

Material didáctico audiovisual como estrategia
innovadora para favorecer el aprendizaje en
**ESTUDIANTES DE QUÍMICA GENERAL
DE LA UNIVERSIDAD DE ANTOFAGASTA**

Isabel Pizarro Veas, Samuel Pedreros Tapia, Luis Padilla Campos, Kelly Núñez Pérez,
Manuel Gutiérrez Vicencio, y Valentina Martínez Julio.



VICERRECTORÍA ACADÉMICA
FACULTAD DE CIENCIAS BÁSICAS
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

Material didáctico audiovisual como estrategia innovadora para favorecer el aprendizaje en
**ESTUDIANTES DE QUÍMICA GENERAL
DE LA UNIVERSIDAD DE ANTOFAGASTA**

©Universidad de Antofagasta
Vicerrectoría Académica
Facultad de Ciencias Básicas
Departamento de Química

Esta obra fue financiada con recursos del Proyecto de Innovación en Docencia Decreto Exento N° 658 -2021.

Autor(es): Isabel Pizarro Veas, Samuel Pedreros Tapia, Luis Padilla Campos, Kelly Núñez Pérez, Manuel Gutiérrez Vicencio, y Valentina Martínez Julio.
Diseño Gráfico y diagramación: Juan Pablo Loó
Diseño de portada: Adriana Duque Parada

ISBN: **En trámite**

Esta obra está bajo una

[Licencia Creative Commons Atribución-NoComercial-CompartirIgual 4.0 Internacional](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/)



Antofagasta, Chile, noviembre 2022

Agradecimiento

Agradecemos a la Universidad de Antofagasta, especialmente al área Gestión de Innovación de la Docencia por la convocatoria 2021 de los Proyectos de Innovación en Docencia (PID), de la cual forma(n) parte el(los) autor(es) de la obra, responsable(s) de la Innovación que derivó en la presente publicación. Gracias por su apoyo y acompañamiento destinado a promover la Innovación en Docencia y elevar los indicadores académicos de esta institución.

INDICE

Materiales de laboratorio, magnitudes físicas, medición de volúmenes y masa e incertezas. Profesor: Dr. Luis Padilla Campos _____	1
Normas de Seguridad en el Laboratorio de Química Profesor: Dr. Samuel Pedreros Tapia _____	16
Estequiometría de las reacciones químicas Profesora: Isabel Pizarro Veas _____	31
Preparación de Soluciones Profesor: Manuel Gutiérrez Vicencio _____	46
Equilibrio Químico Profesor: Kelly Núñez Pérez _____	52
Determinación de ácidos y bases Profesora: Valentina Martínez Julio _____	58
Corrosión Galvánica Profesor: Dr. Samuel Pedreros Tapia _____	63
Cinética Química Profesora: Isabel Pizarro Veas _____	75

Materiales de laboratorio, magnitudes físicas, medición de volúmenes y masa e incertezas

PROFESOR: DR. LUIS PADILLA CAMPOS

MATERIALES DE LABORATORIO DE USO FRECUENTE Y SUS APLICACIONES

Un aspecto importante que debe considerarse en el estudio de las ciencias es que el estudiante conozca, se familiarice y utilice correctamente los distintos materiales e instrumentos que se encuentran en el laboratorio, que le permitirá utilizarlos correctamente, realizar mediciones en forma rápida y con el menor margen de error posible.



1. DESECADORA: Aparato que consta de un recipiente cerrado que contiene una sustancia deshidratante, quedando el aire interior totalmente seco. Sirve para dejar enfriar en atmósfera seca, precipitados calcinados o simplemente calentados a temperatura próxima a los 1000 oC, estos precipitados al enfriarse tienen tendencia a absorber humedad, si la atmósfera que los envuelve es húmeda.



2. VASO DE PRECIPITADOS: Recipiente de forma cilíndrica, alargado o achatado, con o sin graduación. Los hay de diferentes capacidades. Se utiliza para contener y calentar líquidos, en la obtención de precipitados y en la preparación de soluciones



3. MATRAZ O BALÓN DE FONDO REDONDO: Recipiente de vidrio en forma esférica y de fondo redondo, con cuello más o menos largo y ancho, destinado a contener y hervir líquidos.



4. MATRAZ DE AFORO: Recipiente de fondo plano con cuello y tapón, especialmente diseñado para la preparación de soluciones. Los hay de distintas capacidades.



5. MATRAZ DE ERLIENMEYER: Recipiente de fondo plano y forma cónica. Se emplea para hervir líquidos, ampliando la superficie de calefacción se logra hervir con mayor rapidez los líquidos que en un balón.



6. MATRAZ DE KITASATO: Matraz resistente, empleado en filtración al vacío como recipiente receptor del filtrado. Posee en el cuello una tubuladura lateral que se conecta a la trompa o bomba de vacío.



7. TUBO DE ENSAYO: Recipiente de vidrio de pared delgada, de forma cilíndrica y cerrado por un extremo. Se emplea generalmente para realizar ensayos químicos.



8. PROBETA: Tubo de vidrio graduado que posee una base ancha. Sirve para medir volúmenes de líquidos en forma aproximada. A veces dispone de tapón esmerilado para poder hacer una mezcla que es conveniente agitar.



9. PINZAS: Se conocen de distintos tipos y formas:

Para tubo de ensayo, de madera o metálica.



Pinza para vaso de precipitados.



Pinza para bureta.



Pinza para balón.



Pinza para crisol.



Pinza para gomas (Mohr y Hoffman).



Pinza para refrigerante.



10. EMBUDO ANALÍTICO: Recipiente de vidrio o porcelana, de forma cónica, abierto por la base y terminado en un vástago por donde escurre el líquido. El extremo del vástago va cortado en bisel, lo que permite una mejor caída del líquido. En el embudo corriente la superficie interna es lisa, pero también los hay de paredes internas rizadas con las cuales se logra una filtración más rápida.



11. BURETA: Tubo de vidrio graduado y de calibre uniforme, que sirve para medir volúmenes de líquidos con mayor precisión. Tiene la parte superior abierta, por donde se llena con ayuda de un embudo simple; y el extremo inferior termina en una llave. Se las clasifica en dos grupos:

- Bureta de llave esmerilada, especial para soluciones ácidas.
- Bureta con goma y pinza, especial para soluciones básicas.



12. VARILLA DE AGITACIÓN: Varilla de vidrio de largo apropiado y cuyos extremos se redondean a la llama de un mechero. Sirven para agitar soluciones (disolver el soluto), trasvasar líquidos o soluciones y filtrados al embudo.



13. TERMÓMETRO: Instrumento necesario en procesos químicos y térmicos. En destilación se utiliza para reconocer los puntos de ebullición de los líquidos a destilar. Empleado también para determinar puntos de fusión, etc.



14. PIPETAS: Tubos cilíndricos graduados, existen dos variedades y de varias medidas:

- Pipeta graduada o parcial: tiene el vástago graduado y se emplea para medir distintos volúmenes de líquidos.
- Pipeta aforada o total: tiene una marca (aforo) y mide un volumen de líquido definido. Posee un ensanchamiento central con el fin de que los líquidos no alcancen la boca al succionar.



15. CÁPSULA DE PORCELANA: Recipiente de fondo redondo o plano, con borde superior regular terminado en forma de pico y barnizadas interiormente. Sirven para secar sustancias a elevadas temperaturas.



16. CRISOL: Recipiente en el cual se someten algunos cuerpos a elevadas temperaturas, los más usados son los de porcelana, los cuales poseen una tapa con asa. Existen, además, crisoles de Cu, Ni, Pt, Fe, etc. Crisol Gooch: Crisol de porcelana o vidrio que posee el fondo perforado con o sin una placa también perforada y se emplea tanto para calcinar como para filtrar al vacío a través de una placa de asbesto como medio filtrante, colocada entre el fondo y la placa cribada.



17. EMBUDO BUCHNER: Recipiente de porcelana, de forma cónica, todo de una pieza, con una placa central en forma de criba (perforada) sobre la cual se coloca el papel filtro recortado y humedecido. Se utiliza en filtración al vacío apoyado sobre un matraz de Kitasato.



18. MORTERO: Recipiente de poca altura destinado a pulverizar toda clase de sustancia. Su interior está sin barnizar a fin de triturar los cuerpos que se someten a su acción, mediante un mango o pistilo.



19. BALÓN DE DESTILACIÓN: Recipiente de vidrio en forma cónica, con cuello más o menos largo. Tiene un tubo lateral, soldado al cuello de este y en dirección descendente para instalar el refrigerante.



20. EMBUDO DE DECANTACIÓN: Recipiente de forma cónica, cuyo extremo superior va cerrado con una tapa de vidrio esmerilado o de plástico. El extremo inferior termina en un vástago que va cerrado con llave de vidrio esmerilada o llave de teflón. Se utiliza para realizar separaciones de líquidos no miscibles.



21. REFRIGERANTES O CONDENSADORES: Sirven para poner en contacto los vapores de un líquido con paredes enfriadas por una corriente de agua externa para condensarlos. Por la forma de la tubuladura central se conocen los siguientes tipos de refrigerantes:

- Liebig: Tubuladura recta.
- Graham: Tubuladura de serpentín.
- Allihn: Tubuladura de bolas.

De esta tubuladura depende la ampliación de la superficie de condensación.



22. VIDRIO RELOJ: Platillo cóncavo utilizado para impedir que se produzcan salpicaduras cuando se calienta una solución en un vaso de precipitado. Sirven para evaporar en ellos pequeñas cantidades de líquidos. Se utiliza además para realizar masada. Se encuentran en colecciones de distinto tamaño.



23. PISETA O FRASCO LAVADOR: Recipiente plástico para contener líquidos de lavado, tienen un tubo de salida del líquido que permite que salga un chorro fino.



24. TORNILLO DOBLE: Se utilizan como soporte para diferentes materiales.



25. GOTARIO O PIPETA GOTARIO: Tubo de vidrio que permite la salida del líquido que contiene, gota a gota.



26. TRÍPODE: Anillo metálico sostenido en tres pies del mismo material. Sirve para sostener la rejilla de asbesto.



27. ESPÁTULA: Lámina metálica con un mango de madera, se emplea para trasvasar sólidos. Las hay de distintas formas y material (otro ejemplo es la cucharilla).



28. SOPORTE UNIVERSAL: Material utilizado en el laboratorio como sostén de diversos sistemas sobre el mesón. Consta de un pie horizontal y un vástago fijo en él verticalmente.



29. GRADILLA: Soporte para tubos de ensayos. Las hay de madera y metálica.



30. ARGOLLA METÁLICA O ARO: Sirven de soporte para diferentes materiales, tales como: rejillas, triángulos, etc., cuando se realiza un tratamiento térmico.



31. REJILLA DE ASBESTO O DE AMIANTO: Rejilla metálica con disco de asbesto central, se pone entre la llama del mechero y el recipiente que contiene la sustancia a calentar, para que la acción del calor no sea muy directa.



32. HISOPOS: Escobillas de cerda utilizada para limpiar los tubos de ensayos, matraces, etc.



33. MECHERO: El mechero Bunsen es el más simple: consta de un tubo de hierro inserto en una base metálica. En la parte inferior existe una entrada regulable del aire y un tubo lateral que conecta con la manguera proveniente de la fuente de gas.



34. CRISTALIZADORA: Recipiente cilíndrico de vidrio de poca altura y base ancha, con pico o sin él. Sirven para obtener sólidos cristalinos.



35. BALANZAS: Son instrumentos destinados a determinar la masa relativa de los cuerpos (con respecto a una masa patrón). Existe diversos tipos de balanzas y las más comunes en un laboratorio de química son la llamadas granataria y analítica. La balanza granataria, con precisión de masada hasta 0,01 g; y balanza analítica, con precisión de masada hasta 0,0001 g. Cabe hacer notar que las balanzas, cuanto más exacta son, menor es su capacidad máxima.

MAGNITUDES FÍSICAS. EL SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES (SI)

Todas las ciencias trabajan con magnitudes físicas. Siempre que sea posible medir la cantidad de algo, ese algo es una magnitud física. Por ejemplo, puede medirse una cantidad de tiempo, una cantidad de longitud, una cantidad de masa, etc. Luego el tiempo, la longitud y la masa son magnitudes físicas y se expresan como el producto de un número y de una unidad de medida, ejemplo:

- a. Cantidad de tiempo 40 min _____
- b. Cantidad de longitud 50 cm _____
- c. Cantidad de masa 10 kg _____

¿QUÉ SE ENTIENDE POR LA ACCIÓN DE MEDIR?

Medir es comparar una cantidad de una magnitud física cualquiera, con otra cantidad, de la misma magnitud tomada arbitrariamente como referencia (unidad) y oficialmente aceptada como tal.

Si "B" es una cantidad de una magnitud que se quiere medir y "b" una cantidad de la misma magnitud tomada como unidad de medida se tiene que:

$$\frac{B}{b} = Z \quad \text{y} \quad B = Zb$$

"Z" es un número (magnitud, argumento) y "b" la unidad de medida. Por ejemplo, si "b" es la magnitud de masa que se toma como referencia y suponemos $b = 1\text{g}$. Si "B" es una cantidad de masa que queremos medir y el proceso de medición nos indica que "B" es 10 veces mayor "b", entonces:

$$\frac{B}{b} = 10 \quad \frac{B}{1\text{g}} = 10 \quad B = Zb$$

En este ejemplo se observa que en la medida de una magnitud física el número y la unidad de medida forman un producto y son inseparables.

El sistema científico de medidas se denomina **Sistema Internacional de Unidades** y de forma abreviada **SI**. Este sistema es una versión moderna del sistema métrico, cuyas magnitudes básicas eran la longitud, la masa y el tiempo con sus unidades, metro(m), kilogramo (kg) y segundo (s).

El **SI** consta de siete magnitudes básicas o fundamentales a partir de las cuales se derivan otras magnitudes. Por ejemplo, el área (A) es una magnitud derivada de la magnitud básica longitud (l) al igual que el volumen (V).

$$A = l^2 \quad V = l^3$$

El **SI** es un sistema decimal, es decir, a fin de expresar los múltiplos o submúltiplos de una unidad de medida se emplean potencias de 10 positivas o negativas, con esto se evita la asignación de diferentes nombres y el sistema se hace más simple.

PREFIJOS SI

Factor	Prefijo
10^{18}	exa (E)
10^{15}	peta (P)
10^{12}	tera (T)
10^9	giga (G)
10^6	mega (M)
10^3	kilo (k)
10^2	hecto (h)
10	deca (da)
10^{-1}	deci (d)
10^{-2}	centi (c)
10^{-3}	mili (m)
10^{-6}	micro (μ)
10^{-9}	nano (n)
10^{-12}	pico (p)
10^{-15}	femto (f)
10^{-18}	atto (a)

Magnitudes básicas del SI

Símbolo	Unidad básica	Símbolo
l	metro	m
m	kilogramo	kg
t	segundo	s
I	ampere	A
T	kelvin	K
n	mol	mol
I_v	candela	cd

Ejemplos:

$$25 \text{ nm} = 25 \times 10^{-9} \text{ m}$$

$$235 \text{ cm} = 235 \times 10^{-2} \text{ m} = 2,35 \text{ m}$$

$$1 \mu\text{s} = 1 \times 10^{-6} \text{ s}$$

Cuando el símbolo de una unidad prefijada está afectado por un exponente, el factor asociado al prefijo también lo está.

$$1 \text{ dm}^2 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^2 = 1 \times 10^{-2} \text{ m}^2$$

$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

INCERTIDUMBRE EN LA MEDICIÓN DE LAS MAGNITUDES FÍSICAS

En toda medición de una magnitud física se encuentra asociado un error. Estos errores pueden ser **sistemáticos**, que son los que van asociados al instrumento de medición o **accidentales** que se deben a las limitaciones del experimentador para usar un determinado instrumento o a su capacidad para leerlo.

Hay dos conceptos que a veces se emplean como sinónimos sin serlo, como **precisión y exactitud**. **La precisión** se refiere al grado de reproducibilidad en la medida de una magnitud física. **La exactitud** en cambio se refiere a que tan cerca se encuentra la medida del "valor real" o aceptado. Una medida puede

ser muy precisa pero muy poco exacta, ya que podría existir un error sistemático muy grande, sin embargo, lo normal es que una medida de alta precisión también sea muy exacta.

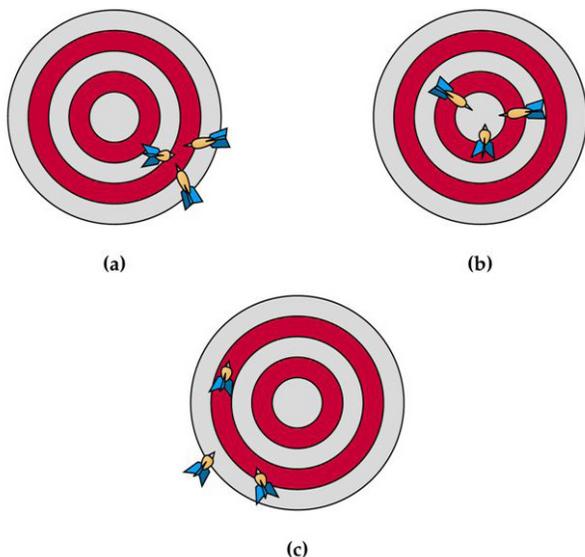


FIGURA 1. Precisión y exactitud. a) Medida precisa pero poco exacta b) Medida exacta y precisa c) Medida poco exacta y poco precisa

Las formas más comunes para expresar el error son:

ERROR ABSOLUTO: corresponde a la diferencia entre el valor verdadero (valor aceptado) y el valor experimental.

Error Absoluto = | valor verdadero - valor experimental |

ERROR PONCENTUAL: se define de la siguiente manera:

$$\% \text{ error} = \frac{\text{Error Absoluto}}{\text{valor verdadero}} \times 10$$

CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Supongamos que contamos con una balanza que nos permite medir la masa de un objeto con una incerteza o incertidumbre de 0,01 g. Esto significa que una determinada masa como 24,43 g será en realidad $24,43 \pm 0,01$ g. Sin embargo, en muchos trabajos científicos se omite la notación “±” en el entendido que al último número de la medida va asociada una incerteza.

Todos los dígitos de una cantidad medida incluido el incierto, se denominan cifras significativas. Mientras mayor sea el número de cifras significativas, más exacta será una medida.

CRITERIOS PARA EL USO DE CIFRAS SIGNIFICATIVAS

1. Los ceros usados para localizar el punto decimal no son significativos.
Ej.: 0,0046 : 2 cifras significativas; 0,0006 : 1 cifra significativa
2. Los ceros ubicados entre dígitos distintos de cero son significativos.
Ej.: 1000,5 : 5 cifras significativas ; 0,0005031: 4 cifras significativas.
3. Si el número es mayor que uno todos los ceros a la derecha del punto decimal son significativos.
Ej: 500,00: 5 cifras significativas (c.s).
Si el número es menor que uno, solo son significativos los ceros que están al final del número o entre dígitos distintos de cero.
Ej.: 2,0 tiene 2c.s; 3,040 tiene 4 c.s; 0,0329 tiene 3 c.s; 0,2006 tiene 4 c.s
4. Los valores de magnitudes físicas que se originan en la definición de unidades son exactos.
Ej: 1000 mL= 1L el número 1000 puede considerarse como teniendo infinitas cifras significativas, al igual que el número 1.
5. Los valores obtenidos por conteo también son exactos.
Ej.: La molécula de agua (H₂O) tiene exactamente 2 átomos de hidrogeno y 1 de oxígeno, no 2,1 átomos de hidrogeno y no 1,01 átomos de oxígeno.

REDONDEO DE CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Regla N° 1. Si el dígito a eliminar es menor que 5, los dígitos que le anteceden se mantienen igual. Así 62,312 si se redondea a tres cifras significativas queda en 62,3

Regla N° 2. Si el dígito a eliminar es mayor que 5, el dígito que le antecede se incrementa en una unidad. Así 62,782 redondeado a tres cifras significativas queda en 62,8

Regla N° 3. Si el dígito a eliminar es 5, el dígito que le antecede se incrementa en una unidad si es impar y no se cambia si es par. Por ejemplo 62,650 y 62,350 redondeados a tres cifras significativas quedan como 62,6 (regla par) y 62,4 (regla **impar**), respectivamente. El cero se considera siempre como par, así 62,050 redondeado a tres cifras significativas queda en 62,0

OPERACIONES MATEMÁTICAS CON CIFRAS SIGNIFICATIVAS

A) SUMA Y RESTA

En la suma y en la resta el resultado no puede tener más decimales, que el número que tiene menos decimales en el cálculo.

$$\text{Ej.: } 162,032 + 5,6 + 32,4524 = 199,0844 = 199,1$$

Como el número 5,6 es el que tiene el menor número de decimales, en este caso el resultado debe redondearse a un decimal.

b) MULTIPLICACIÓN Y DIVISIÓN

En la multiplicación y división, el resultado no puede ser más exacto que el número menos exacto de la operación. Es decir, no puede tener más cifras significativas que el número que tiene menos cifras significativas en el cálculo.

$$\text{Ej.: } 3,70 \times 5,486 = 20,2982$$

A fin de cumplir con la regla el resultado deberá redondearse a 3 cifras significativas, el resultado deberá informarse como 20,3.

Para redondear un número hasta cierto punto simplemente se eliminan los dígitos que siguen al primero que se conserva y que sean menores que 5. Si el dígito a eliminar es igual o mayor que 5, se agrega un dígito al dígito que le precede.

Ej.: Redondear el siguiente número a i) 5, ii) 3 y iii) 2 cifras significativas.

11,25492

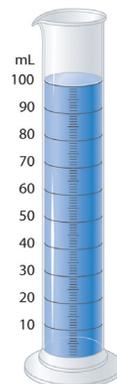
Respuestas: i) 11,255 ii) 11,3 iii) 11

LECTURA MÍNIMA E INCERTEZA DE UN INSTRUMENTO DE MEDICIÓN

La **lectura mínima** de un instrumento corresponde a la diferencia entre dos lecturas sucesivas marcadas en el instrumento divididas por el número de divisiones.

$$\text{Lectura mínima} = \frac{\text{Valor superior} - \text{valor inferior}}{\text{N}^\circ \text{ de divisiones}}$$

Ejercicio: Determinar la lectura mínima de la probeta



$$\text{Lectura mínima} = \frac{20\text{mL} - 10\text{mL}}{5 \text{ divisiones}} = 2\text{mL/div}$$

La incerteza de un instrumento se puede determinar en forma aproximada dividiendo la lectura mínima por 2.

Así por ejemplo la incerteza en la lectura de la probeta es de:

$$\text{Incerteza} = \frac{20\text{mL}}{2} = 1\text{mL}$$

Esto significa que al informar un volumen medido solo se podrá hacerlo con un número entero sin decimales.

NOTA: en toda medición de una magnitud física con un instrumento de medición, el resultado deberá informarse con un número de cifras ciertas dadas por el instrumento, más una incierta dada por el operador.

MEDIDA DE VOLÚMENES

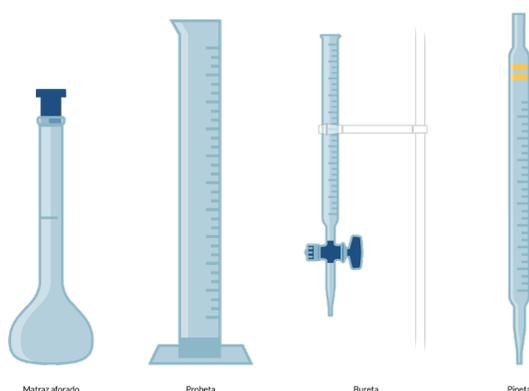


FIGURA 2. Material volumétrico

Los cuatro instrumentos más frecuentemente usados para medir volúmenes de líquidos corresponden a las pipetas parciales y totales, probetas y buretas totales (ver Figura 2). Las buretas y pipetas totales se utilizan para medir volúmenes que requieren de una mayor exactitud que la obtenida por las pipetas parciales y probetas.

Para realizar una medición, la superficie interna del instrumento de vidrio debe estar limpia y seca, la presencia de grasas o suciedad tiende a provocar la aparición desigual de líquido en el recipiente.

Las buretas, pipetas parciales y probetas, tienen grabadas marcas (de graduación) en su superficie que corresponden a volúmenes específicos de líquidos. Las buretas indican el volumen contenido a una temperatura determinada. Por otro lado, en buretas y pipetas se indica el volumen de líquido desalojado.

Cuando un líquido está contenido en alguno de estos recipientes, se observa que la superficie exhibe una curvatura denominada MENISCO (Figura 3). En general, para medir volúmenes de líquidos, el nivel de éste se compara con las marcas de graduación señaladas sobre la pared del recipiente utilizando la parte inferior del menisco. Este se observa con mayor facilidad y exactitud si se mantiene detrás de la graduación una tarjeta opaca o un trozo de papel blanco.

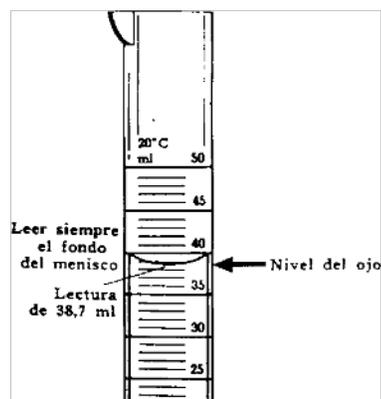


FIGURA 3

Para la medición de volúmenes el ojo debe estar a nivel del líquido, de otro modo habrá un error debido al paralaje. Si el ojo se localiza por sobre el nivel del líquido parecerá que se ha tomado un volumen más pequeño del que existe en realidad. Se puede esperar un error similar si el punto de observación se localiza por debajo del líquido. Parecerá que se ha medido un volumen mayor al que existe en realidad en el recipiente, tal como lo muestra la Figura 4.

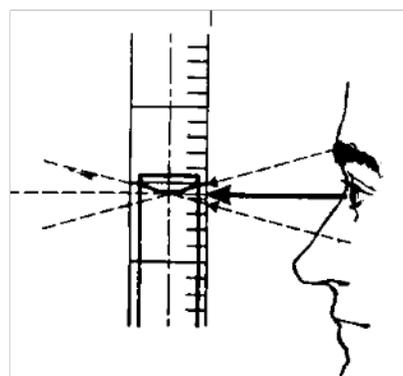


FIGURA 4

USO DE MATERIAL VOLUMÉTRICO

a) Probeta: En las probetas se añade líquido hasta que el menisco coincida con un determinado nivel. Debido a que no son muy precisas sólo se emplean en mediciones aproximadas. El error en la medición se puede aumentar si se miden volúmenes pequeños en una probeta grande, o volúmenes grandes utilizando varias veces una probeta pequeña, debido a que en estos casos los errores de apreciación son elevados.

Para vaciar una probeta debe inclinarse esta ligeramente hasta que haya escurrido todo el líquido, manteniendo esta posición algunos segundos.

b) Pipeta: Son instrumentos diseñados para entregar un volumen de líquido transfiriéndolo de un recipiente a otro. Los líquidos se introducen en la pipeta por capilaridad. Si es necesario hacer que el líquido alcance un nivel superior debe utilizarse una propipeta, evitando succionar con la boca para evitar una ingestión accidental de un líquido peligroso, además de una contaminación de la muestra con saliva.

Hay dos tipos de pipetas; las que entregan un volumen fijo o volumétrico (pipetas totales) y las que están calibradas en unidades y subunidades para que puedan dejar salir cualquier volumen hasta su capacidad máxima, estas son las graduadas (pipetas parciales). Las primeras tienen un anillo grabado en la parte superior (línea de aforo). Si se llena hasta esta marca, se tendrá el volumen especificado.

CONSIDERACIONES PARA EL USO DE PIPETAS.

Pipeta total o volumétrica

Este tipo de pipetas solo permite medir un volumen fijo de líquido.

- Las pipetas deben ambientarse con una pequeña cantidad del líquido o solución a medir, por succión de un pequeño volumen. Luego se hace que este líquido o solución establezca contacto con la superficie interna, hasta la marca del aforo y se descarta (cebado). Este procedimiento debe repetirse dos veces.
- Posteriormente se llena cuidadosamente la pipeta, un poco sobre la graduación (línea de aforo), colocando el dedo índice sobre el extremo superior de la pipeta, para evitar la salida del líquido (Figura 5). Con él manejo cuidadoso del dedo índice o propipeta se ajusta el nivel de líquido de forma que la

parte inferior del menisco quede tangente a la línea de aforo.

- Finalmente se separa el dedo índice o se aprieta el botón de expulsión (E), de la propipeta, permitiendo que la solución escurra completamente, con lo que se transfiere el volumen deseado.

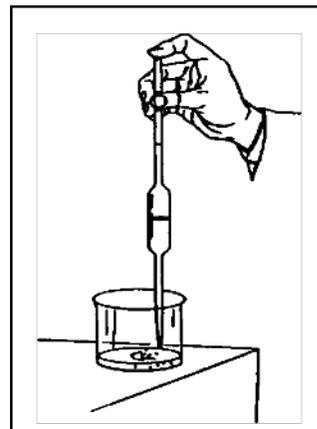


FIGURA 5

La pipeta parcial o graduada

Este tipo de pipeta se usa de la misma forma que la pipeta total, salvo que, en lugar de dejar escurrir libremente hasta que termine el drenaje, se debe utilizar el dedo índice o propipeta para detener el flujo en la marca deseada. Generalmente se utilizan para transferir volúmenes parciales, dependiendo de la capacidad de la pipeta.

- Para asegurar la transferencia desde la pipeta de la cantidad señalada de solución, la punta de la pipeta se debe mantener durante unos segundos contra la pared interna del recipiente al que se transfiere la solución. De esta forma se transfiere la última gota adherida al extremo de la pipeta, quedando siempre una pequeña cantidad de líquido. Este líquido no debe evacuarse soplando o sacudiendo la pipeta.

Las siguientes sugerencias le permitirán un mejor manejo de una pipeta:

1. Es peligroso llenar una pipeta por succión con la boca cuando la solución contiene reactivos corrosivos o venenosos. En estos casos la succión debe realizarse con una propipeta.
2. Al llenar una pipeta hay que tener cuidado de que el extremo inferior esté siempre bajo la superficie de la solución; si no es así, la solución pasará a la propipeta o a la boca.

c) Matraz de aforo: Son recipientes usados cuando se desea preparar un volumen conocido de solución. Se encuentran en diversas capacidades las que abarcan desde 10 mL hasta 200 mL y generalmente tienen una marca circular en torno al cuello (línea de aforo) que indica el volumen para el cual se han fabricado. La mayoría posee tapa de vidrio esmerilada, de goma o teflón.

Cuando se desea preparar una solución, se transfiere al matraz la muestra que se ha de diluir con la ayuda de una varilla de agitación. Se enjuaga el material que contenía la muestra con agua destilada dos o tres veces, añadiéndola en cada caso al matraz. Luego se agrega suficiente agua como para llenar la mayor parte del volumen, de manera que el nivel del líquido quede 1 cm por debajo de la línea de aforo. El volumen se completa con la ayuda de un cuentagotas o de una pipeta. El menisco inferior debe quedar tangente a la línea de aforo. Una vez realizado el aforo, el matraz se tapa, se invierte y se agita una 5-6 veces para garantizar la homogeneidad de la solución.

d) Bureta: Poseen una precisión mucho mayor que las pipetas y están graduadas para medir cantidades variables de líquido. En consecuencia, tienen las marcas principales señaladas con números que generalmente indican mililitros y otra serie de subdivisiones no numeradas que por lo general indican 0,1 mL. Esta consiste de un tubo calibrado provisto de una válvula o llave en que se controla el flujo del líquido. La llave puede ser de teflón o de vidrio esmerilado (Figura 6).

La bureta se utiliza en forma vertical, sostenida por un soporte universal mediante una pinza para bureta (Figura 7). El uso correcto de una bureta se puede ver en la Figura 8.



FIGURA 6

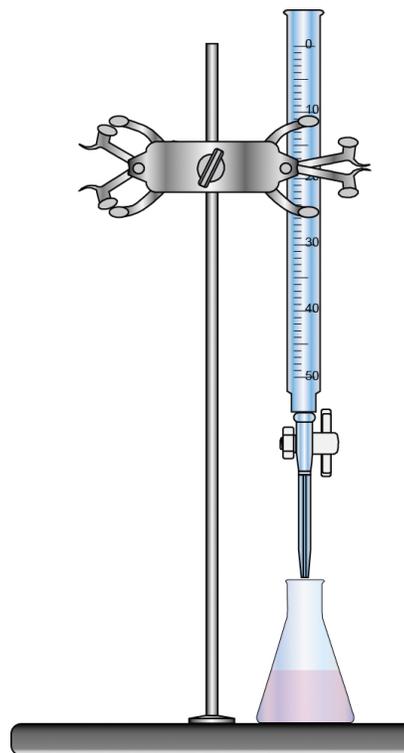


FIGURA 7



FIGURA 8

Para un adecuado uso de la bureta se debe tener en cuenta:

1. Debe estar limpia, la llave bien lubricada y sin escapes. (Si necesita lubricarla, recuerde hacerlo sólo en las zonas indicadas en la Figura 6).
2. Debe ambientarse con la solución a utilizar, girándola cuidadosamente en forma horizontal para humedecer sus paredes.
3. Dejar escurrir el líquido a través de la llave y repetir el procedimiento anterior.
4. Colocarla en un soporte universal sujeta con una pinza para bureta en su tercio superior (Figura 7)
5. Llenar la bureta por sobre la marca (aforo) con ayuda de un embudo de vástago corto. Use un vaso de precipitados si es necesario.

6. Verificar que no haya burbujas de aire en su extremo inferior.
7. Retirar el embudo y ajustar el nivel del líquido al punto cero de la graduación.
8. Ubicar bajo la bureta el recipiente para el líquido que medirá.
9. Ubicar su mano izquierda en la llave como muestra la Figura 8 y manipúlela usando los dedos índice y pulgar.
10. Dejar escurrir el líquido paulatinamente.

MEDICIÓN DE MASAS. USO DE BALANZAS

Una de las operaciones más importantes en la determinación cuantitativa de los resultados de un proceso químico es la masada. La fidelidad en la determinación cuantitativa de los datos de un experimento químico depende en sumo grado de la precisión de la masada, operación que se lleva a cabo en una balanza. Se llaman balanzas los aparatos destinados a determinar la masa relativa de los cuerpos (con respecto a una masa patrón) y la operación que con ellas se ejecuta se denomina masada.

En el laboratorio de química se utilizan diversos tipos de balanzas, las que se clasifican en balanzas granatarias y balanzas analíticas. Balanzas granatarias (Figura 9), con precisión de masada hasta 0,01 g; y balanzas analíticas (Figura 10), con precisión de masada hasta 0,0001 g. Cabe hacer notar que las balanzas, cuanto más precisas son, menor es su capacidad máxima.



FIGURA 9. Balanza granataria



FIGURA 10. Balanza analítica

En toda balanza debe reconocerse la sensibilidad. El término sensibilidad se emplea, además, para diferenciar una balanza granataria de una analítica. Así, la sensibilidad de una balanza analítica corriente es de 0,1 mg, es decir, se puede masar hasta con una aproximación de 0,1 mg, y es la cantidad de masa más pequeña que se puede detectar en ellas, aunque hay algunas balanzas analíticas que tienen una sensibilidad de 0,05 mg, pero son de menor capacidad.

Consideraciones generales para el uso de una balanza:

Los reactivos sólidos nunca deben colocarse directamente sobre el platillo de la balanza, ya que éste puede corroerse y contaminar al reactivo, además de estropear la balanza.

- Debe protegerse contra el polvo antes y después de ser utilizada.
- Nunca mase nada que no se encuentre a temperatura ambiente. Los objetos calientes o fríos quedan sujetos a corrientes térmicas que dan lugar a errores en la masada.
- La balanza debe ubicarse en un lugar donde las vibraciones, cambios rápidos de temperatura y corriente de aire sean mínimas, debido a que todas las balanzas no son iguales.
- Infórmese acerca de la capacidad y sensibilidad de distintos tipos de balanzas.

Determinación de la masa de sólidos

Cada vez que vaya a masar sólidos, debe hacerlo en un recipiente limpio y seco, como por ejemplo un vaso de precipitado, un vidrio reloj, un pesafiltro (recipiente de vidrio con tapa) o un papel filtro (este último no sirve si el reactivo es higroscópico, es decir que adsorbe humedad del medio ambiente).

Una precaución importante que se debe tener en cuenta es que al manipular un recipiente conteniendo una muestra, hágalo sin tomarlo directamente con las manos, pues estará depositando partículas de grasa o agua que alterarán el valor real de la masada. Para coger el recipiente pueda utilizar una cinta de papel de unos 2 x 20 cm.

Tipos de Masadas

Masada Directa Tarando la Balanza. Para este procedimiento, se masa el recipiente que contendrá la muestra y, sin anotar su masa, se tara la balanza, es decir, la masa del recipiente quedará incorporado al "cero" de la balanza. Luego, con una espátula o cucharilla se agrega el sólido a masar y la nueva lectura dará la masa de la muestra.

Masada Por Diferencia, Tarando la Balanza. Procedimiento muy útil cuando se desea masar pequeñas cantidades de muestra (para ello se utiliza generalmente un pesafiltro). Antes de encender la balanza se coloca sobre el platillo el pesafiltro sin tapa, conteniendo la muestra. Luego, se enciende la balanza y aparecerá en el visor de ésta el valor cero (tara). Se retira el pesafiltro y la lectura marcará un valor negativo (la masa del pesafiltro más la muestra). Se procede a sacar una cantidad de muestra del pesafiltro, transfiriéndola al recipiente que la contendrá y se vuelve a colocar el pesafiltro sobre el platillo de la balanza, ésta dará la lectura final que corresponderá a la masa de muestra ocupada.

Normas de Seguridad en el Laboratorio de Química

PROFESOR: DR. SAMUEL PEDREROS TAPIA

INTRODUCCIÓN

En este Manual de Laboratorio el estudiante encontrará, en primer lugar, las instrucciones adecuadas para la manipulación de sustancias químicas, códigos de colores para el debido almacenamiento de las mismas, pictogramas que indican el grado de peligrosidad de cada sustancia manipulada y, como complemento a esto, los códigos R y S o frases de Riesgo y Seguridad, donde el estudiante podrá ver el grado de toxicidad y la acción más oportuna que se debe tomar en caso de algún accidente.

PICTOGRAMAS DE SEGURIDAD

Para manejar con seguridad las sustancias químicas se han ideado diversos códigos para las sustancias químicas, dependiendo de la casa fabricante pero, en general, los sistemas de clasificación más usados son: los pictogramas y las frases R y S.

En las etiquetas de algunos reactivos pueden encontrarse 1 o 2 de los pictogramas mostrados a continuación. Estos símbolos muestran gráficamente el nivel de peligrosidad de la sustancia etiquetada:



Corrosivos: las sustancias y preparados que, en contacto con tejidos vivos, puedan ejercer una acción destructiva de los mismos.



Irritantes: las sustancias y preparados no corrosivos que, por contacto breve, prolongado o repetido con la piel o las mucosas puedan provocar una reacción inflamatoria.



Tóxicos: las sustancias y preparados que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea en pequeñas cantidades puedan provocar efectos agudos o crónicos, o incluso la muerte.



Muy tóxicos: las sustancias y preparados que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea en muy pequeña cantidad puedan provocar efectos agudos o crónicos o incluso la muerte.



Inflamables: las sustancias y preparados líquidos cuyo punto de ignición sea bajo. Identifica a aquellas sustancias que se inflaman por un contacto breve con una fuente de ignición y después de haberse separado de dicha fuente de ignición continúan quemándose.



Comburentes: las sustancias y preparados que, en contacto con otras sustancias, en especial con sustancias inflamables, produzcan una reacción fuertemente exotérmica.



Fácilmente inflamables: las sustancias y preparados que puedan calentarse e inflamarse en el aire a temperatura ambiente sin aporte de energía, o sólidos que puedan inflamarse fácilmente tras un breve contacto con una fuente de inflamación y que sigan quemándose o consumiéndose una vez retirada dicha fuente, o en estado líquido cuyo punto de inflamación sea muy bajo, sustancias que en contacto con agua, o con aire húmedo, desprendan gases



Nocivos: las sustancias y preparados que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan provocar efectos agudos o crónicos, o incluso la muerte.



Extremadamente inflamables: las sustancias y preparados líquidos que tengan un punto de inflamación extremadamente bajo y un punto de ebullición bajo, y las sustancias y preparados gaseosos que, a temperatura y presión normales, sean inflamables en el aire. Identifica a aquellas sustancias que a temperatura ambiente y en contacto con el aire arden espontáneamente.



Peligrosos para el medio ambiente: las sustancias o preparados que, en caso de contacto con el medio ambiente, presenten o puedan presentar un peligro inmediato o futuro para uno o más componentes del medio ambiente.



Explosivos: las sustancias y preparados sólidos, líquidos, pastosos o gelatinosos que, incluso en ausencia de oxígeno del aire, puedan reaccionar de forma exotérmica con rápida formación de gases y que, en condiciones de ensayo determinadas, detonan, deflagran rápidamente o, bajo el efecto del calor, en caso de confinamiento parcial, explotan. Identifica aquellas sustancias que pueden explotar por un choque o fricción.

CÓDIGOS DE SEGURIDAD Y CONSEJOS DE PRUDENCIA

CÓDIGOS R

R 1	Explosivo en estado seco
R 10	Inflamable
R 11	Fácilmente inflamable
R 12	Extremadamente inflamable
R 14	Reacciona violentamente con el agua.
R 14/15	Reacciona violentamente con el agua, liberando gases
R 15	Reacciona con el agua liberando gases extremadamente inflamables
R 15/29	En contacto con le agua, libera gases tóxicos y extremadamente inflamables.
R 16	Puede explosionar en mezcla con sustancias comburentes.
R 17	Se inflama espontáneamente en contacto con el aire.
R 18	Al usar puede formarse mezclas aire- vapor Explosivas/ inflamables.
R 19	Puede formar peróxidos explosivos.
R 2	Riesgo de explosión por choques, fricción, fuego, u otra fuente de ignición.
R 20	Nocivo por inhalación.
R 20/21	Nocivo por inhalación y en contacto con la piel
R 20/21/22	Nocivo por inhalación, por ingestión y en contacto con la piel
R 21	Nocivo en contacto con la piel
R 21/22	Nocivo en contacto con la piel y por ingestión
R 22	Nocivo por ingestión

R 23	Tóxico por inhalación
R 23/24	Tóxico por inhalación y contacto con la piel
R 23/24/25	Tóxico por inhalación, por ingestión y en contacto con la piel
R 23/25	Tóxico por inhalación y por ingestión
R 24	Tóxico en contacto con la piel
R 24/25	Tóxico por contacto con la piel y por ingestión
R 25	Tóxico por ingestión
R 26	Muy tóxico por inhalación
R 26/27	Muy tóxico por inhalación y contacto con la piel
R 26/27/28	Muy tóxico por inhalación, por ingestión y en contacto con la piel
R 26/27	Muy tóxico por inhalación y por ingestión
R 27	Muy tóxico por contacto con la piel
R 45	Puede causar cáncer
R 46	Puede causar alteración genéticas hereditarias
R 48	Riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada
R 48/20	Nocivo: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongado por inhalación
R 48/20/21	Nocivo: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongado por inhalación y contacto en la piel
R 7	Puede provocar incendios

R 8	Peligro de fuegos en contacto con materiales combustibles
R 27/28	Muy tóxico en contacto con la piel y por ingestión
R 28	Muy tóxico por ingestión
R 29	En contacto con agua libera gases tóxicos
R 3	Alto riesgo de explosión por choque, fricción, fuego u otras fuentes de ignición.
R 30	Puede inflamarse fácilmente al usarlo
R 31	En contacto con ácido libera gases tóxicos
R 31	En contacto con ácidos libera gases muy tóxicos
R 32	Peligro de efectos acumulados
R 33	Provoca quemaduras
R 34	Provoca quemaduras graves
R 35	Irrita los ojos
R 36/37	Irrita los ojos y las vías respiratorias
R 36/37/38	Irrita los ojos, la piel y las vías respiratorias
R 36/38	Irrita los ojos y la piel
R 37	Irrita las vías respiratorias
R 37/38	Irrita las vías respiratorias y la piel
R 38	Irrita la piel
R 39	Peligro de efectos irreversibles muy graves
R 39/23	Tóxico: peligro de efectos irreversibles muy grave por inhalación
R 39/23/24	Tóxico: peligro de efectos irreversibles muy grave por inhalación y contacto con la piel
R 39/23/24/25	Tóxico: peligro de efectos irreversibles muy grave por inhalación y contacto con la piel e ingestión

R 39/23/25	Tóxico: peligro de efectos irreversibles muy grave por inhalación e ingestión
R 39/24	Tóxico: peligro de efecto irreversible muy graves por contacto con la piel
R 39/24/25	Tóxico: peligro de efectos irreversibles muy graves por contacto con la piel e ingestión
R 39/25	Tóxico: peligro de efectos irreversibles muy graves por ingestión
R 39/26	Muy tóxico: peligro de efectos irreversibles muy graves por inhalación
R 39/26/27	Muy tóxico: peligro de efectos irreversibles muy graves por inhalación y contacto de la piel
R 39/26/27/28	Muy tóxico: peligro de efectos irreversibles muy graves por inhalación contacto de la piel e ingestión
R 39/26/28	Muy tóxico: peligro de efectos irreversibles muy graves por inhalación e ingestión
R 39/27	Muy tóxico: peligro de efectos irreversibles muy graves por contacto de la piel
R 39/27/28	Muy tóxico: peligro de efectos irreversibles muy graves por contacto de la piel e ingestión
R 39/38	Muy tóxico: peligro de efectos irreversibles muy graves por ingestión
R 4	Forma compuestos metálicos explosivos muy sensibles.
R 40	Posibles efectos cancerígenos
R 41	Riesgo de lesiones aculares graves
R 42	Posibilidad de sensibilización por inhalación
R 42/43	Posibilidad de sensibilización por inhalación y por contacto con la piel

R 43	Posibilidad de sensibilización en contacto con la piel
R 44	Riesgo de explotación al calentarlo en ambiente confinado
R 48/20/21/22	Nocivo: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada por inhalación, contacto con la piel e ingestión
R 48/20/22	Nocivo: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada por inhalación e ingestión.
R 48/21	Nocivo: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada por el contacto con la piel
R 48/21/22	Nocivo: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada por contacto con la piel e ingestión
R 48/22	Nocivo: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada por inhalación
R 48/23	Tóxico: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada por inhalación
R 48/23/24	Tóxico: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada por inhalación y contacto con la piel
R 48/23/24/25	Tóxico: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada por inhalación y contacto con la piel e ingestión
R 48/23/25	Tóxico: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada por inhalación e ingestión

R 48/24	Tóxico: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada por el contacto de la piel
R 48/24/25	Tóxico: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada por el contacto de la piel e ingestión
R 48/25	Tóxico: riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada por ingestión
R 49	Puede causar cáncer por inhalación
R 5	Peligro de explosión en caso de calentamiento
R 50	Muy tóxico para los organismos acuáticos
R 50/53	Muy tóxico para los organismos acuáticos, puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente acuático.
R 51	Tóxico para los organismos acuáticos
R 51/53	Tóxico para los organismos acuáticos, puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente acuático.
R 52	Nocivo para los organismos acuáticos.
R 52/53	Nocivo para los organismos acuáticos, puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente acuático.
R 53	Puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente acuático
R 54	Tóxico para la flora
R 54	Tóxico para la fauna
R 55	Tóxico para los organismos del suelo
R 56	Tóxico para las abejas

R 57	Puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente
R 58	Peligroso para la capa de ozono
R 59	Peligro de explosión, en contacto o sin contacto con el aire
R 6	Puede perjudicar la fertilidad
R 60	Riesgo durante el embarazo de efectos adversos para el feto
R 61	Posibles riesgos de perjudicar la fertilidad
R 62	Posibles Riesgo durante el embarazo de efectos adversos para el feto
R 63	Puede perjudicar a los niños alimentados con leche materna
R 64	Nocivo: se ingiere puede causar daño pulmonar
R 65	La exposición repetida puede provocar sequedad o formación de grietas en la piel
R 66	La inhalación de vapores puede provocar somnolencia y vértigo

R 67	Posibilidad de efectos irreversibles
R 68	Nocivo: posibilidad de efectos irreversibles por inhalación
R 68/20	Nocivo: posibilidad de efectos irreversibles por inhalación y contacto con la piel
R 68/20/21	Nocivo: posibilidad de efectos irreversibles por inhalación contacto con la piel e ingestión
R 68/20/21/22	Nocivo: posibilidad de efectos irreversibles por inhalación e ingestión
R 68/20/22	Nocivo: posibilidad de efectos irreversibles por contacto con la piel
R 68/21	Nocivo: posibilidad de efectos irreversibles por contacto con la piel e ingestión
R 68/21/22	Nocivo: posibilidad de efectos irreversibles por ingestión
R 9	Peligro de explosión al mezclar con materiales combustibles.

CÓDIGOS S

S 1	Consérvese bajo llave.
S 1 /2	Conservase bajo llave y manténgase fuera del alcance de los niños
S 12	No cerrar el recipiente herméticamente.
S 13	Manténgase lejos de alimentos, bebidas y piensos
S 14	Consérvese lejos de... (Materiales incompatibles a especificar por el fabricante)
S 14.1	Mantener alejados de ácidos fuertes, lejías, sales de materiales pasados y sustancias de reducción

S 14.2	Mantener alejado de sustancias de reducción (p.ej. aminos acelerantes, agentes de secado, saponificados metálicos)
S 15	Conservar alejado del color
S 16	Conservar alejado de toda llama o fuente de chispa- no fumar
S 17	Manténgase lejos de materiales combustibles
S 18	Manipúlese y abra el recipiente con prudencia
S 2	Manténgase fuera del alcance de los niños

S 20	No comer ni beber durante su utilización
S 20/21	No comer, ni beber, ni fumar durante su utilización
S 21	No fumar durante su utilización
S 22	No respirar el polvo
S 23	No respirar los gases/ humos/ vapores /aerosoles (denominación(es) adecuada(s) a especificar por fabricante)
S 23.1	No aspirar vapores/ aerosoles
S 23.2	No inhalar gas / vapor
S 23.3	No embalar gás/ vapor/ aerosol.
S 23.4	No respirar los vapores
S 23.5	No respirar los aerosoles
S 23.6	No respirar los gases
S 23.7	No respirar los humos
S 24	Evítese el contacto con la piel
S 24/25	Evítese el contacto con los ojos y la piel
S 25	Evite el contacto con los ojos
S 26	En caso de contacto con los ojos, lávense inmediata y abundante con agua y acúdase a un medico
S 27	Quítese inmediatamente la ropa manchada salpicada
S 27/28	Después del contacto con la piel, quítese inmediatamente toda ropa manchada o salpicada y lavase inmediata y abundantemente con... (Productos a especificar por el fabricante)
S 27/28.1	Después del contacto con la piel, quítese inmediatamente toda ropa manchada o salpicada y lavase inmediata y abundantemente agua

S 27/28.2	Después del contacto con la piel, quítese inmediatamente toda ropa manchada o salpicada y lavase inmediata y abundantemente agua y jabón
S 28	En caso de contacto con la piel, lávese inmediata y abundantemente con... (Producto a especificar por el fabricante)
S 28.1	En caso de contacto con la piel, lávese inmediata y abundantemente con mucha agua
S 28.2	En caso de contacto con la piel, lávese inmediata y abundantemente con mucha agua y jabón
S 28.3	En caso de contacto con la piel, lávese inmediata y abundante con ácido acético al 3% y mucha agua
S 28.4	En caso de contacto con la piel lavase inmediata abundante agua con poli etilenglicol y mucha agua
S 28.5	En caso de contacto con la piel lavase inmediata y abundante con aceite comestible ácido acético al 0.5 1% y, a continuación, lavase a fondo con agua y jabón
S 28.6	En caso de contacto con la piel, lavase inmediatamente y abundantemente con mucho poli etilenglicol /etanol (1:1).
S 28.7	En caso de contacto con la piel, lávese inmediatamente y abundantemente con mucha solución de sulfato de cobre al 2%
S 28.8	En caso de contacto con el pie, lávese inmediatamente y abundantemente con mucho lutrol

S 28.9	En caso de contacto con el pie, lávese inmediatamente y abundantemente con poli etilenglicol.
S 28. 10	En caso de contacto con el pie, lávese inmediatamente y abundantemente con mucho agua /poli etilenglicol 400 (roticlean)
S 29	No tire los residuos por el desagüe
S 29/35	No tire los residuos por el desagüe eliminase los residuos del producto y sus recipientes con todas las precauciones posibles
S 3/14	Consérvese n lugares fresco y lejos de... (Materiales incompatible, a especificar por el fabricante)
S 3/14.1	Consérvese en lugares frescos y lejos de ácidos
S 3/14.2	Consérvese en lugares frescos y lejos de lejías
S 3/14.3	Consérvese en lugares frescos y lejos de materiales
S 3/14.4	Consérvese en lugares frescos y lejos de sales metálicas
S 3/14.5	Consérvese en lugares frescos y lejos de hierro acuoso, lejías
S 3/7	Consérvense el recipiente bien cerrado y en un lugar fresco
S 3	Consérvese en lugar fresco
S 3/9/14	Consérvese en lugares fresco y bien ventilado y lejos (materiales incompatibles, a especificar por el fabricante)
S 3/9/14/49.1	Consérvese únicamente en el recipiente de origen, en lugar fresco y bien ventilado y lejos de... (Materiales incompatible, a especificar por el fabricante)

S 3/9/14/49.2	Consérvese únicamente en el recipiente de origen, en el lugar fresco y bien ventilado lejos de ácidos.
S 3/9/14/49.3	Consérvese únicamente en el recipiente de origen, en lugar fresco y bien ventilado y lejos de metales.
S 3/9/14/49.4	Consérvese únicamente en el recipiente de origen en lugar fresco y bien ventilado y lejos de sales metálicas
S 3/9/14/49.5	Consérvese únicamente en el recipiente de origen, en lugar fresco y bien ventilado y lejos de hierros, aguas, lejías.
S 3/9/14/49.6	Consérvese únicamente en el recipiente de origen, en lugar fresco y bien ventilado y lejos de celulosa
S 3/9/14/49.7	Consérvese únicamente en el recipiente de origen, en lugar fresco y bien ventilado y lejos de sustancias de fácil inflamación
S 3/9/14.1	Consérvese en lugar fresco y bien ventilado y lejos de ácidos.
S 3/9/14.2	Consérvese en lugar fresco y bien ventilado y lejos de lejías.
S 3/9/14.3	Consérvese en lugar fresco y bien ventilado y lejos de metales
S 3/9/14.4	Consérvese en lugar fresco y bien ventilado y lejos de sales metálicas.
S 3/9/14.5	Consérvese en lugar fresco y bien ventilado y lejos de hierro, agua, lejías.
S 3/9/14.6	Consérvese en lugar fresco y bien ventilado y lejos de celulosas.
S 3/9/14.7	Consérvese en lugar fresco y bien ventilado y lejos de sustancias fácilmente inflamable.

S 3/9/49	Consérvese únicamente en el recipiente de origen, en lugar fresco y bien ventilado
S 30	No echar jamás agua a este producto.
S 33	Evítese la acumulación de cargas electroestáticas.
S 35	Elimínense los residuos del producto y sus recipientes con todas las precauciones posibles.
S 36	Úsese indumentaria protectora adecuada.
S 36/37	Úsese indumentaria y guantes de protección adecuados
S 36/37/39	Úsese indumentaria y guantes adecuados y protección para los ojos / la cara.
S 36/39	Úsese indumentaria adecuada y protección para los ojos / la cara.
S 37	Úsese guantes adecuados.
S 37/39	Úsese guantes adecuados y protección para los ojos / la cara.
S 38	En caso de ventilación insuficiente, úsese equipo respiratorio adecuado.
S 39	Úsese protección para los ojos / la cara.
S 4	Manténgase lejos de locales habitados
S 40	Para limpiar el suelo y los objetos contaminados por este producto úsese... (A especificar por el fabricante)
S 40.1	Para limpiar el suelo y los objetos contaminados por este producto úsese mucha agua
S 40.2	Para limpiar el suelo y los objetos contaminados por este producto úsese lejía diluida
S 40.3	Para limpiar el suelo y los objetos contaminados por este producto úsese carbón yodado

S 41	En caso de incendios y/o de explosión no respire los humos
S 42	Durante las fumigaciones / pulverizaciones úsese equipo respiratorios adecuados [denominación(es) adecuada(s) a especificar por el fabricante]
S 42.1	Durante las fumigaciones úsese equipo respiratorio adecuado
S 42.2	Durante la pulverización úsese equipo respiratorio adecuado
S 43	En caso de incendios utilizar... (Los medios de extinción los debe especificar el fabricante). (Si el agua aumenta el riesgo, se debe añadir. "no usar nunca agua"
S 43.1	Para extinguir utilizar arena, tierra, polvo o espuma.
S 43.2	No usar nunca agua
S 45	En caso de accidente o malestar, acúdase inmediatamente al médico (si es posible, muéstrele la etiqueta).
S 46	En caso de ingestión acúdase inmediatamente al médico y muéstrele la etiqueta o el envase
S 47	Consérvese en temperatura no superior a... °C (a especificar por el fabricante)
S 47/49	Consérvese únicamente en. Recipiente de origen y a temperatura no superior a...°C (a especificar por el fabricante).
S 48	Consérvese húmedo con... (Medio apropiado especificarlo por el fabricante)
S 48.1	Consérvese húmedo con agua
S 49	Consérvese únicamente con el recipiente de origen.
S 5	Consérvese en... (Líquido apropiado a especificar por el fabricante)

S 50	No mezclar con... (A especificar por el fabricante).
S 50.1	No mezclar con acelerantes de peróxido y medios de reducción.
S 50.2	No mezclar con ácidos
S 50.3	No mezclar con lejías
S 50.4	No mezclar con otras sustancias químicas
S 51	Úsese únicamente en lugares bien ventilados
S 52	No usar sobre grandes superficies en locales habitados
S 53	Evítese la exposición – recábense instrucciones especiales antes del uso.
S 56	Elimínense esta sustancia y su recipiente en un punto de recogida pública de residuos especiales o peligrosos.
S 57	Utilícese un envase de seguridad adecuado para evitar la contaminación del medio ambiente
S 59	Remítirse al fabricante o proveedor para obtener información sobre su recuperación /reciclado.
S 6	Consérvese en... (Gas inerte a especificar por el ambiente)
S 60	Elimínese el producto y su recipiente como residuo peligroso.
S 61	Evítese su liberación al medio ambiente. Recábense instrucciones específicas de la ficha de los datos de seguridad.

S 62	En caso ingestión no provocar el vómito acúdase inmediatamente al médico y muéstrese la etiqueta el envase
S 63	En caso de accidentes por inhalación, aleje a la víctimas de la zona contaminada y mantener en reposo
S 64	En caso de accidente por inhalación, enjuague la boca con agua (solamente si la persona esta consiente)
S 7	Manténgase el recipiente bien cerrado
S 7/47	Manténgase el recipiente bien cerrado Y consérvese a una temperatura no superior a...°C (a especificar por el fabricante)
S 7/8	Manténgase el recipiente bien cerrado y en lugar seco
S 7/9	Manténgase el recipiente bien cerrado y en lugar bien entilado
S 8	Manténgase el recipiente en un lugar seco
S 9	Manténgase el recipiente en un lugar bien ventilado
S 29/56	No tire los residuos por el desagüe; eliminase esta sustancia y su recipiente en un punto de recogida pública de residuos especiales o peligrosos

ELIMINACIÓN DE RESIDUOS

Un laboratorio de química genera muchos y muy variados residuos químicos. No se conoce un método universal para tratar dichos residuos, no obstante puede diseñarse estrategias las cuales aplican los principios de la química y el sentido común.

En principio lo que debe hacerse es tratar de minimizar los residuos, lo cual se logra reduciendo la cantidad de reactivos utilizados en los experimentos. No todos los desechos son igualmente peligrosos o se tratan de la misma manera, por lo tanto es importante enseñar a los estudiantes a llevar sus propios desechos a un sitio previamente determinado por el profesor o el técnico. No es correcto arrojar los residuos por el desagüe a menos que se especifique de esta manera; cuando no es posible eliminar los residuos inmediatamente es necesario almacenarlos en frascos debidamente rotulados. Algunas normas útiles para la eliminación de residuos son:

ÁCIDOS Y BASES: Los ácidos y las bases inorgánicos (excepto los cianuros) se deben neutralizar antes de ser agregadas al desagüe. Como agentes neutralizantes se utiliza el carbonato de calcio y el ácido clorhídrico.

METALES PESADOS: muchos iones metálicos son tóxicos por encima de una concentración limitada. Los compuestos de cadmio, cobalto, cromo, manganeso y níquel son cancerígenos, algunos son teratogénicos. Una estrategia económica para eliminar iones cargados positivamente consiste en tratar los residuos con carbonato de sodio y formar los hidróxidos a los carbonatos correspondientes las cuales en la mayoría de los casos son los bastantes insolubles para reducir la concentración del metal en solución hasta límites aceptables

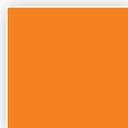
COMPUESTOS ORGÁNICOS: los solventes orgánicos se deben recuperar por destilación. Teniendo en cuenta que las cantidades de solventes que se utilizan en el laboratorio son pequeñas, se recomienda almacenarlos en recipientes debidamente rotulados hasta disponer de la cantidad suficiente para su recuperación. Se debe evitar mezclar residuos de solventes ya que esto hará más dispendiosa la separación.

Si los residuos orgánicos no contienen halógenos ni nitrógenos se pueden eliminar por incineración. Dado que los productos de la combustión no contienen ácidos a sus precursores, los gases no requieren ser lavados. Si los residuos orgánicos contienen halógenos o nitrógenos, los gases deben lavarse con solución de carbonato de sodio para atrapar ácidos como el clorhídrico o nítrico que se generan durante la combustión

CÓDIGOS DE COLORES

Muchos laboratorios utilizan símbolos y colores que les permite reconocer fácilmente la advertencia a un peligro, con estas técnicas de seguridad se evite accidentes.

Los reactivos químicos vienen rotulados con un pictograma y un color en el fondo del pictograma que permite su ubicación y el reconocimiento de la peligrosidad, los colores son los siguientes:



Naranja o Verde

NARANJA: estas sustancias se califican con una categoría de riesgo no mayor a 2, se pueden almacenar en un área general de químicos. En algunas partes se ha modificado este color por verde

AZUL: esta sustancia tiene riesgos de sanidad (envenenamiento), peligro por inhalación, ingestión, absorción y por contacto, son sustancias que producen trastornos orgánicos hasta la muerte.

ROJO: Sustancia con riesgo Por inflamación, sustancia inflamación o combustible, muchos de ellos se incendian cerca de reactivos oxidantes, son muy volátiles y con el aire puede formar mezclar explosivas

AMARILLO: sustancia con riesgo de reactividad, peligro por choque, percusión, fricción, formación de chispas, acción del color y por sustancias inflamables o combustibles

Blanco: sustancia con riesgo de corrosión, peligro por contacto e inhalación, debe ser almacenados en un ares resistente a la corrosión

En el sistema de almacenamiento los productos compatibles son etiquetados con el MISMO COLOR los materiales no compatibles con el mismo color tienen ETIQUETAS RAYADAS, estos productos no deben almacenarse juntos a sustancias con etiquetas del mismo color. Las etiquetas rayadas son también sustancias con mayor grado de peligrosidad que requieren condiciones especiales (ventilación, alejados de chispas o fuentes de calor) y de un mayor cuidado en su manipulación. Estas sustancias están denotadas así:



En las prácticas de laboratorio se debe procurar mantener cada grupo de colores debidamente espaciados, primordialmente los ROJOS de los AMARILLO y las sustancias con código de color rayado en los posibles de cualquier otra sustancia

Los estudiantes deben entender la importancia de la peligrosidad de cualquier sustancia antes de su utilización mediante el pictograma y la información suministrada en los afiches en las frases R y S específicas para cada sustancia dada en la etiqueta.

SEGURIDAD Y REGLAS DE LABORATORIO

El laboratorio de Química está diseñado para que entiendas y profundices en algunos conceptos, pero además para desarrollar habilidades que te ayudarán a lo largo de tu carrera y en tu práctica profesional.

El éxito del laboratorio dependerá de tu disciplina y orden en el trabajo. Tu trabajo en laboratorio debe estar planificado de manera tal que pueda ser desarrollado adecuadamente en las horas asignadas, para lograr esto siempre debes informarte antes de llegar al laboratorio a realizar los experimentos. El registro de resultados del experimento también es importante, por lo que debes tener un cuaderno de laboratorio en donde anotes todas las observaciones y medidas que realices.

Con frecuencia en los laboratorios de química se trabaja con sustancias o procedimientos peligrosos. A continuación, resumimos algunas Medidas y Recomendaciones para lograr un ambiente seguro en el trabajo de laboratorio.

MEDIDAS DE SEGURIDAD Y RECOMENDACIONES PARA TRABAJAR EN EL LABORATORIO DE QUÍMICA

Es importante que conozcas y sigas las reglas del laboratorio, de esta manera reconocerás y evitarás riesgos en tus experimentos de química.

1. Practica siempre la precaución y el buen juicio
2. Usa siempre zapatos cerrados que protejan tus pies, no está permitido el uso de sandalias o cualquier zapato descubierto.
3. Si usas pelo largo siempre debes sujetarlo ya que corre el riesgo de incendiarse cuando estés trabajando con fuego.
4. Es indispensable que uses un delantal blanco como medida de protección para tu ropa y tu cuerpo. No está permitido comer, beber, ni fumar dentro del laboratorio.
5. No debes efectuar experimentos no autorizados, siempre sigue las instrucciones.
6. Usa lentes de seguridad para proteger tus ojos, no es recomendable usar lentes de contacto en el laboratorio.
7. Localiza todo el equipo de seguridad el primer día de tu clase de laboratorio: extintores, ducha de emergencia, el botiquín de primeros auxilios y los teléfonos.
8. Considera todos los reactivos químicos como peligrosos y lee sus etiquetas cuidadosamente. No debes probar ninguna sustan-

- cia. Si algún reactivo se ingiere por accidente, debes comunicarlo de inmediato al profesor.
9. Nunca debes oler directamente una sustancia, cuando de requiera que reportes el olor de una sustancia, debes abanicar sus vapores suavemente con la mano hacia tu nariz.
 10. Si alguna sustancia entra en contacto con tus ojos o piel debes lavar con agua abundante durante aproximadamente 15 minutos. Solicita ayuda a tu profesor mientras te lavas. Toda la ropa contaminada debe sacarse.
 11. Nunca limpies tus ojos a menos que estés completamente seguro que tus manos están libres de cualquier sustancia. Lava tus manos con jabón y agua frecuentemente, especialmente cuando has concluido tu experimento.
 12. Debes usar una campana de extracción cuando manejes cualquier sustancia tóxica volátil o cuando en una reacción se desprendan gases tóxicos.
 13. Nunca debes usar sustancias inflamables cerca de una llama o una superficie caliente.
 14. Si algún material de vidrio se rompe lo debes recoger y desechar inmediatamente.
 15. Debes colocar los tubos de ensaye calientes, con líquido o no, en una gradilla o dentro de un vaso de precipitados.
 16. Cuando calientes sustancias en un tubo de ensayos, nunca apuntes la boca del tubo a algún compañero o a ti mismo, ya que pueden producirse proyecciones del líquido caliente.
 17. Siempre debes mantener el orden y la limpieza en tu mesa de trabajo. Mantén despejada el área entre los mesones para evitar cualquier accidente. Mantén una adecuada disciplina durante tu permanencia en el laboratorio.
 18. Está prohibido trabajar solo en el laboratorio, siempre debes hacerlo en presencia de un profesor.
 19. No manejes material de vidrio u otros objetos con las manos desnudas si no tienes la certeza de que están fríos.
 20. Mientras no uses los frascos que contengan los reactivos que estas empleando en el experimento mantenlos tapados.
 21. Cuando traslades varios objetos de vidrio, no cargues todos al mismo tiempo.
 22. No debes tirar sustancias químicas al desagüe. En cada práctica debes preguntar al profesor sobre los productos que se pueden arrojar al desagüe para evitar contaminación.
 23. Siempre que tengas duda acerca de qué hacer en cualquier circunstancia consulta al profesor. Notifica al profesor de cualquier accidente de inmediato.
 24. Lee con anterioridad la guía de laboratorio para que conozcas el trabajo que se va a realizar.
 25. Trabaja con seriedad y permanece atento mientras realizas la práctica; recuerda tener a la mano un cuaderno donde registres lo observado.
 26. Utilizar únicamente la cantidad de reactivos que indique la guía, ten cuidado al manipularlos, sigue siempre las instrucciones del profesor(a).
 27. En caso de ingestión, inhalación o contacto con algún reactivo, comunica de inmediato a tu profesor(a), ellos sabrán que hacer en ese momento.
 28. Nunca pipetees con la boca, ni tomes los reactivos directamente con la mano.
 29. Antes de utilizar alguna sustancia, identifica el rótulo donde pueden aparecer signos de peligrosidad y los símbolos utilizados y establecidos por la comunidad de químicos a nivel mundial.
 30. Cuando calientes sustancias dentro de un tubo de ensayo, cuida de no calentarlo por el fondo, sino por la parte superior del líquido; mantén el tubo un poco inclinado.
 31. Al desechar los reactivos utilizados échalos en los recipientes destinados para ello, nunca los deseches en el lavandino; sólo está permitido en ciertos casos y con la llave de agua abierta.
 32. Evita que cualquier líquido volátil se encuentre cerca de la llama del mechero.
 33. Cuando des por terminada la práctica, lava muy bien los materiales que utilizaste y colócalos en el sitio asignado por tu profesor, no olvides lavarte las manos.

TRANSFERENCIA DE SÓLIDOS Y LÍQUIDOS.

Si los datos obtenidos en el laboratorio han de constituir una ayuda para resolver el problema que se investiga, es manejar con cuidado los reactivos sólidos y líquidos. La interpretación de los datos experimentales obtenidos al estudiar un sistema químico se basa en la suposición de que los únicos componentes del sistema en su estado inicial eran los reactivos utilizados. La utilidad de las observaciones y los datos obtenidos en una experiencia dependen del conocimiento exacto de las cantidades de sustancias utilizadas. Para evitar la presencia de materiales extraños y tener información exacta acerca de las cantidades de los reactivos analizados debe evitarse la contaminación de los reactivos sólidos y líquidos durante su manipulación. Además, toda transferencia de reactivos de un recipiente a otro debe realizarse de forma que se transvase todo el reactivo medido.

CONTAMINACIÓN DE REACTIVOS

La contaminación de reactivos puede evitarse siguiendo normas establecidas para el manejo de sólidos y líquidos. Generalmente los líquidos y sólidos que se usan en el laboratorio están en frascos grandes que pueden considerarse como frascos almacén.

- Un riesgo de contaminación del contenido del frasco puede evitarse impidiendo que la parte interna del cierre del frasco (el tapón o la tapa) se ponga en contacto directo con la mesa u otras fuentes de contaminación.
- Un reactivo cristalino o en polvo se sacará de un frasco almacén por medio de un instrumento limpio y seco como una espátula o cuchillo. Un líquido mediante una pipeta. Esto reducirá la posibilidad de introducir cualquier impureza en el reactivo almacén.
- Después de sacar una muestra del frasco almacén, no debe volverse a éste ninguna porción de la misma. El reactivo sobrante puede contaminarse después de sacarlo del frasco. Si luego lo volvemos al frasco introduce impurezas
- Antes de sacar un reactivo del frasco leer la etiqueta cuidadosamente, para asegurarse de que es el reactivo necesario para la experiencia.

TRANSFERENCIA DE SÓLIDOS

Para transferir una pequeña cantidad de un reactivo sólido, granulado o en polvo, desde un frasco a otro recipiente, se utiliza generalmente una espátula seca y limpia de la forma que muestra la Figura 1.

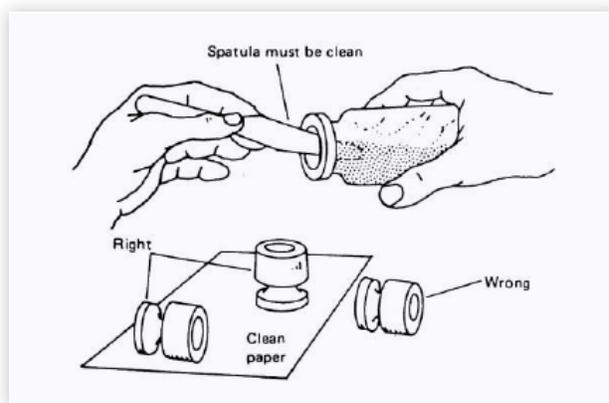


FIGURA 1. Transferencia de pequeñas cantidades de reactivo sólido

Para sacar una gran cantidad de un reactivo sólido del frasco almacén, se gira lentamente el frasco de un lado a otro como indica la Figura 2.

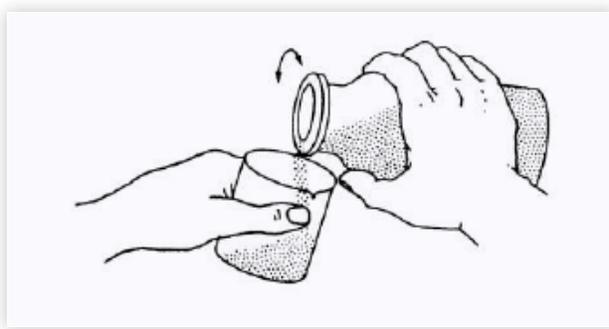


FIGURA 2. Transferencia de una gran cantidad de reactivo sólido girando el recipiente inclinado

Este procedimiento permite controlar la velocidad a que el sólido sale de la botella. Así, el reactivo puede sacarse del frasco tan rápida o lentamente como se desee.

Con frecuencia, un trozo de papel ayuda a echar un reactivo sólido en un recipiente que tiene una abertura relativamente pequeña. Los distintos métodos utilizados dependen de las cantidades de sólidos que se transfieren.

1. Para transferir cantidades pequeñas de un reactivo sólido, se vierte el sólido en una tira estrecha de papel previamente plegada. El papel se inserta en la pequeña abertura del recipiente y el reactivo se transfiere fácilmente (Figura 3).

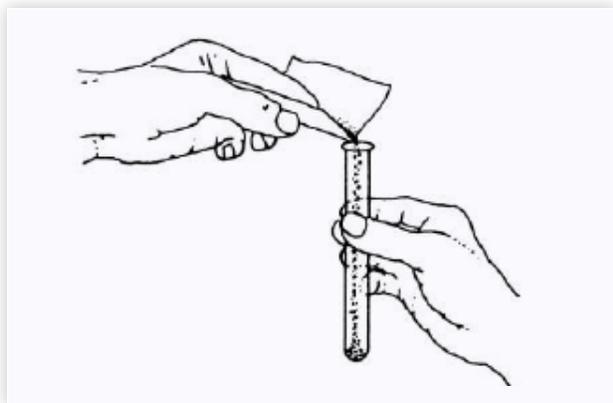


FIGURA 3. *Uso de una tira de papel para transferir pequeñas cantidades de sólido.*

2. Para transferir grandes cantidades, se utiliza un trozo de papel limpio enrollado en forma de cono, la parte final más estrecha se inserta en la abertura del recipiente y se echa el reactivo sólido sobre la parte ancha del cono (Figura 4). Así puede transferirse rápidamente una cantidad considerable de reactivo sólido con un mínimo de pérdida y sin contaminación.



FIGURA 4. *Uso de un cono de papel para transferir grandes cantidades de sólidos*

TRANSFERENCIA DE LÍQUIDOS

En general, un líquido se vierte directamente de un recipiente a otro. Para evitar salpicaduras, se apoya una varilla de vidrio sobre el pico del recipiente de forma que el líquido fluya por la varilla y se recoja en el otro recipiente, como muestra la Figura 5. Para un recipiente que tiene una abertura pequeña, debe utilizarse un embudo de vidrio limpio y seco. Después de terminar de verter el reactivo de la botella, se debe limpiar el líquido que pueda haberse caído por el exterior, lavándola y secándola con un paño. Esto tiene especial importancia cuando se utilizan reactivos corrosivos o venenosos que pueden causar serias quemaduras o heridas.



FIGURA 5. *Uso de una varilla de vidrio para evitar salpicaduras cuando se vierte un líquido de un recipiente a otro.*



Estequiometría de las reacciones químicas

PROFESORA: ISABEL PIZARRO VEAS

OBJETIVOS

- Conocer las leyes que rigen la estequiometría de las reacciones.
- Comprender el concepto de mol.
- Reconocer la constante de Avogadro.
- Calcular masas molares.

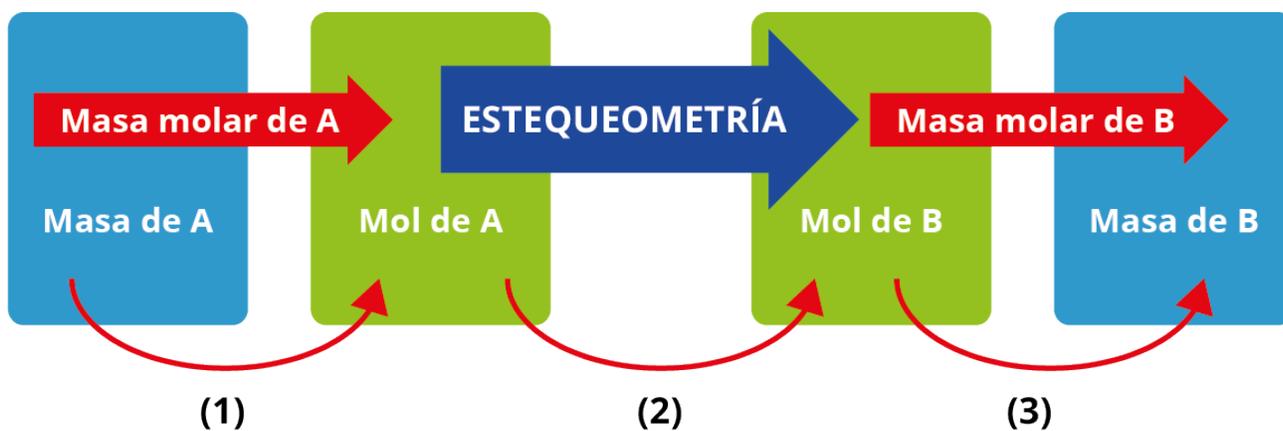
1. INTRODUCCIÓN

Una reacción química se produce cuando hay una modificación en la identidad química de las sustancias intervinientes; esto significa que no es posible identificar a las mismas sustancias antes y después de producirse la reacción química, los reactivos se consumen para dar lugar a los productos. A escala microscópica una reacción química se produce por la colisión de las partículas que intervienen ya sean moléculas, átomos o iones, aunque puede producirse también por el choque de algunos átomos o moléculas con otros tipos de partículas, tales como electrones o fotones. Este choque provoca que las uniones que existían previamente entre los átomos se rompan y se facilite que se formen nuevas uniones. Es decir que, a escala atómica, es un reordenamiento de los enlaces entre los átomos que intervienen. Este reordenamiento se produce por desplazamientos de

electrones: unos enlaces se rompen y otros se forman, sin embargo, los átomos implicados no desaparecen, ni se crean nuevos átomos, a esto se lo denomina: ley de conservación de la masa.

2. ESTEQUIOMETRÍA

Es el estudio **cuantitativo** de reactivos y productos en una reacción química. Mide las proporciones **cuantitativas o relaciones de masa** de los elementos químicos que están implicados en una reacción química.

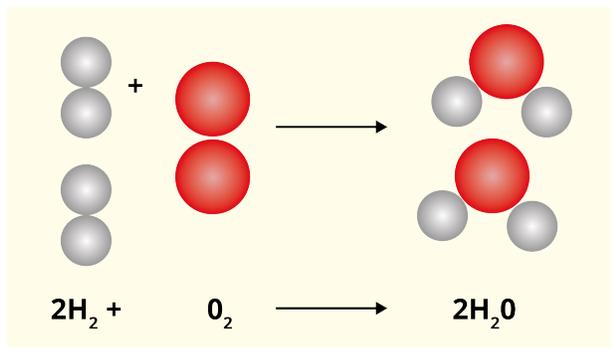


2.1 LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA

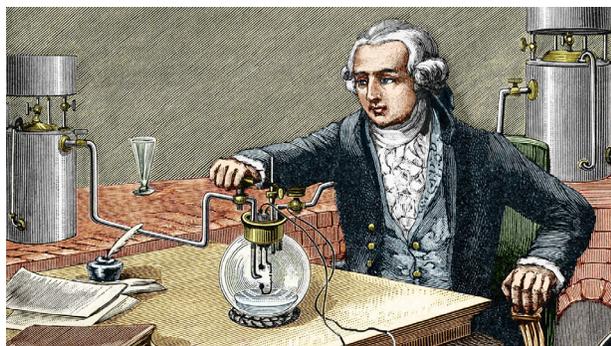
En toda reacción química:

MASA REACTANTE = MASA PRODUCTOS

Esta ley reafirma que en la naturaleza nada se crea ni se destruye, solo se transforma.



Reacción de formación de moléculas de agua

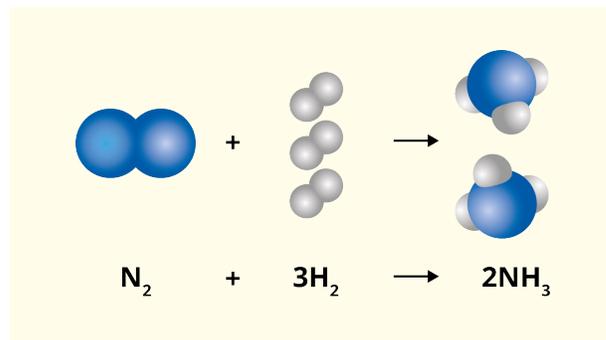


Antoine Lavoisier Químico francés (1743-1794)

La Ley de conservación de la masa, implica los dos principios siguientes:

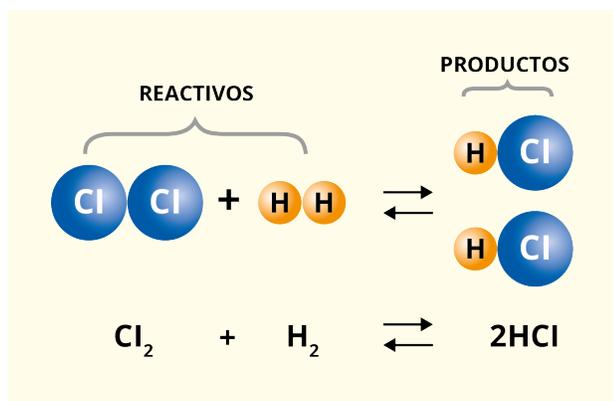
- El número total de átomos antes y después de la reacción química no cambia.
- El número de átomos de cada tipo es igual antes y después de la reacción.

En el transcurso de las reacciones químicas las partículas subatómicas tampoco desaparecen, el número total de protones, neutrones y electrones permanece constante. Y como los protones tienen carga positiva y los electrones tienen carga negativa, la suma total de cargas no se modifica. Esto es especialmente importante tenerlo en cuenta para el caso de los electrones, ya que es posible que durante el transcurso de una reacción química pasen de un átomo a otro o de una molécula a otra, en general, de una especie química a otra especie química, pero el número total de electrones permanece constante.



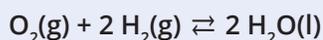
Esto que es una consecuencia natural de la ley de conservación de la masa implica que: La suma total de cargas antes y después de la reacción química

permanece constante. Las relaciones entre las cantidades de reactivos consumidos y productos formados dependen directamente de estas leyes de conservación, y por lo tanto pueden ser determinadas por una ecuación que las describa. A esta igualdad se le llama **ecuación estequiométrica**.



3. ECUACIONES QUÍMICAS

Una ecuación química es una representación escrita y simbólica de una reacción química. Se basa en el uso de símbolos químicos que identifican a las Química General- Introdutorio-FCA-UNLZ 6 sustancias que intervienen, llamados reactivos y a las sustancias que se obtienen llamadas productos. Cada grupo de átomos se encuentra separado por símbolos (+) y representa a las moléculas que participan, cuenta además con una serie de números que indican la cantidad de átomos de cada tipo que las forman y la cantidad de moléculas que intervienen, y con una flecha que indica la situación inicial (reactivos) y la final (productos) de la reacción.



3.1. SUBÍNDICES

Los subíndices indican la atomicidad, es decir la cantidad de átomos de un elemento que forma cada molécula. Así el primer grupo arriba representado, indica a una molécula que está formada por 2 átomos de oxígeno, el segundo a dos moléculas formadas por 2 átomos de hidrógeno cada una, y el tercero representa a dos moléculas formadas cada una por 2 átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, es decir dos moléculas de agua.

3.2. COEFICIENTE ESTEQUIOMÉTRICO

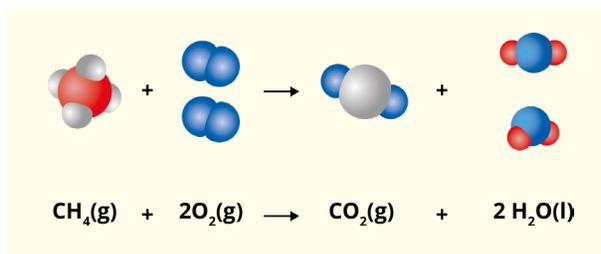
Es el número de moléculas, átomos o iones de un determinado tipo que participa en una ecuación química dada en el orden en el que está escrita.



Debe observarse que los coeficientes estequiométricos en esta ecuación son: 1, 2, 1, 2. El coeficiente del metano es 1, el del oxígeno 2, el del dióxido de carbono 1 y el del agua 2. Los coeficientes estequiométricos son en principio números enteros, aunque para ajustar ciertas reacciones alguna vez se emplean números fraccionarios. Cuando el coeficiente estequiométrico es igual a 1, no se escribe. Por eso, en el ejemplo CH_4 y CO_2 no llevan ningún coeficiente delante, $2 \text{H}_2\text{O}$ debe leerse como $2(\text{H}_2\text{O})$, es decir se formaron dos moléculas de agua, cada uno de las cuales se encuentra formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

3.3. LECTURA DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA

Dado que una ecuación química es una representación simplificada o mínima de una reacción química, es importante considerar todos los datos representados; ya que perder de vista a alguno significa no entender realmente la situación representada. Los símbolos y subíndices representan a las especies químicas que participan, y los coeficientes representan al número de especies químicas que se encuentran participando de la reacción. Finalmente, la flecha indica cual es el sentido predominante en el cual la reacción química progresa. Así en el ejemplo anterior vemos que CH_4 y O_2 se encuentran en la situación "antes de", es decir del lado de los reactivos y H_2O y CO_2 se encuentran en la situación de "después de", es decir del lado de los productos. La ecuación completa debería leerse así: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ «Una molécula de metano (CH_4) reacciona químicamente con dos moléculas de Oxígeno diatómico (2O_2) para formar una molécula de dióxido de carbono (CO_2) y dos moléculas de agua ($2 \text{H}_2\text{O}$)»



Adicionalmente, se pueden agregar (entre paréntesis y como subíndice) el estado de agregación molecular de cada sustancia participante: sólido (s), líquido (l), acuoso (aq) o gaseoso (g).

4. BALANCE DE MATERIA

Se dice que una ecuación química se encuentra ajustada, equilibrada o balanceada cuando respeta la ley de la conservación de la materia, según la cual la cantidad de átomos de cada elemento debe ser igual del lado de los reactivos (antes de la flecha) que del lado de los productos de la reacción (después de la flecha). Para balancear una ecuación, se deben ajustar los coeficientes, y no los subíndices. Esto es así porque cada tipo de molécula tiene siempre la misma composición, es decir se encuentra siempre formada por la misma cantidad de átomos, si modificamos los subíndices estamos nombrando a sustancias diferentes:

H₂O es agua, pero H₂O₂ es peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) una sustancia química totalmente diferente. Al modificar los coeficientes sólo estamos diciendo que ponemos más o menos cantidad de tal o cual sustancia. Por ejemplo, en la reacción de combustión del metano (CH₄), éste se combina con oxígeno molecular (O₂) del aire para formar dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). La reacción sin ajustar será: CH₄(g) + O₂(g) CO₂(g) + H₂O(l). En esta ecuación, las incógnitas son los denominados coeficientes estequiométricos. Para calcularlos, debe tenerse en cuenta la ley de conservación de la materia, por lo que la suma de los átomos de cada elemento debe ser igual en los reactivos y en los productos de la reacción. Existen tres métodos principales para balancear una ecuación estequiométrica, que son, el método de tanteo, el método algebraico y el método de ion-electrón para ecuaciones de tipo redox.

4.1. MÉTODO DE BALANCEO POR TANTEO

El método de tanteo se basa simplemente en modificar los coeficientes de uno y otro lado de la ecuación hasta que se cumplan las condiciones de balance de masa. No es un método rígido, aunque tiene una serie de delineamientos principales que pueden facilitar el encontrar rápidamente la condición de igualdad.

- Se comienza igualando el elemento que participa con mayor estado de oxidación en valor absoluto.

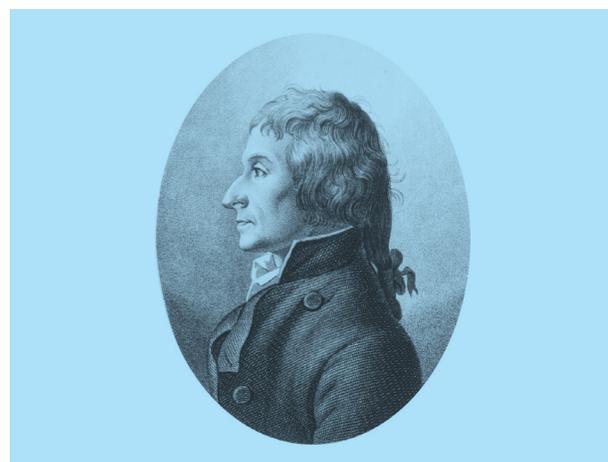
- Se continúa ordenadamente por los elementos que participan con menor estado de oxidación.
- Si la ecuación contiene oxígeno, conviene balancear el oxígeno en segunda instancia.
- Si la ecuación contiene hidrógeno, conviene balancear el hidrógeno en última instancia.

El método de tanteo es útil para balancear rápidamente ecuaciones sencillas, sin embargo, se torna sumamente difícil para balancear ecuaciones en las cuales hay más de tres o cuatro elementos que cambian sus estados de oxidación. En esos casos resulta más sencillo aplicar otros métodos de balanceo.

5. LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS

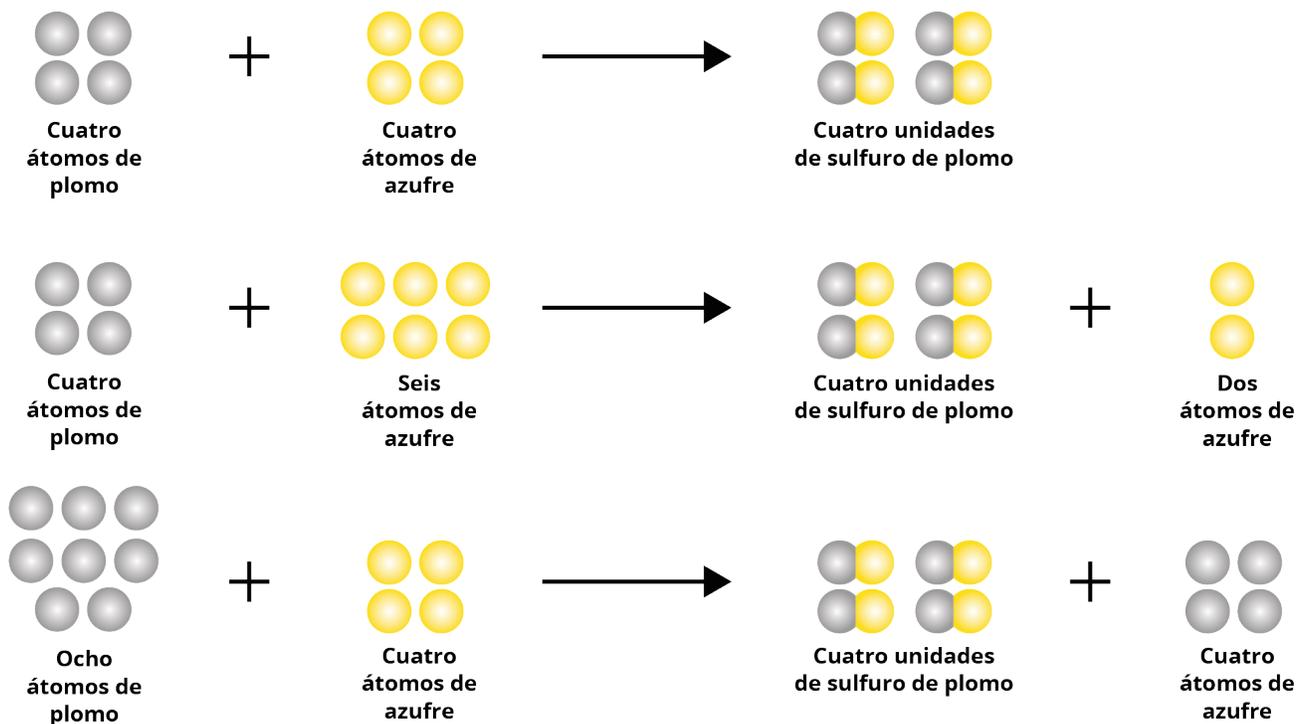
Diferentes muestras de una sustancia pura siempre contienen la misma proporción de elementos.

En cuanto a la ecuación química, esta ley implica que siempre se van a poder asignar subíndices fijos a cada compuesto.



Louis Proust. Químico francés (1754-1826)

En cualquier muestra de agua pura, siempre habrá 2 átomos de hidrógeno por 1 átomo de oxígeno, y la proporción de masa entre ambos siempre será 88,81% de O y 11,20% de H.

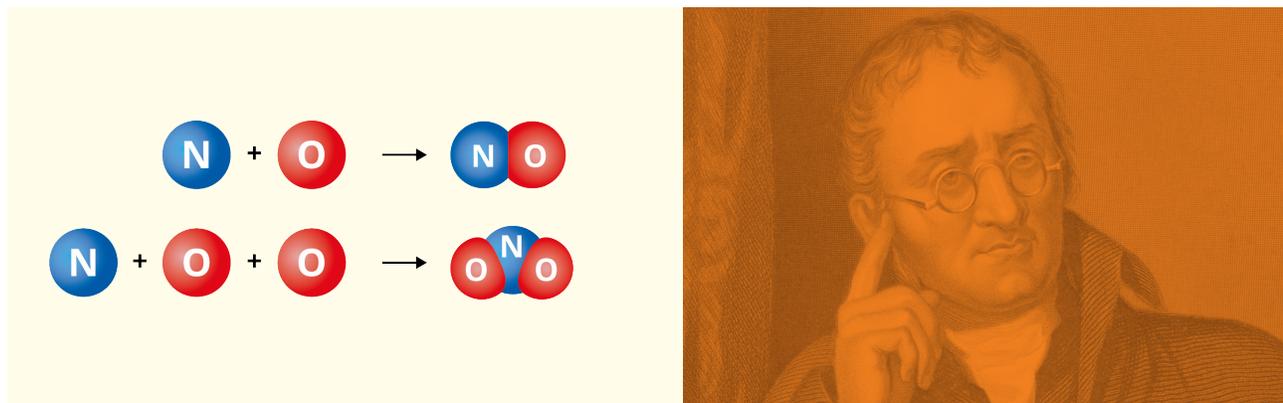


Reacción de formación de PbS (galena)

6. LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

- Cuando dos elementos se combinan para dar más de un compuesto, las masas de uno de ellos que se unen con una cantidad fija del otro se relacionan entre sí en números enteros y sencillos.
- Así, por ejemplo, hay dos óxidos de cobre:
 - ✓ CuO 79,89% de Cu → 3,972 g de Cu/g de O
 - ✓ Cu₂O 88,82% de Cu → 7,943 g de Cu/g de O

La relación entre las masas de Cu que se combinan con 1 g de O es: 3,972: 7,943= 1:2



Reacciones de formación de NOx

John Dalton (1766-1844) Químico y físico británico

7. CONCEPTO DE MOL

Debido a que los átomos tienen masas tan pequeñas, es conveniente tener una unidad especial para describir una gran cantidad de átomos.

MOL Es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g del isótopo de carbono-12.



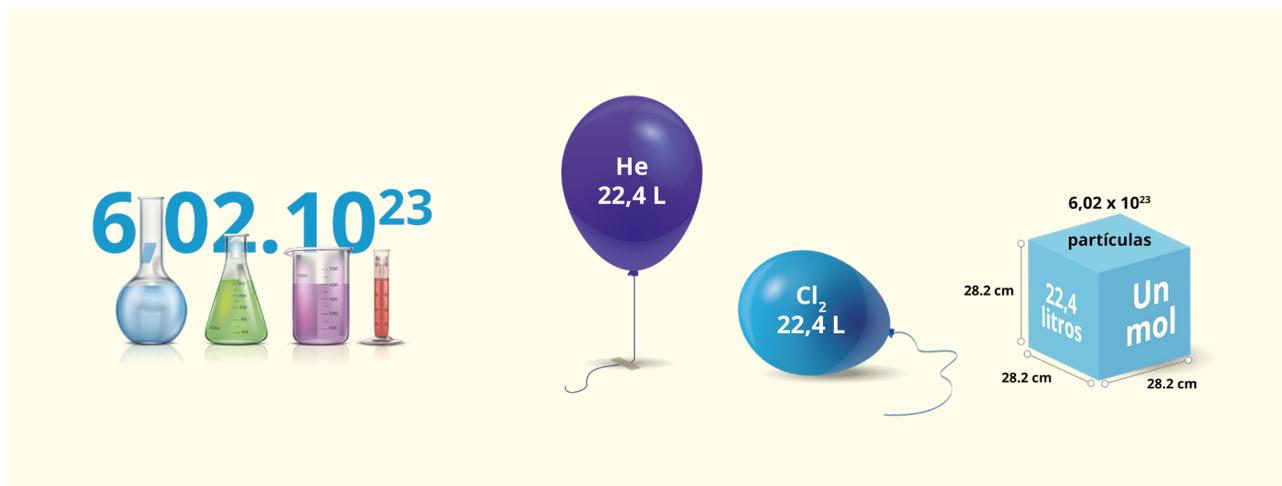
Un mol de distintas sustancias

Al igual que una docena de naranjas contiene 12 naranjas, 1 mol de átomos de hidrógeno contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos de H.

El número real de átomos en 12 g de carbono-12 se determinó experimentalmente. Este número se denomina **Número de Avogadro** (NA).

1 mol de átomos de ^{12}C = $6,02 \times 10^{23}$ átomos de ^{12}C

1 Mol \rightarrow NA = $6,022 \times 10^{23}$ átomos, moléculas o iones



Condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)

8. MASA ATÓMICA Y MASA MOLAR

Masa atómica es la **masa de un átomo**, en unidades de masa atómica. Una unidad de masa atómica (uma) se define como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12.

$$1 \text{ uma} = 1/12 \text{ }^{12}\text{C}$$

$$12 \text{ uma} = \text{masa de un átomo de }^{12}\text{C}$$

La masa atómica de un elemento también se conoce como **peso atómico**.

$$^1\text{H} = 1,008 \text{ uma}$$

$$^{16}\text{O} = 16,00 \text{ uma}$$

$$1 \text{ uma} = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 6,022 \times 10^{23} \text{ uma}$$

8.1 MASA MOLAR

Se define como la **masa** (en gramos o kilogramos) de **1 mol** de unidades (átomos o moléculas) de una sustancia.

Para cualquier elemento

$$\text{Masa atómica (uma)} = \text{Masa molar (gramos)}$$

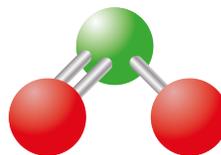
Por ejemplo:

	Masa atómica	Masa molar
Carbono (C)	12 uma	12 g/mol
Sodio (Na)	23 uma	23 g/mol
Fósforo (P)	31 uma	31 g/mol

Si se conoce la masa atómica de un elemento, también se conoce su masa molar

8.2 MASA MOLECULAR

Algunas veces denominada también peso molecular, es la suma de las masas atómicas (en uma) en una molécula.



$$\text{S} = 32,07 \text{ uma}$$

$$2 \text{ O} = 2 \times 16,00 \text{ uma}$$

$$\text{SO}_2 = 64,07 \text{ uma}$$

Para cualquier molécula:

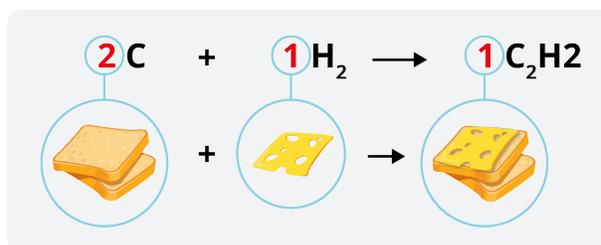
$$\text{Masa molecular (uma)} = \text{Masa molar (g/mol)}$$

$$1 \text{ molécula de SO}_2 = 64,07 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol de SO}_2 = 64,07 \text{ g de SO} \rightarrow \text{MM SO}_2 = 64,07 \text{ g/mol}$$

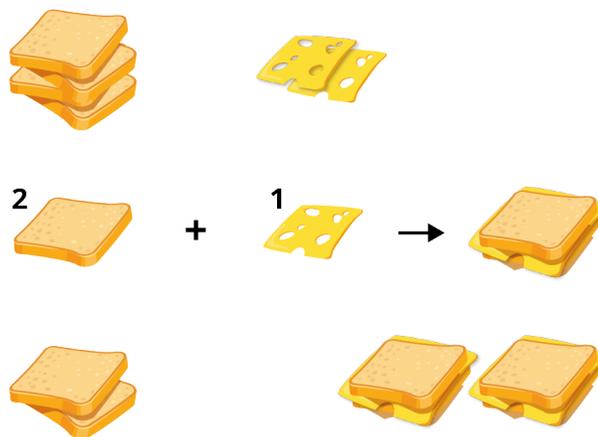
9. REACTIVO LIMITANTE

El reactivo limitante es el reactivo que, en una reacción química determinada, da a conocer o limita, la cantidad de producto formado, y provoca una concentración específica o limitante. Cuando una ecuación está balanceada, la estequiometría se emplea para saber la cantidad de materia (mol) de un producto obtenido a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de cantidad de materia (mol) entre el reactivo y producto se obtiene de la ecuación balanceada.



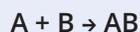
Se necesitan dos rebanadas de pan por cada rebanada de queso para preparar 1 sándwich. Relaciones molares:

PAN : QUESO 2:1	PAN SANDWICH 2:1	QUESO: SANDWICH 1:1
--------------------	---------------------	------------------------



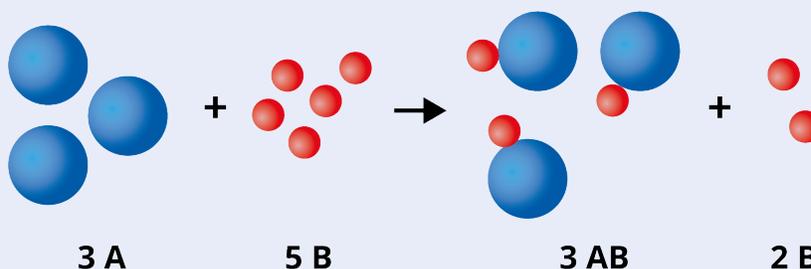
Reactivo limitante el queso

Dada la siguiente ecuación balanceada:



En este ejemplo la relación estequiométrica indica que 1 mol de A reacciona con **1 mol de B para dar 1 mol de AB**.

Si se ponen a reaccionar 3 mol del gas **A** con 5 mol del gas **B** como máximo se pueden obtener 3 mol del producto **AB** y quedará un exceso de 2 mol de **B**.



Generalmente cuando se efectúa una reacción química los reactivos no se encuentran en cantidades estequiométricamente exactas, es decir, en las proporciones que indica su ecuación balanceada. En consecuencia, algunos reactivos se consumen totalmente, mientras que otros son recuperados al finalizar la reacción. El reactivo que se consume en primer lugar es llamado reactivo limitante, ya que la cantidad de éste determina la cantidad total del producto formado. Cuando este reactivo se consume, la reacción se detiene. El o los reactivos que se consumen parcialmente son los reactivos en exceso. En el ejemplo propuesto A es el reactivo limitante y B el reactivo que está en exceso. La cantidad de producto que se obtiene cuando reacciona todo el reactivo limitante se denomina rendimiento teórico de la reacción. El concepto de reactivo limitante, permite a los químicos asegurarse de que un reactivo, el más costoso, sea completamente consumido en el transcurso de una reacción, aprovechándose así al máximo. Una

manera de resolver el problema de cuál es el reactivo limitante es: calcular la cantidad de producto que se formará para cada una de las cantidades que hay de reactivos en la reacción. El reactivo limitante será aquel que produce la menor cantidad de producto.

Regla práctica para evaluar el Reactivo limitante (R.L) y el reactivo en exceso (R.E) Para cada reactante se plantea la siguiente proporción:

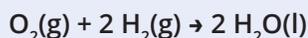
$$\text{Reactivo Limitante} = \frac{\text{Cantidad exp. del reactivo}}{\text{Cantidad obtenida de la ecuación Química}}$$

La Cantidad menor en la relación es para el R.L y todos los cálculos se hacen con él.

- ✓ La mayor relación es para el R.E

Reactivo limitante es aquel que se encuentra en defecto basado en la ecuación química balanceada.

Dada la siguiente reacción:



La estequiometría de la reacción indica que 1 mol de O_2 reacciona con 2 mol de H_2 . Si ponemos a reaccionar 5 mol de O_2 con 17 mol de H_2 entonces **5 mol de O_2** reaccionará con (el doble de moles de hidrógeno) **10 mol de H_2** , y el resto de H_2 , es decir 7 mol, será el **Exceso**.

- El O_2 es el **reactivo limitante**
- El H_2 es el **reactivo en exceso**

$\text{O}_2(\text{g})$	+ 2 $\text{H}_2(\text{g})$	→	2 $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
1 mol	2 mol		2 mol
5 mol	17 mol		10 mol
Reac: 10mol Exc: 7 mol			

10. RENDIMIENTO QUÍMICO

En química, el rendimiento, también referido como rendimiento químico y rendimiento de reacción, es la cantidad de producto obtenido en una reacción química. El rendimiento absoluto puede ser dado como la masa en gramos o en moles (rendimiento molar). El rendimiento porcentual, que sirve para medir la efectividad de un procedimiento de síntesis, es calculado al dividir la cantidad de producto obtenido en moles por el rendimiento teórico en moles.

$$\% \text{ Reactivo Limitante} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}}$$

Uno o más reactivos en una reacción química suelen ser usados en exceso. El rendimiento teórico es calculado basado en la cantidad molar del reactivo limitante, tomando en cuenta la estequiometría de la reacción. Para el cálculo, se suele asumir que hay una sola reacción involucrada.

10.1 RENDIMIENTO TEÓRICO

La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción, se conoce con el nombre de rendimiento teórico. A la cantidad de producto realmente formado se le llama simplemente rendimiento o rendimiento de la reacción.

Es claro que siempre se cumplirá la siguiente desigualdad:

$$\text{Rendimiento de la reacción} \leq \text{Rendimiento teórico}$$

Razones de este hecho:

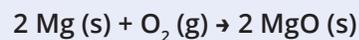
- Es posible que haya reacciones laterales que no lleven al producto deseado.
- La recuperación del 100% del producto obtenido es prácticamente imposible.

PRÁCTICAS DE LABORATORIO

A. DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA EMPÍRICA DEL ÓXIDO DE MAGNESIO

OBJETIVO

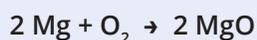
- Determinar la relación estequiometría entre los átomos de oxígeno y magnesio en el óxido de magnesio mediante una reacción de combustión.



La representación anterior también se puede leer dos moles de magnesio sólido y un mol de oxígeno gaseoso reaccionan para formar dos moles de óxido de magnesio sólido.

INTRODUCCIÓN

¿Qué ocurre durante la combustión del magnesio? Formas de representar la materia y sus interacciones: Podemos describir el cambio ocurrido en tres niveles distintos. A nivel macroscópico la tira de magnesio entra en combustión y se observa un destello blanco. A nivel ultra microscópico se rompen enlaces químicos de las sustancias llamadas reactivos y se forman nuevas sustancias llamadas productos que tienen nuevos enlaces químicos. A nivel simbólico, muy usado en Química, podemos representar el cambio a través de la siguiente ecuación química:



Se puede leer la representación anterior de la siguiente manera: el magnesio y el oxígeno reaccionan para formar óxido de magnesio.

Los cambios químicos se pueden representar a través de una ecuación. Como también analizamos, al ocurrir cambios químicos los elementos químicos se conservan, por lo que podemos afirmar que el número de átomos es el mismo antes y después del cambio. Para representar esta igualdad del número de átomos "balanceamos" o "igualamos" la expresión. En el ejemplo anterior colocamos un dos delante de la fórmula del magnesio sólido y un dos delante de la fórmula del óxido de magnesio para igualar el número de átomos que intervienen en el cambio. Estos números que utilizamos se llaman coeficientes estequiométricos. Los coeficientes estequiométricos permiten establecer la proporción molar en que se combinan los reactivos y se forman los productos

PARTE EXPERIMENTAL

Materiales

- Cápsula de porcelana
- Triángulo
- Mechero
- Pinza

Reactivos

- Cinta de Magnesio

PROCEDIMIENTO

1. Pesar un crisol de porcelana con tapa limpio y seco. Colocar en el crisol un trozo de cinta de magnesio y pesar. Si la cinta está ennegrecida es necesario lijarla previamente.
2. Por diferencia entre las masas anteriores, determinar la masa de magnesio.
3. Colocar el crisol en el triángulo y calentar con el mechero, como se muestra en la Figura 1.
4. Al cabo de unos 5 minutos de calentamiento retirar la tapa y observar el producto formado.
5. Cuando se haya enfriado el sistema volver a pesar el crisol con el producto y la tapa.
6. Determine la masa del producto obtenido.
7. Determine la masa de oxígeno que reacciona con el magnesio.

8. Con las masas molares de Mg y O, determine la fórmula empírica del óxido de magnesio.
9. Escriba la ecuación de la reacción, debidamente balanceada.

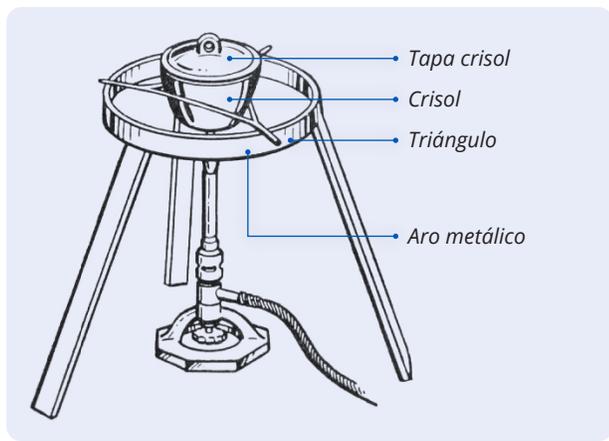


Figura1. Esquema de calentamiento de la cinta de magnesio

CÁLCULOS

Masa	Gramos
Masa del crisol con tapa:	
Masa del crisol con tapa + cinta de Mg	
Masa cinta de Mg:	
Masa del producto obtenido	
Masa del oxígeno:	

CONCLUSIONES

B. DESCOMPOSICIÓN TÉRMICA DEL BICARBONATO DE SODIO

OBJETIVOS:

- Estudiar cuantitativamente la reacción química de descomposición térmica del bicarbonato de sodio NaHCO_3 .
- Deducir la ecuación química que representa dicho proceso.

INTRODUCCIÓN

En el presente laboratorio se estudiará la descomposición térmica del NaHCO_3 como una forma de reconocer cuales son los productos de la reacción y verificar si a través de cálculos estequiométricos utilizando la ecuación química equilibrada correspondiente, es posible confirmar los productos formados y el cumplimiento de la ley de Lavoisier.

El bicarbonato de sodio es una sustancia usada comúnmente en la cocina como fermento para elaborar masas y bizcochuelos. Se presenta en estado sólido finamente pulverizado de color blanco, y es estable a temperatura ambiente. En este trabajo experimental lo someteremos a la acción del calor para descomponerlo químicamente y, en base a las observaciones experimentales, determinar cuál de las siguientes ecuaciones representaría la descomposición térmica de este compuesto.

ECUACIONES HIPOTÉTICAS (SIN IGUALAR)

1ª	$\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{v})$
2ª	$\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{NaOH}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
3ª	$\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{O}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{v})$

PARTE EXPERIMENTAL

Materiales

- Soporte (trípode)
- Mechero
- Cápsula de porcelana
- Balanza
- Varilla de vidrio
- Tubos de ensayo

Reactivos

- Bicarbonato de sodio NaHCO_3

PROCEDIMIENTO

En una balanza granataria con 0,01 g de resolución pese una cápsula de porcelana limpia y seca y registre su valor en la tabla de datos adjunta. Con una espátula de metal limpia retire desde el frasco que contiene bicarbonato de sodio sólido, una masa de 5,00 gramos de NaHCO_3 y deposítela en la cápsula de porcelana previamente pesada, registrando su valor en la tabla de datos.

Con mucho cuidado caliente la cápsula de porcelana con un mechero Bunsen, por un periodo de 3 minutos agitando con una varilla de vidrio de manera suave para evitar la pérdida de material sólido desde la cápsula. Al principio del calentamiento colocar un tubo de ensayo con agua fría encima de la cápsula sosteniéndolo con pinza a 5 cm de distancia. Observar el cambio en la superficie inferior y exterior. Anote sus observaciones en el cuadro.

Retire la cápsula con el sólido y déjela enfriar. Una vez fría pese nuevamente la cápsula con el sólido y registre su valor en la tabla de datos. Repita la operación anterior por 3 minutos, deje enfriar y pese nuevamente registrando su valor, repita esta operación hasta alcanzar una masa constante.

REGISTRO DE DATOS

Masa	Gramos
Masa de la cápsula vacía	
Masa de la cápsula con NaHCO_3	
Masa de la cápsula con el sólido residual	

CÁLCULOS: Calcular y anotar en el cuadro:

Masa de NaHCO_3	
Masa de sólido residual	

CUESTIONARIO

¿A qué se puede atribuir la variación de masa del sólido?
¿Cómo se puede interpretar que después de un tiempo de suministrarle calor, la masa permanezca constante?

Interpretar las observaciones y los datos registrados en la práctica para deducir cuál de las tres ecuaciones hipotéticas es la que representa la descomposición del NaHCO_3 .

Para los efectos de orientar la elección e ir descartando las hipótesis incorrectas se sugiere:

- Igualar las ecuaciones hipotéticas planteadas inicialmente. _____
- Identificar el producto eliminado en la prueba con el tubo de ensayo. _____
- Calcule para cada una de las tres reacciones hipotéticas la relación dada a continuación: _____

$$\frac{\text{Masa del producto sólido}}{\text{Masa de NaHCO}_3} =$$

- Calcule la relación experimental: _____

$$\frac{\text{Masa del sólido residual}}{\text{Masa de NaHCO}_3} =$$

CONCLUSIONES:

ESTUDIANDO REACCIONES QUÍMICAS

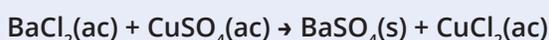
OBJETIVOS

- Observar reacciones químicas e identificar productos.
- Resumir el cambio químico en término de la ecuación química balanceada.
- Establecer relaciones estequiométricas entre los participantes.

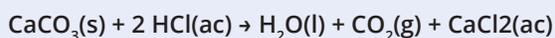
ACTIVIDADES

En cada actividad realizada debe anotar ¿Describe los reactantes por separado? ¿Al mezclar los reactantes hay o no reacción química?, ¿Qué observó para sacar la conclusión anterior?, Identifique los productos, Clasifique las reacciones de acuerdo a las categorías informadas previamente, Establezca la relación estequiométrica de las reacciones.

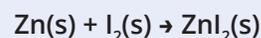
1. Formación de un precipitado. En tubo de ensayo mezcle 1 mL de solución acuosa de BaCl_2 y 1 mL de solución acuosa de CuSO_4 . El precipitado (sólido) formado luego de la mezcla de reactantes corresponde al sulfato de bario. ¿Cuáles de los componentes de la reacción química no experimentan cambios?, a partir de su conclusión escriba la ecuación iónica del proceso químico.



2. Efecto de la lluvia ácida. En un tubo de ensayo coloque 0,25 g de $\text{CaCO}_3(\text{s})$ (MM = 100,09 g/mol) molido, agréguele desde la bureta 3 mL de HCl 2 M ($n\text{HCl} = 6 \cdot 10^{-3}$ mol) agite para mezclar ambos reactantes. El carbonato de calcio es el componente principal de las rocas (caliza y mármol) y del caparazón de organismos. En las condiciones de reacción utilizadas en este práctico, ¿cuál de los reactantes es el reactivo limitante?, ¿qué cantidad de dióxido de carbono se produce?



3. **Obtención de compuesto químico.** Actividad a realizar por el Docente. Con los guantes y las gafas puestas, coloque 1 g de $\text{I}_2(\text{s})$ molido (utilice mortero para pulverizarlo) en un balón de 1 L; agregue 1 g de $\text{Zn}(\text{s})$ en polvo. Mezcle los reactantes, ¿observa algún cambio? Posteriormente, agregue lentamente agua hasta completar 5 mL, no está claro el papel del agua en la reacción, no es participante ya que no está incluida en la ecuación de la reacción. Tenga precaución debido a que la reacción es violenta. La reacción es exotérmica y la nube de color morado es yodo que ha sublimado ($\text{I}_2(\text{g})$). Agite la mezcla de reacción mientras adiciona el agua, para asegurar el contacto de los sólidos reactantes. Si agrega suficiente agua desaparece el I_2 y ya no observa la nube morada, el yodo se consumió totalmente. Al final debe observar en el reactor un sólido pulverizado de color blanco, correspondiente a $\text{ZnI}_2(\text{s})$ y cinc metálico de color gris oscuro que no se consumió. El yoduro de cinc es soluble en el agua, por lo que la presencia de este producto podría comprobarse evaporando el agua al término de la reacción. ¿Qué técnica usaría para separar el cinc que no reacciona del yoduro de cinc presente en la solución?, ¿Podría el yodo ser considerado como reactivo limitante?, Si conoce la masa de cinc al final, ¿podría establecer relación estequiométrica usando esta información?

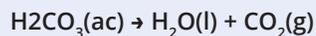


4. **Efecto de la adición de catalizador.**

- a. Pese un vaso de precipitados de 250 mL, limpio y seco. Coloque 30 mL de agua en el vaso de precipitados y vuelva a pesarlo. Agregue 0,5 g de NaHCO_3 (MM = 84,01 g/mol) y deje que transcurra la reacción. Una vez finalizada agite la mezcla para asegurarse que la reacción se completó y ya no se observen burbujas en la mezcla de reacción. Pese nuevamente el vaso con la mezcla. Compare el peso inicial de los reactantes con el peso final de la mezcla, ¿a qué se debe la diferencia?, ¿qué cantidad de $\text{CO}_2(\text{g})$ (MM = 44,01 g/mol) se formó?, ¿Cuál es la relación estequiométrica entre NaHCO_3 y CO_2 ?, ¿La cantidad en moles de NaHCO_3 calculada coincide con el valor inicial agregado?, ¿Al agregar 1 gota de fenolftaleína que cambio observó en el medio de reacción? El NaHCO_3 (bicarbonato) en agua experimenta las siguientes reacciones:

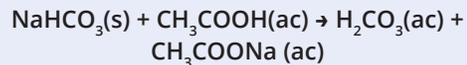


El ácido carbónico es un poco inestable y podría experimentar posteriormente la reacción:

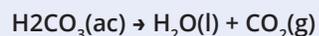


- b. Lave muy bien el vaso de precipitados con abundante agua destilada (desionizada). Agregue 25 mL de agua y 5 mL de ácido acético (CH_3COOH), pese el vaso con la mezcla. Agregue 1 g de NaHCO_3 y permita que transcurra la reacción. Una vez finalizada la reacción elimine las burbujas y proceda a pesar el vaso con la mezcla de reacción. Compare la reacción anterior

con esta, ¿Qué papel cumple el CH_3COOH en la reacción?, ¿La diferencia de masa (inicial -final) era igual o diferente a la experiencia anterior?, ¿Al agregar 1 gota de fenolftaleína que cambio observó en el medio de reacción? El NaHCO_3 en CH_3COOH experimenta las siguientes reacciones:



El ácido carbónico es un poco inestable y podría experimentar la reacción:



Preparación de Soluciones

PROFESOR: MANUEL GUTIÉRREZ VICENCIO

OBJETIVOS

- Manejar técnicas y conocer el material empleado en el trabajo de preparación de soluciones.
- Preparar soluciones de concentración conocida a partir de un sólido y de un líquido.
- Obtener soluciones diluidas a partir de una más concentrada.
- Realizar cálculos para la determinación de concentraciones exactas.

INTRODUCCIÓN

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias puras en la que una sustancia se presenta en menor proporción (solute) y otra en mayor proporción (solvente). En las soluciones, los componentes no reaccionan entre sí. La velocidad en la que el soluto se disuelve en el solvente depende de factores como la agitación, la temperatura, la cantidad de soluto, entre otros.

Cuando una sustancia se disuelve o dispersa a través de otras, formaremos una mezcla donde de acuerdo con el tamaño de la partícula se puede tratar de una solución, de un coloide o de una suspensión. Para las soluciones coloidales se acepta un tamaño de partícula del orden de 0,1 a 1,0 μm . Mientras que para las suspensiones el

tamaño es de 1,0 a 100 μm . Otra de las características de las suspensiones y coloides es el hecho que puedan reflejar la luz, conocido como efecto Tyndall.

El término concentración se refiere a la cantidad de soluto que hay disuelta en un solvente; y se puede expresar en términos cualitativos o cuantitativos. En términos cualitativos, la concentración de las soluciones se puede expresar como diluida, insaturada, saturada o sobresaturada sin indicar valores que revelen la cantidad de soluto disuelta. Las soluciones diluidas contienen poca cantidad de soluto, las insaturadas contienen menos soluto del que pueden contener, las saturadas contienen la máxima cantidad de soluto que pueden contener y las soluciones sobresaturadas contienen un

exceso de soluto que se precipita. **La solubilidad de un soluto en un solvente se define como la cantidad máxima que es capaz de disolverse por cada 100 mL de disolvente a una determinada temperatura.**

La solubilidad depende de los siguientes factores:

- **La naturaleza de las sustancias:**

Los solventes polares disuelven más fácilmente los solutos polares.

Ej. La solubilidad de NaCl en agua es 6,16 mol/L y en alcohol es de 0,015 mol/L.

El agua es considerada el solvente universal, puede disolver casi todo, sin embargo, no disuelve el aceite mineral, barniz, pintura, las grasas ya que son compuestos orgánicos. Los solventes orgánicos tales como éter, acetona y el alcohol pueden disolver los solutos orgánicos, esto es por la naturaleza de los enlaces que mantiene unido a los compuestos de las sustancias. La mayoría de las sustancias orgánicas son compuestos con enlaces covalentes no polares y se mantienen unidos por las débiles fuerzas de Van der Waals. Los solventes con enlaces polares ejemplo el agua, son atraídos hacia los solutos iónicos, los solventes no polares no son atraídos por los iónicos o polares. Lo semejante disuelve lo semejante.

- **La influencia de la temperatura:**

La variación de la solubilidad de una sustancia con la temperatura se relaciona con su calor de disolución. Si este es positivo es endotérmico, aumentara la solubilidad al aumentar la temperatura de la disolución. Si el calor de disolución es exotérmico, un aumento de temperatura, desplazará el equilibrio de disolución, decreciendo la solubilidad a esta nueva temperatura.

- **La influencia de la presión:**

La solubilidad de los sólidos y líquidos es prácticamente independiente de las variaciones de la presión esto es por la poca compresibilidad y expansibilidad de estos estados de la materia.

La solubilidad de un gas aumenta al aumentar la presión.

- **Grado de División de las Partículas:**

Este es un factor que afecta la velocidad de disolución. La velocidad de disolución de un soluto en un disolvente dado depende de tres factores: Tamaño de la partícula del soluto, velocidad de agitación y Temperatura.

- **Coefficiente de Solubilidad:**

La solubilidad de los sólidos en los líquidos se expresa por el número de gramos de sustancia anhidra que pueden disolverse en 100 mL de disolvente a una temperatura dada.

Para las disoluciones de gases en líquidos, el coeficiente de solubilidad indica el volumen de gas, medido a la temperatura y presión bajo los cuales se disuelve dicho gas.

En términos cuantitativos, se establece una relación entre la cantidad de soluto y el total de la solución, y se utilizan unidades físicas y químicas para expresar la concentración:

A. UNIDADES FÍSICAS:

a) Porcentaje masa/masa: corresponde a la masa de soluto disuelto en 100 unidades de masa de solución, generalmente se expresa en gramos de soluto por cada 100 gramos de solución.

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de solución}} \cdot 100$$

b) Porcentaje masa/volumen: corresponde a la masa de soluto disuelta en 100 unidades de volumen de solución, generalmente se expresa gramos de soluto por cada 100 mL de solución.

$$\% \frac{m}{v} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{mililitros de solución}} \cdot 100$$

Relación entre el % m/m y el % m/v:

Estas dos formas porcentuales de expresar la concentración de las soluciones están relacionadas entre sí por medio de la densidad de la solución expresada en g/mL, de la siguiente forma:

$$\% \frac{m}{v} = \% \frac{\%m/m}{d}$$

Donde, δ corresponde a la densidad de la solución.

c) Porcentaje volumen/volumen: corresponde al volumen de soluto disuelto en 100 unidades de volumen de solución, generalmente se expresa volumen de soluto por cada 100 mL de solución.

$$\% \frac{v}{v} = \frac{\text{mililitros de soluto}}{\text{mililitros de solución}} \cdot 100$$

d) Partes por millón (p.p.m): Por definición corresponde a la cantidad de miligramos de soluto por cada litro de solución o 1000 mL de solución.

$$p.p.m = \frac{\text{masa del soluto (mg)}}{\text{Litros de solución}}$$

Relaciones entre p.p.m; %m/m y % m/v:

$$p.p.m = \% \frac{m}{v} \cdot 10^4 = \% \frac{m}{m} \cdot \delta \cdot 10^4$$

B. UNIDADES QUÍMICAS:

a) Molaridad (M): corresponde a la cantidad de sustancia de soluto por unidad de volumen de solución, se puede expresar en mol de soluto (n) por cada litro de solución o milimol de soluto por mL de solución.

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solución en litros}}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{\bar{M}_{\text{soluto}} \cdot V_{\text{solución en litros}}}$$

b) Molalidad (m): Por definición nos expresa la cantidad de moles de soluto que se encuentran disueltos por cada kilogramo de solvente o 1000 g de solvente.

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{solvente (kg)}}$$

c) Normalidad (N): Por definición nos indica el número de equivalentes de soluto que hay disueltos en un litro o 1000 mL de solución.

$$N = \frac{n_{\text{equivalentes}}}{V_{\text{solución (L)}}} = \frac{eq}{L} \text{ ó } \frac{meq}{mL}$$

$$n_{\text{eq. de soluto}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{PE} = eq. \text{ ó } meq.$$

El peso equivalente de los determinados soluto depende en el tipo de reacción en que va a participar, por ejemplo, en las reacciones Ácido-Base las partículas participantes son los protones y los hidroxilos por lo que para las especies ácidos y bases los equivalentes son:

$$P_{eq. \text{ de soluto ácido}} = \frac{PM_{ácido}}{n^{\circ} \text{ de hidrógenos}} = \frac{g}{eq}$$

$$P_{eq. \text{ de soluto base}} = \frac{PM_{base}}{n^{\circ} \text{ de hidroxilos}} = \frac{g}{eq}$$

d) Fracción molar (Xn): Por definición nos indica la cantidad de moles de soluto por cada mol de solución (Xs) o moles de disolvente por cada mol de solución (Xd).

$$Xs = \frac{n_{soluto}}{n_{solución}} = \frac{n_d}{n_s + n_d}$$

$$Xd = \frac{n_{disolvente}}{n_{solución}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

Si sumamos ambas fracciones tenemos que $Xs + Xd = 1$.

DILUCIÓN DE LAS SOLUCIONES:

Las Soluciones concentradas pueden servir de fuente u origen para preparar a partir de ellas soluciones más diluidas. La dilución consiste en tomar un volumen conveniente de la solución concentrada y enseguida agregar solvente hasta obtener el volumen requerido de solución diluida. La relación matemática que rige este principio es:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Materiales

- Matraces aforados de 100 mL
- Vasos de precipitado de 25, 50, 100 mL
- Vidrio de reloj o recipiente para masar
- Varillas de vidrio o agitador
- Espátula
- Balanza

Reactivos

- Cloruro de sodio (NaCl)
- Etanol al 13 % v/v
- Hidróxido de sodio (NaOH)
- Ácido clorhídrico (HCl) concentrado
- Benceno
- Sulfato de cobre (CuSO₄)

Hay que recordar que para realizar algunos cálculos se deben aplicar conversión de unidades

PROCEDIMIENTOS:

A. Clasificación de soluciones desde el punto de vista energético:

1. Añadir 25 mL de agua destilada en 2 vasos de precipitado de 100 mL. A continuación, medir la temperatura de esta y anotarla.
2. Adicionar a un vaso 3 perlas de NaOH y al otro NH₄Cl y medir nuevamente la temperatura de ambos líquidos.
3. Calentar la solución que se favorezca con un aumento de temperatura y analizar lo que sucede.

B. Naturaleza de los componentes (soluto y solvente)

Disolvente polar - soluto polar

1. Tomar en un tubo de ensayo unos mililitros de agua destilada. Agregar un poco de sacarosa y agitar.

Disolvente polar – soluto no polar

1. Colocar en un tubo de ensayo un poco de yodo y añadir unos mililitros de agua destilada y agitar fuertemente tratando de homogenizar la mezcla.
2. Deja en reposo unos minutos y observar que ocurre. Luego, añadir solución de yoduro de potasio.

Disolvente no polar – soluto polar

1. Añadir en un tubo de ensayo seco aproximadamente 2 mL de benceno y a continuación unos cristales de Cloruro de Sodio (NaCl). Agitar la mezcla fuertemente.

Disolvente no polar – soluto no polar

1. Colocar en un tubo de ensayo un poco de benceno, agregando unos mililitros de acetona y agitar.

C. EFECTO DEL TAMAÑO DE UNA PARTÍCULA, AGITACIÓN Y TEMPERATURA EN UNA SOLUCIÓN SÓLIDO-LÍQUIDO.

Tamaño de la partícula:

En un tubo de ensayo agregar 2 g de CuSO_4 (o NaCl) granulado y 10 mL de agua, en otro añadir 2 g de CuSO_4 (o NaCl) pulverizado y 10 mL de agua. En ambos casos mover los tubos y observar cual tubo se disuelve más rápido.

Efecto de la agitación:

En otros dos tubos de ensayo repita el caso anterior, pero esta vez, agítelos vigorosamente. Observar y anotar los resultados.

Efecto de la temperatura sobre la disolución:

Tomar dos vasos precipitados y en cada uno de ellos añadir 50 mL de agua destilada y 5 g de CuSO_4 (o cloruro de sodio) pulverizado y en otro 5 g del mismo soluto granulado. Calentar suavemente ambos hasta su disolución. Observar y anotar las observaciones sobre las velocidades de disolución del sólido.

D. PREPARACIÓN DE 50 ML DE NaCl AL 1,5 % M/V

1. Realizar los cálculos necesarios para determinar las cantidades requeridas para preparar la solución, y en la balanza masar la cantidad de NaCl necesario para preparar el volumen solicitado.
2. Adicionar a un vaso de precipitado 40 mL de agua destilada, agregar el NaCl masado y agitar con la varilla.
3. Transvasar la solución con el soluto diluido a un matraz de aforo de 50 mL (tamaño adecuado al volumen final de la solución a preparar). Medir una pequeña cantidad de agua destilada y con ella lavar el vaso de precipitado. Luego adicionar el agua del lavado al matraz aforado.
4. Completar el volumen total de solución adicionando agua destilada hasta la línea de aforo. Homogenizar la solución tapando el matraz de aforo e invertir varias veces.

E. PREPARACIÓN DE 100 ML DE ETANOL AL 3,2 % V/V A PARTIR DE ETANOL 13 % V/V

1. Se calcula el volumen de la solución que contiene el volumen del soluto que se necesita para preparar la solución y se mide el volumen de etanol necesario para su preparación utilizando el material volumétrico adecuado. Adicionar lentamente la cantidad de etanol medida en un vaso de precipitado que contenga 50 mL de agua destilada y agitar con una varilla.
2. Transvasar el contenido del vaso de precipitado a un matraz de aforo de 100 mL. Luego, con una pequeña cantidad de agua destilada lavar el vaso de precipitado, adicionando el agua del lavado al matraz de aforo.
3. Completar el volumen total de solución adicionando agua destilada hasta la línea de aforo. Para finalizar, homogenizar la solución tapando el matraz de aforo e invertirlo varias veces.

F. PREPARACIÓN DE 100 ML DE NaOH 0,25 M A PARTIR DE NaOH SÓLIDO

1. Realizar los cálculos necesarios para determinar las cantidades requeridas para preparar la solución, y en la balanza masar la cantidad de NaOH necesario para preparar el volumen solicitado.
2. Aplicar los mismos procedimientos de la actividad D modificando las cantidades de soluto y solvente, además de ocupar el material volumétrico correspondiente para ellos.

G. PREPARACIÓN DE 50 ML DE HCl 0,10 M A PARTIR DE UN ÁCIDO CONCENTRADO DE LABORATORIO

1. Realizar los cálculos necesarios para determinar las cantidades requeridas para preparar la solución, y con el instrumental adecuado calcular los reactivos necesarios para preparar el volumen solicitado de solución.
2. Aplicar los mismos procedimientos de la actividad E modificando las cantidades de soluto y solvente, ocupando el material volumétrico correspondiente para ellos.

Equilibrio Químico

PROFESOR: KELLY NÚÑEZ PÉREZ

I. INTRODUCCIÓN

El equilibrio químico representa un balance entre las reacciones hacia la derecha y hacia la izquierda. Las variables que se pueden controlar en forma experimental son la concentración, la presión, el volumen y la temperatura.

En general, la mayoría de las reacciones que tienen lugar en disolución acuosa son reversibles, al menos en cierto grado. El equilibrio químico, se alcanza cuando las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan y las concentraciones netas de reactivos y productos permanecen constantes. El equilibrio químico es, por tanto, un proceso dinámico, es decir en todo momento hay una transformación de reactivos en productos y de productos en reactivos, aunque al alcanzarse el estado de equilibrio no se aprecien cambios netos en el proceso.

El principio de Le Châtelier establece que “cuando se somete un sistema en equilibrio a una modificación de la temperatura, presión o la concentración de una de las especies reaccionantes, el sistema responde alcanzando

un nuevo equilibrio que contrarresta parcialmente el efecto de la modificación”. Cuando se habla de “modificación” o “perturbación” al sistema, significa que hay un cambio que altera el estado de equilibrio de un sistema, y es este principio, el que se utiliza para valorar los efectos de tales cambios.

II. OBJETIVOS

- Observar reacciones químicas interesantes y coloreadas que son ejemplos de sistemas en equilibrio.
- Manipular dichos equilibrios introduciendo cambios de concentración.
- Comprobar que la dirección del desplazamiento de la reacción en equilibrio tiende a contrarrestar los cambios en las condiciones de acuerdo con el Principio de Le Châtelier.

III. MATERIALES

EQUILIBRIO DE CONCENTRACIÓN			
ENSAYO	MATERIALES	REACTIVOS	
Ensayo 1	Gradilla	Cromato de potasio	Preparar: 0,1 M
	Tubos de ensayo	Dicromato de potasio	Preparar: 0,1 M
	Pipetas gotario	Hidróxido de sodio	Preparar: 1M
	Propipetas	Ácido clorhídrico	Preparar: 1M
Ensayo 2	Gradilla	Cromato de potasio	Preparar: 0,1 M
	Tubos de ensayo	Hidróxido de sodio	Preparar: 1M
	Pipetas gotario	Nitrato de bario	Preparar: 1M
	Propipetas	Ácido clorhídrico	Preparar: 1M
	Piseta	Dicromato de potasio	Preparar: 0,1 M
Ensayo 3	Vaso precipitado	Cloruro de hierro (III)	Preparar: 1M
	Agua destilada		
	Gradilla	Tiocianato de potasio	Preparar: 1M
	Tubos de ensayo		
	Pipetas gotario	Hidróxido de sodio	Preparar: 1M
	Propipetas		

TABLA 1. Materiales y reactivos para ensayos de equilibrio de concentración.

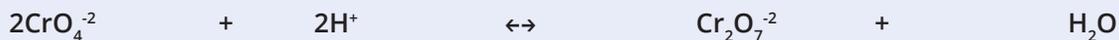
EQUILIBRIO DE TEMPERATURA			
ENSAYO	MATERIALES	REACTIVOS	
Ensayo 1	Tubos de ensayo	Virutas de cobre	
	Taponés de hule		
	Manguera		
	Jeringa		
	Vaso precipitado		
	Manta calefactora	Ácido nítrico concentrado	
	Hielo		
	Piseta		
	Pinzas		
	Gradilla		
Ensayo 2	Gradilla	Cloruro de cobalto	Preparar: 4% m/v
	Tubos de ensayo		
	Pipetas gotario		
	Propipeta		
	Vaso precipitado	Ácido clorhídrico concentrado	
	Manta calefactora		
	Hielo		
	Piseta		
Pinzas			

TABLA 2. Materiales y reactivos para ensayos de equilibrio de temperatura.

IV. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

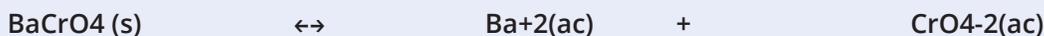
A) CAMBIOS EN LA CONCENTRACIÓN:

1. Equilibrio ión cromato CrO_4^{-2} – ión dicromato $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$



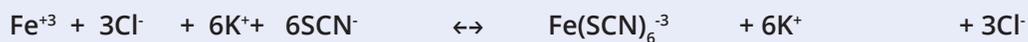
- 1.1 En dos tubos de ensayo, previamente rotulados, coloque separadamente hasta la mitad de tubo, una solución de cromato de potasio 0,1M y de dicromato de potasio 0,1M. Estas soluciones servirán de origen de los iones CrO_4^{-2} y $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$, respectivamente. Anote el color de cada una de éstas.
- 1.2 Coloque una pequeña cantidad de cada solución en dos tubos de ensayo distintos y rotulados. A continuación, agregue gota a gota NaOH 1M a cada solución, hasta que se observe un cambio.
- 1.3 Adiciones ahora a cada tubo HCl 1M, gota a gota hasta que ocurra algún cambio.
- 1.4 En otros dos tubos de ensayo limpios, coloque unas gotas de solución de K_2CrO_4 0,1M y $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,1M en forma separada. A continuación, agregue gota a gota solución de HCl 1M a cada tubo, hasta que se observe un cambio.
- 1.5 Agregue ahora a los tubos obtenidos en el paso 1.4, NaOH 1M gota a gota hasta que ocurra algún cambio.

2. Equilibrio del BaCrO_4 sólido con una solución saturada de sus iones:



- 2.1 Ponga unas gotas de K_2CrO_4 0,1M en un tubo de ensayo limpio y rotule. Agregue 2 gotas de NaOH 1M y, a continuación, nitrato de bario, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 1M hasta que se observe algún cambio.
- 2.2 Agregue al tubo obtenido en el paso 2.1, HCl 1M gota a gota.
- 2.3 Ponga en otro tubo limpio y rotulado unas gotas de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,1M. Agregue luego 2 gotas de HCl 1 M y 10 gotas de nitrato de bario 1 M.
- 2.4 Adicione NaOH 1M gota a gota, al producto obtenido en el paso 2.3.
- 2.5 Ponga unas gotas de K_2CrO_4 0,1M en un tubo de ensayo, identifíquelo y en otro tubo la misma cantidad, pero de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ y rotule. Luego, agregue gotas de nitrato de bario, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 1M, a cada uno de los tubos.

3. Sales férricas en presencia de tiocianato. El equilibrio es:



- 3.1 En un vaso de precipitado coloque 1 mL de FeCl_3 1M y agregue 1 mL de solución de KSCN 1M y luego, 8 mL de agua. De esta forma usted obtendrá por la mezcla de los reactantes el producto coloreado (rojo) que corresponde al hexaciano de hierro (III).
- 3.2 Distribuya la solución anterior en 5 partes aproximadamente iguales, colocándolos en 5 tubos de ensayo previamente rotulados.
- 3.3 Deje un tubo como testigo y a cada uno de los tubos de ensayo restantes agregue uno de los reactivos indicados en la tabla que aparece más abajo (Tabla 3).
- 3.4 Antes de agregar cada reactivo debe preverse lo que irá a suceder al equilibrio de este sistema, en forma teórica y después confirmará agregando cada reactivo.
- 3.5 Anote todas las operaciones que realizará en la tabla adjunta.

Tabla 3.

REACTIVOS	DESPLAZAMIENTO	OBSERVACIÓN	CAUSA
FeCl_3			
KSCN			
NaOH			
$\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$			

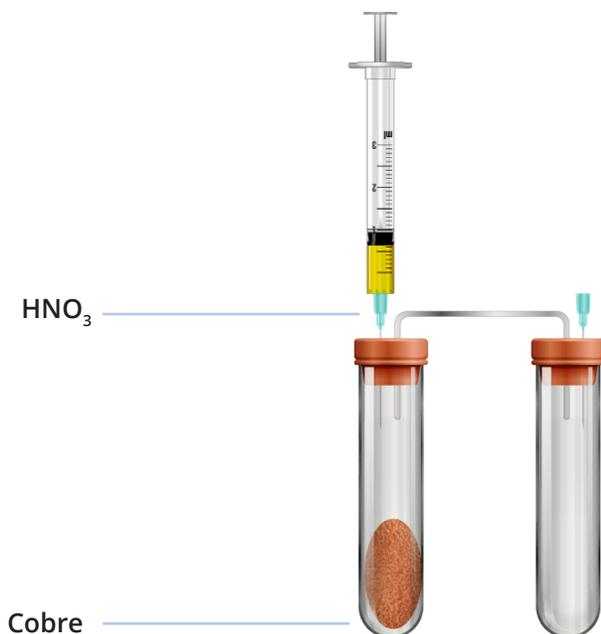
B) CAMBIOS EN LA TEMPERATURA:

En el equilibrio a una temperatura determinada, el efecto térmico neto es cero porque no hay una reacción neta.

1. Considere el siguiente equilibrio:



1.1 Bajo la campana, deberá instalar este equipo:



- 1.2 En un tubo de ensayo coloque virutas de cobre, siguiendo el ejemplo de la Figura 1. Agregue cuidadosamente ácido nítrico concentrado, HNO_3 , lo que generará desprendimiento de NO_2 .
- 1.3 En tres tubos de ensayo limpios y rotulados (1, 2 y 3), coloque una muestra de gas NO_2 , tapando herméticamente los tubos con tapones de hule. Para detener la reacción, una vez tenga colectado el gas, agregue agua a las virutas de cobre.
- 1.4 Caliente a baño María el tubo de ensayo 1, al sumergirlo, debe presionar el tapón del tubo de ensayo con el pulgar para evitar que escape el gas colectado. Mantener el tubo de ensayo sumergido hasta que observe un cambio en la coloración que deberá registrar.
- 1.5 Colocar el tubo de ensayo 2 en un baño de hielo, hasta que observe un cambio de coloración.
- 1.6 El tubo de ensayo 3, servirá como testigo.
- 1.7 Una vez haya observado y anotado los cambios, los tubos de ensayo 1 y 2 debe colocarlos a temperatura ambiente. Registre sus observaciones.

2. Indicar el carácter endotérmico o exotérmico de una reacción química dada:



- 2.1 En un tubo de ensayo, colocar 3 mL de disolución de cloruro de cobalto (II) hexahidratado, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ 4%*m/v*.
- 2.2 Añadir al tubo de ensayo cuidadosamente, ácido clorhídrico concentrado, gota a gota, hasta que observe un cambio en la coloración.
- 2.3 En otros dos tubos de ensayo limpios, dividir la disolución en partes iguales. Rotule los tubos de ensayo (1, 2 y 3), el tubo 3 será su testigo.
- 2.4 Calentar el tubo de ensayo 1 a baño María, hasta que observe un cambio de coloración notoria en la solución.
- 2.5 Colocar el tubo de ensayo 2, en un baño de hielo. Registre el cambio de color de la solución.
- 2.6 Una vez haya observado y anotado los cambios, los tubos de ensayo 1 y 2 debe colocarlos a temperatura ambiente. Registre sus observaciones.

Determinación de ácidos y bases

PROFESORA: VALENTINA MARTÍNEZ JULIO

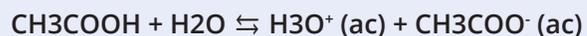
OBJETIVOS

- Determinar el pH de distintas reacciones mediante papel pH universal.
- Interpretar el comportamiento ácido, básico o neutro de las sales en disoluciones acuosas.
- Observar la variación del pH de una reacción mediante la adición de un ácido o una base.
- Determinar el pH de distintas soluciones, en forma exacta, mediante el uso del peachímetro.

INTRODUCCIÓN

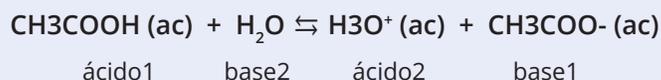
En el transcurso de la historia de la Química, se han utilizado y propuesto diferentes teorías para explicar el comportamiento ácido-base de numerosos compuestos. Los primeros criterios utilizados para caracterizar los ácidos y las bases fueron las propiedades observadas experimentalmente en solución acuosa, de esta manera, se definió como un ácido aquella sustancia de sabor agrio que volvía rojo el papel tornasol y neutralizaba las bases. Una base en cambio era aquella sustancia de sabor amargo que volvía azul el papel tornasol y neutralizaba los ácidos. Posteriormente en 1923 Brønsted y Lowry propusieron que un ácido es cualquier molécula o ion dadora de protones (iones hidrógenos, H⁺) y una base es cualquier molécula o ion aceptora de protones (iones hidrógeno, H⁺).

Para explicar la Teoría ácido-base de Brønsted-Lowry, analizaremos la siguiente reacción:



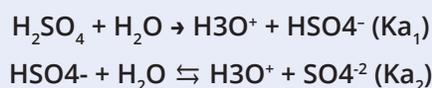
La molécula de ácido acético (CH₃COOH) actúa como ácido y cede un protón a la molécula de agua, la cual actúa como una base. Esta reacción es reversible y el sistema se encuentra en equilibrio. Si se considera la reacción inversa, el ion hidrónio (H₃O⁺) es el que donaría un protón al ion acetato (CH₃COO⁻), así el ion H₃O⁺ actúa como un ácido y el ion CH₃COO⁻ acepta este protón, por lo tanto es una base. De este se deduce que los ácidos

(CH₃COOH, H₃O⁺) y las bases (H₂O, CH₃COO⁻), están involucrados en esta reacción reversible, compitiendo las dos bases por el protón, lo que en la teoría significa que la fuerza de un ácido se mide por la tendencia a donar protones y la de la base por su tendencia a captar protones.



Los ácidos y bases se pueden clasificar en fuertes y débiles. Los ácidos y bases fuertes son aquellos que en condiciones normales gran parte de sus moléculas están disociadas, mientras que los ácidos y bases débiles tienen constantes de ionización pequeñas, por lo que cuando se disuelven con concentraciones normales en agua, gran parte de sus moléculas se mantienen sin disociar.

Algunos ácidos pueden ceder más de un protón, por lo que reciben el nombre de ácidos polipróticos. Cada disociación de uno de los protones tiene su propia constante de disociación, observándose que su valor disminuye según va perdiendo protones: $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$... Mientras que de forma análoga se pueden definir las bases polipróticas. Un ejemplo de esto es el ácido sulfúrico que se disocia en dos etapas cediendo un protón cada vez:



PROPIEDADES ÁCIDO-BASE DE LAS SALES

Las disoluciones acuosas de las sales pueden presentar un comportamiento ácido o básico debido a que los iones procedentes de su disociación pueden reaccionar con el agua intercambiando protones (reacciones de hidrólisis). Como consecuencia de estas reacciones, las disoluciones acuosas de las sales presentan diferentes propiedades ácido-base:

- Las sales que provienen de un ácido fuerte y de una base fuerte no se hidrolizan y sus disoluciones son neutras. Ejemplos: NaCl, KCl, KNO₃ y BaCl₂ entre otras.
- La disolución de una sal derivada de un ácido fuerte y una base débil es ácida, y esto se debe al carácter ácido del catión. Ejemplos: NH₄Cl y NH₄NO₃ entre otras.
- La disolución de una sal derivada de un ácido débil y una base fuerte es básica, y esto se debe al carácter básico del anión. Ejemplos: CH₃COONa y KNO₂ entre otras.
- Si las sales provienen de un ácido débil y de una base débil se hidrolizan tanto el anión como el catión, y el pH de la disolución dependerá de las fuerzas relativas del ácido débil y de la base débil.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Materiales

- Papel indicador de pH
- Tubos de ensayo
- Placa de toque
- Varilla de vidrio
- Vasos precipitados
- Piseta

Reactivos

- Sulfato de sodio (Na₂SO₄)
- Carbonato de potasio (K₂CO₃)
- Cloruro de amonio (NH₄Cl)
- Acetato de sodio (CH₃COONa)
- Sulfato de aluminio (Al₂(SO₄)₃)
- Ácido clorhídrico (HCl)
- Hidróxido de sodio (NaOH)
- Acetato de sodio (CH₃COONa)
- Ácido acético (CH₃COOH)

1. Determinación colorimétrica del pH mediante papel indicador de pH universal.

El método más común utilizado para la medición de pH son los papeles indicadores de pH, estos son papeles absorbentes impregnados de sustancias químicas que tienen un color en una forma ácida y otro color en forma básica. Este papel se halla impregnado con una mezcla de indicadores que cubren todo el rango de pH, basta con sumergir un extremo del papel en la solución y luego comparar el color obtenido con la escala cromática que acompaña a este papel, para conocer el pH de la solución.

- 1.1 En cinco tubos de ensayo limpios añadir algunos cristales de cada una de las siguientes sales: Na_2SO_4 , K_2CO_3 , NH_4Cl , CH_3COONa y $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ en 10 mL de agua destilada y agitar hasta disolver completamente.
- 1.2 Rotule cada uno de los tubos de ensayo, indicando la sal a la cual corresponde cada disolución preparada para su identificación.
- 1.3 Se prepara el papel indicador de pH universal, situándolos sobre una placa de toque y con la ayuda de una varilla de vidrio añadir unas gotas de cada una de las cinco disoluciones preparadas anteriormente.
- 1.4. Observe el cambio de coloración y anote sus observaciones en la *tabla 1*.

Tabla 1. Recolección de datos.

SAL	NOMBRE DE LA SAL	COLOR DEL PAPEL INDICADOR	PH	CARÁCTER ÁCIDO-BÁSICO DE LA DISOLUCIÓN
K_2CO_3				
NH_4Cl				
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$				
Na_2SO_4				
CH_3COONa				

2. Variación de pH de una solución por adición de un ácido o de una base.

- 2.1 Disponga de dos tubos de ensayo y añada 5 mL de agua destilada a cada uno de los tubos, con la ayuda de un papel indicador de pH determine el carácter ácido-básico de la disolución.
- 2.2 A uno de los tubos de ensayo se le añade cuidadosamente 1 mL de ácido clorhídrico (HCl) 0,1 M y se agita durante unos segundos. Se prepara el papel pH sobre un vidrio de lejos y se extraen algunas gotas de la solución resultante para determinar el pH de la disolución.
- 2.3 Al segundo tubo de ensayo se le añade 1 mL de hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 M. Agite, observe el cambio de coloración del papel indicador pH y determine el pH de la solución.
- 2.4 Compare los resultados obtenidos antes y después de agregar HCl y NaOH.

3. Variación de pH de una disolución tampón al adicionar un ácido o una base fuertes.

- 3.1 En un vaso de precipitados de 50 mL, coloque una mezcla de CH_3COONa 0,50 M y CH_3COOH 0,50 M para formar una solución amortiguadora.
- 3.2 Mida 5,00 mL de la solución acético/acetato y colóquelos en dos tubos de ensayos previamente rotulados para su identificación.
- 3.3 En el tubo de ensayo 1 agregue 1 mL de HCl 0,10 M y determinaremos el pH de la solución resultante, observando cual es la variación que experimentó el pH de la solución.

- 3.4. En el tubo de ensayo 2 agregue 1 mL de NaOH 0,10 M y determine el pH de la solución. Observe la variación que experimentó el pH al agregar el HCl y el NaOH a la solución acético/acetato y concluye los motivos de la variación.

4. Indicadores ácido-base

Los indicadores son ácidos o bases débiles cuyas formas ácido-base conjugadas tienen colores diferentes. Dependiendo del pH de la solución el indicador adquirirá un color u otro. Debido a que los reactivos y los productos disueltos son incoloros, para determinar el momento en el que se ha producido un cambio utilizaremos un indicador ácido-base, en este caso usaremos fenolftaleína y rojo fenol. El punto final de la reacción se reconoce por el cambio inmediato de color que experimenta el indicador, ya que en un medio básico tiene un color determinado y en medio ácido otro.

- 4.1 Disponga de seis tubos de ensayo. En el primer tubo de ensayo coloque 5 mL de solución HCl 0,10 M, en el segundo tubo de ensayo coloque 5 mL de solución NaOH 0,1 M y en el tercer tubo de ensayo coloque 5 mL de agua destilada.
- 4.2. Agregue dos gotas del indicador fenolftaleína a cada uno de los tubos de ensayo, observe los cambios de coloración.
- 4.3 En los tres tubos de ensayo restantes agregar las mismas soluciones: 5 mL de solución HCl, 5 mL de solución NaOH y 5 mL de agua destilada, adicionando esta vez dos gotas de disolución de rojo de metilo como indicador.
- 4.4. Observe el cambio de coloración de todos los tubos de ensayo y anote sus observaciones en la *tabla 2*.

Tabla 2. Recolección de datos.

	INDICADOR	SOLUCIÓN	COLOR
Tubo de ensayo 1	Fenolftaleína	HCl	
Tubo de ensayo 2	Fenolftaleína	NaOH	
Tubo de ensayo 3	Fenolftaleína	Agua	
Tubo de ensayo 4	Rojo fenol	HCl	
Tubo de ensayo 5	Rojo fenol	NaOH	
Tubo de ensayo 6	Rojo fenol	Agua	

5. Uso del peachímetro

La determinación potenciométrica de pH se basa fundamentalmente en la diferencia de potencial que se produce entre un electrodo de referencia (Calomel) y un electrodo de trabajo (electrodo de vidrio), capaz de producir un intercambio de iones H_3O^+ entre él y la solución, la cual es transformada a valores de pH.

- 5.1 Pida instrucciones al Profesor de laboratorio para la calibración del peachímetro, con una solución tampón de pH conocido, a la temperatura de trabajo.
- 5.2 Lave los electrodos con agua destilada y séquelos cuidadosamente, antes de leer los pH de cada una de las siguientes soluciones:
 - a. Agua destilada
 - b. Ácido acético 0,1 M
 - c. Solución de HCl 0,1 M
 - d. Solución de NH_3 0,1 M
 - e. Solución de ácido sulfúrico 0,1 M

Corrosión Galvánica

PROFESOR: DR. SAMUEL PEDREROS TAPIA

INTRODUCCIÓN

Los cuerpos metálicos expuestos a ciertos fluidos modifican sus propiedades mecánicas por acción de un fenómeno químico indeseable llamado corrosión. El caso más estudiado es el de la corrosión del hierro.

El fluido o medio agresivo puede ser: el agua de mar, el aire húmedo, los vapores ácidos o la película de humedad que recubre a todo el cuerpo.

La corrosión electroquímica o galvánica es la más importante, siendo ésta un proceso de oxidación-reducción. Por lo tanto, cuando un cuerpo metálico se encuentra sumergido en un medio agresivo, puede distinguirse una zona anódica y una zona catódica. En el área anódica el metal pierde electrones que fluyen hacia el área catódica donde provocan una reducción cuya reacción dependerá de la humedad, del pH del medio agresivo y del grado de aireación de esa superficie metálica.

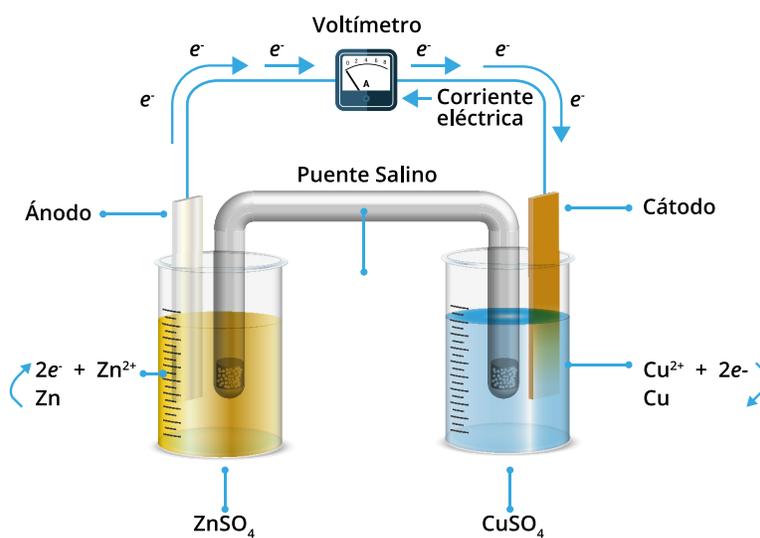
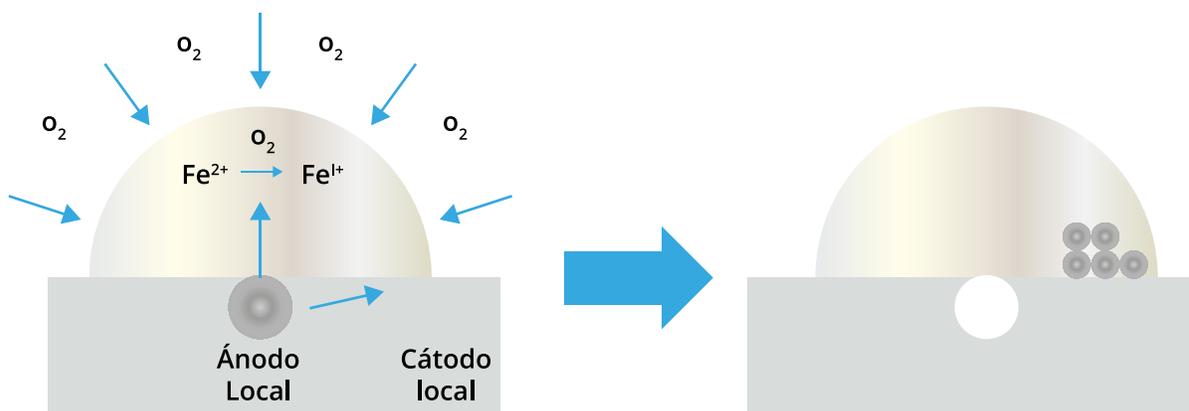


TABLA DE POTENCIALES

Semireacción de reducción	E° (V)
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.76
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.44
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	-0.36
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0.25
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0.13
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0.132
$\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0.00
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0.15
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.34
$\text{Cu}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.52
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow 2\text{I}^{-}(\text{aq})$	+0.54
$\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0.80



CORROSIÓN SEGÚN EL MEDIO: CORROSIÓN ELECTROQUÍMICA.

Implica un transporte de cargas a través de un electrolito, hay una circulación de corrientes eléctricas y se cumplen las leyes de Faraday. Estas corrientes se producen porque el material presenta zonas con diferente reactividad (centros "anódicos" y "catódicos"); existe un paso conductor que conecta las zonas anódica y catódica (el metal conduce los electrones) y ambos micro electrodos están inmersos en un mismo electrolito.

CONDICIONES PARA LA CORROSIÓN ELECTROQUÍMICA.

Causas frecuentes de la circulación de cargas:

- El contacto de dos materiales diferentes.
- Presencia de fases diferentes de una misma aleación.
- Diferentes grados de aireación de una pieza metálica.
- Corrientes inducidas por circuitos eléctricos mal aislados.
- Impurezas, tensiones en el metal, etc.

Estos factores hacen que en el metal existan diferentes zonas (microelectrodos) que convierten al cuerpo metálico, junto con el medio agresivo, en un gran conjunto de micropilas electroquímicas.

REACCIONES EN LA CORROSIÓN ELECTROQUÍMICA.

Reacciones anódicas:	Pasaje de iones de la red metálica al medio corrosivo	Metal Fe Zn	$\left\{ \begin{array}{l} \rightarrow (\text{Metal}^{n+} + n\text{e}^-) \\ \rightarrow (\text{Fe}^{+2} + 2\text{e}^-) \\ \rightarrow (\text{Zn}^{+2} + 2\text{e}^-) \end{array} \right.$
Reacciones catódicas:	Dependiendo de la presión de O_2 y del pH se puede observar reducción de oxígeno y/o desprendimiento de hidrógeno	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$ $2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$	$\left\{ \begin{array}{l} 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \\ \text{H}_2 \rightarrow \\ 4\text{OH}^- \rightarrow \\ \text{H}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \end{array} \right.$

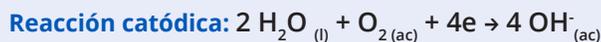
Los iones metálicos (Men^+) formados en la zona anódica y los OH^- formados en la zona catódica se desplazan hacia las zonas opuestas y donde se encuentran, precipita el hidróxido o el óxido hidratado correspondiente. El lugar donde se produce el óxido depende de las velocidades relativas de los dos iones.

MATERIALES	REACTIVOS
2 vasos de precipitado de 250 ml	Solución de CuSO_4 1 M
1 tubo de vidrio en forma de U	Solución de ZnSO_4 1 M
Algodón	Solución de NaCl 0.1 M
Lámina de cobre	Solución de HCl 50%
Lámina de zinc	Hexacianoferrato (III) de potasio
2 caimanes	Fenolftaleína
Milivoltímetro	

PARTE EXPERIMENTAL

A. REACCIONES REDOX ESPONTÁNEAS

Se estudiará la corrosión rápida de Zn en un par de Zn-Cu sumergido en agua que contiene oxígeno disuelto.



Una solución de fenolftaleína (incolora) vira al rojo violáceo en presencia de iones OH⁻.

PROCEDIMIENTO:

1. Llenar un tubo en U con agua previamente aireada.
2. En cada rama del tubo colocar respectivamente una lámina recién pulida de Zn y de Cu.
3. Unir exteriormente las láminas mediante un conductor de cobre, cuidando que este no toque el líquido.
4. Agregar a ambas ramas del tubo 3 gotas de solución alcohólica de fenolftaleína.
5. Observar al cabo de 2 horas e interpretar lo ocurrido.

Observe y tome nota de lo que ocurre durante la reacción y conteste las preguntas que se plantean:

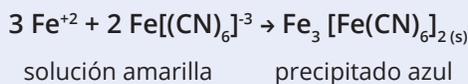
1. Dibuje el dispositivo indicando el movimiento de iones y de electrones.
2. En el par zinc-cobre ¿cuál es la zona anódica y cuál la catódica?
3. ¿Qué reacción ocurre en cada una de estas áreas en la interface electrodo-solución?
4. ¿Qué alteraciones se producen en cada uno de los metales?
5. Reconocimiento de los productos finales.

B. CORROSION RÁPIDA DE HIERRO POR FORMACIÓN DE UN PAR Fe-Cu SUMERGIDO EN AGUA SALINA QUE CONTIENE OXÍGENO DISUELTO (Comparable con el agua de mar).



Reconocimiento de los productos finales.

El ion Fe^{+2} se reconoce con hexacianooferrato(III) de potasio, comúnmente, llamado ferricianuro de potasio, con el que da un compuesto de color azul, según la ecuación:



El ion OH^- se reconoce con fenolftaleína.

PROCEDIMIENTO:

1. Enrolle de manera compacta un alambre de cobre alrededor de un clavo grueso de hierro.
2. Envuélvalo con papel de filtro embebido en una solución ("preparada en el Laboratorio") de la siguiente composición: 100 mL de agua, 2 g de NaCl, 0,1 g de $[\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6]$ y 6 gotas de solución alcohólica de fenolftaleína.
3. Observar al cabo de unos minutos la aparición de coloraciones rosada y azul, individualizando en cada caso las zonas anódica y catódica.

Anote sus observaciones y conteste las siguientes preguntas:

1. Dibuje el dispositivo, indicando el movimiento de electrones y iones.
2. Escriba las semiecuaciones de las reacciones redox.
3. Escriba las ecuaciones de reconocimiento de los productos finales.

FABRICACIÓN DE UNA PILA ELÉCTRICA

DESCRIPCIÓN

Los metales tienen cierta tendencia a disolverse en agua, unos más, otros menos. Si sumergimos un trozo de cinc en agua, algunos átomos de cinc perderán dos electrones (o sea, dos cargas negativas) y se convertirán en iones Zn^{+2} , un catión. Sin embargo, esos iones se quedan unidos al metal, porque no quieren alejarse de los electrones (cargas de distinto signo se atraen). Pero si hay alguna otra sustancia en el entorno que atraiga a los electrones, entonces sí que esos iones Zn^{+2} pasarán a la solución.

¿Sabías qué?

Las reacciones de oxidación-reducción son muy frecuentes en la industria ya que constituyen el principio de funcionamiento de las pilas eléctricas, tales como las pilas alcalinas y se emplean para refinar electroquímicamente determinados metales, como el cobre y la plata en nuestro país. También se utilizan para la protección de los metales contra la corrosión. En la naturaleza, intervienen en la respiración celular y la fotosíntesis.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL

MATERIALES	REACTIVOS
Un trozo de alambre de cobre grueso o 1 clavo de cobre	Vinagre
Un trozo de alambre galvanizado	Solución de CuSO_4
Un trozo de cable eléctrico delgado	

Un trozo de papel aislante	
2 Vasos de precipitado de 100 mL	
1 Voltímetro	
1 LED color rojo	
1 Probeta de 50 mL	
1 Piseta con agua destilada	
Alambre de cobre fino	
Brújula	

PROCEDIMIENTO

Actividad 1

En unos 15 mL de solución de CuSO₄ sumergir un trozo de alambre galvanizado bien limpio. Se verá que el alambre queda cubierto por una capa de cobre de color rojizo.

¿Qué pasó?

La solución azul que se usa debe su color a los iones Cu⁺². Cuando se sumerge el alambre galvanizado (que es de hierro (Fe), recubierto de cinc (Zn) metálico) los electrones que deja el cinc son tomados por el Cu⁺² de la solución, las cargas negativas neutralizan a las cargas positivas y se forma cobre metálico:



Entonces, los iones Zn⁺² que se habían formado pueden pasar a la solución.

En resumen, un poco de cinc se disuelve y un poco de cobre se deposita.

PREGUNTAS:

Seguramente has empleado una pila para una lámpara o un radio y éstos funcionan cuando las colocas en los sitios correspondientes. Las pilas le proporcionan energía a estos aparatos. Pero en ellos no vemos ninguna conexión:

¿Cómo es que una lámpara se enciende?

¿Puedes explicar a qué se debe que esto suceda?

Si logramos que esos electrones no pasen directamente del alambre a la solución, sino que circulen por un cable externo, habremos armado una pila eléctrica.

¿Cómo se puede hacer? Muy fácil. Veamos el siguiente experimento:

Actividad 2

Se puede construir una pila disponiendo de dos especies metálicas en contacto entre las cuales se produzca un intercambio de electrones.

PROCEDIMIENTO

Tomamos un trozo de unos 5 o 6 cm de alambre de cobre grueso (o un clavo de cobre de los que se usan para fijar las tejas en los techos), lo limpiamos bien con una lija fina, lo envolvemos con 2 o 3 vueltas de papel común y le enrollamos varias vueltas de alambre galvanizado, cuidado que los metales no se toquen. Luego sumergimos todo en un vaso conteniendo vinagre, como muestra la figura.

Ahora la cuestión es ver si funciona. Hay varias maneras de comprobarlo:

- Con un voltímetro (aparato que se usa para medir voltaje o resistencia eléctrica, etc.), podemos medir el voltaje que genera nuestra pila, que será de aproximadamente 1 V.
- Uniendo en serie dos pilas iguales con un cable (polo negativo de una pila al polo positivo de la otra), tendremos un voltaje de 2 V. Eso es suficiente para encender un LED (Light Emitting Diode o Diodo Emisor de Luz) de color rojo. Los LED encienden si la polaridad es la adecuada; si no enciende, invertir las conexiones a la pila.



Podemos fabricar un “detector de electricidad” enrollando varias vueltas (20 o 30) de alambre de cobre fino (esmaltado o aislado de alguna manera) sobre una brújula, como se ve en la figura. Si conectamos las terminales de la bobina así construida a una pila, veremos que la aguja de la brújula se mueve, indicando que circula electricidad. Ese movimiento será muy leve con nuestra pila, que genera poca intensidad de corriente. Si probamos con una pila comercial de 1,5 V, veremos un rápido giro de la aguja hasta una posición perpendicular a la bobina.



RESULTADOS

ACTIVIDADES DE PROFUNDIZACION

- 1.- Escribe las reacciones parciales de los electrodos y la polaridad de los mismos.
- 2.- ¿En qué dirección se mueven los iones en el sistema?
- 3.- ¿Qué elemento actúa como agente reductor y como agente oxidante en el experimento realizado?
- 4.- ¿A qué se le llama potencial de una pila?

5.- Investiga la diferencia entre galvanoplastia, galvanostegia y galvanización.

6.- ¿Influye el grosor del alambre de cobre en la cantidad de corriente que se genera?

REACCIONES ENDOTÉRMICAS Y EXOTÉRMICAS

DESCRIPCIÓN

Las reacciones químicas suponen un proceso en el que se produce una reordenación de átomos, con ruptura de enlaces y formación de otros nuevos.

Este es un aspecto parcial de la reacción, ya que el otro aspecto (tan importante como el anterior) lleva implícito un cambio energético entre los estados inicial y final. Algunas reacciones ocurren con desprendimiento de calor del sistema hacia el exterior; son las reacciones exotérmicas; en otras reacciones sucede el proceso inverso; y son las reacciones endotérmicas.

Procesos exotérmicos espontáneos, tales como el arder del fuego o las corrientes de agua por las montañas, son muy conocidos y relativamente fáciles de explicar. Los procesos endotérmicos espontáneos, por lo contrario, no son tan comunes y son más difíciles de explicar.

Se puede usar su existencia para recalcar la importancia de la ley universal que dice que: los sistemas tienden al caos.

¿Sabías que?

La vida sin energía es imposible. No hay ningún sistema viviente que pueda permanecer vivo por mucho tiempo sin algún tipo de combustible, es decir, el alimento que lo mantenga vivo. Así como el calor que desprenden algunos gases como el metano, etano, propano y butano, el cual se aprovecha para la calefacción en fábricas y hogares.

MATERIALES	REACTIVOS
Vaso de precipitados	NH_4Cl (5.5 g) ó NH_4NO_3 (8.5 g)
Termómetro	$\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$ (16 g)
Pequeño bloque de madera	H_2SO_4 concentrado
Hule aislante (si es posible)	
Agitador de vidrio	

PREGUNTA:

¿El calor liberado por el combustible en las máquinas, será igual al calor liberado por el cuerpo humano?
Fundamenta tu respuesta.

PARTE EXPERIMENTAL

Identificar las reacciones químicas que absorben y liberan energía del medio.

EXPERIMENTO I

1.- Coloca 16 g de hidróxido de bario y 5.5 g de cloruro amónico en un matraz Erlenmeyer, agita suavemente para mezclar los reactivos.

Toma la temperatura inicial y regístrala: _____

Después de unos 30 segundos se puede detectar un fuerte olor a amoníaco, mantén tapado el matraz con un tapón y verás que con la reacción se forma una apreciable cantidad de líquido.

¿Qué cambios observas respecto a la temperatura en la parte exterior del frasco?

Nota: Evitar respirar el amoníaco y el contacto con la piel de los reactivos.

Toma la temperatura final y regístrala: _____

Humedece un trozo de madera con unas gotas de agua y coloca el matraz de la reacción sobre él. ¿A qué se debe el fenómeno que observas?

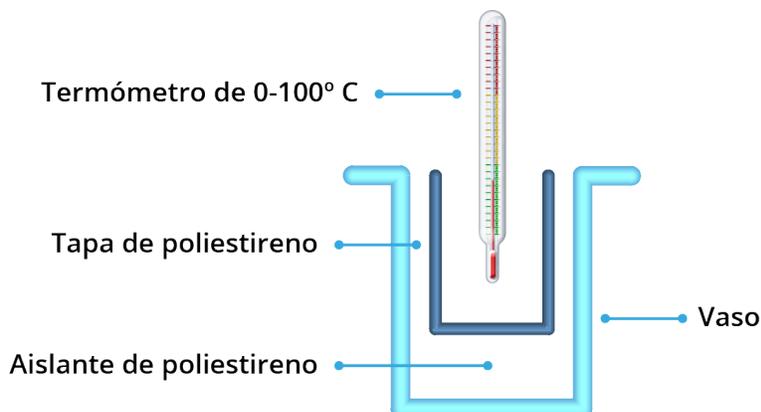
La reacción que se llevó a cabo es la siguiente:



¿A qué tipo de reacción corresponde?

EXPERIMENTO II

1. Prepara el dispositivo como el de la figura. Coloca dentro del vaso 60 mL de agua destilada y mide su temperatura: _____



Añade cuidadosamente 6 mL de ácido sulfúrico concentrado (96%), agita brevemente con una varilla de vidrio y mide la máxima temperatura alcanzada: _____

Anota tus observaciones: _____

¿A qué tipo de reacción corresponde? _____

EXPERIMENTO III

1. Coloca 20 mL de agua destilada en un vaso de precipitado y mide su temperatura: _____

2. Añade 1 g de cloruro de amonio y agita hasta disolución total, mide su temperatura: _____

Anota tus observaciones: _____

¿A qué tipo de reacción corresponde? _____

ACTIVIDADES DE PROFUNDIZACIÓN

1. De acuerdo a la energía implicada, ¿cómo se clasifican las reacciones?
2. ¿Cómo se logra que una reacción absorba o libere energía?
3. ¿Cuáles son las aplicaciones de las reacciones endotérmicas y exotérmicas?

FUNDAMENTACIÓN DE RESULTADOS:

Cinética Química

PROFESORA: ISABEL PIZARRO VEAS

EL RELOJ DE YODO

OBJETIVOS:

- Observar los factores de los que depende la velocidad de la reacción (tiempo que tarda en aparecer el color oscuro en nuestro caso).
- Analizar la relación entre la concentración, en este caso de Bisulfito (HSO_3^-), y la velocidad de reacción.

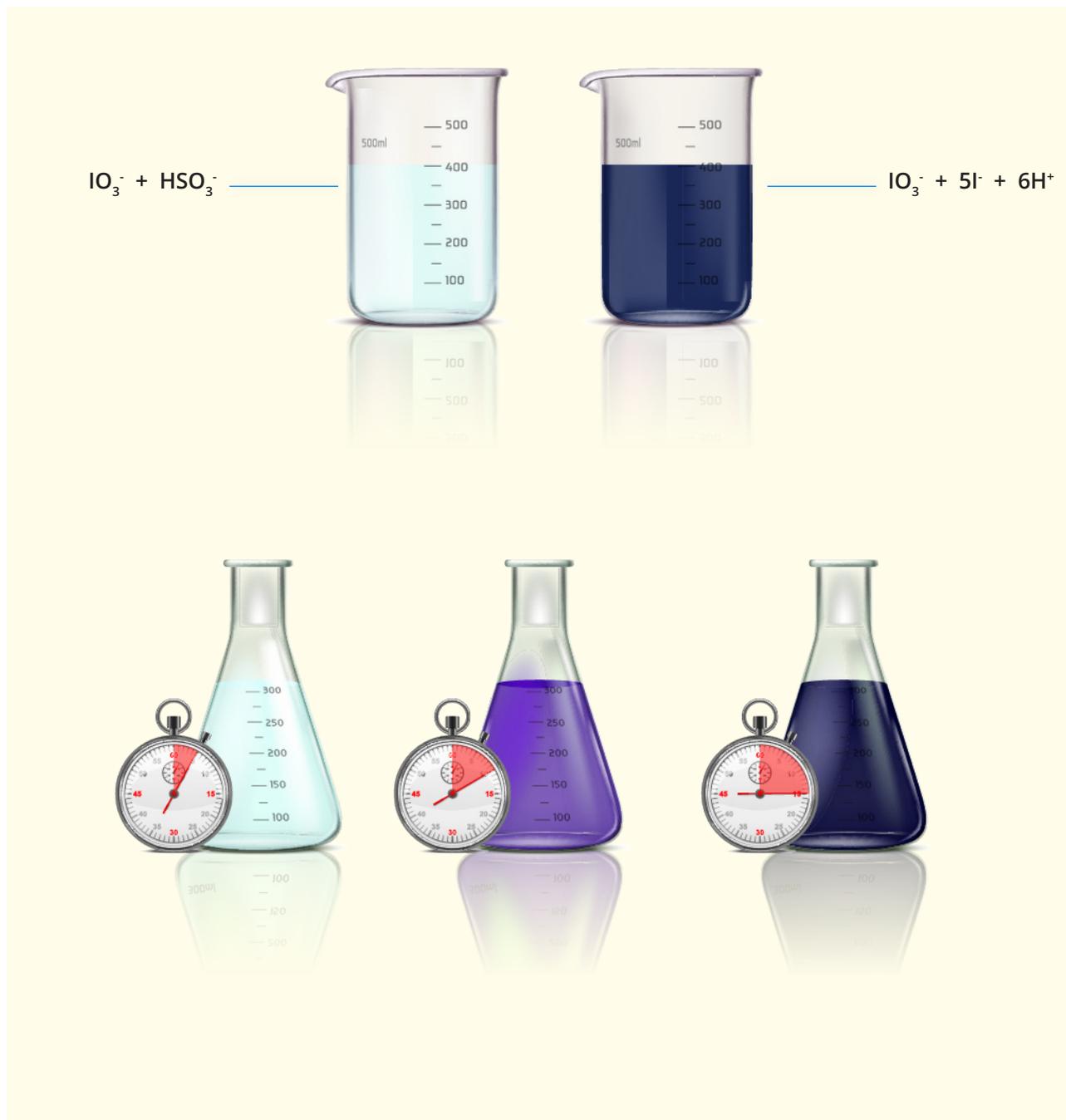
INTRODUCCIÓN:

En este taller hablaremos de una reacción muy conocida y espectacular, que resulta muy interesante para llevar a cabo en clase. **Es la práctica del reloj de yodo**, descubierta en 1866 por Hans Heinrich Handolt. Se trata de una **reacción química de tipo oscilante** (se conocen pocas de este tipo) y se puede utilizar para ilustrar conceptos relacionados con la **cinética química**, como la **velocidad de reacción**, y determinar cómo afectan a la misma dos aspectos importantes: la temperatura a la que se lleva a cabo la reacción y la concentración inicial de los reactivos.

Hemos dicho que **el reloj de yodo es una reacción química de tipo oscilante**, pero, ¿qué significa esto? Significa que una vez que finaliza, el sistema vuelve

a su estado inicial y comienza de nuevo; los cambios que exhibe son periódicos. Si conocemos cuál es la duración de cada ciclo, su frecuencia, entonces tenemos, efectivamente, un sistema capaz de medir el tiempo mediante el uso de una reacción química, por lo que a veces a estas reacciones se las conoce también como *relojes químicos*. Así, en el hipotético caso de que todos los relojes del mundo dejaran de funcionar, siempre podríamos medir el tiempo de forma aproximada con el reloj de yodo o con otras reacciones oscilantes, si dispusiéramos de todos los reactivos necesarios y conociendo de antemano la frecuencia en base a las condiciones iniciales del experimento.

Lo que ocurre en la **reacción del reloj de yodo** es lo siguiente: **dos disoluciones incoloras se mezclan** sin que, a simple vista, se produzca ningún cambio que nos muestre que se está llevando a cabo una reacción química. Sin embargo, **después de un período de tiempo dado** (inferior a un minuto) **la mezcla cambia repentinamente a azul muy oscuro, casi negro**. Los ciclos se van repitiendo hasta que los reactivos se consumen por completo.



Aunque hay algunas variaciones para esta práctica, en este Taller nos vamos a centrar en una de ellas que se lleva a cabo utilizando **bisulfito y yodato**.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Para llevar a cabo la reacción se deben preparar dos disoluciones, una de yodato de potasio y otra de bisulfito de sodio con almidón. Podemos proceder del siguiente modo:

PREPARACIÓN DE LA DISOLUCIÓN 1:

Yodato de potasio (KIO_3) 0,03 M. Se disuelven 6,4 g de KIO_3 en un vaso de precipitado, se pasa a un matraz aforado de 1 litro y se enrasa con agua destilada.

PREPARACIÓN DE LA DISOLUCIÓN 2:

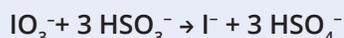
Bisulfito de sodio (NaHSO_3) 0,03 M con almidón. Se disuelven 3,1 g de NaHSO_3 y 0,6 g de almidón en un vaso de precipitados, se pasan a un matraz de aforo de 1 litro y se enrasa con agua destilada. Puesto que el almidón puede ser difícil de disolver, se puede disolver previamente en un poco de agua destilada caliente.

MEZCLA DE LAS DOS DISOLUCIONES

Para que se produzca la reacción, se mezclan cantidades iguales de las dos disoluciones en un recipiente transparente, que permita ver bien el cambio de color; podemos agregar unas gotas de H_2SO_4 para acidificar. Al cabo de unos 20 segundos se produce un cambio brusco pasando de incoloro a azul oscuro. Pasado un cierto tiempo, la reacción vuelve nuevamente a transparente y después nuevamente a azul oscuro, de forma oscilante.

EXPLICACIÓN QUÍMICA DE LA REACCIÓN DEL RELOJ DE YODO

Cuando mezclamos las dos disoluciones, yodato de potasio y bisulfito de sodio con almidón, comienza la primera etapa de la reacción. En esta primera etapa, los aniones bisulfito reducen a los iones yodato (que actuarán como oxidante) a yoduro, mientras que el bisulfito se oxida a sulfato. Así, tenemos:



Mezcla incolora

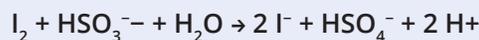
Después, en la segunda etapa, el yoduro (I^-) reacciona con el yodato en exceso (IO_3^-) y se produce yodo molecular, I_2 , que junto con el almidón es el que da el

color azul oscuro a la disolución. En esta reacción, el yodato vuelve a actuar como oxidante y el yoduro actúa como reductor, cediendo electrones. La reacción es tan rápida que en el laboratorio podemos ver cómo cambia repentinamente de incolora a azul intenso (¡más rápido que un parpadeo!). La ecuación química es:



Mezcla color azul intenso

Ahora, en una tercera etapa, el yodo molecular, I_2 , puede reaccionar con el bisulfito en exceso y consumirse. Esto hace que el complejo yodo-almidón desaparezca y que la mezcla de reacción vuelva a ser incolora:



Mezcla incolora

En esta reacción se forma yoduro, que puede volver a la etapa 2, siendo oxidado por el yodato, y formar nuevamente el yodo para dar color azul oscuro, en un nuevo ciclo, a la disolución. Este ciclo se producirá mientras queden reactivos en el medio. Cuando el bisulfito, HSO_3^- , se consume completamente, no podrá llevar a cabo la etapa 3 y reducir el I_2 a I^- , por lo que en ese caso la disolución permanecerá definitivamente con el color azul oscuro del complejo yodo-almidón.

Se puede utilizar la parte de la experiencia en la que se forma el complejo almidón-yoduro para estudiar cómo afecta la **concentración** de los reactivos y la **temperatura** a la velocidad de reacción. Para ver la influencia de las concentraciones en la velocidad de reacción se puede cronometrar el tiempo que tarda en aparecer el color azul-negro conforme se van mezclando disoluciones de yodato y bisulfito a las que se les va añadiendo agua para diluirlas. Se pueden establecer tablas o gráficas para interpretar los resultados. De igual manera se puede ver cómo influye la temperatura en la velocidad de reacción si inicialmente se calientan los reactivos hasta cierta temperatura. Para ello, se introducen los vasos que contienen los reactivos en un recipiente con agua caliente y un termómetro. Se puede anotar el tiempo que tarda en aparecer el complejo azul de almidón conforme se van dejando enfriar las disoluciones de bisulfito y yodato al ir añadiendo agua fría al recipiente del agua caliente.

VARIABLES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

En el universo está ocurriendo constantemente millones de reacciones químicas, cada una de ellas son indispensables para el funcionamiento de diferentes sistemas tanto físicos como biológicos. Cada reacción presenta características físico-químicas únicas, entre ellas, la velocidad con la que se generan los productos de dichas reacciones, o también llamada velocidad de reacción. La velocidad de reacción representa un parámetro muy importante para las industrias, ya que controlarla constituye un ahorro importante de tiempo y dinero, incrementando así la producción de algún compuesto en específico. Algunas reacciones, dadas sus velocidades características, permiten descubrir ciertos fenómenos importantes que se dan en el planeta, un ejemplo de ello, podrían ser las erosiones encontradas en rocas de varios desiertos del mundo. Se pueden tomar como variables experimentales la concentración y la temperatura y también se puede estudiar la actividad catalítica de varios compuestos y sus iones correspondientes; para entender un poco acerca de este interesante tema.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Las diferentes reacciones que ocurren en el universo tienen una velocidad característica, algunas son bastante rápidas (como la explosión de alguna bomba), y otras o pueden ser mucho más lentas (como puede ser la corrosión del hierro expuesto a agua y oxígeno).

En algunos casos es necesario evaluar todas las características que pueda presentar una reacción, para poder tener alguna referencia que cambie al momento de que se dé el cambio de concentración entre reactivos y productos. De esta manera se puede expresar este cambio de concentraciones en algún intervalo de tiempo, lo cual se define como velocidad de reacción. Dada la siguiente reacción general hipotética:



La velocidad de esta reacción se expresa ya sea como la velocidad de desaparición del reactivo A o la velocidad de aparición del producto B. La velocidad media de aparición de B en cierto intervalo de tiempo está dada por el cambio de concentración de B dividido entre el cambio de tiempo:

Velocidad con respecto a B:

$$V = \frac{\text{Cambio de concentración de B}}{\text{cambio de tiempo}}$$

$$V = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

Expresión matemática para la velocidad de reacción

Se encierra entre corchetes una fórmula química, como en [B], para indicar la concentración de la sustancia en términos de molaridad. La letra griega delta, Δ , se lee como "cambio de", y siempre es igual a la cantidad final menos la cantidad inicial. Algunos factores son capaces de alterar dicha velocidad, no siempre acelerándola, en ciertos casos se puede observar una disminución de la misma.

El área de contacto afecta la velocidad, ya que para que reaccionen dos compuestos, es necesario que las moléculas de los reactivos choquen entre sí (teoría de colisiones). Cuanto más fácilmente chocan las moléculas unas con otras, con mayor rapidez reaccionan. Si los reactivos están en fases diferentes, cuando uno es un gas y otro un sólido, su área de contacto limita la reacción.

A su vez la concentración tiene gran influencia, esto se debe a que casi todas las reacciones químicas se llevan a cabo con más rapidez si se aumenta la concentración de uno o más de los reactivos. Lo cual sucede al aumentar el número de moles de algún reactivo en el mismo espacio dado (aumentar concentración), lográndose estadísticamente una mayor probabilidad de que se produzca una colisión.

Los cambios de temperatura representan un drástico cambio en la velocidad de gran cantidad de reacciones, el aumento de temperatura incrementa la energía cinética. Al moverse con mayor rapidez, las moléculas chocan con más frecuencia y también con mayor energía, lo que origina velocidades mayores.

1. INFLUENCIA DE LA CONCENTRACIÓN EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Procedimiento:

Se rotularon 3 tubos de ensayo, el primero (A) con 7 mL de yodato de potasio (KIO_3) 0.03 M; en el tubo (C) se colocaron 5 mL de bisulfito de sodio 0.05M/almidón al 0.2%; por último, en el tubo (B) se colocó agua destilada.

Con cuatro tubos de ensayos rotulados del uno al cuatro. Se colocaron los volúmenes correspondientes a la tabla que se muestra a continuación y se midió el tiempo correspondiente a la velocidad de cada reacción dada.

ENSAYO	TUBO A ML	TUBO B ML	TUBO C ML	TIEMPO DE REACCIÓN (MIN)
1	1.0	1.75	0.50	2.52
2	1.0	1.50	0.75	2.10
3	1.0	1.25	1.00	1.23
4	1.0	1.0	1.25	0.45

Tabla-1. Volúmenes añadidos de cada uno de los tubos de ensayo con los reactivos a utilizar en cada ensayo.

Uno de los factores que influye en la velocidad en la que se da una reacción es la concentración, en el experimento realizado, se mantuvo el mismo volumen, variando la concentración de una de las especies, en este caso del bisulfito de sodio (NaHSO_3).

En cada uno de los ensayos se tenía una cantidad de moles de KIO_3 de 3×10^{-5} , siendo la concentración de bisulfito de sodio la variable del experimento. Se experimentó con cantidades de moles de bisulfito de sodio de: 2.5×10^{-5} , 3.75×10^{-5} , 5×10^{-5} y 6.25×10^{-5} respectivamente para cada ensayo. Las reacciones que se dieron son:



Reacción del Reloj de Yodo

Es evidente la formación de yodo molecular, el cual al juntarse al almidón en un proceso de adsorción forma un complejo que le confiere a la solución un color azul intenso.

Dadas las relaciones estequiométricas, el bisulfito de sodio en el experimento siempre está como reactivo limitante.

Según los resultados obtenidos, la velocidad (inversamente proporcional al tiempo) aumentó a medida que se aumentó la concentración de NaHSO_3 , tal como se esperaba el aumento de moles por mililitros (concentración) incremento estadísticamente la probabilidad de que se diera una colisión, haciendo que cada vez el color azul intenso apareciera con mayor rapidez.

Entre el ensayo 1 y 4 se aumentó la concentración de bisulfito de sodio en un 250%, al calcular ambas velocidades, es notable un aumento de la misma en el ensayo 4, aumento que corresponde a un 956%. Es evidente que el aumento de la concentración es proporcional a la velocidad de la reacción y representan un crecimiento exponencial para la misma.

2. INFLUENCIA DE LA TEMPERATURA EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Procedimiento:

En esta experiencia se tomaron 3 tubos de ensayos y a cada uno se le adiciono 1,0 mL de solución de yodato de potasio y 1,0 mL de agua destilada.

Uno de los tubos fue colocado en un baño de hielo, otro en un baño caliente justo cuando el agua alcanzo una temperatura de 60°C, y el último se colocó en un baño de agua a temperatura ambiente. Cada uno de los tubos permaneció en el baño correspondiente por al menos 5 minutos, dejando que se equilibrara termodinámicamente con la temperatura del medio.

A cada uno se le añadió 0,50 mL de la solución de bisulfito y almidón, se midió el tiempo en el cual apareció el primero tono azul en cada uno de los tubos.

Se sabe que la temperatura es una magnitud que favorece la velocidad de reacción, en este caso se determinó la velocidad de la reacción anterior en varios medios.

ENSAYO	TUBO A ML	TUBO B ML	TUBO C ML	TEMPERATURA DE REACCIÓN (°C)	TIEMPO DE REACCIÓN (MIN)
1	1.0	1.0	0.5	24	1:38
2	1.0	1.0	0.5	0	3:54
3	1.0	1.0	0.5	57	1:07

Se observa en la tabla que, conforme se aumenta la temperatura de la solución, disminuye el tiempo de reacción, aumentando de esta forma la velocidad de la misma.

Análogamente a los cálculos realizados anteriormente, se comparó el tiempo resultante del ensayo 1, 2 y 3, en el cual se evidenció un aumento de la temperatura de aproximadamente 350%. Es evidente que, en este caso, la velocidad no aumentó al doble de su valor por cada 10°C de temperatura suministrados al medio. Sin embargo, el cambio de la velocidad de reacción fue notorio y se ajusta al modelo teórico, que establece un aumento significativo en la cinética molecular producto del suministro de energía (calor), lo cual aumenta la probabilidad de que se dé una colisión por el aumento de la energía de las partículas que componen el sistema químico.

CONCLUSIÓN GENERAL

Luego de realizar los experimentos correspondientes, es importante destacar que, en gran parte de ellos, es posible evidenciar con facilidad los cambios que presentaba la velocidad de la reacción cuestión.

Al cambiar la concentración de una especie, la velocidad de la reacción sufre un gran aumento, la que puede ser medida con la ayuda de un cronometro.

Cuando se disminuye la temperatura, la velocidad de reacción disminuye. Cuando se lleva la reacción a 0°C, se logra observar como el color azul aparece de forma lenta en ciertas zonas del tubo de ensayo, antes de aparecer completamente en él, lo que es un efecto bastante ilustrativo de la disminución de la velocidad de reacción.

REACCIONES ENCADENADAS: DEL RELOJ DE YODO AL ARCO IRIS QUÍMICO

OBJETIVO:

- Encadenar la reacción de reducción del yodato potásico por Bisulfito de sodio en presencia de almidón con otra en la que aparecen disoluciones de indicadores de pH coloreadas al pasar de medio ácido a básico.

INTRODUCCIÓN

Para motivar a los alumnos en el estudio de la química, presentamos una experiencia que llamará su atención y que puede servir para introducir diversos conceptos en el aula. Consiste en encadenar la reacción de reducción del yodato potásico por el bisulfito de sodio en presencia de almidón con otra reacción en la que aparecen disoluciones de indicadores de pH coloreadas al pasar de medio ácido a básico. En siete copas de vidrio que contienen un líquido incoloro, se añade otra disolución también incolora. El contenido de las copas va cambiando brusca y sucesivamente a azul-negro. Al añadir a las copas una tercera disolución, igualmente incolora, desaparece el color oscuro y aparecen los siete colores del arco iris produciendo un vistoso resultado.

Con la idea de hacer una introducción a las reacciones químicas, presentamos esta experiencia en la que se ponen de manifiesto diversos aspectos que intervienen en ellas, como la velocidad de reacción, la influencia de la concentración o la temperatura, a la vez que se realiza una presentación que resulta atractiva para los alumnos y les puede hacer que se planteen lo que está sucediendo.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Materiales

- Siete copas de vidrio de unos 200 mL (también se pueden emplear vasos de plástico de un solo uso que sean transparentes).
- Tres jarras de vidrio de un litro.

Reactivos

Se preparan las siguientes disoluciones:

- Disolución A:** Un litro de yodato potásico (KIO_3) 0,03 M.
- Disolución B:** Un litro de Sulfito ácido de sodio (NaHSO_3) 0,03 M con almidón.
- Disolución C:** Un litro de hidróxido de sodio (NaOH) 0,05 M.

Disolución A: Disolver 6.42 g de KIO_3 y añadir agua destilada hasta 1 litro.

Disolución B: Disolver 3.1 g de NaHSO_3 y 0.6 g de almidón en agua destilada hasta 1 litro. Conviene disolver antes el almidón en un poco de agua caliente. También se pueden utilizar 5,75 mL de la disolución anterior.

Disolución C: Disolver 2 g de NaOH y añadir agua destilada hasta 1 litro. Para la preparación de los indicadores se deben realizar las siguientes disoluciones:

- Disolver 1 g de fenolftaleína en 60 mL de alcohol de 96° y añadir 40 mL de agua destilada.
- Disolver 0.1 g de timolftaleína en 60 mL de alcohol de 96° y añadir 40 mL de agua destilada.
- Disolver 2 g de p-nitrofenol en 60 mL de alcohol de 96° y añadir 40 mL de agua destilada.

Estos indicadores no presentan color en medio ácido ($\text{pH} < 5.0$), pero sí en medio alcalino. El primero de ellos es bien conocido y vira a violeta en un rango de pH de 8.2 a 9.8, el segundo cambia a azul en un rango de 9.3 a 10.5 y el tercero lo hace a amarillo en un rango de 5.0 a 7.0.

Para obtener los demás colores del arco iris se pueden realizar mezclas entre los tres anteriores dado que se parecen mucho a los colores primarios utilizados en las mezclas sustractivas de colores (magenta, cian y amarillo). Las proporciones que dan lugar a unos colores más vistosos son las que se muestran a continuación, en las que se indican en relación de volúmenes o gotas las cantidades de cada uno:

ROJO: 5 fenolftaleína: 2 p-nitrofenol

NARANJA: 1 fenolftaleína: 5 p-nitrofenol

AMARILLO: p-nitrofenol

VERDE: 2 timolftaleína: 3 p-nitrofenol

AZUL: timolftaleína

AÑIL: 1 fenolftaleína: 1 timolftaleína

VIOLETA: fenolftaleína

MONTAJE

Se disponen tres jarras transparentes con un litro de cada una de las disoluciones A, B y C. Se colocan siete copas o vasos transparentes de unos 200 mL de capacidad en los que se vierten unas gotas de cada uno de los indicadores. A continuación, se añaden 50 mL de la disolución B (sulfito ácido de sodio y almidón) que no producirán coloración al ser el pH inferior al de viraje.

PROCEDIMIENTO

Se presentan a los alumnos las jarras y los vasos en los que se pueden observar líquidos transparentes e incoloros (figura 1). A continuación, se van añadiendo a cada copa 50 mL de la disolución A (KIO_3) (figura 2). Al cabo de unos 30 segundos, el líquido de las copas va virando brusca y sucesivamente al color negro (figura 3). Por último, se vierten otros 50 mL de la disolución C (NaOH) (figura. 4), con lo que va desapareciendo el color negro y aparecen los colores correspondientes a cada uno de los indicadores (figura 5)



FIGURA 1.

Copas con unas gotas de cada indicador y 50 mL de disolución B.



FIGURA 2.

Se añade 50 mL de disolución A en cada copa



FIGURA 3.

Va apareciendo el complejo azul-negro sucesivamente.



FIGURA 4.

Al añadir la disolución C desaparece el color negro.



FIGURA 5.

Arcoiris químico

DISCUSIÓN DE LA EXPERIENCIA

La reacción se produce en varias etapas, que de manera simplificada serían:

Etapla primera: Los iones bisulfitos reducen los iones yodato a iones yoduro según la reacción en solución acuosa:



Este paso es el que determina la velocidad de la reacción total. La estequiometría de la reacción indica que se consumen más rápidamente los iones HSO_3^- . Cuando éstos se agotan, los iones I^- que se han producido reaccionan con los iones IO_3^- sobrantes. Si se varía la concentración del ion IO_3^- se puede variar la velocidad de todo el proceso.

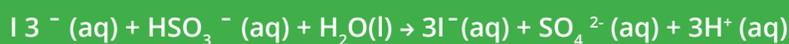
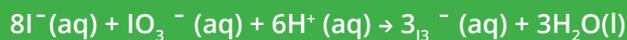
Etapla segunda: los iones yoduro producidos en la etapa primera reaccionan con los iones yodato en exceso produciendo yodo (I_2)



Esta reacción es muy rápida y el I_2 producido reacciona con el almidón para producir un complejo almidón-pentayoduro que presenta un color azul oscuro casi negro. La aparición de este complejo indica que la primera etapa de la reacción se ha completado y ha tenido lugar la segunda. El yodo es muy poco soluble en agua (0.001 M), pero se disuelve en disoluciones moderadamente concentradas de yoduro como consecuencia de la reacción:



Un mecanismo más detallado propuesto para el proceso es el siguiente:



En la **primera reacción**, los iones bisulfito reducen los iones yodato a yoduro. En la **segunda reacción**, los iones yoduro producidos son oxidados por el yodato a iones triyoduro. Estos iones triyoduro deberían formar con el almidón el complejo azul-negro de la última reacción, sin embargo, la **tercera reacción** se produce tan rápidamente que impide que éste se forme, ya que los iones triyoduro son reducidos por el **bisulfito** hasta que éste se agota. Es entonces cuando se produce el complejo almidón-pentayoduro de color azul-negro. La disolución permanece incolora mientras haya iones bisulfito. El tiempo en el que la disolución cambia de incolora a azul-negra depende de varios factores: disminuye si se aumentan las concentraciones iniciales de yodato y/o bisulfito, si se aumenta la temperatura de la disolución o si se reduce el pH por la adición de ácido. Todo el proceso se produce en medio ácido, pero si se aumenta el pH (añadiendo la disolución de NaOH 0,05 M en cantidad suficiente) el complejo almidón- I_5^- desaparece dando lugar a los iones I^- y IO_3^- y quedando la disolución de nuevo incolora.

La reacción correspondiente en medio alcalino es:



Si se ha añadido algún indicador que muestre coloración en medio alcalino, como en este caso, el color negro desaparece y aparecen en su lugar disoluciones coloreadas obteniéndose el "arco iris químico" que produce un llamativo efecto visual.

MEDIDAS DE SEGURIDAD:

Aunque las sustancias empleadas en esta experiencia no son especialmente peligrosas, hay que tener en cuenta que el yodato de potasio es un potente agente oxidante, por lo que se debe evitar el contacto con materiales combustibles

que podrían producir situaciones de riesgo. Asimismo, el bisulfito de sodio es un fuerte reductor y se debe evitar el contacto con oxidantes si no se conoce bien el resultado. La solución concentrada que utilizamos puede irritar la piel y las mucosas. Se deben evitar sus vapores ya que contienen dióxido de azufre (SO₂), muy irritante para las vías respiratorias. En contacto con ácidos, también liberan SO₂. Los indicadores fenolftaleína y timolftaleína no están clasificados como peligrosos. El p-nitrofenol es tóxico por inhalación e ingestión. El hidróxido de sodio (NaOH) es corrosivo e higroscópico y puede producir quemaduras en piel y ojos. Deben tenerse en cuenta las normas básicas de seguridad en los laboratorios químicos.

ACTIVIDAD

La cinética química se preocupa del estudio de la velocidad con que ocurren las reacciones químicas y de su mecanismo. El término velocidad de reacción se utiliza para expresar la mayor o menor rapidez con que se producen las reacciones, y puede definirse como la variación de la concentración (aumento o disminución) de reactante o producto por unidad de tiempo. Como veremos más adelante estas dos velocidades no son necesariamente iguales dependiendo de la estequiometría de la reacción.

Tomemos por ejemplo el caso de una reacción de estequiometría sencilla:



Podemos definir la velocidad de esta reacción como la velocidad con que va apareciendo el producto B. Supongamos que la concentración de B es [B1] en un tiempo t1 y [B2] en un tiempo t2, entonces el aumento en la concentración de B por unidad de tiempo será:

$$\frac{[B2] - [B1]}{t2 - t1} = \frac{\Delta[B]}{\Delta[t]} = \text{velocidad}$$

La velocidad así expresada se denomina velocidad promedio. Si hubiéramos definido la velocidad de la reacción como la disminución en la concentración de A por unidad de tiempo entonces:

$$\text{Velocidad} = \frac{-\Delta[A]}{\Delta[t]}$$

$$\text{Velocidad} = \frac{[A2] - [A1]}{t2 - t1} = \frac{-\Delta[A]}{\Delta[t]}$$

El signo negativo se emplea con el fin de que la velocidad resulte una cantidad positiva, ya que en este caso la diferencia [A2] - [A1] es negativa por ser [A1] mayor que [A2].

Las unidades de velocidad son generalmente mol/L ó mol/L min o cualquier otra unidad que exprese variación de concentración por unidad de tiempo.

En este laboratorio estudiaremos el efecto que tienen algunos factores como la concentración y la temperatura en la velocidad de una reacción, para ello utilizaremos la reacción denominada "reloj de yodo".

Se analizará el efecto de la concentración de una de las especies reaccionantes manteniendo la temperatura constante y en la segunda parte se estudiará el efecto de la temperatura manteniendo la concentración constante.

La reacción se realizará mezclando dos soluciones descritas a continuación.

Solución A: Es una solución diluida de KIO₃ que es una de las sustancias reaccionantes el ión IO₃⁻.

Solución B: Es una solución que contiene almidón disuelto y otras de las sustancias reaccionantes el ion bisulfito, HSO₃⁻.

PARTE EXPERIMENTAL

Parte I

Efectos de los cambios de concentración: Para investigar el efecto de los cambios de concentración de uno de los reactantes sobre el tiempo de reacción, se diluirá la solución A a fin de variar la concentración inicial del yodato, manteniendo constante la concentración de bisulfito y la temperatura que será la temperatura ambiente.

Instrucciones generales

a) Mida 8 cc de solución A con una pipeta parcial y viértase en un tubo de ensayo limpio. En otro tubo viértase 8cc de solución B.

b) Mediante un cronómetro anote el tiempo que transcurre desde que vierte la solución A sobre la solución B hasta el primer síntoma de reacción. Agitando e invirtiendo el tubo rápidamente unas tres veces para homogenizar la solución resultante. El tiempo debe anotarse desde el momento en que las soluciones entran en contacto.



El yodo libre, bajo la forma de triyoduro (I_3^-), forma un complejo con el almidón (yoduro de almidón), sustancia a la que se le atribuye la coloración azul.

La aparición del color azul, inmediatamente después de añadir la solución de yodo, se debe probablemente al hecho de que el yodo forma primero con el almidón un producto de sustitución y ácido yodhídrico y así puede formarse el yoduro de almidón.

c) Prepare distintas concentraciones de la solución A de la siguiente manera:

SOLUCIÓN A (mL) 0,1 M	AGUA DESTILADA (mL)
8.0	0.0
6.0	2.0
4.0	4.0
3.0	5.0
2.0	6.0

Mezcle bien las soluciones diluidas y repita la operación agregando la solución A diluida sobre 10 cc de solución B. Anote en cada caso el tiempo de reacción.

Parte II

Efecto de la temperatura: Para analizar el efecto de la temperatura, se determinará el tiempo de reacción a temperatura ambiente y a temperatura en un rango de $\pm 20^\circ\text{C}$.

Instrucciones generales:

a) Coloque 8mL de solución A (rotulada la temperatura) en un tubo de ensayo y 8mL de solución B en otro tubo de ensayo. Coloque estos dos tubos en un vaso de 400 mL con unas tres cuartas partes de agua y déjelos durante 7 minutos.

b) Anote la temperatura del agua y el tiempo de reacción desde el momento que vierte la solución A sobre la B, homogenizando rápidamente la mezcla como en la parte I. Finalizada la homogenización debe volver a colocar rápidamente el tubo de reacción en el vaso con agua. Repita el experimento a otras temperaturas, ya sea calentando o enfriando el agua del vaso precipitado.

SOLUCIÓN A 0,1 M TEMPERATURA ($^\circ\text{C}$) EJE Y	TIEMPO (S) EJE X
10	
20	
50	
70	



5	UNIVERSIDAD DE ANTOFAGASTA ACREDITADA EN NIVEL AVANZADO
	GESTIÓN INSTITUCIONAL, DOCENTE DE PREGRADO, INVESTIGACIÓN, VINCULACIÓN CON EL MEDIO Y DOCENCIA DE POSTGRADO

PRÓXIMA ACREDITACIÓN 07 SEPTIEMBRE 2027

