomos el metal pierden sus electrones de valencia, convirtiéndose en iones positivos o cationes, y el no metal, recibe los electrones, convirtiéndose sus átomos en iones negativos o aniones. El enlace iónico es la fuerza de atracción electrostática entre iones positivos y negativos.

Representación de la reacción entre el litio y el flúor para producir fluoruro de litio LiF.



Representación de la reacción entre el sodio y el cloro para producir cloruro de sodio NaCl



Características de los compuestos iónicos: No forman moléculas, forman redes cristalinas.

Tienen alto punto de fusión y de ebullición. La mayoría son solubles en agua.

ELECTROLITOS.

Un electrolito es un **compuesto iónico** que al disolverse en agua conduce la corriente eléctrica

Cuando preparamos dos disoluciones acuosas, una disolviendo una **cucharadita de sal de mesa Cloruro de sodio. (NaCl)** en un vaso de agua y la otra disolviendo una cucharadita de azúcar de meza (sacarosa. $C_{12}H_{22}O_{11}$). Ambas disoluciones son transparentes, sólo que la disolución de cloruro de sodio es un buen conductor de electricidad, pero la disolución de sacarosa no conduce la electricidad.

Cuando el cloruro de sodio se disuelve en agua, la disolución contiene iones **Na⁺** y **Cl⁻**, ambos rodeados por moléculas de agua, esta disolución conduce la corriente eléctrica porque los iones transportan carga eléctrica de un electrodo a otro, cerrando el circuito eléctrico.

Algunos de los ejemplos de electrolitos son el sodio, el potasio, el cloruro y el calcio. La responsabilidad principal de los electrolitos en los seres vivos es llevar nutrientes hacia las células y sacar los desechos fuera de estas

Cuando la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) se disuelve en agua la disolución sólo contiene moléculas neutras de sacarosa rodeadas por moléculas de agua. La sacarosa es un compuesto covalente.

Enlace covalente.

Este enlace se realiza entre elementos no metálicos. En el enlace covalente se comparten electrones para completar los ocho electrones de valencia. Según la definición de Lewis en el enlace covalente se comparte al menos un par de electrones.

Son los únicos que forman moléculas.

La mayoría son gases o líquidos a temperatura ambiente.

Tienen bajo punto de fusión y de ebullición. Son malos conductores de la electricidad y del calor.

La mayoría de los compuestos covalentes son no polares, y por ello son insolubles en agua y solubles en compuestos covalentes no polares. Los compuestos covalentes polares son solubles en agua o en solventes polares.

Las sustancias covalentes difícilmente se disuelven en agua y por lo tanto, no sufren el proceso de disociación que le permitiría convertirse en iones y conducir la electricidad (no son electrolitos)

Enlace metálico.

Teoría del mar de electrones para el enlace metálico. Según esta teoría los átomos del metal se convierten en iones positivos debido a que pierden sus electrones de valencia, y los electrones que perdieron vagan libremente por toda la red metálica, formando orbitales deslocalizados, sin pertenecer en particular a ningún átomo, sino a toda la red metálica. Los electrones deslocalizados son en gran parte los responsables de la dureza que presentan la mayoría de los metales.

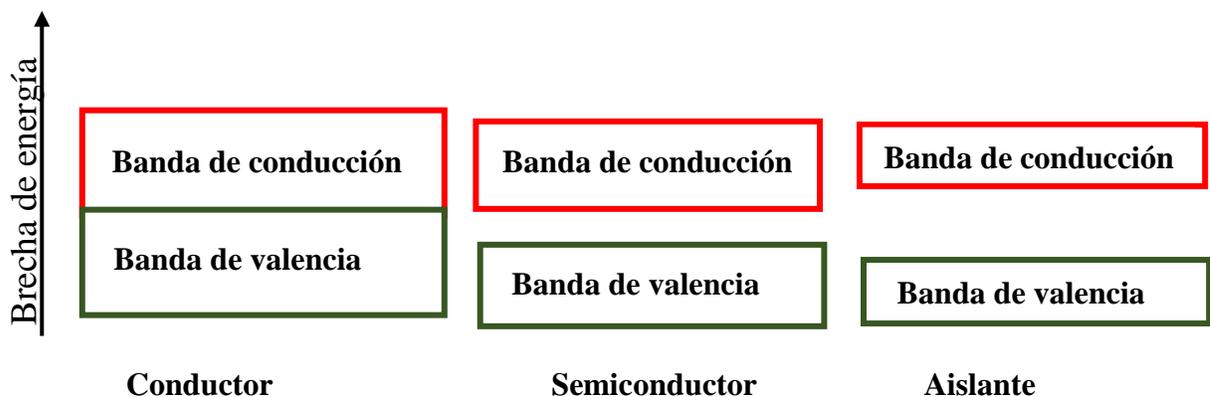
La configuración electrónica del Mg es $[Ne]3s^2$, donde cada átomo tiene dos electrones de valencia en orbital s, siendo éstos electrones los que el magnesio pierde, los cuales forman los orbitales deslocalizados. En un cristal metálico los átomos están muy cerca unos de otros, dando como resultado el traslape de orbitales. En un pequeño trozo de magnesio el número de átomos es muy grande, y también de orbitales moleculares.

Los orbitales moleculares tienen energías tan parecidas que quedan descritos como una banda. Los niveles energéticos llenos constituyen la banda de valencia y la mitad superior de los niveles energéticos corresponde a los orbitales deslocalizados y vacíos que se forman por el traslape de los orbitales (en el caso del magnesio (Mg)). Este conjunto de niveles vacíos recibe el nombre de banda de conducción.

Un metal es conductor debido a que la banda de valencia y la banda de conducción son continuas, por lo que no existe brecha de energía entre ambas, permitiendo que los electrones pasen de la banda de valencia a la banda de conducción.

En un semiconductor entre las bandas de valencia y la banda de conducción hay una pequeña separación, por lo que aplicando energía los electrones pueden pasar de la banda de valencia a la banda de conducción. Ejemplos de semiconductores: El silicio (Si), el germanio (Ge).

En un aislante las bandas de valencia y las de conducción están más separadas que en los semiconductores, entre estas dos bandas existe una gran brecha de energía, por lo que los electrones no pueden pasar de la banda de valencia a la banda de conducción. Ejemplos de aislantes: La madera, el vidrio, el hule, los plásticos, etc.



Características de los metales.

- Dúctiles.
- Maleables.
- Excelentes conductores de la electricidad y del calor.
- Tienen brillo metálico.
- Son tenaces.

Teoría de las bandas de conductividad eléctrica:

Esta teoría establece que los electrones deslocalizados se mueven libremente a través de las bandas que se forman por el traslape de los orbitales moleculares.

Ejemplo.

PRUEBA DE CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA EN DISOLUCIONES.

SUSTANCIAS

Agua destilada

Agua de la llave

Aceite de cocina

Disolución acuosa de:

Cloruro de sodio NaCl

Sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

Hidróxido de sodio NaOH

Cloruro de potasio KCl

Sulfato de cobre $\text{Cu}(\text{SO}_4)_2$

Glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Yoduro de potasio KI

Procedimiento:

Coloque por separado en vasos de precipitado 50ml de cada una de las soluciones. Introduzca las terminales del circuito en el vaso con el fin de cerrarlo; el circuito consta de dos alambres

y un foco, el cual está conectado a un voltaje de 120 VCA. Observe y anote lo que sucede con el foco al hacer las pruebas con cada una de las sustancias.

PRUEBA DE CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA EN MATERIALES.

MATERIALES.

Varilla de vidrio.

Alambres de:

Cobre,

Hierro,

Aluminio.

Trozo de madera

Puntilla de grafito

Coloque las terminales del circuito en los extremos de cada uno de los extremos de cada material por separado. Observe si enciende el foco y tome nota.

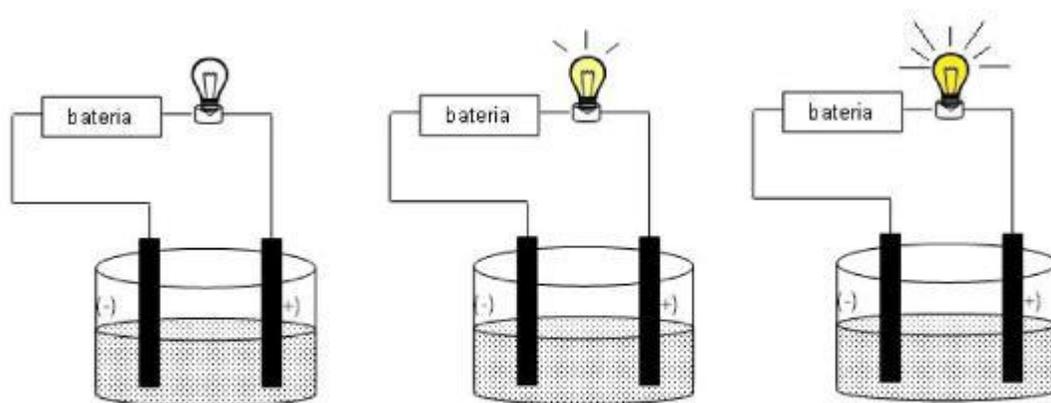


Fig. 1.- Circuito probador de conductividad eléctrica

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA.

Indica cuales de las disoluciones presentaron conductividad eléctrica y que tanto se iluminó el foco. (Mucho, poco, muy poco).

1. De acuerdo a la conductividad eléctrica que presentaron las disoluciones de las sustancias indica el tipo de enlace (iónico o covalente) que presenta cada una de ellas.
2. Indica que materiales presentaron conductividad eléctrica.
3. De acuerdo a la conductividad eléctrica que presentaron cada material, indica su enlace químico.

CUESTIONARIO DE LA TEORÍA.

1. ¿Entre qué tipos de elementos se presenta el enlace iónico?
2. Elabora la configuración de puntos de Lewis para los siguientes compuestos: CO_2 y CaO .
3. ¿Qué enlace es una unión por fuerzas electrostáticas?
4. Describe las características de los compuestos iónicos.
5. Entre qué tipos de elementos se presenta el enlace covalente?
6. Describe las características de los compuestos covalentes.
7. ¿Qué dice la regla del octeto?
8. ¿Qué es el enlace químico?
9. Describe las características de los metales.
10. Describe la teoría del mar de electrones para el enlace metálico.
11. Según la teoría de las bandas de conductividad eléctrica describe: conductor, aislante y semiconductor.

12. Indica el tipo de enlace en cada uno de los siguientes compuestos:

- a) KCl
- b) CO
- c) H₂O
- d) CaO
- e) Lámina de plata.
- f) I₂
- g) Alambre de cobre
- h) Al₂O₃

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA No. 9 NOMBRE DE LA PRÁCTICA: CRISTALES IÓNICOS, COVALENTES Y METÁLICOS.

IDENTIFICACIÓN

COMPETENCIAS	TEMA: Estructura atómica	
Competencias específicas: Comprende la formación de los diferentes enlaces y su origen en las fuerzas que intervienen para que los elementos reaccionen y se mantengan unidos.	SUBTEMAS: 3.32. Redes cristalinas	TIEMPO TOTAL

PROBLEMAS:

- ¿Qué diferencia existe entre los sólidos amorfos y los sólidos cristalinos?
- ¿Cuántos tipos de sólidos cristalinos existen?
- ¿Qué son las redes de Bravais?

OBJETIVOS:

- ✓ Conocer la diferencia que existe entre los sólidos amorfos y los sólidos cristalinos.
- ✓ Identificar los tipos de sólidos cristalinos que existen.
- ✓ Conocer las redes de Bravais.

MARCO TEÓRICO.

Casi todas las sustancias sólidas tienen una estructura cristalina. Un cristal tiene superficies lisas dispuestas simétricamente en una forma regular, la cual es la característica de un cristal. Cuando cortamos un cristal, por ejemplo de cloruro de sodio (NaCl) o sal de mesa, se separa a través de una superficie plana, los trozos resultantes mantienen la forma geométrica regular, al volver a cortar la pieza, de nuevo se obtiene una forma geométrica regular, la cual se mantendrá independientemente de los cortes que realicemos al cristal, puesto que existe una regularidad de todas las partículas que componen al cristal. El modelo celda unitaria indica disposición de sus iones, moléculas o iones que componen al cristal.

Los sólidos se dividen en dos categorías: sólidos amorfos y sólidos cristalinos. Un sólido cristalino posee un orden estricto y regular en el acomodo de sus átomos, moléculas o iones. Las fuerzas que mantienen la estabilidad de un cristal pueden ser: iónicas covalentes, de van der Waals, o una combinación de todas ellas. Ejemplos de sólidos cristalinos el hielo, los cuarzos, etc.

Un sólido amorfo no tiene un orden bien definido, ni un orden molecular repetido. Ejemplo de sólido amorfo: el vidrio.

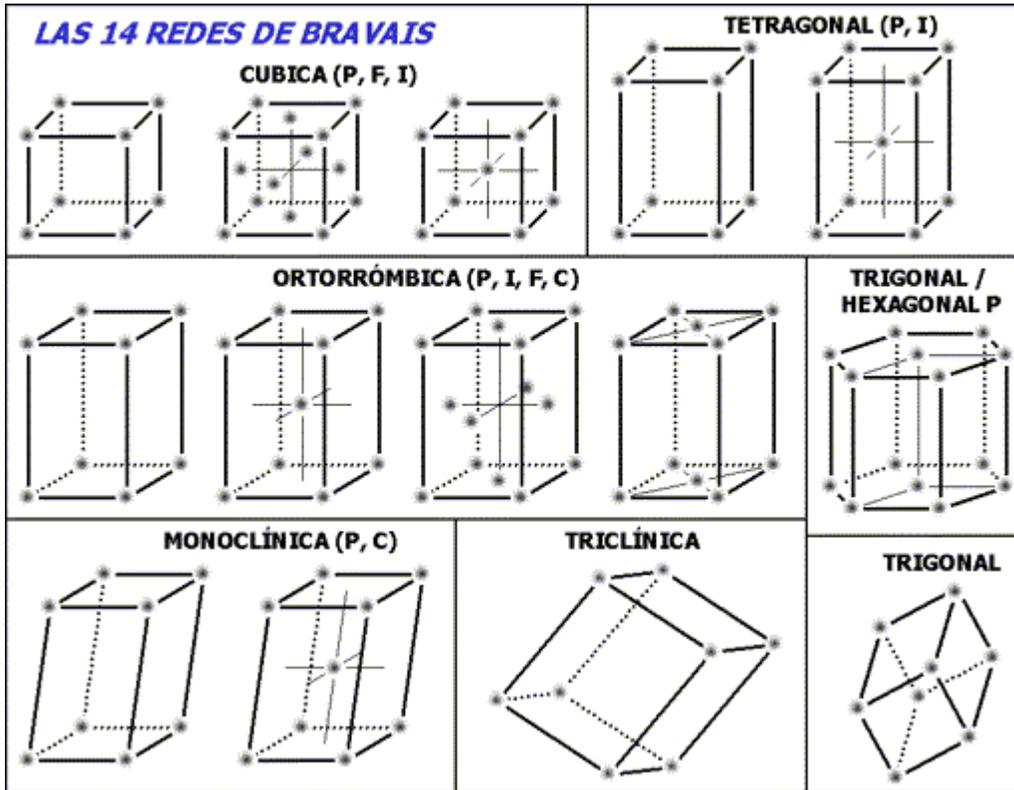
La unidad estructura básica que se repite en un sólido cristalino es la celda unitaria, la cual es una repetición en el espacio de una estructura paralelepípedica. Cada punto de la celda unitaria representa un átomo, un ion o una molécula, y se denomina punto reticular. En función de los parámetros de red, es decir de las longitudes de los lados o ejes del paralelepípedo elemental y de los ángulos que forman. Cada sólido cristalino se representa con uno de los siete tipos de celdas unitarias: cúbica, hexagonal, tetragonal, trigonal, rómbico, monoclinico y triclinico.

Una red de Bravais es un arreglo infinito de puntos discretos con un orden y orientación, que parece exactamente la misma, desde cualquier punto de observación. En 1848 el físico mineralogista francés Auguste Bravais descubrió que hay sólo catorce redes únicas en los

sistemas

crystalinos

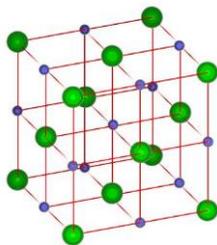
tridimensionales.



El cloruro de sodio tiene una estructura cúbica cuya celda unitaria está formada por iones Na^+ e iones Cl^- . Cada ion sodio está rodeado por seis iones cloro; y cada ion cloro está rodeado por seis iones sodio.

Esta estructura se describe como un empaquetamiento de iones cloruro en una red caras, con los iones sodio ocupando los huecos octaédricos.

En un cristal iónico los iones metálicos o cationes son más pequeños que los iones no metálicos o aniones.



Celda unitaria de cloruro de sodio (NaCl)

Podemos aprender más sobre los cristales si los vemos crecer en una disolución como por ejemplo de una solución de una sal de alumbre potásico $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, la cual es una sal cristalina muy soluble en agua. En solución los iones de la sal se mueven libremente, con el tiempo se alcanza un equilibrio cuando se compensa la cantidad de sal que se disuelve con la que vuelve al estado sólido. La formación del cristal se origina a partir de la evaporación del agua, con cada vez menos moléculas agua que mantienen separados los iones del cristal, estos se juntan debido a su atracción electrostática, formando un cristal iónico.

PRÁCTICA DE CRISTALIZACIÓN DE SALES.

Reactivos:

Alumbre potásico $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

Agua destilada

Material.

Vaso de precipitados de 200 mL

Agitador de vidrio

Procedimiento:

En un vaso de precipitados agrega unos 100 mL de agua destilada y ve agregando el alumbre en polvo sin dejar de agitar, hasta que ya no se pueda disolver más.

Habrás obtenido una solución saturada de alumbre potásico a temperatura ambiente.

Coloca sobre el vaso de precipitados un lápiz con un clip atado para que se depositen los cristales formados.

Tapa el frasco con una gasa y pon una liga alrededor para evitar que caiga polvo.

Al cado de unas dos semanas observarás el crecimiento de cristales, los puedes observar con una lupa.

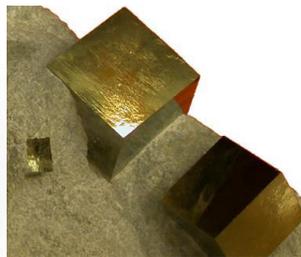
Utilizando el mismo procedimiento puedes preparar una solución saturada de sulfato de cobre. Espera unas dos semanas para observar los cristales. Observa, veras que los cristales formados son diferentes.

Cristalización de yodo.

Colocamos unos cristales de yodo en un vaso de precipitados, lo ponemos a la llama del mechero sobre un tripie y una tekla de asbesto. El yodo con la temperatura se sublima, es decir pasa directamente el estado sólido al estado gaseoso, cuando tapamos con un vidrio de reloj el vaso de precipitados.



Cristales de amatista



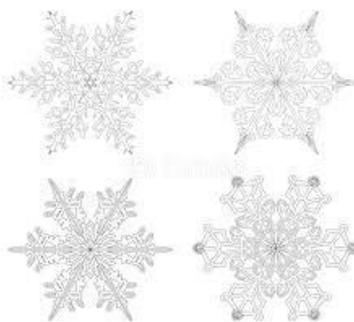
Cristales de pirita



Pepita de oro

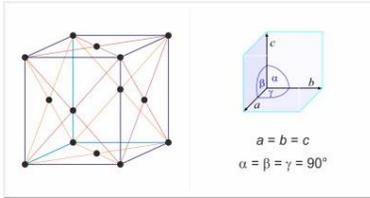


Cristales de cuervo blanco



Cristales de agua





Celda unitaria del oro.



Cristales de azufre



Cristales de acetato de sodio

CUESTIONARIO

1. ¿Cómo se dividen los sólidos?
2. ¿Qué características presenta un sólido cristalino?
3. Menciona ejemplos de sólido cristalino.
4. ¿Qué características presenta un sólido amorfo? Menciona al menos un ejemplo de sólido amorfo.
5. ¿Qué es una celda unitaria?
6. ¿Cuántas y cuáles son las redes de Bravais?
7. Dibuja las redes de Bravais.
8. ¿Por qué si dejamos varios días en reposo una disolución iónica con el tiempo se forman cristales?
9. ¿Qué tipo de cristales forma el agua en el hielo?

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA No. 10

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: SUSTANCIAS MISCIBLES E INMISCIBLES Y TIPO DE FUERZAS INTERMOLECULARES

COMPETENCIAS Competencias específicas: Comprende la formación de los diferentes enlaces y su origen en la fuerzas que intervienen para que los elementos reaccionen y se mantengan unidos	TEMA: ENLACE QUÍMICO	Competencias específicas: .	SUBTEMAS: Enlace covalente polar y no polar. Fuerzas intermoleculares.
---	----------------------	--------------------------------	--

PROBLEMAS:

- ¿Por qué unas sustancias son miscibles en otras?
- ¿Cuál es la causa de que unos líquidos sean inmiscibles en otros?
- ¿Qué tiene que ver el enlace químico en que una sustancia sea miscible o inmiscible en otra?
- ¿Qué tienen que ver las fuerzas intermoleculares en el hecho de que una sustancia sea miscible o no en otra?

OBJETIVOS:

- ✓ Conocer que determina la miscibilidad de una sustancia en otra.
- ✓ Identificar las causas de la no miscibilidad de las sustancias.
- ✓ Saber que tiene que ver el enlace químico con el hecho de que una sustancia sea miscible o inmiscible en otra.
- ✓ Comprender que tienen que ver las fuerzas intermoleculares con el hecho de que una sustancia sea miscible o inmiscible en otra.

MARCO TEÓRICO:

El hecho de que una sustancia sea miscible o inmiscible en otra, depende del tipo de enlace químico que las sustancias tienen, y también de las fuerzas intermoleculares que unen a las moléculas. Las únicas sustancias que forman moléculas son las covalentes. El enlace covalente puede ser polar o no polar, como ya vimos anteriormente.

El axioma de la Química “Lo semejante disuelve a lo semejante” se cumple debido a que las sustancias no polares se disuelven en sustancias no polares; y las sustancias polares se disuelven en sustancias polares.

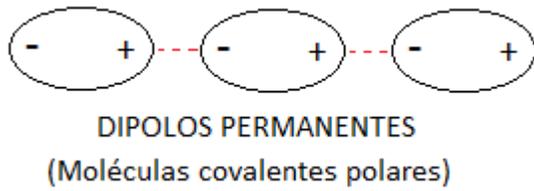
El agua es un compuesto covalente muy polar; se le considera el disolvente universal porque disuelve a la mayoría de los compuestos iónicos y a los covalentes polares.

Ejemplos: Los aceites son sustancias covalentes no polares, los cuales no se disuelven en agua; recordemos el axioma “El agua y el aceite no se mezclan”, Existen solventes especiales para disolver las sustancias no polares como son el tetracloruro de carbono (CCl_4) y el éter de petróleo; sustancias covalentes no polares.

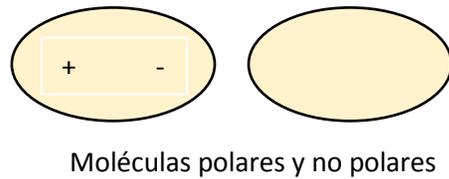
En el mercado obtenemos los aceites para cocinar, si leemos la composición, vemos que algunos son mezclas de varios aceites como soya, canola, girasol, algodón, y otros son puros como el de oliva, semilla de uva, etc. Podemos mezclar cualquier aceite en cualquier proporción, debido a que su enlace químico es covalente no polar.

Los artículos de poliestireno (C_8H_8)_n, conocidos como desechables no pueden ser utilizados para guardar, ni contener, aunque sea por un momento pinturas hechas a base de aceite, ni los disolventes para esta clase de pinturas, como el thinner y el aguarrás, debido a que estas sustancias disuelven a los artículos de poliestireno, porque todos ellos son compuestos covalentes no polares. Las moléculas se unen por las fuerzas intermoleculares; de no existir estas fuerzas, los compuestos moleculares solamente presentarían el estado gaseoso.

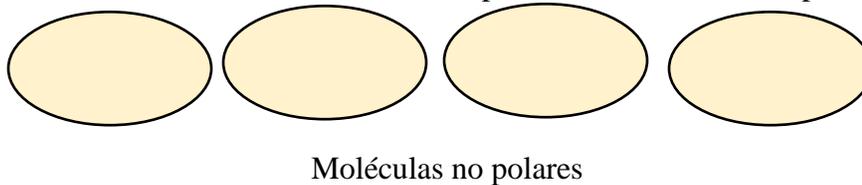
Las fuerzas intermoleculares son de varios tipos: Fuerzas de van der Waals. En estas fuerzas tenemos unión dipolo permanente, que es la que se presenta entre moléculas polares.



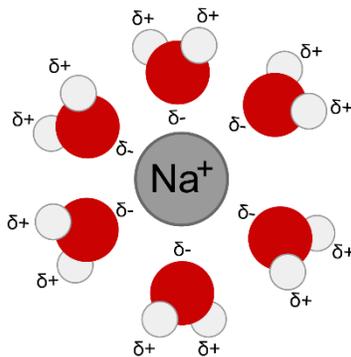
Fuerzas dipolo permanente – dipolo inducido. Es la unión entre moléculas polares con moléculas no polares.



Unión por las fuerzas de dispersión de London. Esta unión es del tipo dipolo inducido-dipolo inducido instantáneamente. Se presenta entre moléculas no polares. El núcleo de la no polar interacciona con los electrones de la no polar, induciéndose a ser polar por un instante.



Interacción ion-dipolo. Esta última interacción se presenta entre un ion positivo o negativo y una molécula polar. Ejemplo en la solvatación del cloruro de sodio (NaCl), o sal de mesa. Seis moléculas de agua rodean a cada sodio por el lado del oxígeno, y otras seis moléculas de agua rodean a cada cloro por el lado de los hidrógenos; hasta lograr separar el sodio del cloro, se da así la interacción de un ion y una molécula polar, como se observa en la figura.



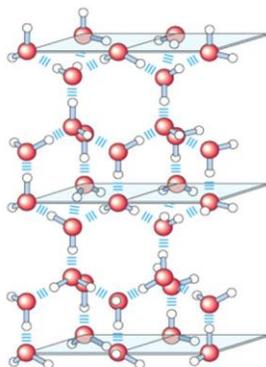
Interacción ión – dipolo. La figura representa a seis moléculas de agua, rodeando al sodio por el lado de los hidrógenos.

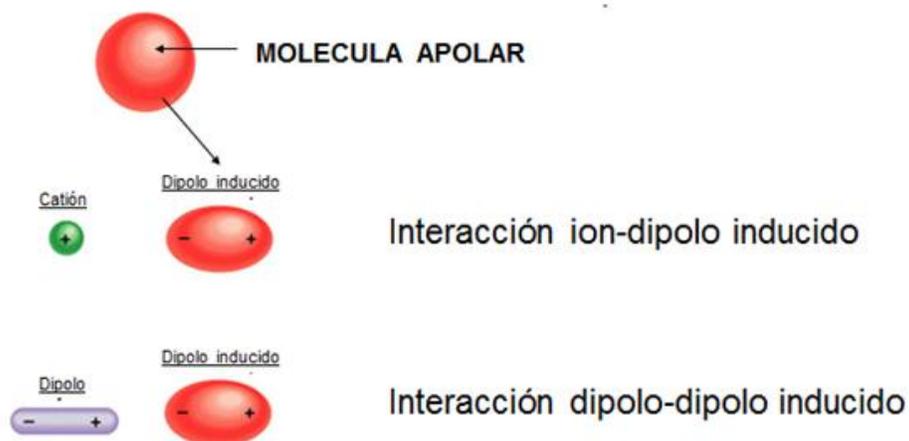
Podemos mezclar agua y sustancias polares como los alcoholes metanol, etanol, propanol, butanol, debido a que estas sustancias son covalentes polares y pueden hacer unión por puentes de hidrógeno con el agua.

Unión por puentes de Hidrógeno. Esta unión se realiza entre moléculas polares que contienen hidrógeno unido a átomos muy electronegativos como el F, N, O.

Las sustancias polares suelen disolverse en disolventes polares, como el agua además de ser polar tiende a formar puentes de hidrógeno, por lo que las moléculas polares, y en especial las que pueden formar puentes de hidrógeno suelen ser miscibles en el agua.

Puentes de Hidrógeno en hielo





PRÁCTICA PARA DETERMINAR LA MISCIBILIDAD DE LAS SUSTANCIAS.

REACTIVOS.

- Agua destilada.
- Alcohol etílico (C_2H_6O)
- Acetona (C_2H_6O)
- Aceite de oliva
- Sal de mesa ($NaCl$)
- Azúcar de mesa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
- Vinagre, llamado ácido acético (CH_3COOH)
- Aceite para cocinar.
- Trocito de vaso desechable blanco (de poliestireno)
- Thinner
- Esmalte para uñas.
- Pintura a base de aceite.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Marca los tubos de ensayo o vasos pequeños transparentes y desechables del 1 al 10 y agrégale a cada uno de ellos las siguientes sustancias. Agita con cuidado cada uno de los tubos. Observa y anota los resultados.

No. de tubo		
1	4 mL de agua destilada más	3 mL de etanol
2	4 mL de agua destilada más	3 mL de aceite para cocinar
3	4 mL de agua destilada más	3 mL de ácido acético. (vinagre)
4	4 mL de agua destilada más	3 mL de thinner
5	4 mL de aceite de oliva más	3 mL de aceite para cocinar
6	4 mL de etanol más	3 mL de acetona
7	4 mL de agua destilada más	3 mL de acetona
8	4 mL de aceite para cocinar	Una pizca de sal de mesa (NaCl)
9	4 mL de agua destilada más	Una pizca de sal de mesa (NaCl)
10	4 mL de agua destilada más	Una pizca de azúcar de mesa
11	3 mL de aceite de cocina más	Unas gotas de pintura para esmalte
12	2 mL de acetona más	Unas gotas de esmalte para uñas

En un vaso de precipitados de 100 mL coloca un trocito de vaso desechable blanco (de poliestireno) y agrégale un poquito de thinner. Observa y anota los resultados.

CUESTIONARIO

1. ¿Qué sustancias presentan enlace covalente polar, tomando en cuenta los resultados obtenidos en el experimento de solubilidad?
2. ¿Cuáles sustancias son covalentes no polares, tomando en cuenta los resultados obtenidos en el experimento de miscibilidad?
3. ¿Qué tipo de sustancias pueden hacer puentes de hidrógeno con el agua?
4. De acuerdo a los resultados de la práctica ¿Qué sustancias piensas que hicieron puente de hidrógeno con el agua?
5. ¿Qué tipo de enlace presenta el cloruro de sodio (NaCl) o sal de mesa?
6. Si al estar pintando con una pintura a base de aceite, nos pintamos la piel accidentalmente; ¿podemos remover esa pintura con aceite para cocinar? ¿Por qué si? o ¿por qué no?
7. La gasolina es una mezcla de diferentes hidrocarburos, de entre cinco y doce carbonos, ¿podemos mezclar gasolina con agua?, ¿por qué sí, o por qué no?
8. ¿Qué tipo de enlace presenta la gasolina?

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA No. 11

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: ÁCIDOS, BASES Y REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN.

COMPETENCIAS	TEMA: Reacciones químicas	
Competencias específicas: Aplica los conceptos de ácido, base, neutralización y pH.	SUBTEMAS: 4.4 Reacciones de neutralización.	TIEMPO TOTAL

PROBLEMAS:

- ¿Qué son los ácidos?
- ¿Qué son las bases?
- ¿Qué características presentan los ácidos?
- ¿Qué características presentan las bases?
- ¿Qué es el pH?
- ¿En qué consisten las reacciones de neutralización?

OBJETIVOS:

- ✓ Conocer cuáles son las propiedades de los ácidos
- ✓ Saber cuáles son las propiedades de las bases
- ✓ Identificar ácidos y bases.
- ✓ Comprender el significado del pH.
- ✓ Aplicar el conocimiento del pH.
- ✓ Utilizar las reacciones de neutralización.

ÁCIDOS Y BASES.

Los ácidos y bases son sustancias muy comunes, como el ácido ascórbico o vitamina C, y el hidróxido de magnesio o leche de magnesia, la cual es una base.

La definición de ácido según Arrhenius es: Un ácido es una sustancia que al disolverse en agua aumenta la concentración de iones hidrógeno (H^+). **Una base según Arrhenius** es una sustancia que al disolverse en agua aumenta la concentración de iones hidróxido (OH^-)

Ejemplo:

El ácido clorhídrico (HCl) es un ácido según Arrhenius, porque al disolverse en agua libera iones hidrógeno (H^+).

El hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) es una base según Arrhenius, porque al disolverse en agua libera iones hidróxido (OH^-).

Las definiciones de ácidos y bases según Arrhenius son limitadas, debido a que sólo aplican a disoluciones acuosas. En 1932 el químico danés Johannes Bronsted, y paralelamente el químico británico Thomas Lowry propusieron una definición más amplia de ácidos y bases, en la que no es necesario que estén en disolución acuosa. **Un ácido de Bronsted – Lowry** es un *donador de protones* y una **base de Bronsted – Lowry** es un *aceptor de protones*.

Ejemplo:

La reacción entre el gas amoníaco (NH_3) y el ácido clorhídrico (HCl) gaseoso para formar cloruro de amonio.



En esta reacción el HCl actúa como un ácido de Bronsted – Lowry porque dona su protón al NH_3 . La base de Bronsted – Lowry es el NH_3 porque tiene un par solitario de electrones que utiliza para aceptar un protón.

Definición de ácido y base según Lewis. Base de Lewis es una especie química que puede donar un par de electrones y un ácido es la especie que los puede aceptar. Una base de Lewis es el amoníaco NH_3 , y un ácido de Lewis es el trifluoruro de boro (BF₃).

Los ácidos pueden ser fuertes o débiles.

Ácidos fuertes son los que al disolverse en agua se ionizan totalmente. Los ácidos fuertes son ácidos minerales. Ejemplos: HCl, H₂SO₄, HNO₃.

Los ácidos débiles son los que al disolverse en agua se ionizan parcialmente; entre estos ácidos tenemos a los ácidos orgánicos. Ejemplos: Ácido acético (C₂H₄OO) o vinagre, ácido cítrico (C₆H₈O₇).

Las bases pueden ser fuertes o débiles.

Bases fuertes son los que al disolverse en agua se ionizan totalmente. Ejemplos: NaOH, KOH, hidróxido de bario (Ba(OH)₂).

Las bases débiles son las que al disolverse en agua se ionizan parcialmente. Ejemplos: Hidróxido de magnesio (Mg(OH)₂), hidróxido de aluminio (Al(OH)₃). Hidróxido de amonio (NH₄OH).

PROPIEDADES DE LOS ÁCIDOS

- Son sustancias que tienen un sabor agrio como el limón.
- Dan un color característico a los indicadores.
- Reaccionan con los ácidos desprendiendo hidrógeno.
- Tienen un pH mayor de cero y menor de 7.
- Se neutralizan con una base produciendo sal más agua.

• PROPIEDADES DE LAS BASES.

- Son sustancias que tienen sabor amargo como el jabón.
- Dan colores característicos distintos al de los ácidos.
- Tienen un tacto jabonoso.
- Tienen un pH mayor de 7, pudiendo llegar a 14.
- Se neutralizan con un ácido produciendo sal más agua.

DEFINICIÓN DE pH

- El pH o potencial de hidrógeno se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno.

$$pH = -\log[H^+]$$

Se utiliza para indicar de forma precisa la acidez o basicidad de una sustancia. Normalmente, la escala de pH va desde 1 a 14, correspondiendo el pH = 7 a las sustancias neutras. Los valores de pH menores a 7 corresponden a las sustancias ácidas, y los valores de pH mayores a 7 corresponden a las sustancias básicas o alcalinas.

DEFINICIÓN DE INDICADOR DE pH

- Los indicadores son colorantes orgánicos, que cambian de color según estén en presencia de una sustancia ácida, o básica.

Usualmente se utilizan sustancias químicas para medir el pH, como la fenolftaleína, el anaranjado de metilo, etc. También se puede medir el pH con caldo de lombarda o repollo morado, extracto de cúrcuma, pétalos de rosa roja, extracto de espinacas.

Las lombardas o repollos morados contienen en sus hojas un indicador que pertenece a la familia de los compuestos orgánicos llamados antocianinas. Al añadir el indicador a un ácido, la disolución inicialmente transparente, adquiere una coloración que va entre rojo muy fuerte hasta violeta claro, según el grado de acidez. Si la disolución es neutra, se torna de color azul violáceo, y si es básica, los colores van desde el azul verdosos hasta el verde más oscuro para las más concentradas. Disponemos de un patrón con todos los colores que se obtiene con este indicador, en función del pH de las disoluciones conocidas. Así, por comparación, podemos predecir el pH de un producto comercial desconocido, según el color que adquiere la disolución al añadirle el indicador.

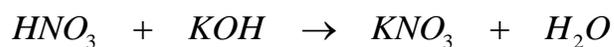
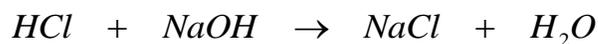
col lombarda									
color	rojo intenso	rojo violeta	violeta	azul violeta	azul	azul verde	verde azulado	verde	amarillo
pH	< 2	4	6	7	7.5	9	10	12	>13

Relación entre el pH y el color del extracto de col lombarda

REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN.

Una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base, con formación de sal y agua; la sal es un compuesto iónico. Esto sucede generalmente en las reacciones acuosas.

ácido más base → sal agua



PRÁCTICA PARA DETERMINAR EL pH CON REPOLLO MORADO O LOMBARDA.

MATERIAL:

- Recipiente para cocer.
- Colador.
- Embudo.
- Vasitos desechables transparentes.
- Colador.
- Papel universal indicador de pH.
- Bureta.
- Gotero.

REACTIVOS

- Repollo morado
- Agua destilada.
- Disolución de polvo de hornear.
- Vinagre.
- Jugo de limón.
- Jugo de naranja.

- Jugo de toronja.
- Disolución de bicarbonato de sodio.
- Refresco Sprite
- Agua de la llave
- Leche.
- Vino blanco.
- Detergente líquido.
- Disolución de NaOH al 40 %
- Leche de magnesia.
- Papel universal indicador de pH.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Cortamos el repollo morado o lombarda en trozos pequeños, la ponemos en una olla o en una cacerola con suficiente agua hasta que cubra que cubra al repollo, se pon a cocer. Cuando empiece a hervir se quita del fuego, se revuelve y se deja enfriar media hora. Se cuela, el líquido se guarda en un frasco con tapadera. Este líquido es el indicador de pH; el cual con el tiempo toma un color azul.

Para preparar tiras indicadoras de pH, se vierte un poco de la disolución indicadora de repollo morado en un vaso de precipitados o en un tazón de cristal. Se cortan tiritas de papel filtro, se sumergen en la disolución, se sacan las tiritas y dejan secar. Listo, ya tenemos las tiritas indicadoras de pH.

MEDIDA DEL pH CON REPOLLO MORADO

Repollo morado, col morada o lombarda



Coloca en vasitos desechables transparentes, unos 10 mL de las disoluciones comunes en el hogar, las cuales tienen distintos pH y añade 30 gotas del indicador. Agita para obtener un color uniforme.

Observa lo que pasa. Compara el color de las disoluciones con el de la tabla de referencia y estima el pH aproximado.

Determinación del pH utilizando el papel indicador de pH hecho a base de col morada.

Vuelve a colocar en vasitos desechables transparentes aproximadamente 10 mL de cada una de las disoluciones a determinar su pH. Saca de cada vaso una gota de la disolución a medir su pH, y colócala sobre el papel indicador de pH hecho a base de col morada.. Observa y compara el color con el de la tabla de referencia.

Determinación del pH utilizando el papel universal indicador de pH.

Saca de cada vaso una gota de la disolución a medir su pH, y colócala sobre papel universal indicador de pH. Observa. Para estimar el pH compara el color con el de la tabla que trae impreso el papel indicador.



Determinación del pH utilizando extracto de cúrcuma.



Cúrcuma longa.

La cúrcuma longa es una planta perenne herbácea con rizomas muy ramificados de color amarillo a naranja. La cúrcuma es una planta originaria de la India, es cultivada por sus rizomas que se emplean como condimento, es uno de los ingredientes de la gastronomía de la India. La cúrcuma también se emplea como colorante textil, y estimulante medicinal desde hace siglos. La cúrcuma contiene curcumina, la cual le da el intenso color amarillo a la cúrcuma.

La curcumina es sensible a los cambios de pH dando los siguientes colores: Amarillo, para pH menor de seis, naranja, para pH entre seis y nueve, rojo para pH mayor de nueve.

Para extraer la curcumina de la cúrcuma seguimos el siguiente procedimiento: A un recipiente con unos 250 mL de agua agregamos una cucharadita de cúrcuma en polvo, ponemos a hervir a fuego lento por espacio de cinco a siete minutos, retiramos del fuego, dejamos reposar unos cinco minutos, decantamos, y guardamos el extracto en un frasco.

Para medir el pH de las diferentes disoluciones se procede de manera similar a la determinación del pH con lombarda.

Relación entre el pH y el color del extracto de cúrcuma.

Color	Amarillo	Naranja	rojo
pH	< 6	6 - 9	> 9

PRÁCTICA DE NEUTRALIZACIÓN:

Mezcla lentamente la sustancia, cuyo pH que hayas determinado en la práctica sea el más bajo, por lo tanto será la disolución más ácida con la disolución más básica; por lo tanto será

la de pH más alto. Observa, deja de mezclar cuando obtengas un pH neutro. Anota los resultados.

Repite lo mismo, ahora mezclando la sustancia que sigue en acidez, con la que ocupa el penúltimo lugar en basicidad.

Escribe el nombre y la fórmula de las sustancias.

Escribe cada reacción de neutralización.

CUESTIONARIO

1. ¿Cuál es la definición de ácido según Arrhenius?
2. ¿Cuál es la definición de base según Arrhenius?
3. Escribe la definición de pH.
4. Describe un ácido de Bronsted – Lowry.
5. Describe una base de Bronsted – Lowry.
6. ¿Qué sucede con un ácido fuerte cuando se disuelve en agua?
7. Escribe el nombre y fórmula de al menos tres ácidos fuertes.
8. ¿Cuál es la definición de ácido según Lewis?
9. ¿Cuál es la definición de base según Lewis?
10. ¿Qué sucede con un ácido débil cuando se disuelve en agua?
11. ¿Cuáles son las bases fuertes?
12. ¿Cuáles son las bases débiles?
13. ¿En qué consiste una reacción de neutralización?
14. Escribe al menos tres ejemplos de reacciones de neutralización.

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA No. 12

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: REACCIONES DE COMBUSTIÓN DE COMPUESTOS ORGÁNICOS.

COMPETENCIAS	TEMA: Reacciones químicas	
Competencias específicas: Aplica los conceptos básicos de estequiometría con base en la ley de la conservación de la materia.	SUBTEMAS: 4.7. Cálculos estequiométricos con reacciones de combustión.	TIEMPO TOTAL

PROBLEMAS:

- ¿Qué gas se consume en todo proceso de combustión?
- ¿Cuáles son los reactivos en todo proceso de combustión de compuestos orgánicos?
- ¿Cuáles son los productos en todo proceso de combustión de compuestos orgánicos?
- ¿Qué tienen en común todas las combustiones de compuestos orgánicos?
- ¿Cómo se obtienen las cantidades de reactivos y productos en una reacción química?

OBJETIVOS:

- ✓ Identificar el gas que se consumen en todo proceso de combustión.
- ✓ Identificar los reactivos en un proceso de combustión de compuestos orgánicos.
- ✓ Reconocer los productos en un proceso de combustión de compuestos orgánicos.
- ✓ Redescubrir lo que tienen en común las combustiones de los diferentes productos orgánicos.
- ✓ Obtener las cantidades de reactivos y productos en las reacciones químicas.

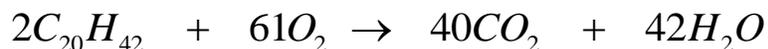
MARCO TEÓRICO

Los compuestos orgánicos contienen carbono, hidrógeno, dependiendo del compuesto orgánico pueden contener oxígeno, u otros elementos. Toda combustión de compuestos orgánicos consume oxígeno y produce dióxido de carbono más vapor de agua más energía (ΔH).

La necesidad de obtener energía para las diversas actividades, ha sido, y sigue siendo la causa de la quema de combustibles, los cuales son compuestos orgánicos que pertenecen principalmente a los hidrocarburos. Entre los combustibles más utilizados tenemos al gas natural, que principalmente es gas metano, con pequeños porcentajes de etano, y otros hidrocarburos, el gas propano, el gas butano, la gasolina es una mezcla de diferentes hidrocarburos, entre cinco y doce carbonos; otros combustibles son el diésel, el carbón mineral. Aunque en menor proporción se utiliza la leña como combustible y el carbón vegetal.

En este experimento vamos a estudiar la combustión de una vela y vamos a ver cómo es necesaria la presencia de oxígeno para la combustión y cómo este oxígeno se consume en el proceso. Se trata de un experimento muy famoso que realizó Lavoisier en la segunda mitad del siglo XVIII.

Cuando arde una vela tiene lugar una **reacción de combustión**. Lo que arde realmente no es la mecha que sale de ella, sino la cera o parafina de la que está hecha. **Con el calor la parafina primero se funde** y luego **se evapora**. La parafina en forma **gaseosa y en contacto con el oxígeno** del aire experimenta una reacción química en la que se desprende mucha energía (en forma de calor y luz) el resultado es la llama. La reacción química que tiene lugar es:

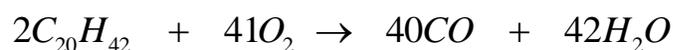


Las formas sólidas de parafina, llamadas *cera de parafina*, provienen de las moléculas más pesadas C_{20} a C_{40} . Parafina es el nombre común de un grupo de hidrocarburos alcanos de fórmula general C_nH_{2n+2} ,

Observa que en la reacción intervienen dos sustancias de partida la parafina (inicialmente sólida) y el oxígeno contenido en el aire (un gas), son los reactivos. A partir de ellos se obtienen dos sustancias totalmente diferentes el dióxido de carbono (un gas) y vapor de agua; son los productos. Si observas bien, verás que las paredes del vaso se empañan, incluso se forman una gotitas de agua. Lo que está ocurriendo es que el vapor de agua, en contacto con las paredes frías, se condensa. ¿Por qué sube el nivel del agua en el interior del vaso?

En la reacción se consume *el gas oxígeno*, el que forma parte del aire, pero se forma otro, *el dióxido de carbono* obtenido en toda combustión. Resulta que el volumen de dióxido de carbono producido es más pequeño que el volumen de oxígeno que se consume. El resultado es que en el interior del vaso el volumen de gas final es menor que el inicial. Eso hace que disminuya la presión en el interior y, por ello, sube el agua hasta que la presión interior es igual a la exterior. Observa y toma nota.

Observa que al tapar la vela con el vaso, unos instantes antes de que se apague, esta empieza a despedir humo negro; esto se debe a que el oxígeno se empieza a consumir, y como producto de la combustión se está produciendo *monóxido de carbono* como se expresa en la siguiente ecuación.



El monóxido de carbono es un gas tóxico, el cual se produce en escases de oxígeno. Como vemos el reactivo limitante en esta reacción es el oxígeno, ya que la parafina de la vela va a arder hasta que se termine el oxígeno.

MATERIAL:

- Un plato hondo.
- Un vaso de vidrio.

REACTIVOS:

- Una vela de parafina.
- Oxígeno del aire.

PROCEDIMIENTO

- Pesa la vela y anota su peso
- Coloca el plato con agua encima de una mesa.
- Dentro del agua coloca una vela que se mantenga derecha.
- En el centro del plato coloca la vela.
- Enciende la vela y observa cómo arde por alrededor de unos diez minutos.
- Tapa la vela con el vaso y observa lo que ocurre.
- Seca la vela, vuélvela a pesar y por diferencia de peso obtén los gramos de parafina consumidos en la combustión de la vela. Anota los resultados.
- Los datos de los gramos consumidos de la vela de parafina serán los que vas a utilizar para resolver el problema estequiométrico.



CUESTIONARIO

1. ¿Qué gas se consume en toda combustión de compuestos orgánicos?
2. ¿Qué se produce en toda combustión de compuestos orgánicos?
3. ¿Por qué deja de arder la vela?
4. ¿Por qué sube el agua en el vaso?
5. ¿En qué momento se empieza a producir dióxido de carbono (CO_2)?
6. ¿En qué momento se empieza a producir monóxido de carbono (CO)?
7. ¿Qué necesitamos hacer para conocer la cantidad de parafina de la vela que se consumió?

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.

La estequiometría es la rama de la química que trata las relaciones de cantidad en reactivos y productos.

Pasos para resolver una ecuación estequiométrica:

- 1) Escribir la ecuación química, indicando reactivos y productos.
- 2) Balancear la ecuación química, colocando correctamente el coeficiente estequiométrico, de modo que se cumpla con la ley de la conservación de la materia.
- 3) Expresar en moles el coeficiente estequiométrico.
- 4) Sacar la masa molecular de cada reactivo y producto y multiplicarlo por el número de moles.
- 5) Resolver el problema, obteniendo los cálculos que éste nos pide.

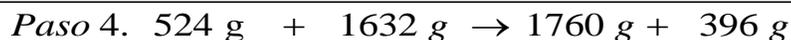
La ecuación química balanceada, con las cantidades de reactivos y productos, es la base de la cual se toman los datos para resolver todos los cálculos estequiométricos sobre ese problema en particular.

Cálculos estequiométricos sobre la combustión de una vela de parafina.

PROBLEMA 1.

- a) ¿Cuántos gramos de oxígeno se consumen en la combustión total de 100 gramos de parafina ($C_{20}H_{42}$)?
- b) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se producen en la combustión total de 100 gramos de parafina?
- c) ¿Cuántos gramos de agua se producen en la combustión total de 100 gramos de parafina?

Solución para el inciso a:



Esta es la ecuación patrón de donde tomaremos los datos para realizar los cálculos estequiométricos.

La ecuación nos dice: *que por cada 524 gramos parafina se consumen 1632 gramos de oxígeno, y se producen 1760 gramos de dióxido de carbono y 396 gramos de agua.*

$$\text{Paso 5 } \frac{524 \text{ g } C_{20}H_{42}}{100 \text{ g } C_{20}H_{42}} \rightarrow \frac{1632 \text{ g } O_2}{x \text{ g } O_2} \cdot \frac{(1632 \text{ g. de } O_2)(100 \text{ g. } C_{20}H_{42})}{524 \text{ g. de } C_{20}H_{42}}$$

Respuesta: Se consumen 311.45 g de oxígeno (O_2) en la combustión de 100 g de una vela de parafina ($C_{20}H_{42}$).

Solución para el inciso b:

$$\frac{524 \text{ g } C_{20}H_{42}}{100 \text{ g } C_{20}H_{42}} \rightarrow \frac{1760 \text{ g } CO_2}{x \text{ g } CO_2} \qquad \frac{(1760 \text{ g. de } CO_2)(100 \text{ g. } C_{20}H_{42})}{524 \text{ g. de } C_{20}H_{42}}$$

Respuesta: Se producen 335.87 g de dióxido de carbono (CO₂) en la combustión de 100 g de una vela de parafina (C₂₀H₄₂).

Solución para el inciso c:

$$\frac{524 \text{ g } C_{20}H_{42}}{100 \text{ g } C_{20}H_{42}} \rightarrow \frac{396 \text{ g } H_2O}{x \text{ g } H_2O} \qquad \frac{(396 \text{ g. de } H_2O)(100 \text{ g. } C_{20}H_{42})}{524 \text{ g. de } C_{20}H_{42}}$$

Respuesta: Se producen 75.57 g de agua en la combustión de 100 g de una vela de parafina (C₂₀H₄₂).

PROBLEMA 2.

Con los datos obtenidos de los gramos consumidos de la vela resuelve los incisos d), e) y f) del problema.

- d) ¿Cuántos gramos de oxígeno se consumen en la combustión total de 70 gramos de parafina (C₂₀H₄₂)?
- e) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se producen en la combustión total de 70 gramos de parafina?
- f) ¿Cuántos gramos de agua se producen en la combustión total de 70 parafina?

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA No. 13

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: ELECTROLISIS DEL AGUA Y COMBUSTIÓN DEL HIDRÓGENO.

IDENTIFICACION

COMPETENCIAS	TEMA: Reacciones químicas	
Competencias específicas: <ul style="list-style-type: none"> • Aplica los conceptos básicos de estequiometría con base en la conservación de la masa para resolver problemas de reacciones químicas. 	4.1 Reacciones de combinación o síntesis. 4.2 Reacciones de descomposición.	TIEMPO TOTAL

PROBLEMAS:

- ¿Cómo podemos descomponer el agua por medio de la electrolisis?
- ¿Cómo podemos volver a obtener agua a partir del hidrógeno y oxígeno obtenidos en la electrolisis del agua?
- ¿Qué tipo de reacción es la electrolisis del agua, exotérmica o endotérmica?
- ¿Qué aplicación tienen las reacciones de la electrolisis del agua y la síntesis del agua en la tecnología?

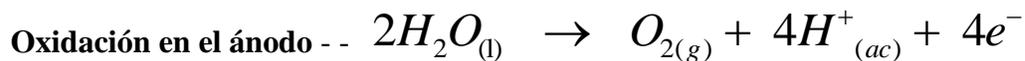
OBJETIVOS.

- ✓ Descomponer el agua por medio de la electrolisis para obtener hidrógeno y oxígeno.
- ✓ Obtener agua a partir de la combustión del hidrógeno.
- ✓ Investigar si la electrolisis del agua, y la combustión del hidrógeno son reacciones exotérmicas o endotérmicas.
- ✓ Conocer las aplicaciones tecnológicas que tiene la combustión del hidrógeno.

MARCO TEÓRICO:

La electrólisis del agua consiste en un proceso electroquímico en el cual el agua (H_2O) se divide en *Hidrógeno* y *Oxígeno*. $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$ La electrólisis consiste en pasar corriente eléctrica continua por medio de dos electrodos, un cátodo que es el negativo y un ánodo que es el positivo. Al someter a la sustancia a la corriente ambos electrodos presentaran desprendimiento de gases, por el cátodo se desprende el gas Hidrógeno, mientras que por el ánodo se desprenderá el gas Oxígeno. Lo expresado anteriormente se puede escribir de la siguiente forma.

REACCIONES.



Sumando las dos semirreacciones anteriores tenemos la reacción global.



Para observar el proceso con claridad es recomendable que en el montaje de la electrólisis ambos gases se desprendan sin juntarse en la superficie del agua ya que no podríamos apreciar los resultados. El ácido sulfúrico o cloruro de sodio funcionan como catalizador de la reacción. En esta ocasión utilizaremos cloruro de sodio como catalizador.

REQUISITOS DE LOS ELECTRODOS.

- Capacidad electro catalítica
- Estabilidad química y mecánica
- Mínima resistencia eléctrica
- Disponibilidad y costos

En nuestro montaje utilizaremos como electrodos piezas de grafito (minas de lápiz) ya que estas cumplen con las cuatro especificaciones de arriba.

MATERIALES:

- Minas de grafito.
- Alambre recubierto.
- Recipiente de vidrio.
- Dos tubos de ensayo.
- Cinta aislante.
- Batería de 9 Voltios.

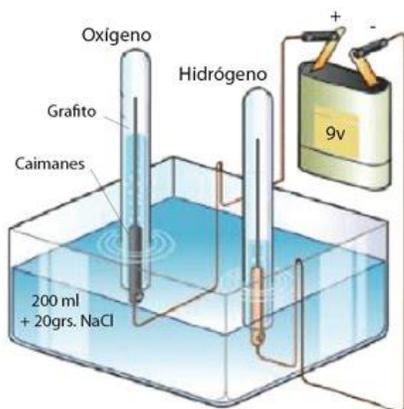
REACTIVOS:

- ✓ Agua de la llave.
- ✓ Cloruro de sodio (NaCl).

PROCEDIMIENTO:

- ✓ Pegamos con cinta los alambres y las minas de grafito, de forma que hagan contacto.
- ✓ Agregamos agua de la llave hasta la mitad en el recipiente de vidrio.
- ✓ Llena ambos tubos de ensayo e introdúcelos en el recipiente de forma que quede la menor cantidad de aire posible (ver gráfico), y los sujetas con los soportes universales.
- ✓ Acomodamos a los electrodos en la boca sumergida de cada tubo. Luego se agrega el cloruro de sodio al agua.
- ✓ Conectamos los electrodos a la batería.
- ✓ Comienza la electrolisis del agua, y con ello el desprendimiento de gases.
- ✓ Observa el tubo que está conectado al cátodo, en el cual el agua está siendo desplazada por el gas hidrógeno. Cuando el tubo casi esté vacío saca el electrodo, sin sacar el tubo del agua, tápalo con el dedo para que no se escape el gas hidrógeno.

- ✓ Sacar el tubo del agua, destaparlo, e inmediatamente acercarlo a la flama del encendedor.
- ✓ Observar lo que se produce y anotar.



Cuando acerques el tubo a la flama, este reacciona con el oxígeno del aire, produciendo agua y un pequeño estallido debido a la energía liberada por la formación de agua.

Marco teórico sobre la combustión del hidrógeno.

El hidrógeno se quema en presencia del oxígeno del aire produciendo agua más energía. Esta reacción por lo general es iniciada por un punto de ignición, como una pequeña flama.

La energía que se desprende en la combustión del gas hidrógeno, es la entalpía de formación del agua (ΔH). La energía de formación del agua es 285.84 KJ/mol.



El hidrógeno como combustible.

Actualmente se está probando el hidrógeno para utilizarlo en transportes; la reacción del hidrógeno con el oxígeno para producir agua, la cual se realiza en células de combustibles, es una forma de obtener energía “limpia”, para automóviles, evitando la liberación de gases de invernadero, que es lo que liberan actualmente los motores de los vehículos de transporte que utilizan la combustión de hidrocarburos de origen fósil.

La electrolisis y la ingeniería aeronáutica:

La NASA emplea combustible Hidrógeno como combustible para el trasbordador espacial, Cohete de Hidrógeno y Oxígeno (Gases obtenidos por la electrólisis del agua)

Se puede pensar en un futuro no muy lejano en el que los aviones puedan volar con Hidrógeno, sin generar daños ambientales.

CUESTIONARIO.

1. ¿En qué consiste la electrolisis del agua?
2. ¿Por qué se dice que la electrolisis del agua es un proceso electroquímico?
3. ¿Qué sucede si en el lado del cátodo agregamos unas gotas de solución de fenolftaleína?
4. ¿Existen automóviles que funcionen con hidrógeno?
5. ¿La descomposición del agua es una reacción exotérmica o endotérmica? Y ¿Por qué?
6. ¿La combustión del hidrógeno es una reacción exotérmica o endotérmica? Y ¿Por qué?
7. ¿Cuántos Kilo Joule se obtienen en la formación de 1000 gramos de agua?

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA No. 14

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: FORMACIÓN DEL SARRO.

IDENTIFICACION

COMPETENCIAS	TEMA: Reacciones químicas.	
Competencias específicas: <ul style="list-style-type: none"> • Aplica los conceptos básicos de solubilidad en agua de los compuestos iónicos. • Aplica los conceptos básicos de estequiometría para resolver problemas de reacciones químicas. 	SUBTEMAS: 3.3.1. Solubilidad en agua de los compuestos de los compuestos iónicos. 4.2. Reacciones de descomposición y de formación de precipitado.	TIEMPO TOTAL

PROBLEMAS

- ¿Por qué se forma el sarro?
- ¿Qué iones se encuentran disueltos en el agua?
- ¿Cómo podemos disolver el sarro?

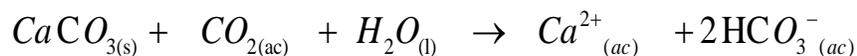
OBJETIVOS

- Conocer la clase que iones se encuentran disueltos en el agua.
- Comprender los procesos químicos por los cuales se forma el sarro.
- Disolver el sarro.

MARCO TEÓRICO

La piedra caliza y la dolomita ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$), la cual es una sal doble de carbonato de calcio y carbonato de magnesio, se encuentran comúnmente en la superficie de la tierra en ciertos sectores y a menudo penetran en los suministros de agua. El carbonato de calcio (CaCO_3) es insoluble en agua, pero en presencia de dióxido de carbono (CO_2), proveniente

de la atmósfera, se transforma en bicarbonato de calcio ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)$), según lo muestra la siguiente ecuación.

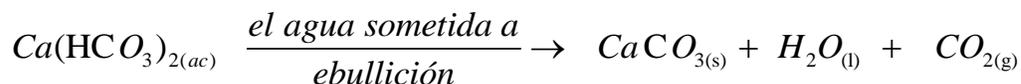


El bicarbonato de calcio en solución acuosa se encuentra como los iones Ca^{2+} y como bicarbonato, HCO_3^{1-} . La presencia de los iones Mg^{2+} y Ca^{2+} determina que esta agua sea calificada como agua dura, que puede distinguirse según su dureza temporal o su dureza permanente. El agua dura no es adecuada para usos domésticos ni industriales. El agua que carece de estos iones se denomina agua blanda.

Una reacción de precipitación indeseable.

Cuando la dureza es temporal, los iones calcio y magnesio se encuentran en forma de bicarbonatos de calcio (CaHCO_3) y de magnesio (MgHCO_3), estos compuestos *son solubles en agua*.

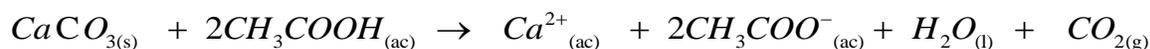
Esta dureza se elimina por la descomposición térmica de las sales, bicarbonatos de calcio y magnesio, que se encuentran en solución. Al someter a ebullición esta agua, se produce la siguiente reacción de descomposición.



El carbonato de calcio (CaCO_3) y carbonato de magnesio (MgCO_3) *son insolubles en agua*, por lo que precipitan, y corresponden al sarro que se forma en las teteras, en las calentadoras de agua o en las paredes internas de las calderas, lo cual ocasiona que las calderas se tapen, por el sarro formado, con lo cual las calderas dejan de funcionar.

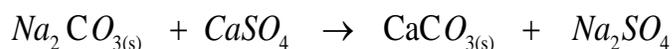
¿Cómo podemos disolver el sarro?

El sarro puede ser disuelto a través de un tratamiento con un ácido débil, como el *ácido acético contenido en el vinagre* (CH_3COOH). La reacción que describe este proceso es la siguiente:



Para disolver el sarro podemos utilizar otro ácido débil como es el *ácido cítrico* (C₆H₈O₇) contenido en el jugo de limón. Se formará citrato de calcio, el cual es soluble en agua.

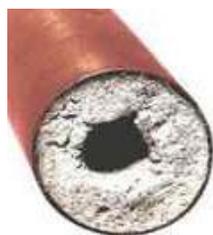
EL Sulfato de magnesio. Esta dureza del agua se puede eliminar mediante resinas de intercambio iónico; otro método alternativo es la adición de carbonato de sodio, con lo que se logra la precipitación del carbonato de calcio. La reacción que describe este cambio es la siguiente:



Reglas de solubilidad en agua para compuestos iónicos comunes a 25°C

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contienen los iones de metales alcalinos (Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺), y el ion amonio (NH ₄ ⁺),	
Nitratos (NO ₃ ⁻)	
Bicarbonatos (HCO ₃ ⁻)	
Cloratos (ClO ₃ ⁻)	
Halogenuros (Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻)	Halogenuros de Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ , y Pb ²⁺
Sulfatos (SO ₄ ²⁻)	Sulfatos de Ag ⁺ , Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺ Hg ₂ ²⁺ , y Pb ²⁺ ,

Compuestos insolubles	
Compuestos que contienen los iones:	Excepciones importantes
Sulfuros (S^{2-}) \rightarrow <i>excepto</i>	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion amonio (NH_4^+)
Carbonatos (CO_3^{2-}) \rightarrow <i>excepto</i>	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion amonio (NH_4^+)
Fosfatos (PO_4^{3-}) \rightarrow <i>excepto</i>	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion amonio (NH_4^+)
Hidróxidos (OH^-) \rightarrow <i>excepto</i>	Compuestos que contienen iones de los metales alcalinos y el ion Ba^{2+}
Cromatos (CrO_4^{2-}) \rightarrow <i>excepto</i>	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion amonio (NH_4^+)



Tubo de cobre con sarro

PRÁCTICA.

MATERIAL:

- Utensilio con sarro (Calentadera, tubo, tetera, etc.).
- Bandeja.
- Esponja de acero para lavar trastes.

REACTIVOS:

- Vinagre, el cual contiene ácido acético.
- Jugo de limón, el cual contiene ácido cítrico.
- Sarro, el cual se encuentra en el utensilio

Procedimiento para quitar el sarro a un objeto que lo contenga.

- ✓ Coloca en una bandeja un utensilio con sarro.
- ✓ Agrégale vinagre, de manera que cubra la parte con sarro.
- ✓ Espera unos minutos y observa.
- ✓ Para agilizar el proceso talla un poco con la esponja.
- ✓ Enjuaga con agua de la llave y anota los resultados.

Con otro objeto con sarro repite todos los pasos, pero ahora utiliza jugo de limón.

CUESTIONARIO

1. ¿Por qué la piedra caliza, el carbonato de calcio y la dolomita se encuentran solubles en el agua?
2. ¿Cómo la piedra caliza, el carbonato de calcio y la dolomita dejan de ser solubles en el agua?
3. ¿Qué es el sarro?
4. Escribe la reacción química que se produce al disolver el sarro con el ácido acético contenido en el vinagre.
5. ¿Con qué otro ácido débil podemos disolver el sarro?
6. Las cavernas de piedra caliza se forman por la acción disolvente una disolución ácida sobre el CaCO_3 de la piedra caliza. ¿Cuál es esta disolución ligeramente ácida?
7. Escribe la reacción química entre el carbonato de calcio contenido en el sarro y el ácido cítrico contenido en el jugo de limón.

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA No. 15

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: LIMPIADO DE ARTÍCULOS DE PLATA

IDENTIFICACION.

COMPETENCIAS	TEMA: Reacciones químicas	
Específicas: Comprende los procesos de oxidación de los metales, y su aplicación en electrónica.	SUBTEMAS: 4.7.1 Reacciones de óxido – reducción en electroquímica.	TIEMPO TOTAL

PROBLEMAS:

- ¿Por qué se oscurece la plata?
- ¿Cómo podemos limpiar los objetos de plata?
- ¿Cuál es el mecanismo de estas reacciones de óxido – reducción?
- ¿Cómo podemos reconocer las reacciones de oxidación – reducción?
- ¿Qué aplicaciones tienen las reacciones redox?

OBJETIVOS:

- ✓ Conocer las causas por las cuales la plata se oscurece.
- ✓ Limpiar objetos de plata oscurecidos.
- ✓ Conocer el mecanismo de estas reacciones de óxido – reducción.
- ✓ Identificar las reacciones de oxidación – reducción.
- ✓ Conocer la aplicación de las reacciones redox.

MARCO TEÓRICO:

La plata reacciona con el sulfuro de hidrógeno del aire, para formar una delgada capa de sulfuro de plata (Ag_2S) que la recubre, a lo que comúnmente nos referimos como opacamiento.

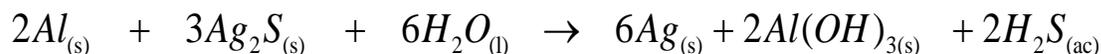
La reacción entre la plata y el azufre es la siguiente.



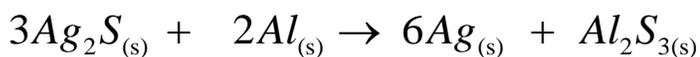
También la plata se vuelve opaca cuando entra en contacto con materiales que contienen azufre como una banda de hule enrollada en un objeto de plata por varios días dejará una marca negra sobre él. De igual manera una cuchara de plata se opacará si se deja en contacto con mayonesa o con otros alimentos que contienen huevo.

Tanto el caucho como los huevos contienen pequeñas cantidades de azufre que reaccionan con la plata produciendo una capa negra de Ag_2S sobre su superficie.

Algunas pastas para limpieza contienen abrasivos suaves y polvo de aluminio. El aluminio está muy por arriba de la plata en la serie de actividad, por lo cual reduce el ion plata y se forma de nuevo plata metálica



Este mismo proceso se efectúa si la plata ennegrecida está en contacto con papel de aluminio en agua caliente con un poco de bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$. Se produce una reacción redox electroquímica en la que *la plata del sulfuro de plata se reduce y el aluminio se oxida.*



Finalmente, el sulfuro de aluminio se hidroliza en parte dando lugar al sulfuro de hidrógeno, el cual tiene un olor a huevos podridos.



Las reacciones redox tienen muchas aplicaciones, entre ellas la fabricación de las pilas eléctricas.



Objetos de plata oscurecidos por el sulfuro de plata



Objetos de plata sin el sulfuro de plata

Práctica.

Materiales y reactivos:

Objetos de plata oscurecidos.

Papel aluminio.

Agua caliente.

Bicarbonato de sodio (NaHCO_3).

Procedimiento.

- ✓ Pon los objetos de plata oscurecidos en el papel aluminio y colócalos en un recipiente.
- ✓ Agrega agua caliente y bicarbonato de sodio.
- ✓ Espera unos diez minutos.
- ✓ Repite el experimento hasta que los objetos queden limpios.
- ✓ Saca los objetos de plata, enjuágalos con agua de la llave y frótalos con una franela para que obtengan brillo.

CUESTIONARIO:

1. Escribe y balancea la reacción del sulfuro de plata con el aluminio.
2. ¿Qué elemento se oxidó y qué elemento se redujo?
3. ¿Cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor en la reacción?
4. Indica el estado de oxidación de reactivos y productos.

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA No. 16

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: PILAS CASERAS.

IDENTIFICACIÓN:

COMPETENCIAS	TEMA: Reacciones químicas	
Específicas: Comprende los procesos de oxidación de los metales, y su aplicación en electrónica.	SUBTEMAS: 4.7.1 Reacciones de óxido – reducción en electroquímica.	TIEMPO TOTAL

PROBLEMAS:

- ¿Qué tipos de reacciones se presentan en las pilas?
- ¿Cómo podemos fabricar una pila casera?

OBJETIVOS:

- ✓ Conocer las reacciones de óxido – reducción y sus aplicaciones.
- ✓ Fabricar pilas caseras.

MARCO TEÓRICO:

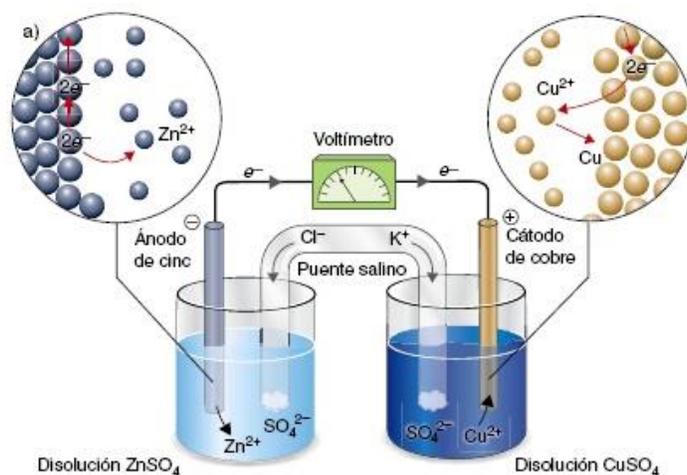
Aplicaciones de las reacciones redox.

Las reacciones de oxidación – reducción o reacciones redox son reacciones de transferencia de electrones, donde una especie química se oxida, es decir pierde electrones; y otra especie química se reduce, es decir gana electrones.

Los procesos electroquímicos son reacciones redox o de oxidación – reducción en donde la energía liberada por una reacción espontánea se convierte en electricidad o donde la energía eléctrica se aprovecha para inducir una reacción química no espontánea.

Son muchos los procesos electroquímicos que ocurren en nuestro alrededor, uno de ellos es la corrosión de los metales. Por ejemplo la formación de herrumbre u oxidación del hierro, la plata empañada u oscurecida, la pátina verde que se forma sobre el cobre y el latón. Todas estas reacciones son estudiadas por la electroquímica, la cual es la rama de la ciencia que estudia las transformaciones entre la energía eléctrica y la energía química.

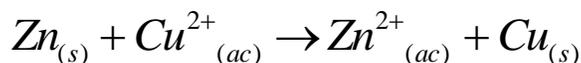
Las celdas galvánicas o voltaicas son dispositivos donde se genera electricidad mediante una reacción redox espontánea. Una celda de este tipo es la celda de Daniell, donde se llevan a cabo las reacciones de oxidación y de reducción en los electrodos. En esta celda una barra de zinc metálico se sumerge en una disolución de sulfato de zinc ($ZnSO_4$) y una barra de cobre se sumerge en una disolución de sulfato de cobre ($CuSO_4$). El funcionamiento de la celda se debe a la oxidación de Zn a Zn^{2+} y la reducción de Cu^{2+} a Cu, la transferencia de electrones se lleva a cabo a través de un alambre conductor externo, como se ilustra en la figura. Las barras de zinc y cobre serían los electrodos. El ánodo es el electrodo en *donde se lleva a cabo la oxidación* y el cátodo es el electrodo *donde se efectúa la reducción*.



El Zn se oxida a Zn^{2+} en ánodo. El Cu^{2+} se reduce a Cu en el cátodo.



Reacción neta



La corriente eléctrica fluye del ánodo al cátodo porque existe una diferencia de energía potencial eléctrica entre los electrodos. La diferencia de potencial eléctrico entre el ánodo y el cátodo se mide con un voltímetro. El voltaje a través de los electrodos de una celda se llama voltaje de celda o potencial de la celda.

Una pila o batería es una celda galvánica o un conjunto de celdas galvánicas. Existen diferentes tipos de pilas o baterías, pero en todas ellas un *electrodo se oxida y el otro se reduce*. También existe una disolución acuosa que actúa como electrolito.

En la práctica elaboraremos la pila de limón.

PILA DE LIMÓN.

Objetivo:

Demostrar cómo funcionan las pilas o baterías utilizando sustancias de uso cotidiano y de la naturaleza, como son los limones. En lugar de limones se pueden por cualquier otra fruta ácida o por papas.

También se puede hacer funcionar algún aparato electrónico que requiera de 1 a 3 V y baja potencia para funcionar como reloj o calculadora.

INTRODUCCIÓN:

Para fabricar una pila, sólo necesitas tener una especie química que pueda oxidar a otra y una manera de separar las reacciones.

En este caso, aprovecharás dos cosas: por un lado, los diferentes potenciales de reducción de dos metales conocidos, y por otro, el contenido normal de sales de un organismo vivo, como es un limón, por ejemplo. Éste nos proporcionará los electrolitos para hacer funcionar la pila.

MATERIALES:

- Electrodo de Cu y Zn.
- Foco led
- Cables.
- Conectores (caimanes).

- Un cúter.
- Voltímetro.

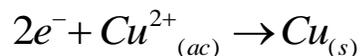
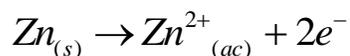
El electrodo de cobre puede ser una moneda de cobre, y el electrodo de zinc puede ser un clavo galvanizado, es decir un clavo recubierto con zinc.

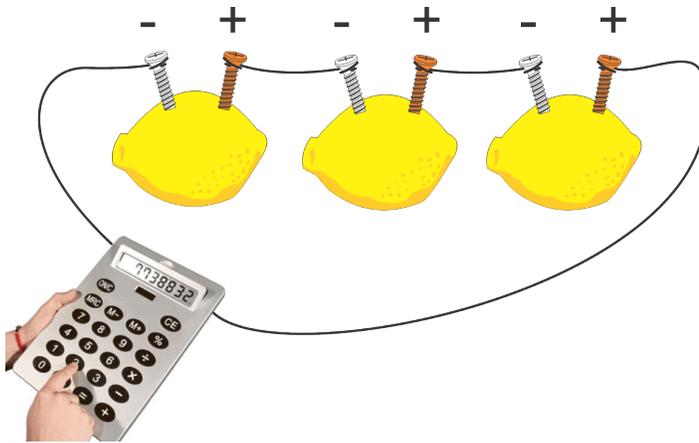
REACTIVOS:

- Cuatro o más limones.

PROCEDIMIENTO.

- ✓ Haz un corte con el cúter a cada lado del limón y lava un electrodo de Cu y otro de Zn y cierra el circuito con el led, que debería prenderse.
- ✓ La potencia de la pila formada no alcanza para hacer circular corriente suficiente. Arma otra pila de limón en serie poniendo cuatro o más pilas de limón, esto es añadiendo más limones conectados en serie formando una batería, con la que puedes hacer funcionar una calculadora. Esta unión se hace mediante un cable que una al cátodo o electrodo positivo de un limón con el ánodo del siguiente limón.
- ✓ El cobre y el zinc permiten que los electrones se muevan a través de ellos, debido a que son excelentes conductores de la electricidad. El cobre actúa de polo positivo y el zinc actúa de polo negativo.
- ✓ El ácido del jugo de limón hace que se liberen electrones en el ánodo de zinc, los cuales se mueven hacia el cátodo, que es el electrodo positivo.
- ✓ La rapidez con la que fluyen los electrones se mide como amperaje, y la tensión eléctrica se mide como voltaje.
- ✓ En el ánodo es Zn es oxidado y en el cátodo el cobre es reducido





En lugar de clavos de Zn, puedes usar láminas de Mg. Con esto la pila daría más voltaje; solo que es más fácil conseguir el Zn.

La serie de actividad es una guía para ver que par de metales puedes usar en una pila química para producir electricidad.

Actividades complementarias.

1. Investiga cómo elaborar las siguientes pilas;
 - a). Pila de agua con sal.
 - b). Pila de monedas de cobre y vinagre.
2. Escribe la reacción de óxido – reducción en las pilas.
3. Indica el estado de oxidación.
4. Indica qué electrodo se oxidó y cual se redujo.

Para saber que electrodos puedes combinar, te ayudará la tabla sobre la actividad de los metales.

SERIE DE ACTIVIDAD DE LOS METALES

Metal	Reacción de oxidación
Litio	$\text{Li}(s) \longrightarrow \text{Li}^+(ac) + e^-$
Potasio	$\text{K}(s) \longrightarrow \text{K}^+(ac) + e^-$
Bario	$\text{Ba}(s) \longrightarrow \text{Ba}^{2+}(ac) + 2e^-$
Calcio	$\text{Ca}(s) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(ac) + 2e^-$
Sodio	$\text{Na}(s) \longrightarrow \text{Na}^+(ac) + e^-$
Magnesio	$\text{Mg}(s) \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(ac) + 2e^-$
Aluminio	$\text{Al}(s) \longrightarrow \text{Al}^{3+}(ac) + 3e^-$
Manganeso	$\text{Mn}(s) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + 2e^-$
Zinc	$\text{Zn}(s) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(ac) + 2e^-$
Cromo	$\text{Cr}(s) \longrightarrow \text{Cr}^{3+}(ac) + 3e^-$
Hierro	$\text{Fe}(s) \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(ac) + 2e^-$
Cobalto	$\text{Co}(s) \longrightarrow \text{Co}^{2+}(ac) + 2e^-$
Níquel	$\text{Ni}(s) \longrightarrow \text{Ni}^{2+}(ac) + 2e^-$
Estaño	$\text{Sn}(s) \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(ac) + 2e^-$
Plomo	$\text{Pb}(s) \longrightarrow \text{Pb}^{2+}(ac) + 2e^-$
Hidrógeno	$\text{H}_2(g) \longrightarrow 2\text{H}^+(ac) + 2e^-$
Cobre	$\text{Cu}(s) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(ac) + 2e^-$
Plata	$\text{Ag}(s) \longrightarrow \text{Ag}^+(ac) + e^-$
Mercurio	$\text{Hg}(l) \longrightarrow \text{Hg}^{2+}(ac) + 2e^-$
Platino	$\text{Pt}(s) \longrightarrow \text{Pt}^{2+}(ac) + 2e^-$
Oro	$\text{Au}(s) \longrightarrow \text{Au}^{3+}(ac) + 3e^-$



Cualquier metal de la lista puede ser oxidado por los iones de los metales que están debajo de él.

PROFESOR	M.C. María Antonieta Quiroga de la Torre	marianqut@hotmail.com
----------	--	--

PRÁCTICA No. 17

NOMBRE DE LA PRÁCTICA: EL HERRUMBE Y ÁNODOS DE SACRIFICIO.

IDENTIFICACIÓN:

COMPETENCIAS	TEMA: Reacciones químicas	
Específicas: Comprende los procesos de oxidación de los metales, y su aplicación en electrónica.	SUBTEMAS: 4.7.1 Reacciones de óxido – reducción en electroquímica.	TIEMPO TOTAL

PROBLEMAS:

- ¿Qué es el herrumbe?
- ¿Cuál es la reacción química en la que se oxida el hierro?
- ¿Cómo podemos evitar la oxidación del hierro?

OBJETIVOS:

- ✓ Conocer las causas por las que se oxida el hierro.
- ✓ Saber qué es el herrumbe.
- ✓ Evitar la oxidación del hierro.

MARCO TEÓRICO:

CORROSIÓN.

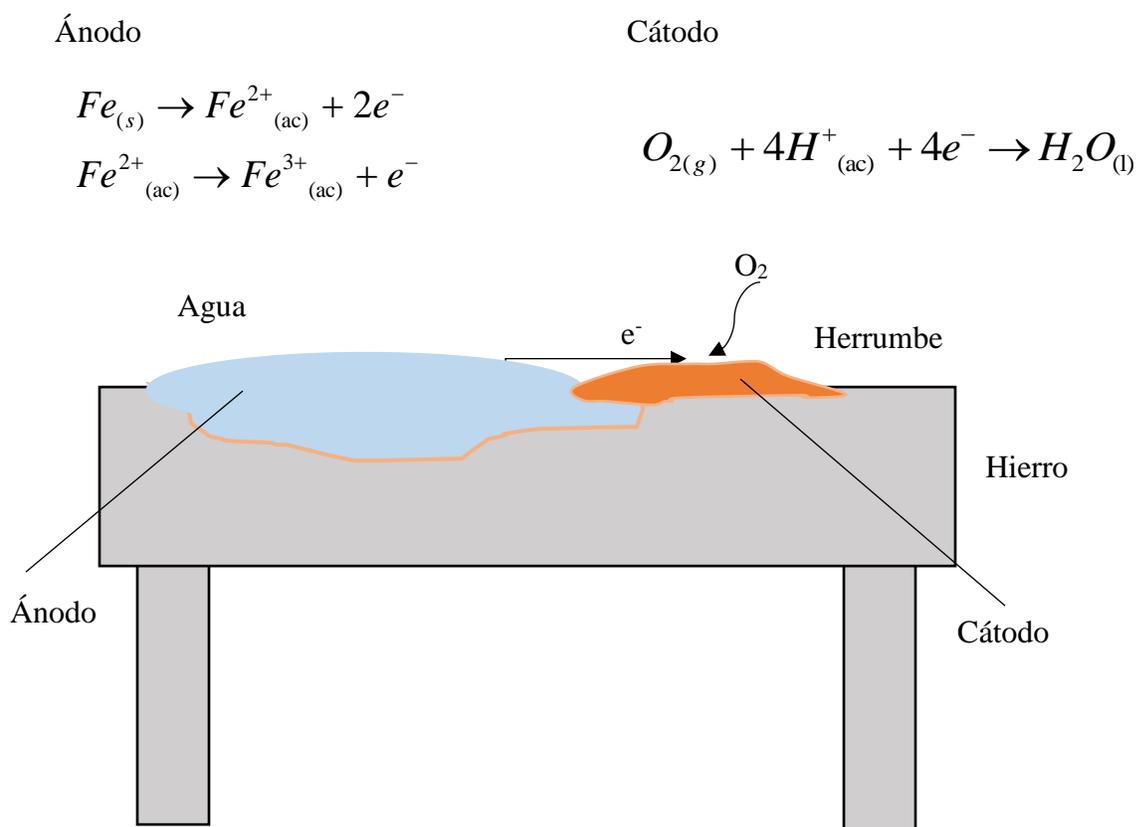
La corrosión se describe como el deterioro de metales a causa de una reacción de oxidación.

Por ejemplo, cuando el hierro se corroe el metal se transforma en óxido color café rojizo, que es óxido de hierro (III) hidratado, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, conocido como herrumbe. Para el proceso se

necesita aire y agua, y se favorece el proceso de corrosión cuando el agua contiene iones en solución y el metal presenta abolladuras, cortaduras o raspones en la superficie.

El proceso de corrosión se presenta en lo que básicamente es una pequeña celda electroquímica, por lo tanto existe un ánodo y un cátodo, hay conexión eléctrica entre ambos, generalmente el propio metal, y hay un electrolito, con el cual el ánodo y el cátodo están en contacto. Cuando un metal se corroe, se observan áreas anódicas sobre la superficie del metal donde el metal se oxida y áreas catódicas donde los electrones son consumidos en varias semirreacciones posibles. Como se muestra en la figura 1.

Figura 1.



En el proceso electroquímico implicado en la formación de herrumbre los iones hidrógeno (H^+) los proporciona el ácido carbónico (H_2CO_3), que se forma cuando el dióxido de carbono (CO_2) se disuelve en agua.

Protección catódica

La protección catódica funciona mediante la introducción de otro metal, el cual viene siendo el ánodo galvánico con una superficie mucho más anódica, de modo que toda la corriente fluya desde el ánodo al metal a ser protegido, el cual se convierte en el cátodo. Esto evita la oxidación en la superficie de metal, transfiriéndolas al ánodo galvánico, que será sacrificado para evitar que se oxide de la estructura bajo protección.

Para que los electrones fluyan entre el ánodo y el metal a ser protegido debe haber un cable conductor o contacto directo y un camino de iones (por ejemplo, agua o suelo húmedo) tanto entre el agente oxidante, y el ánodo, como entre el agente oxidante y el metal a proteger, formando así un circuito cerrado. Ejemplo se puede atornillar una pieza de metal activo, como el zinc, a un metal menos activo, como el hierro dulce.

Hay tres metales principales utilizados como ánodos galvánicos o ánodos de sacrificio: magnesio, aluminio y zinc. Todos ellos están disponibles como bloques, barras, placas o en forma de cinta extruida. Cada material tiene sus ventajas y desventajas.

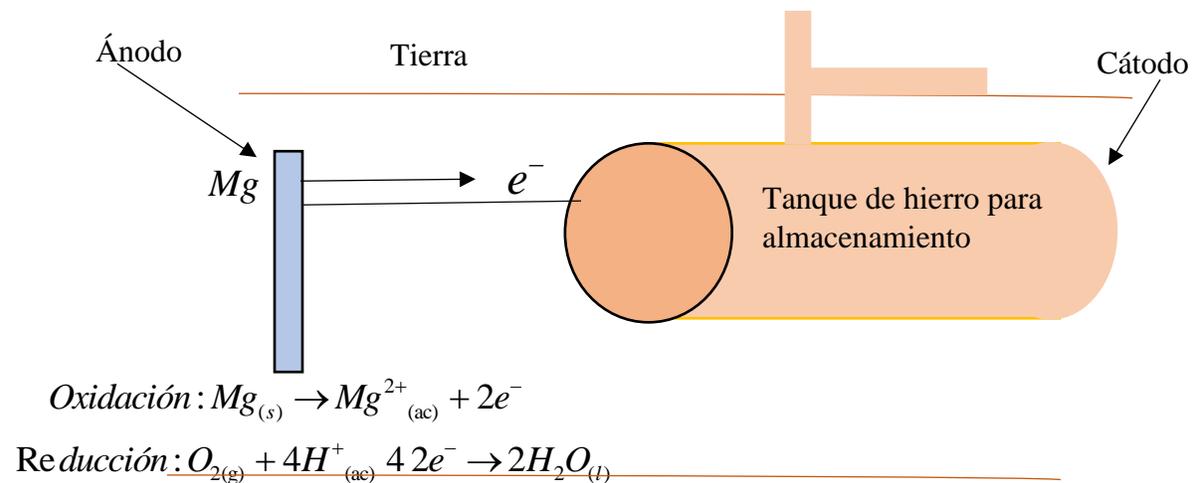
El magnesio tiene el potencial eléctrico más negativo de los tres metales (véase serie galvánica) y es más adecuado para las áreas donde la resistividad del electrolito (suelo o el agua) es mayor. Se usa por lo general para tuberías metálicas bajo tierra y otras estructuras enterradas, aunque también se utiliza en los barcos de agua dulce y en los calentadores de agua.

Los ánodos de zinc y de aluminio se usan generalmente en agua salada, como en los cascos de los barcos, en las hélices y los timones de barcos pequeños, y en la superficie interna de los tanques de almacenamiento.

Debido a que la operación de un ánodo galvánico se basa en la diferencia de potencial eléctrico entre el ánodo y el cátodo, cualquier metal puede ser utilizado para proteger a otro, siempre que exista una diferencia suficiente en el potencial de ambos. Por ejemplo, pueden ser utilizados ánodos de hierro para proteger el cobre

En la figura 2 se muestra la protección catódica utilizando un ánodo de magnesio, debido a que el tanque de hierro está bajo tierra.

Figura 2.



Protección catódica de un tanque de almacenamiento de hierro (cátodo) con magnesio, un metal más electropositivo (ánodo). Debido a que en el proceso electroquímico sólo se consume el magnesio, en ocasiones se le denomina ánodo de sacrificio.

PROTECCIÓN CATÓDICA

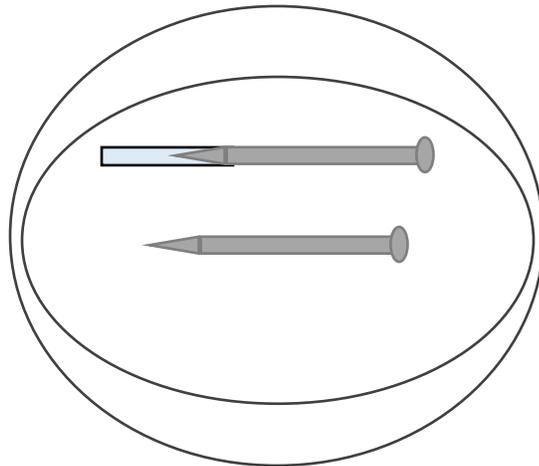
MATERIALES Y REACTIVOS:

Caja Petri o plato de vidrio.

Agua de la llave.

Dos clavos de acero.

Una bisagra de zinc.



Protección catódica

Desarrollo de la práctica.

- Coloca los dos clavos de acero en la caja de Petri. La punta de uno de ellos cólchala sobre la bisagra de zinc, como se muestra en la figura.
- Agrega agua. Espera unas horas.
- Observa cual se oxida y cuál no.

CUESTIONARIO.

1. ¿Cuál clavo se oxidó, y cuál no?
2. ¿Por qué no se oxidó el clavo que permaneció igual?
3. ¿Qué es el herrumbe?
4. ¿En qué consiste el proceso de corrosión?
5. ¿Qué es un ánodo de sacrificio?
6. ¿Cuáles son los tres metales más usados como ánodos galvánicos?
7. ¿Qué ánodo se prefiere para proteger estructuras de hierro que están bajo tierra?
8. ¿Cómo debe de ser la diferencia de potencial entre dos metales para que uno proteja a otro como ánodo galvánico?

REFERENCIAS BIBLIOGRFICAS

1. Brown, T., LeMay, H., Bruستن, B., Brudge, J. (2004). Química la ciencia central. Novena edición. Editorial Pearson Prentice Hall. México.
 2. Chang, R. (2010). Química. Décima edición. Editorial McGraw Hill. . México.
 3. Chang, R. (2011). Fundamentos de Química. Primera edición. Editorial McGraw Hill. México.
 4. Hein, M., Arena, S. (2014). Química. Quinta edición. Editorial Cengage Learning. México.
 5. Kotz, J. y Treichel, P. (2005). Química y reactividad química. Sexta edición. Editorial Thomson. México,
 6. McMurry, J. Fay, R. (2009). Química General. Quinta edición. Editorial Pearson Prentice Hall.
 7. Petrucci, R., Herring, F., Madura, J., Bissonnette, C. (2011). Química General. Décima edición. Editorial Pearson Prentice Hall. España.
 8. Whitten, K., Davis, R., Peck, M., Stanley, G., (2008). Química General. Octava edición. Editorial Cengage Learning. México.
- <http://www.educarchile.cl/ech/pro/app/detalle?id=228805>
 - <https://grupo2radiobiologiayradioproteccion2.wordpress.com/2012/02/06/espectro-electromagnetico-y-ondas-electromagneticas/>
 - <https://comunicandonos2017.wordpress.com/la-luz/>
 - <http://elfisicoloco.blogspot.mx/2012/11/espectros-atomicos-emision-y-absorcion.html>
 - <https://es.wikipedia.org/wiki/Pirita>

- <https://www.laboteca.com.mx/products/matraz-de-destilacion?variant=10959801025>
- <https://klimer.es/novedades-miniaturas-cristal/568-tubos-de-ensayo-de-cristal-o16-mm-x-155-cm-100-uds-precio-unitario-032.html>
- <https://articulo.mercadolibre.com.ar/MLA-622032943-material-laboratorio-refrigerante-recto-liebig-vt-x-5-u- JM>
- http://www.optikascience.com/catalogue/index.php?id_product=1481&controller=product&id_lang=4
- <https://www.auxilab.es/es/productos-laboratorio/matraz-fondo-plano-250-ml/>
- <http://ellaboratoriodelquimico.blogspot.mx/2008/08/vidrio-de-reloj.html>
- <http://www.reachem.cl/producto/pipeta-graduada/>
- <http://docplayer.es/20416260-Quimica-el-estudio-del-cambio-quimica-el-estudio-del-cambio-quimica-el-estudio-del-cambio-1-0-introduccion-al-estado-solido-material.html>
- <https://es.wikipedia.org/wiki/Solvataci%C3%B3n#/media/File:Na%20BH2O.svg>
- https://es.wikipedia.org/wiki/Nitrato_de_plata
- [https://es.wikipedia.org/wiki/%C3%93xido_de_mercurio_\(II\)](https://es.wikipedia.org/wiki/%C3%93xido_de_mercurio_(II))
- https://www.ecured.cu/Piedra_caliza
- <https://listado.mercadolibre.com.mx/embudo-de-vidrio-para-laboratorio>
- <http://www.ictsl.net/productos/01d63694a80f79304/0000009d660c8117e.html>
- <https://instrumentalia.com.co/es/material-ceramico/1862-morteros-de-porcelana-con-pistilo.html>
- <https://microscopiosonline.com/producto/capsula-de-porcelana-fondo-redondo-o-70x28h-mm-v777/>

- <https://www.e-gea.com.ar/inicio/18974208-probeta-vidrio-graduada-b-vidrio-50-ml-importada.html>
- http://www.optikascience.com/catalogue/index.php?id_product=1871&controller=product&id_lang=4
- <http://dequimica.com/teoria/gradilla>
- <https://www.tplaboratorioquimico.com/laboratorio-quimico/materiales-e-instrumentos-de-un-laboratorio-quimico/soporte-universal-de-laboratorio.html>
- http://www.pro-lab.com.mx/balanza_granataria_de_triple_brazo_2610g_166.html
- <http://equipamientocientifico.com/balanzas/358-balanza-analitica-220-gr-00001-gcalibracion-interna.html>
- <https://www.waymil.es/PINZAS-PARA-CRISOL-Y-CILINDROS-p/365-494.htm>
https://es.wikipedia.org/wiki/Mechero_Bunsen
- <https://www.waymil.es/PINZAS-PARA-CRISOL-Y-CILINDROS-p/365-494.htm>
- https://articulo.mercadolibre.com.ar/MLA-643833720-pinza-metalica-para-tubos-de-ensayo-60mm-maximo-agarre-_JM
- <http://www.usbeck.eu/en/index.php?artikel&gruppe=5081>
- <https://listado.mercadolibre.com.mx/campana-bacteriologica>
- <http://ortoceosa.com/es/productos-y-accesorios-de-laboratorio/71-esp%C3%A1tula-recta-para-batir-alginato-escayola.html>
- <http://www.neocitec.com.mx/productos/Porcelana/Crisoles.htm>
- <http://grupodidacta.com/colombia/producto/vaso-de-precipitado-graduado-400-ml-de-borosilicato-3-3-vidrio-aleman/>
- <https://mundoentrenamiento.com/beneficios-de-la-curcuma/>
- <http://eprints.ucm.es/27836/1/C%C3%A9RCUMA%20%20Paula%20Saiz.pdf>

- <http://cosasdequimicos.blogspot.mx/2009/02/experimento-indicador-de-repollo-morado.html>
- http://www.euro-didactica.com/product_info.php?products_id=19
- <https://www.forodeminerales.com/2016/01/glosario-de-palabras-importantes-en-el.html>
- <https://es.scribd.com/presentation/367205552/Sulfuros-Expo-Cipry>
- <http://www.galileog.com/quimica/inorganica/reacciones/reacciones.htm>
- <http://www.quimicas.net/2015/07/elementos-del-periodo-3.html>
- <http://www.educarchile.cl/ech/pro/app/detalle?id=215744>
- http://enciclopedia.us.es/index.php/Redes_de_Bravais
- <https://www.tecnologia-informatica.es/tecnologia/propiedades-de-materiales.php>
- <http://expedequim.blogspot.mx/2013/05/cristalizacion.html>
- <https://www.alosanluis.com/2017/08/19/cristales-de-cuarzo>
- <http://contenidos.educarex.es/sama/2006/minerales/ud1/propiedades-fis.htm>
- <http://adcparquegoya2014-15.blogspot.mx/2015/02/la-combustion.html>
- <https://articulo.mercadolibre.com.mx/MLM-551539255-filtro-suavisador-anti-sarro-agua-dura-sales-calcio-cal-dmm- JM>
- <http://elfisicoloco.blogspot.mx/2012/12/pila-daniell.html>
- <http://museofisica.blogspot.mx/2011/08/lemon-pila.html>
- <https://es.slideshare.net/Isamenendez/fundqumcap4-c>
- <https://quimicabatx2011.wordpress.com/2012/05/06/electrolisis-del-agua/>
- <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/34-enlace-covalente.html>
- http://quimica-experimental.blogspot.mx/2013/01/practica-1-normas-de-seguridad-y-equipo_21.html