

A test tube containing a blue liquid with a white precipitate, set against a background of a blue flame.

# QUÍMICA GENERAL PRÁCTICAS DE LABORATORIO

Daniela Álvarez Díaz



Química general  
**PRÁCTICAS**  
**DE LABORATORIO**

Daniela Álvarez Díaz

## Catalogación en la publicación – Universidad Católica de Oriente

Álvarez Díaz, Daniela (autora)

Química general : prácticas de laboratorio / Daniela Álvarez Díaz.-- Rionegro (Antioquia): Fondo Editorial Universidad Católica de Oriente, 2023.

245 páginas : ilustraciones, tablas y gráficos \$c21 cm.

Referencias bibliográficas al final de cada capítulo. -- Anexos página 121

ISBN 978-628-7521-43-8

E- ISBN 978-628-7521-44-5

1.Química -- Manuales de laboratorio i.Universidad Católica de Oriente.

542.1--23

Archivo descargable en formato MARC en: <https://tinyurl.com/uco0041>



© Universidad Católica de Oriente

**ISBN:** 978-628-7521-43-8 (impreso)

978-628-7521-44-5 (digital)

Primera edición: enero 2023

**Autora**

Daniela Álvarez Díaz

**Revisión de textos**

Fondo Editorial Universidad Católica de Oriente

**Diseño y diagramación**

**Editado por**

Fondo Editorial Universidad Católica de Oriente

Sector 3, Carrera 46 n.º 40B-50

054040 Rionegro (Antioquia)



fondo.editorial@uco.edu.co.

Se permite la reproducción del libro o de sus contenidos, siempre y cuando se dé el debido crédito a los autores y a la Universidad Católica de Oriente.

# CONTENIDO

7	<b>ESTADO DEL ARTE</b>
	<b>PARTE I</b>
15	<b>INSTRUCCIONES GENERALES PARA EL TRABAJO EN EL LABORATORIO</b>
	<b>PARTE II</b>
	<b>GUÍAS DE LABORATORIO</b>
35	<b>Guía 1.</b> Propiedades físico-químicas de la materia
49	<b>Guía 2.</b> Métodos de separación de mezclas
59	<b>Guía 3.</b> Tabla periódica
67	<b>Guía 4.</b> Identificación de reacciones químicas
75	<b>Guía 5.</b> Estequiometría: método de job
83	<b>Guía 6.</b> Reacciones de oxidación-alcoholímetro
89	<b>Guía 7.</b> Estequiometría: relación peso- peso
95	<b>Guía 8.</b> Soluciones químicas- propiedades coligativas
103	<b>Guía 9.</b> Determinación de pH en ácidos y bases
113	<b>Guía 10.</b> Algunos antiácidos comerciales
121	<b>ANEXOS</b>



## ESTADO DEL ARTE

Las prácticas de laboratorio en la enseñanza de la Química son un factor fundamental en el entendimiento de los fenómenos físicos, químicos y la interacción con la materia. Gracias a las practicas se despierta en los aprendices el interés por la experimentación y el trabajo en equipo[1]. Con el fin de alimentar el conocimiento y mejorar los resultados del aprendizaje en la Química, este manual propone guías didácticas que buscan captar la atención de los estudiantes y complementar el contenido teórico de la asignatura en sí misma.

A lo largo de la historia, los laboratorios se han convertido en una parte fundamental tanto en la investigación como en la academia. Aunque la Química moderna surgió con los trabajos experimentales de Lavoisier en el siglo XVI, no fue hasta el siglo XVIII cuando se sistematizó su enseñanza en los estudios de pregrado para responder a la demanda de una sociedad industrial emergente. Entonces surgieron los primeros profesores de Química en diferentes lugares de Estados Unidos e Inglaterra. Sin embargo, la enseñanza sistemática del laboratorio no se introdujo hasta inicios del siglo XIX con Thomas Thomson, quien enfatizó en el desarrollo de habilidades relacionadas con la investigación y la industria[2].

A comienzos del siglo XX, la enseñanza del laboratorio de ciencias tuvo un auge particular con énfasis en los trabajos experimentales, pero entró en conflicto en los años veinte y treinta en razón de la atención otorgada a las demostraciones sin evidencias pedagógicas justificables[3]. No obstante, la época del lanzamiento del Sputnik, en 1957, le dio un empuje a la enseñanza de las ciencias desde lo experimental con métodos enfocados

al descubrimiento[4], otorgando a la evidencia un papel importante en el desarrollo de las mismas.

Cuando se habla de una práctica de laboratorio, se define como una forma de comprender y organizar la enseñanza de tal manera que aporte a la construcción de conocimientos de los estudiantes, la adquisición del método científico y el desarrollo de actitudes, habilidades y destrezas propias del trabajo experimental[5].

Las prácticas de laboratorio pueden clasificarse de acuerdo a su metodología así:

Problemas-cuestiones	Su finalidad es reforzar y aplicar la teoría
<b>Problemas-ejercicios</b>	Generalmente, útiles para lograr el aprendizaje de técnicas de resolución ya establecidas en las cuales es fundamental el uso de herramientas propias del laboratorio.
<b>Problemas-investigación</b>	Los estudiantes resuelven con metodologías de investigación.

**TABLA 1.** Clasificación de las prácticas de laboratorio según Cabeller [6].

Los nuevos estándares internacionales de educación científica enfatizan en la importancia de repensar el papel y la práctica del trabajo en el laboratorio desde la enseñanza de la Química.

A través de los años, en las diferentes instituciones de Educación Superior, se ha intentado abarcar la mayor parte de los dominios que caracterizan el trabajo práctico en el contexto del laboratorio de Química, entre estos se encuentran estudios centrados en los siguientes aspectos:

1. El laboratorio de Química: un modo único de aprendizaje, instrucción y evaluación.
2. Evaluar el desempeño y los logros de los estudiantes utilizando diferentes modos de presentación en el laboratorio de Química.
3. Actitud e interés de los estudiantes frente al trabajo en el laboratorio.



#### 4. Percepciones de los estudiantes frente al trabajo realizado[7].

El conjunto de prácticas de laboratorio que se presentan a continuación hace parte de una revisión bibliográfica en el quehacer de las ciencias básicas y metodologías-pedagógicas en diferentes instituciones de Educación Superior de carácter nacional e internacional; además está basado en resultados de aprendizaje en contextos teóricos y experimentales.

El manual propuesto para la Universidad Católica de Oriente es el resultado de experiencias significativas propias y de otras universidades, adaptando contenidos, temáticas y prácticas al contexto de nuestros estudiantes, respondiendo a sus necesidades académicas, cognitivas, regionales y laborales. Entre los textos citados en las guías de laboratorio se encuentran adaptaciones de manuales como:

- Laboratory manual for general chemistry (Union University-2017)
- Laboratory manual for general chemistry I (Alakhawayn University-2016)
- Interactive simulations of chemistry (University of Colorado-2002)
- Manual de prácticas de laboratorio de Química inorgánica (Universidad de quinta Roo-2015)
- Manual de laboratorio de Química para ingeniería (Editorial Pearson-2015)
- Manual de laboratorio de Química (Editorial Pearson-2017)
- Técnicas de laboratorio Químico (Universidad de Antioquia-2004)
- Manual de introducción a las prácticas de laboratorio del programa de Química (Universidad Industrial de Santander-2012).
- Química general: prácticas de laboratorio. (Universidad de la Costa-2016).
- Manual de laboratorio Introducción a la Ingeniería Bioquímica (Universidad pontificia Bolivariana-2015).
- Manual de prácticas de Química General (Universidad de Medellín-2016)
- Guías del laboratorio de Química (Universidad Nacional de Colombia-2019)
- Química general: prácticas de laboratorio. (Universidad del Bosque-2017).

## REFERENCIAS

- [1] N. Guzman Victoria, "LA UTILIDAD DEL LABORATORIO DE CIENCIAS COMO UN AMBIENTE DE APRENDIZAJE EN UN CONTEXTO DE RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS," *Universidad del Valle*, pp. 3–4, 2016.
  - [2] A. H. Jhonstone, "The development of chemistry teaching. Journal of Chemical Education," vol. 70, pp. 701–707, 1993.
  - [3] M. Pickering, "The teaching laboratory through history. Journal of Chemical Education," pp. 699–702, 1993.
  - [4] H. W. Brock, "Historia de la Química," *Alianza Editorial, S.A*, 1998.
  - [5] M. ;Alzate T. Rúa López, "LAS PRÁCTICAS DE LABORATORIO EN LA ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS NATURALES," Manizales, 2012.
  - [6] M. J. M. A. Cabeller, "Resolución de problemas y actividades de laboratorio. La enseñanza y el aprendizaje de las ciencias de la naturaleza en la educación secundaria," *Universitat de Barcelona.*, 1999.
  - [7] A. Hofstein, "THE LABORATORY IN CHEMISTRY EDUCATION: THIRTY YEARS OF EXPERIENCE WITH DEVELOPMENTS, IMPLEMENTATION, AND RESEARCH," *Chem. Educ. Res. Pract.*, vol. 5, no. 3, pp. 247–264, 2004, doi: 10.1039/b4rp90027h.
  - [8] A. J. Alfaro Vicencio, "Material del laboratorio de química," *Unievrsidad de la Serena*, pp. 10–14, 2015.
  - [9] "Chemix - Draw Lab Diagrams. Simply." <https://chemix.org/> (accessed Jun. 09, 2022).
  - [10] TP laboratorio químico.com, "Laboratorio químico," *TP laboratorio químico*, Mar. 22, 20220.
-

- 
- [11] Ministerio de educación, “ Orientaciones para la construcción en los establecimientos educativos del manual de normas de seguridad en el laboratorio de química y de física,” *Ministerio de educación*, pp. 3–10, 2015.
- [12] School of Science & Engineering, “Manual of Chemistry lab,” *Alakhawayn University*, pp. 9–11, 2015.
- [13] United Nations, “Globally harmonized system of classification and labelling of chemicals (GHS),” *United Nations*, 2019.
- [14] L. Bursten Brown, *QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL Novena edición*, vol. 9. Ciudad de Mexico, 2004. [Online]. Available: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>
- [15] E. ; A. C. Lopez, “Guías de laboratorio de química para la carrera de química,” *Universidad Nacional de Colombia*, pp. 16–18, 2013.
-



An abstract graphic of a molecular structure composed of various sized spheres in shades of blue and purple, connected by thin lines, set against a dark blue background. The spheres have a glossy, reflective appearance.

# PARTE 1

## INSTRUCCIONES GENERALES PARA EL TRABAJO EN EL LABORATORIO

Manejo de equipos



# INSTRUCCIONES GENERALES PARA EL TRABAJO EN EL LABORATORIO

---

## Manejo de equipos

---

Antes de comenzar cualquier trabajo experimental es necesario conocer todo el material que se emplea y su forma de utilizarlo.

Los elementos de uso común en un laboratorio de Química se clasifican según el material del que estén constituidos, pueden ser de metal, vidrio, plástico, porcelana, madera y otros.

- **Metales:** los más utilizados son el hierro y sus aleaciones de cobre, plata, níquel, platino y plomo. Con estos metales se fabrican soportes, pinzas, anillos, trípodes, triángulos, rejillas, sacacorchos, recipientes para agua, crisoles, espátulas, mecheros, electrodos entre otros.
- **Porcelana:** se fabrican cápsulas, crisoles, navecillas, espátulas, embudos, triángulos.
- **Madera:** gradillas, soportes de pie para tubos y embudos.
- **Corcho:** se usa principalmente en la elaboración de tapones.
- **Caucho:** para fabricar mangueras y tapones.
- **Asbesto:** se emplea en la fabricación de mallas, guantes; también como aislante térmico.
- **Teflón:** utilizado en la fabricación de mangueras, válvulas, llaves para buretas, recipientes, empaques, entre otros.
- **Vidrio:** es uno de los materiales más usados en el laboratorio. Aquel que se destina a la fabricación de equipo debe ser resistente a los ácidos, a los álcalis y responder a determinadas exigencias térmicas y mecánicas.

El material de vidrio de laboratorio puede clasificarse en dos categorías:

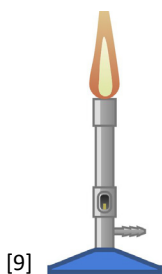
**Vidriería común:** comprende los vasos de precipitados, los Erlenmeyer, los balones de fondo plano y de fondo redondo, los embudos (al vacío, por gravedad, de decantación), tubos de ensayo, condensadores, frascos con tapón esmerilado, vidrios de reloj, tubos de Thiele y otros.

**Vidriería volumétrica (de alta precisión):** este material suele ser más costoso debido al tiempo utilizado en el proceso de calibración. Comprende una serie de recipientes destinados a medir con exactitud el volumen que “contienen” o el volumen que “vierten”. En los recipientes volumétricos aparece señalado si el recipiente es para verter o para contener, lo mismo que la temperatura a la cual ha sido calibrado[8].

---

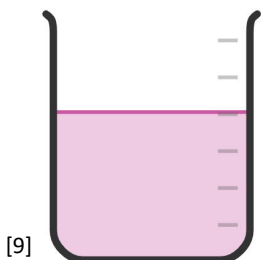
## Principales instrumentos y equipos de laboratorio

---



### Mechero Bunsen

El instrumento utilizado en laboratorios para calentar muestras y sustancias químicas. El mechero Bunsen está constituido por un tubo vertical que va enroscado a un pie metálico con ingreso para el flujo de gas, el cual se regula a través de una llave sobre la mesa de trabajo.

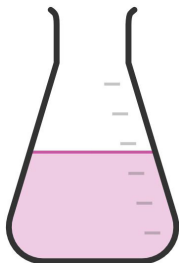


### Beaker (Vaso de precipitado)

Su objetivo principal es contener líquidos o sustancias químicas diversas de distinto tipo. Se encuentran graduados. Pero no calibrados, esto provoca que la graduación sea inexacta.



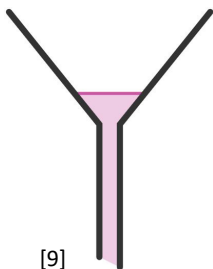
[9]



### Matraz Erlenmeyer

Es un recipiente de vidrio que tiene forma de cono y un cuello cilíndrico, es plano por la base. Se utiliza para calentar líquidos cuando hay peligro de pérdida por evaporación.

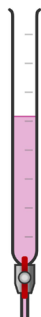
[9]



### Embudo

Es una pieza cónica de vidrio o plástico que se utiliza para el trasvasado de productos químicos desde un recipiente a otro. También es utilizado para realizar filtraciones.

[9]



### Bureta

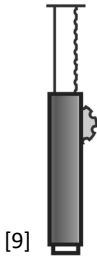
Se utiliza para emitir cantidades variables de líquido con gran exactitud y precisión. La bureta es un tubo graduado de gran extensión, generalmente construido de vidrio. Posee un diámetro interno uniforme en toda su extensión, está provista de una llave o adaptada con una pinza de Mohr, que permite verter líquidos gota a gota.

[9]



### Pipetas

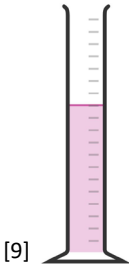
Permiten la transferencia de un volumen, generalmente no mayor a 20 ml de un recipiente a otro de forma exacta. Este permite medir alícuotas de líquido con bastante precisión. Suelen ser de vidrio.



### Propipeta

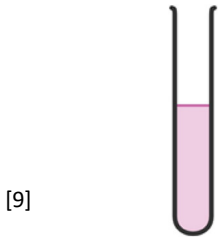
Creada especialmente para asegurar la transferencia de líquidos de todo tipo, especialmente los que poseen propiedades específicas como infecciosas, corrosivas, tóxicas, radiactivas o estériles.

Se utiliza en conjunto con la pipeta.



### Probeta

Tubo de cristal alargado y graduado, cerrado por un extremo, usado como recipiente de líquidos o gases, el cual tiene como finalidad medir el volumen de los mismos.



### Tubo de ensayo

En los laboratorios se utiliza para contener pequeñas muestras, analizarlas. Se usa también en la preparación de soluciones.



### Pinza de crisol

Es una herramienta de acero inoxidable y su función es sostener y manipular capsulas de evaporación, crisoles y otros objetos.



### Crisol de porcelana

Es un material de laboratorio utilizado principalmente para calentar, fundir, quemar, y calcinar sustancias. La porcelana le permite resistir altas temperaturas.

[9]



### Vidrio reloj

Es un vidrio redondo convexo que permite contener las sustancias para luego macerarlas o pesarlas en la balanza. Se denomina vidrio de reloj ya que es muy similar a los vidrios que poseen los relojes.

[9]



### Termómetro

Es un instrumento utilizado para medir la temperatura con un alto nivel de exactitud. Puede estar parcial o totalmente inmerso en la sustancia que se está midiendo. Esta herramienta está conformada por un tubo largo de vidrio con un bulbo en uno de sus extremos.

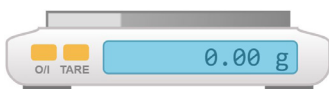
[9]



### Soporte universal

Es una herramienta que se utiliza en el laboratorio para realizar montajes con los materiales, permitiendo obtener sistemas de medición y preparar diversos experimentos. Está conformado por una base o pie rectangular, el cual permite soportar una varilla cilíndrica cuya finalidad es sujetar diferentes materiales con la ayuda de dobles nueces y pinzas.

[9]



### Balanza analítica

Su principal función es medir masa con alta precisión. Se recomienda para unidades pequeñas.

**TABLA 1.** Equipos de laboratorio [8], [10].

---

## Normas de seguridad en el laboratorio

---

Cuando se trabaja en un laboratorio es muy importante tener en cuenta las normas básicas de seguridad con el fin de no ocasionar incidentes, ya que este puede contener sustancias que si no son manejadas con responsabilidad pueden causar daños. En la siguiente tabla se presentan algunas normas generales de importancia.

- 
- 1 Conocer los procedimientos experimentales que se realizarán en la práctica.
  - 2 Conocer previamente las medidas de protección y seguridad frente a reactivos, materiales, instrumentos y equipos de laboratorio de acuerdo a la práctica a realizar.
  - 3 Durante toda la práctica se debe portar y utilizar adecuadamente los implementos de seguridad que son como mínimo: bata manga larga antifluido, guantes de nitrilo, gafas de seguridad y protector respiratorio.
  - 4 Evitar el porte de accesorios como manillas, aretes grandes, anillos, accesorios para la cabeza, entre otros que pudieran introducirse o engancharse en los objetos o montajes de trabajo.
  - 5 Seguir con atención las instrucciones y preguntar al profesor antes de realizar cualquier operación de la que no se esté completamente seguro.
  - 6 En el laboratorio NO se debe comer, beber, fumar ni jugar. Esto con el fin de evitar riesgos de contaminación, combustiones, o accidentes.
-

- 7 Conocer la ubicación y la utilización del lavaojos, extintor y la ducha de emergencia en caso de un accidente.
- 8 Mantener orden en el mesón de trabajo del laboratorio. Para ello se recomienda distribuir el espacio del mesón en pequeñas zonas: una zona para ubicar implementos limpios, una zona para ubicar los implementos ya utilizados y destinados a lavar, una zona de trabajo propiamente dicha, entre otras zonas que se consideren necesarias de acuerdo a la práctica.
- 9 No se debe probar, oler directamente ni consumir ningún reactivo químico.
- 10 No combinar pipetas o espátulas para manipular diferentes reactivos.
- 11 No cambiar el sitio en donde se encuentran reactivos, equipos, residuos u otros materiales de uso común.
- 12 No abrir las llaves de paso de la tubería de gas a menos que se vayan a utilizar. De la misma manera, cuidar de cerrarlas cuando se hayan terminado los procesos de calentamiento con este medio.
- 13 Depositar los residuos en los recipientes específicos asignados en el laboratorio.
- 14 Nunca se debe sacar sustancias químicas del laboratorio sin autorización.
- 15 los compuestos químicos y el equipo deben estar lejos del borde de la mesa de trabajo con el fin de evitar accidentes.

Un accidente, por pequeño que sea, debe comunicarse al docente responsable del laboratorio o al auxiliar del laboratorio.

**TABLA 2.** Normas de seguridad en el laboratorio[11] [12].

## Símbolos de seguridad en las sustancias utilizadas en el laboratorio

Los símbolos de riesgo químico son unos pictogramas que están estampados en las etiquetas de los productos químicos y que sirven para dar una percepción instantánea del tipo de peligro que puede tener el uso, manipulación, transporte y almacenamiento de estos. Los símbolos están establecidos por la ONU en el sistema globalmente armonizado de clasificación y etiquetado de productos químicos (SGA o GHS).



EXPLOSIVO



INFLAMABLE



COMBURENTE

GAS BAJO  
PRESIÓN

CORROSIVO



TÓXICO



IRRITANTE

PELIGRO CRÓNICO  
PARA LA SALUDPELIGRO  
AMBIENTAL

**ILUSTRACIÓN 1.** Pictogramas de seguridad[13].



### Toxicidad aguda

La calavera y las dos tibias cruzadas advierten que el producto genera efectos adversos para la salud, incluso en pequeñas dosis y con consecuencias inmediatas. Al entrar en contacto con el mismo se pueden sentir náuseas, vómitos, dolores de cabeza, pérdida de conocimiento. En caso extremo, puede causar la muerte[13].

**Precaución** Todo el contacto con el cuerpo humano debe ser evitado.



### Corrosivo

El producto puede atacar o destruir metales y causar daños irreversibles en la piel, ojos u otros tejidos vivos en caso de contacto o proyección[13].

**Precaución** No inhalar y evitar el contacto con la piel, ojos y ropa.



### Irritación cutánea

El signo de exclamación es una advertencia de los efectos adversos que el producto puede provocar en dosis altas. Algunas de estas consecuencias negativas son irritación en ojos, garganta, nariz y piel; alergias cutáneas, somnolencia o vértigo[13].

**Precaución** Todo el contacto con el cuerpo humano debe ser evitado.



### Peligroso por aspiración

Estos productos pueden llegar al organismo por inhalación y causar efectos negativos muy diversos, en especial, muy graves a largo plazo. Pueden provocar efectos cancerígenos, mutágenos (modifican el ADN

de las células y dañan a la persona expuesta o a su descendencia), pueden causar efectos nocivos en la fertilidad, provocar la muerte del feto o malformaciones, modificar el funcionamiento de ciertos órganos como el hígado y el sistema nervioso. También pueden causar efectos graves sobre los pulmones y provocar alergias respiratorias[13].

**Precaución** Debe ser evitado el contacto con el cuerpo humano, así como la inhalación de los vapores.



### Peligrosos para el medio acuático

Este pictograma con un árbol y un pez indica que el producto provoca efectos para los organismos del medio acuático (peces, crustáceos, algas, otras plantas acuáticas, entre otros)[13].

**Manipulación** Debido a su riesgo potencial, no debe ser liberado en las cañerías, en el suelo o el medio ambiente.



### Explosivo

Este símbolo alerta que el producto puede explotar al contacto con el fuego, una chispa, la electricidad estática o bajo efecto del calor; en contacto con otros productos, por rozamiento, choques y fricción[13].

Los aerosoles de todo tipo, incluso cuando se han acabado, son explosivos por encima de 50 °C.

**Precaución** Evitar golpes, sacudidas, fricción, flamas o fuentes de calor.





### Inflamable

El producto comienza a arder con facilidad, incluso por debajo de 0°C, al contacto con una llama, chispa o electricidad estática. Por calor o fricción, al contacto con el aire y el agua o si se liberan gases inflamables[13].

---

**Precaución** Evitar contacto con materiales ignitivos (aire, agua).



### Comburente

A diferencia del pictograma para los productos inflamables, la llama está encima de un círculo. Se hace esta distinción para alertar que el producto es comburente. Un agente oxidante o comburente es un compuesto químico que oxida a otra sustancia en reacciones redox. En estas reacciones, el compuesto oxidante se reduce. Son productos que, en contacto con otras sustancias, sobre todo inflamables, pueden provocar, avivar o agravar un incendio o una explosión[13].

---

**Precaución** evitar su contacto con materiales combustibles.

---

## Precisión, exactitud y cifras significativas

---

La utilización de métodos experimentales para la determinación de magnitudes físicas siempre lleva consigo un error, ya sea causa del equipo donde se mide o por la persona que realiza la medición. Dadas estas condiciones, cada vez que se analiza un resultado medido en el laboratorio se requiere estudiar los factores que influyen en él [14].

La precisión es una medida de la concordancia de mediciones individuales entre sí. La exactitud se refiere a qué tanto las mediciones individuales se acercan al valor correcto o “verdadero”.



Baja precisión  
Baja exactitud



Baja precisión  
Alta exactitud



Alta precisión  
Alta exactitud



Alta precisión  
Baja exactitud

## ILUSTRACIÓN 2. Precisión Y Exactitud[14].

En todo proceso de medición existen limitaciones dadas por los instrumentos usados, el método de medición, el observador (u observadores) que realizan la medición. Asimismo, el proceso de medición introduce errores o desaciertos[15].

### 1. Errores sistemáticos

Se deben a los efectos de la técnica empleada, a la calibración de los aparatos o al observador. Los principales son:

- **Error en la calibración de los aparatos:** produce escalas no exactas.
- **Error de paralaje:** cuando la escala no se hace coincidir con la magnitud que se mide. Según la posición del observador, se pueden leer diferentes valores en la escala. La lectura es correcta cuando el observador mira perpendicularmente a la escala.

### 2. Errores aleatorios

Son consecuencia del comportamiento combinado de los aparatos de medida, del sistema observado y de nuestros sentidos. Los principales son:

- **Error debido a la influencia de ciertos factores:** que no se consideran, tales como la dilatación, las vibraciones en el piso o en el aire, la humedad, entre otros.
- **Errores de apreciación:** donde el experimentador debe usar sus sentidos para tomar una decisión antes de concluir cuál es el valor de la medida.
- **El error aleatorio, en el cálculo de una medida:** depende del número de veces que se repite la medida[15].

## Cálculo de errores

### 1. Error absoluto

Es la diferencia entre el valor real y el que se ha obtenido en la medición:

$$\Delta x = x - x_0$$

### 2. Error relativo

Es el cociente del error absoluto y el valor que consideramos verdadero:

$$\varepsilon = \frac{|\Delta x|}{x_0}$$

---

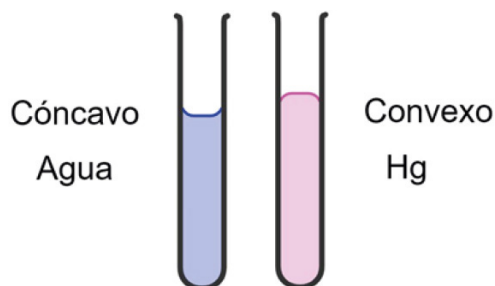
## Técnicas de medición en el laboratorio

### Lectura de menisco en pipetas y buretas

---

### 1. El menisco

Es una superficie curva que presenta los líquidos contenidos en tubos estrechos debido al fenómeno de capilaridad. El menisco puede ser cóncavo o convexo. Cuando se miden líquidos transparentes y el menisco es cóncavo, se lee la graduación tangente a la curva inferior del menisco. La curva superior se considerará cuando se tienen líquidos opacos, turbios o muy coloreados. [12].



### ILUSTRACIÓN 3. Formas cóncavas y convexas[9].

**Modo de uso:** El recipiente o instrumento debe sostenerse en posición vertical; la posición de observación debe ser horizontal y al mismo nivel de la curva del menisco[15].

#### 2. Enrasar y aforar

En Química se llama enrasar al procedimiento por el cual se lleva el volumen del líquido del material volumétrico al deseado. Consiste en hacer coincidir la tangente de la curva formada en el límite líquido-aire (menisco) con la marca (ya sea aforo o graduada) del elemento. Un aforo es una marca circular grabada con precisión sobre el vidrio (o material que corresponda) del material volumétrico para indicar que ese es el volumen determinado[15].

#### Procedimientos

1. **La balanza granataria:** es uno de los instrumentos más utilizados en el laboratorio y su objetivo es determinar la masa de una sustancia o pesar una cierta cantidad de la misma.

La masa de un cuerpo se mide corrientemente comparando el peso del cuerpo con el peso de cuerpos de masas conocidas denominadas pesas. Dependiendo del trabajo que se quiera realizar, se selec-

ciona el tipo de balanza adecuada en cuanto a sensibilidad y rapidez en el proceso de pesaje. La sensibilidad de una balanza depende de su capacidad (una balanza diseñada para pesar kilogramos difícilmente tendrá la sensibilidad necesaria para tener reproducibilidad en pesadas de miligramo) [10], [12].

- 2. La balanza electrónica:** es una balanza que no es tan exacta como la analítica en ella se pueden pesar masas u objetos de hasta un kilogramo, generalmente se presentan de un solo modelo de un plato.

#### Modo de uso

- Encienda la balanza
- Coloque el objeto a pesar en el centro del platillo. La balanza le mostrará el peso del objeto en forma directa. Si se está pesando en un vidrio reloj se puede actuar de dos maneras. La primera, es colocar el vidrio reloj y encender la balanza, automáticamente quedará tarada la pesada, la segunda sucede si se enciende primero la balanza y se coloca el vidrio reloj, hay que tarar la balanza para que quede en cero y así proceder a pesar.

- 3. El termómetro:** los termómetros más utilizados en el laboratorio están llenos de mercurio o de una disolución alcohólica coloreada. Pueden estar calibrados de dos formas diferentes:

#### Modo de uso

- Puesto que un termómetro es un dispositivo para medir temperatura, debe tomarse siempre de forma que sea mínima la posibilidad de transferir calor directamente de las manos o cuerpo al termómetro. Un pequeño trozo de goma situado en el extremo inferior del termómetro puede ser un aislante conveniente[15].
- Cuando se coloca un termómetro en la disolución cuya temperatura se quiere medir, la temperatura cambiará gradualmente durante los primeros dos minutos. Este efecto es debido a que el termómetro y la disolución necesitan tiempo para alcanzar el equilibrio. El tiempo necesario para la mayor parte de los termómetros utilizados en el laboratorio es de uno o dos minutos[10].

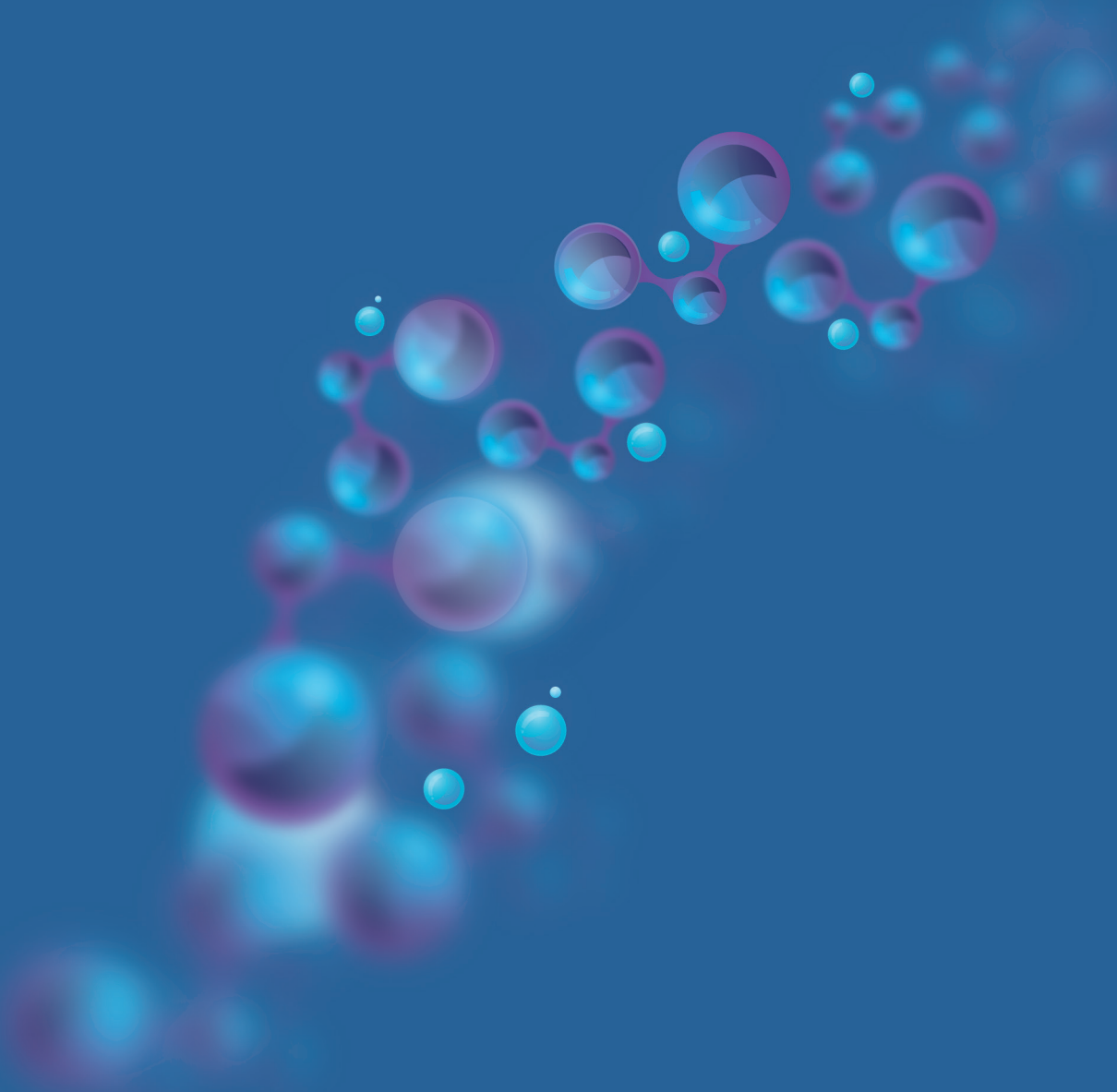
## REFERENCIAS

- [1] N. Guzman Victoria, "LA UTILIDAD DEL LABORATORIO DE CIENCIAS COMO UN AMBIENTE DE APRENDIZAJE EN UN CONTEXTO DE RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS," *Universidad del Valle*, pp. 3–4, 2016.
  - [2] A. H. Jhonstone, "The development of chemistry teaching. *Journal of Chemical Education*," vol. 70, pp. 701–707, 1993.
  - [3] M. Pickering, "The teaching laboratory through history. *Journal of Chemical Education*," pp. 699–702, 1993.
  - [4] H. W. Brock, "Historia de la Química," *Alianza Editorial, S.A*, 1998.
  - [5] M. ;Alzate T. Rúa López, "LAS PRÁCTICAS DE LABORATORIO EN LA ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS NATURALES," Manizales, 2012.
  - [6] M. J. M. A. Cabeller, "Resolución de problemas y actividades de laboratorio. La enseñanza y el aprendizaje de las ciencias de la naturaleza en la educación secundaria," *Universitat de Barcelona.*, 1999.
  - [7] A. Hofstein, "THE LABORATORY IN CHEMISTRY EDUCATION: THIRTY YEARS OF EXPERIENCE WITH DEVELOPMENTS, IMPLEMENTATION, AND RESEARCH," *Chem. Educ. Res. Pract.*, vol. 5, no. 3, pp. 247–264, 2004, doi: 10.1039/b4rp90027h.
  - [8] A. J. Alfaro Vicencio, "Material del laboratorio de química," *Unievrsi-dad de la Serena*, pp. 10–14, 2015.
  - [9] "Chemix - Draw Lab Diagrams. Simply." <https://chemix.org/> (accessed Jun. 09, 2022).
  - [10] TP laboratorio químico.com, "Laboratorio químico," *TP laboratorio químico*, Mar. 22, 20220.
-

- 
- [11] Ministerio de educación, “Orientaciones para la construcción en los establecimientos educativos del manual de normas de seguridad en el laboratorio de química y de física,” *Ministerio de educación*, pp. 3–10, 2015.
- [12] School of Science & Engineering, “Manual of Chemistry lab,” *Alakhawayn University*, pp. 9–11, 2015.
- [13] United Nations, “Globally harmonized system of classification and labelling of chemicals (GHS),” *United Nations*, 2019.
- [14] L. Bursten Brown, *QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL Novena edición*, vol. 9. Ciudad de Mexico, 2004. [Online]. Available: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>
- [15] E. ; A. C. Lopez, “Guías de laboratorio de química para la carrera de química,” *Universidad Nacional de Colombia*, pp. 16–18, 2013.
-







PARTE 

GUÍAS DE LABORATORIO



# GUÍA **1**

## PROPIEDADES FÍSICO- QUÍMICAS DE LA MATERIA



# GUÍA 1

## 1 OBJETIVOS

- Identificar los principales equipos de medición en el laboratorio y las técnicas para el trabajo con sustancias químicas.
- Estudiar las medidas directas e indirectas con sus respectivas incertidumbres.
- Establecer propiedades fisicoquímicas para diferentes sustancias.

## 2 FUNDAMENTO TEÓRICO

### Densidad

La densidad es una propiedad general de todas las sustancias. No obstante, su valor es específico para cada una, lo cual permite identificarla o diferenciarla de otras, su valor depende de la temperatura y de la presión. Se define como la masa de una sustancia presente en la unidad de volumen:

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

Se acostumbra a expresar la densidad de los líquidos y sólidos en g/mL o g/cm<sup>3</sup> y la densidad de los gases en g/L[1].

### Principio de Arquímedes

Arquímedes (287-212 A. C.) se inmortalizó con el principio que lleva su nombre, cuya forma más común de expresarlo es:

Todo sólido de volumen V sumergido en un fluido, experimenta un empuje hacia arriba igual al peso del fluido desalojado[2].

Se cuenta que Arquímedes descubrió el principio tratando de determinar si el oro de una corona que había encargado Hierón, rey de Siracusa, había sido parcialmente reemplazado por cobre o plata, metales más baratos.

Dice la leyenda que el principio le vino a la mente mientras se bañaba, lo que le produjo tal exaltación que, sin ponerse la ropa, corrió por las calles gritando ¡EUREKA! Probablemente Arquímedes pensó que si la corona y otro lingote de oro puro, de peso idéntico, se arrojaban al agua, deberían desplazar el mismo volumen de líquido. Sin embargo, durante la investigación se encontró que, aunque el lingote de oro y la corona pesaban lo mismo en el aire, al sumergirlos en agua la corona pesaba menos que el lingote y por consiguiente la corona era menos densa y ocupaba más volumen. ¡La corona no era de oro puro!<sup>[1]</sup> <sup>[3]</sup>. Hallar la densidad de sólidos desde el principio de Arquímedes consiste en determinar el empuje (E), el cual se encuentra realizando la diferencia entre el peso del sólido en el aire ( $W_s$ ) y el peso aparente del sólido sumergido en el líquido ( $W_a$ ). El volumen del líquido desalojado corresponde al volumen del sólido sumergido.

$$E = W_{des} = W_s - W_a = Vd_L$$

Donde  $W_{des}$  es el peso de líquido desalojado, V el volumen del sólido y  $d_L$  la densidad del líquido.

Para la determinación de la densidad pueden emplearse instrumentos basados en el principio de Arquímedes como la balanza de Westphal y los aerómetros.

## • Temperatura de ebullición

La temperatura de ebullición es aquella a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión externa. En este punto, el vapor no solamente proviene de la superficie, sino que también se forma en el interior del líquido produciendo burbujas y turbulencia características de la ebullición. La temperatura permanece constante hasta que todo el líquido se haya evaporado<sup>[2]</sup>.

El punto de ebullición que se mide cuando la presión externa es de 1 atm se denomina temperatura normal de ebullición, de esta forma, se entiende que los valores que aparecen en las tablas son puntos normales de ebullición[3].

### • Corrección de la temperatura de ebullición

En el caso de los líquidos, la temperatura de ebullición se ve afectada por los cambios en la presión atmosférica debido a las variaciones en la altura. A medida que un sitio se encuentra más elevado sobre el nivel del mar, la temperatura de ebullición se hace menor. A una altura de 1.500 m o 0,84 atm (Medellín, por ejemplo), el agua ebulle a 95 °C, mientras que al nivel del mar el agua hierve a 100 °C[1], [2].

Con el propósito de realizar comparaciones con los valores reportados en publicaciones anteriores, se hace necesario corregir la temperatura normal de ebullición en un factor proporcional a la diferencia de presiones. Los factores de corrección se muestran en la tabla y dependen de la polaridad del líquido.

#### Ejemplo

La temperatura normal de ebullición del agua es de 100 °C. ¿Cuál será el punto de ebullición del agua en Medellín (P= 640 torr)?

Para Medellín:

$$\Delta P = 760 \text{ torr} - 640 \text{ torr} = 120 \text{ torr} = 120 \text{ mmHg}$$

$$F_c = 120 \text{ mmHg} * 0.370^\circ \frac{C}{10 \text{ mmHg}} = 4.4^\circ C$$

$$T_e = (100 - 4.4)^\circ C = 95.6^\circ C$$

Variación en T  $\Delta P = 10 \text{ mm Hg}$

Normal (°C)	Líquidos no polares	Líquidos polares
50	0.380	0.320
60	0.392	0.330

Variación en T  $\Delta P = 10$  mm Hg

$T_e$ normal (°C)	Líquidos no polares	Líquidos polares
70	0.404	0.340
80	0.416	0.350
90	0.428	0.360
100	0.440	0.370
110	0.452	0.380
120	0.464	0.390
130	0.476	0.400

**TABLA 1.** Factores de corrección del punto de ebullición por cambios en la presión[4].

### 3 MATERIALES Y EQUIPOS

REACTIVOS	EQUIPOS
2 solidos (cubo y pila)	10 tubos de ensayo
Agua destilada	Soporte universal
Etanol	Termómetro
Butanol	Mechero
	Balanza
	Probeta
	Vasos precipitados
	Regla graduada
	Calibrador o Vernier

Consultar el punto de ebullición y la fórmula química de los líquidos



## 4 PROCEDIMIENTO

### Determinación de la densidad por el método geométrico

- Pesar el sólido ( $W_s$ ) y medir sus dimensiones (si tiene una forma geométrica regular).

Si se trata de un paralelepípedo:

$$V=a*b*c$$

Donde a, b y c corresponden a las dimensiones.

Si el objeto es cilíndrico:

$$V=\pi r^2 h$$

Siendo  $r$  el radio y  $h$  la altura

Si el objeto es esférico

$$V= \frac{4}{3} \pi r^3$$

- Utilizar la regla y el Vernier para tomar los datos de las dimensiones de cada sólido. Con los datos obtenidos se puede calcular la densidad.

**Repita la medida 2 veces**

### Reporte de la masa de los sólidos

Peso del cilindro (g)

Peso del cubo(g)

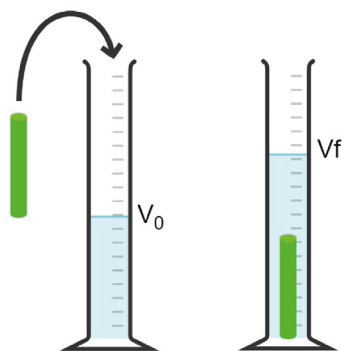
Dimensiones							
Sólido	Cilindro			Cubo			
	r (cm)	h(cm)	V(cm <sup>3</sup> )	a (cm)	b(cm)	c( cm)	V(cm <sup>3</sup> )
Medida 1							
Medida 2							

Con los datos anteriores determine la densidad de los sólidos a partir de la siguiente definición.

### Determinación de la densidad por el método de la probeta

El sólido se sumerge con cuidado y completamente en una probeta que contiene un volumen exacto de agua ( $V_i$ ). Luego se lee cuidadosamente el volumen final ( $V_f$ ). El volumen del sólido corresponde a la diferencia:

$$V = \Delta V = V_f - V_i$$

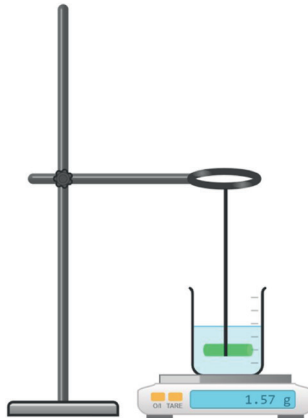


**ILUSTRACIÓN 1.** determinación del volumen por método de la probeta[5].

Sólido			
Medida 1	$V_0(\text{mL})$	$V_f(\text{mL})$	$\Delta V(\text{mL})$
Medida 2			

### Determinación de la densidad por el principio de Arquímedes

Se pesa un vaso de precipitado (en su lugar puede usarse un recipiente plástico) parcialmente lleno de agua ( $w_0$ ). Luego se ata el sólido con un hilo delgado y se suspende en el beaker con agua, tal como se ilustra en la figura. Se debe asegurar que el sólido no toque las paredes del vaso. Se obtiene el peso del sistema y se anota su peso como ( $w_T$ ).



### ILUSTRACIÓN 2. Método de arquímedes [5].

La cuerda sostiene el peso del sólido, pero no anula el empuje, de tal manera que  $w_T$  es igual al peso del recipiente con agua más el empuje (peso del agua desalojada por el sólido,  $w_{\text{desplazado}}$ ). Análogamente a la ecuación.

$$E = W_{\text{desplazado}} = W_T - W_0 = V_{\rho L}$$

Teniendo en cuenta la ecuación, la densidad se puede calcular a partir de la expresión:

$$\rho_s = \frac{W_s}{V} = \frac{W_s}{(W_T - W_0)} \rho_L$$

Donde, si el líquido es agua, corresponde a 1.00 g/mL.

Sólido	$W_T$ (g)	$W_0$ (g)	$E = W_T - W_0$ (g)

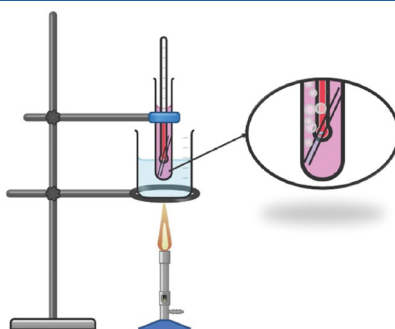
### Cálculos y resultados

Reporte los datos en la siguiente tabla:

Sólido	$\rho$ geométrica	$\rho$ desplazamiento	$\rho$ Arquímedes
Cubo			
Cilindro			

### Temperatura de ebullición

A un tubo de ensayo pequeño se añaden 2 mL del líquido problema, se introduce un capilar sellado por uno de sus extremos, de modo que el extremo abierto toque el fondo del tubo y luego se adiciona el termómetro. El sistema se coloca en un baño de agua.



**ILUSTRACIÓN 3.** Montaje para la temperatura de ebullición [5].

Se calienta hasta que el líquido problema comience a ebullición (Hasta empezar a ver burbujas en el tubo de ensayo) y registrar la temperatura de ebullición.

### Cálculos y resultados

Anotar en la tabla los datos obtenidos en el experimento. Corregir la temperatura normal de ebullición de cada líquido a la presión del laboratorio y calcular el porcentaje de error en la temperatura de ebullición experimental por comparación con los valores corregidos.

Líquido	Polaridad	$T_e$ normal (°C)	$T_e$ corregida (°C)	$T_e$ experimental (°C)	Error
Agua					
Etanol					

$$\text{Error} = \frac{T_e(\text{experimental}) - T_e(\text{corregida})}{T_e(\text{corregida})} \times 100$$

Con base en la comparación entre las temperaturas de ebullición obtenidas en el laboratorio y las temperaturas corregidas de ebullición normal, establezca las posibles causas de los errores obtenidos.

### Discusión y conclusiones

- Comparar los resultados obtenidos en cada método con el valor de la densidad reportada.
- ¿Cuál de los métodos utilizados dio resultados más exactos?
- Establecer las posibles causas de los errores y cómo estos influyen para que un método sea más recomendable que otro.

## 5 PREGUNTAS

- Si el volumen ( $\Delta V$ ) desplazado por el sólido en la probeta es muy pequeño, ¿recomendaría este método para medir la densidad del sólido?
- ¿Cómo afecta la presión en el punto de ebullición de un líquido?
- ¿De qué forma afecta la temperatura a la densidad?
- La densidad de Au es de 19,3g/mL. ¿Cuál sería la masa de un cubo de oro de 1,0 cm de arista? ¿Qué volumen de agua desplazaría?

## REFERENCIAS

- [1] UdeA, "Técnicas de laboratorio químico," 2004. <http://docencia.udea.edu.co/cen/tecnicaslabquimico/03anexos/anexo.htm#> (accessed Apr. 21, 2022).
  - [2] L. Bursten Brown, *QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL Novena edición*, vol. 9. Ciudad de Mexico, 2004. [Online]. Available: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>
  - [3] S. S. Zumdahl and S. A. Zumdahl, *Chemistry*. Houghton Mifflin, 2007.
  - [4] G. Towler *et al.*, "CHEMICAL ENGINEERING DESIGN Principles, Practice and Economics of Plant and Process Design," California, 2008. [Online]. Available: <http://elsevier.com>
  - [5] "Chemix - Draw Lab Diagrams. Simply." <https://chemix.org/> (accessed Jun. 09, 2022).
-





# GUÍA

## MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS



# GUÍA **2**

## **1** OBJETIVOS

- Estudiar los diferentes métodos de separación de mezclas.
- Separar los componentes de mezclas binarias sólidas y líquidas, teniendo en cuenta propiedades como la solubilidad y los puntos de ebullición.
- Identificar algunas técnicas para la separación de los componentes en una mezcla.
- Adquirir los criterios necesarios para seleccionar un método de separación con base en las propiedades físicas que exhiban los componentes de la mezcla.

## **2** FUNDAMENTO TEÓRICO

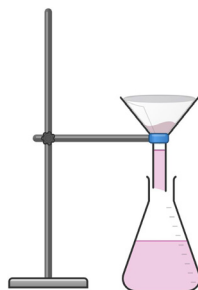
En la naturaleza, las sustancias generalmente se encuentran formando mezclas. Además de ello, en los procesos de síntesis de materiales, los productos de las reacciones se forman como mezclas. Por lo anterior, es necesario aislar los componentes con el fin de obtenerlos puros.

Los procedimientos físicos por los cuales se aíslan se denominan métodos de separación[1].

Los Métodos más conocidos son:

### Filtración

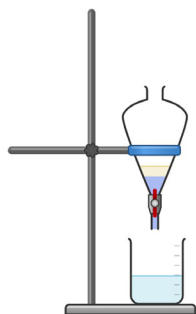
El procedimiento de Filtración consiste en retener partículas sólidas por medio de una barrera, la cual puede consistir en mallas, fibras (papel, por ejemplo), vidrio sinterizado, material poroso o un relleno sólido[2].



**ILUSTRACIÓN 1.** Montaje de filtración[3].

### Decantación

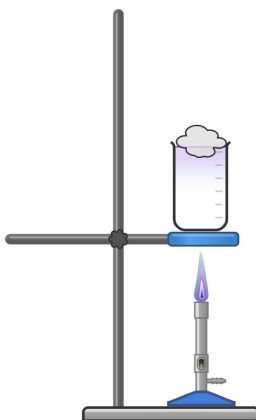
La decantación consiste en separar componentes que contienen diferentes fases (por ejemplo, dos líquidos que no se mezclan o un sólido y un líquido) siempre y cuando exista una diferencia significativa entre las densidades de las fases. Al abrir la válvula del decantador, el líquido más denso sale hacia el recipiente separándose del otro[2].



**ILUSTRACIÓN 2.** Montaje de decantación[3].

## Evaporación

La evaporación consiste en separar los componentes más volátiles a partir de la diferencia en los puntos de ebullición. El aplicar calor y una corriente de aire seco acelera el proceso. Puede efectuarse mediante presión reducida de tal forma que se consiga bajar el punto de ebullición, por ejemplo, del solvente que se quiere separar de un extracto. En este caso se utilizan evaporadores rotatorios y se hace posible reciclar el solvente[2].

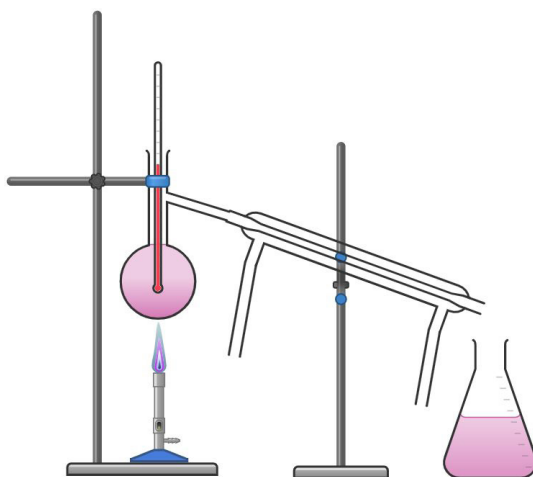


**ILUSTRACIÓN 3.** Montaje de evaporación [3].

## Destilación

Este método consiste en separar los componentes de las mezclas basándose en las diferencias en los puntos de ebullición de dichos componentes. Vale la pena mencionar que un compuesto de punto de ebullición bajo se considera volátil en relación con los otros componentes de puntos de ebullición mayor. Los compuestos con una baja presión de vapor tendrán puntos de ebullición altos y los que tengan una presión de vapor alta tendrán puntos de ebullición bajos[2].

Cuando se mezcla el agua y el aceite o glicerina, ¿Qué sustancia se separa primero en el embudo de separación? ¿Cuál de las sustancias tiene mayor densidad? Argumente su respuesta.



**ILUSTRACIÓN 4.** Montaje de destilación [3].

### 3 MATERIALES Y EQUIPOS

REACTIVOS	EQUIPOS
<b>NaCl</b>	10 tubos de ensayo
<b>Arena</b>	Papel filtro
<b>Agua destilada</b>	Mechero
<b>Etanol</b>	Embudo de decantación
<b>Aceite vegetal</b>	Embudo
<b>Hexano</b>	Mortero
	3 Erlenmeyer de 100 mL
	Balanza
	Capsula de porcelana

## 4 PROCEDIMIENTO

En la siguiente tablase presentan las propiedades de algunas sustancias.

Sustancia	T <sub>f</sub> (°C)	T <sub>e</sub> (°C)	Solubilidad	
			Agua	Solvente Orgánico
Agua	0	100	si	no
Aceite Vegetal		>100		
NaCl	801	1465	35.9g/mL	no
Etanol		78	si	

Clasifique las mezclas como homogéneas o heterogéneas en la siguiente tabla:

Observación	Tipo de mezcla		Método de separación
	Homogénea	Heterogénea	
Agua-sal			
Agua-arena			
Aceite vegetal-hexano			
Sal-arena			
Aceite vegetal-agua			

- Tomar dos Erlenmeyer y poner en cada uno 50 mL de agua destilada, agregar a uno de ellos 10 gramos de sal (NaCl) y al otro 10 gramo de arena. Agitar suavemente y observar los resultados. Preservar estas dos mezclas.
- Tomar el otro Erlenmeyer y poner en él 20 mL de aceite vegetal y 50 mL de hexano. Agitar suavemente y observar el resultado. Anotar en un cuadro de resultados y preservar la mezcla.
- Colocar en un mortero cantidades aproximadamente iguales de sal y arena. Triturar con movimientos circulares del respectivo mazo. Preservar la mezcla en un Beaker.

- En el embudo de separación colocar 50 mL de agua y 20 mL de aceite vegetal. Tapar y agitar vigorosamente. Dejar el embudo en reposo por unos minutos. Observar el resultado.
- Proponer, para cada una de las mezclas preparadas anteriormente, un método que permita separar sus componentes. Presentar su propuesta al docente y cuando este lo avale, ponerla en práctica.

### Cálculos y resultados

- Calcule el porcentaje de separación para cada mezcla así:

$$\%S = \frac{\text{Cantidad final}}{\text{Cantidad inicial}} \times 100$$

- Al finalizar la separación, cuantifique la cantidad de materia (en masa o en volumen) de alguno de los componentes de cada mezcla y calcule un porcentaje de error para cada una.



## PREGUNTAS

- ¿Por qué el hexano forma una mezcla heterogénea con el agua y no así con el aceite?
- ¿Qué propiedad del hexano y del aceite nos permita separarlos de manera eficaz en una mezcla?



## REFERENCIAS

- [1] Bursten Brown, *QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL Novena edición*, vol. 9. Ciudad de Mexico, 2004. [Online]. Available: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>
  - [2] UNAM, “Métodos de separación de mezclas - Unidad de Apoyo Para el Aprendizaje,” 2007. [http://uapas2.bunam.unam.mx/ciencias/metodo\\_separacion\\_mezclas/](http://uapas2.bunam.unam.mx/ciencias/metodo_separacion_mezclas/) (accessed Apr. 25, 2022).
  - [3] “Chemix - Draw Lab Diagrams. Simply.” <https://chemix.org/> (accessed Jun. 09, 2022).
-



# GUÍA 3

## TABLA PERIÓDICA



# GUÍA **3**

## **1** OBJETIVOS

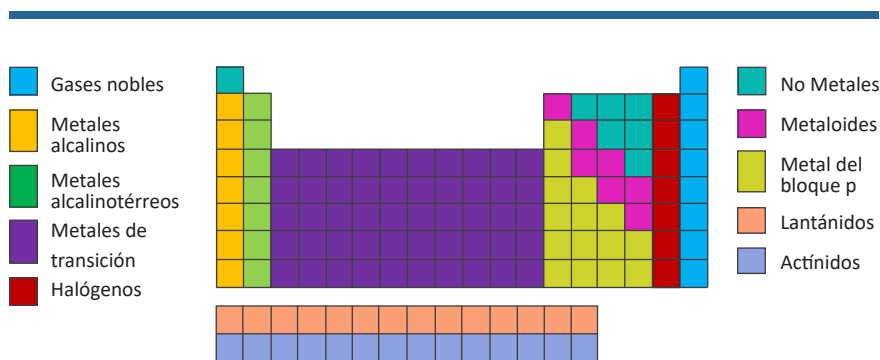
- Determinar el comportamiento de algunos elementos químicos y relacionarlos con su ubicación en la tabla periódica.
- Entender el sistema periódico de los elementos químicos por medio de sus reacciones de combustión.
- Diferenciar el carácter metálico o no metálico de algunos elementos.

## **2** FUNDAMENTO TEÓRICO

En 1869 Mendeleiev y Lothar Meyer (de forma simultánea e independiente) aprovecharon los conocimientos y trabajos existentes sobre clasificación de los elementos según sus propiedades, encontrando que si estos se ordenaban según aumentaba el peso atómico, cada cierto número de elementos se repetían las propiedades químicas y físicas, o bien, variaban de forma sistemática. Esto los llevó a realizar una clasificación de los elementos en orden creciente de su masa atómica, de tal forma que en una columna se correspondieran los elementos de propiedades semejantes<sup>[1] [2]</sup>.

Mendeleiev observó que en su clasificación debía dejar algunos espacios vacíos ya que no se conocían elementos que correspondieran a las propiedades de esa posición, posteriormente predijo con gran exactitud la existencia y propiedades de esos elementos que luego fueron descubiertos (algunos de ellos viviendo aún Medeleiev).

En el sistema periódico, los elementos están ubicados en orden creciente de su número atómico, por lo tanto, se diferencian del anterior en el que tiene un electrón más y también un protón más, este electrón diferenciador va ocupando distintos orbitales para cada elemento, de forma que la distribución está relacionada con la configuración electrónica[3]:



**ILUSTRACIÓN 1.** Tabla periódica de los elementos químicos[4].

### Carácter metálico y no metálico

**Metales:** son la mayoría de los elementos y están situados a la izquierda de una línea quebrada que se puede trazar a partir del Boro ( grupo 3A ), son buenos conductores del calor y de la electricidad, tienen altos puntos de fusión y ebullición, por lo que a temperatura ambiente son sólidos duros, excepto el mercurio que es líquido, poseen brillo metálico y desde el punto de vista electrónico, que es lo más importante, poseen bajas E.I. y A.E. por lo que ceden fácilmente electrones para transformarse en cationes. Son, por tanto, electropositivos.

**No metales:** situados a la derecha de la línea quebrada, además del H, son malos conductores del calor y de la electricidad, tienen bajos puntos de fusión y ebullición, por lo que a temperatura ambiente pueden ser sólidos, líquidos o gases. Los sólidos no tienen brillo metálico y desde el punto de vista electrónico poseen altas

E.I. y A.E. por lo que tienden a ganar electrones y a transformarse en aniones. Son por tanto electronegativos.

**Semimetales, semiconductores o metaloides:** situados a los lados de la línea quebrada, tienen un comportamiento intermedio, ya que en estado libre y en las propiedades físicas se parecen a los metales, mientras que en las propiedades químicas (reactividad) se parecen a los no metales.

**Gases nobles o inertes:** no tienen ni carácter metálico ni no metálico; forman un grupo aparte[3].

### 3 REACTIVOS Y EQUIPOS

REACTIVOS	EQUIPO
Agua destilada	10 tubos de ensayo
Ácido clorhídrico (HCl) 3M	Gradilla para tubos de ensayo
Hidróxido de sodio (NaOH) 3M	Mechero
Cinta de magnesio	Pinzas para crisol o tubo de ensayo
Fenolftaleína	Varilla agitadora
Cinta de aluminio	Cuchara de combustión
Clavo de hierro	2 Beaker de 100 mL
Zinc	Papel indicador de pH
Fósforo	Vidrio reloj
Cobre	

### 4 PROCEDIMIENTO

#### Reacciones de combustión

- Ayudándose de una pinza para tubo de ensayo o pinza para crisol, sostenga un trozo de cinta de magnesio y caliéntela en la llama del mechero hasta que entre en combustión.
- Coloque el residuo (ceniza) que haya quedado de la combustión en un tubo de ensayo y agréguele 5 mL de agua destilada, agítelo, ya sea con una varilla de vidrio o contra la palma de la mano.

- Introduzca en el tubo de ensayo el papel indicador de pH y registre si la mezcla es acida o básica.
- Repita el primer procedimiento con la cinta de aluminio y de cobre. Observe y registre.

### Comparación del carácter metálico

Tome cuatro tubos de ensayo y agregue una muestra de magnesio, aluminio, zinc y hierro. Para cada tubo de ensayo, un solo elemento.

- Agregue 5 mL de ácido clorhídrico (HCl) a cada tubo de ensayo (recuerde tener los elementos de protección). Observe en cuál de ellos se da una reacción química.
- En otros dos tubos de ensayo agregue una muestra de magnesio y aluminio con 5 mL de Hidróxido de sodio (NaOH) a cada tubo. Observe en cuál de ellos se da una reacción química.

### Cálculos y resultados

- Establezca una relación directa con los resultados obtenidos en cada reacción y la posición de la tabla periódica de cada una de los elementos.

## PREGUNTAS

- ¿Qué producto se obtiene en la combustión del magnesio? ¿Ocurre lo mismo con el aluminio? Si no ocurre lo mismo, ¿a qué se debe esta diferencia?
- ¿La mezcla con agua del magnesio es acida o básica? ¿A qué se debe este carácter?
- ¿Quiénes reaccionaron con HCl?
- ¿Cuál de ellos reacciona más rápidamente con el HCl?
- ¿Cuál de ellos presenta menor reactividad con el HCl?
- Sin ayuda de la tabla periódica, clasifique los elementos como metales y no metales, aquellos que sean metales ordénelos de menor a mayor carácter metálico.



## REFERENCIAS

- [1] School of Science & Engineering, "Manual of Chemistry lab," *Alakhawayn University*, pp. 9–11, 2015.
  - [2] S. S. Zumdahl and S. A. Zumdahl, *Chemistry*. Houghton Mifflin, 2007.
  - [3] L. Bursten Brown, *QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL Novena edición*, vol. 9. Ciudad de Mexico, 2004. [Online]. Available: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>
  - [4] "Chemix - Draw Lab Diagrams. Simply." <https://chemix.org/> (accessed Jun. 09, 2022).
-



# GUÍA 4

## IDENTIFICACIÓN DE REACCIONES QUÍMICAS



# GUÍA 4

## 1 OBJETIVOS

- Identificar los cambios que se dan en diferentes reacciones químicas y clasificarlas.
- Analizar los factores que afectan la velocidad de reacción.

## 2 FUNDAMENTO TEÓRICO

La materia puede experimentar cambios físicos y cambios químicos.

En un cambio físico la sustancia no sufre alteraciones en su estructura, es decir, el compuesto sigue teniendo las mismas características químicas sin importar el estado de la materia en que se encuentre. Un ejemplo se da cuando el hielo se funde para dar agua líquida y esta a su vez se evapora para dar vapor de agua. Tanto la fusión como la evaporación del agua son cambios físicos.

En un cambio químico la sustancia se transforma para dar otra u otras de propiedades diferentes a la primera. Un ejemplo se da cuando se quema un papel o un trozo de madera para producir cenizas, mediante un cambio químico llamado combustión[1][2].

Se hacen evidentes algunas transformaciones químicas cuando:

**Se producen sustancias diferentes a la primera.**

**Se dan cambios de color, se forman gases o cuando aparecen sustancias de diferente solubilidad.**

Al analizar las reacciones químicas se tiene que la energía involucrada en un cambio químico es mucho mayor que la involucrada en un cambio físico. Así las cosas, si las reacciones desprenden energía calórica, se denominan exotérmicas. En cambio, si absorben energía, se llaman endotérmicas.

### Catalizadores

Un catalizador es una sustancia que sirve para iniciar y acelerar una reacción sin tomar parte en ella. El catalizador no sufre cambios en su estructura. Por el contrario, un inhibidor es una sustancia que retarda la reacción[3][4].

## 3 REACTIVOS Y EQUIPOS

REACTIVOS	EQUIPOS
Ácido sulfúrico, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (concentrado)	10 tubos de ensayo
Hidróxido de sodio (NaOH) (s) Hidróxido de sodio (NaOH) (L) concentrado	Gradilla para tubos de ensayo
Cloruro de amonio (NH <sub>4</sub> Cl) (s)	Baño María
Sulfito de sodio (Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> )(s)	Embudo
Fenolftaleína	Papel de filtro
Ácido nítrico (HNO <sub>3</sub> )	Varilla de vidrio
Oxalato disódico (Na <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> )(0,1F)	Beaker de 100 mL
Sulfato manganoso (MnSO <sub>4</sub> )(0,1F)	Capsula de porcelana
Permanganato de potasio, (KMnO <sub>4</sub> )	Vidrio reloj
Ácido clorhídrico concentrado (HCl)	

## 4 PROCEDIMIENTO

### NOTA

En todos los procedimientos observe los cambios de color, temperatura, solubilidad u otros. Anótelos en el borrador de laboratorio.

Enumere los tubos de ensayo del 1 al 10. Realice el siguiente procedimiento:

- 
- Tubo 1** A 5.0 mL de agua destilada agregue quince gotas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (concentrado). Tenga en cuenta que siempre se le agrega el ácido al agua, nunca lo contrario (¿por qué?). Guarde esta solución.
- Tubo 2** A 5.0 mL de agua destilada agregue tres o cuatro escamas de  $\text{NaOH}$ . Agite. Guarde esta solución.
- Tubo 3** A un poco (1 gramo aproximadamente) de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , agregue 5.0 mL de agua destilada.
- Tubo 4** A 5.0 mL de agua destilada agregue 1.0 mL de la solución del tubo 1 más dos gotas de fenolftaleína (un indicador de acidez).
- Tubo 5** A 5.0 mL de agua destilada agregue 1.0 mL de la solución del tubo 2 más dos gotas de fenolftaleína (un indicador de acidez).
- Tubo 6** A 0.5 gramos aproximadamente de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , agregue cuidadosamente 3.0 mL de  $\text{HNO}_3$  0.1N.
- Tubos 7, 8, 9 y 10** Agregar a cada uno 5.0 mL de oxalato disódico 0.1M. Acidular añadiendo aproximadamente 1.0 mL (20 gotas) de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2M (del tubo 1). Ponga los tubos 9 y 10 al baño María.
- Tubo 7** Adicione cinco gotas de  $\text{MnSO}_4$  0.1M.
- Tubos 7 y 8** Adicione a cada uno 2 gotas de  $\text{KMnO}_4$  0.1M. Agite y observe la velocidad de reacción en cada uno de ellos.

**Cuando los tubos 9 y 10 estén calientes:**

- Tubo 9** Adicione cinco gotas de  $\text{MnSO}_4$  0.1M y agite
- Tubos 9 y 10** Adicione a cada uno dos gotas de  $\text{KMnO}_4$  0.1M. Agite y observe la velocidad de reacción en cada uno de ellos.

### Cálculos y resultados

---

**Realice todas las notaciones de lo observado  
en la TABLA DE RESULTADOS**

---





## 5 PREGUNTAS

- Defina velocidad de reacción
- Investigue qué factores afectan la velocidad de reacción
- ¿Qué son catalizadores?
- ¿Qué son inhibidores?
- ¿Qué catalizadores utilizó en la práctica? Sustente su respuesta.
- Ordene de mayor a menor los tubos del 7 al 10 de acuerdo con la velocidad de reacción.

## REFERENCIAS

- [1] L. Bursten Brown, *QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL Novena edición*, vol. 9. Ciudad de Mexico, 2004. [Online]. Available: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>
  - [2] S. S. Zumdahl and S. A. Zumdahl, *Chemistry*. Houghton Mifflin, 2007.
  - [3] E. Saragih, "Think about chemical reactions," 2011. [https://www.academia.edu/34770995/Think\\_about\\_chemical\\_reactions](https://www.academia.edu/34770995/Think_about_chemical_reactions) (accessed Apr. 26, 2022).
  - [4] E. ; A. C. Lopez, "Guías de laboratorio de química para la carrera de química," *Universidad Nacional de Colombia*, pp. 16–18, 2013.
-

# GUÍA 5

ESTEQUIOMETRÍA:  
MÉTODO DE JOB



# GUÍA 5

## 1 OBJETIVOS

- Determinar la relación estequiométrica en la cual se combinan los reactivos de la ecuación química empleando el método de Job.
- Identificar en forma experimental el reactivo límite.
- Determinar el rendimiento de una reacción.

## 2 FUNDAMENTO TEÓRICO

Una reacción es un proceso mediante el cual una o varias sustancias se combinan para dar lugar a otras. La reacción se representa mediante una ecuación química, la cual simboliza el tipo de sustancias que toman parte en el proceso y sus proporciones estequiometrias[1].

### Reactivo límite

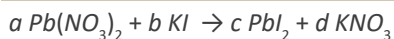
Cuando ocurre una reacción, uno o varios de los reactivos se pueden encontrar en exceso. Esto significa que existe un reactivo que determina la proporción estequiométrica exacta en la que ocurrirá el cambio químico. Dicho reactivo, denominado reactivo límite, se consume completamente si el proceso es irreversible. Todos los cálculos estequiométricos deben realizarse tomando como referencia el reactivo límite[2], [3].

### Método de la variación continua de Job

Este método se ideó para determinar experimentalmente la relación estequiométrica en la que se combinan los reactivos. Se basa en la realización de una serie reacciones empleando cantidades diferentes de cada reactivo, pero manteniendo constante la cantidad total de ambos. Puede entonces medirse una variable del sistema, relacionada con la masa, y representarse gráficamente contra las cantidades de reactivos utilizadas[3].

**Ejemplo**

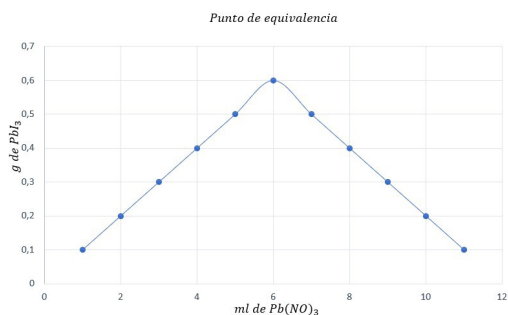
Con ayuda de los datos de la tabla, determinar la relación estequiométrica en la que reaccionan el  $Pb(NO_3)_2$  y el KI:



Tubo	$Pb(NO_3)_2$ (ml)	KI (ml)	Peso de precipitado teórico (g)
1	9	1	0.11
2	8	2	0.23
3	7	3	0.34
4	6	4	0.46
5	5	5	0.57
6	4	6	0.46
7	3	7	0.34
8	2	8	0.23
9	1	9	0.11

**TABLA 1.** Datos método de Job[4].

Al graficar el peso del precipitado formado de  $PbI_2$  contra el volumen de  $Pb(NO_3)_2$  0.25M y KI 0.5M, resulta un gráfico en el que las dos rectas se interceptan en un punto denominado punto de equivalencia, en este punto ambos reactivos reaccionan en cantidades estequiométricas exactas.



**ILUSTRACIÓN 1.** Variación de Job[4].



**NOTA**

Tome uno a uno los tubos de ensayo e inmediatamente agregue los reactivos mida la temperatura de la reacción.

Registre las temperaturas en cada reacción en la siguiente tabla:

TUBO	1	2	3	4	5	6	7	8	9
HCl	1mL	2mL	3mL	4mL	5mL	6mL	7mL	8mL	9mL
NaOH	9mL	8mL	7mL	6mL	5mL	4mL	3mL	2mL	1mL
Temperatura									

- Tome el tubo que registró mayor temperatura y pase el contenido de este a la capsula de porcelana; sométala a calentamiento hasta evaporar toda el agua que hay en ella.
- Con ayuda del vidrio reloj, pese la cantidad de sal contenida en la capsula de porcelana (este se registra como el rendimiento experimental).

### Cálculos y resultados

- Grafique la temperatura de las reacciones en contraposición al volumen agregado de cada reactivo e identifique el máximo punto de la gráfica.
- Con la gráfica anterior, calcule los coeficientes estequiométricos de la reacción química llevada a cabo.
- Calcule el rendimiento teórico de la reacción y establezca el porcentaje de error en la reacción.
- A cada uno de los tubos restantes agregue dos gotas de fenolftaleína y observe el cambio de coloración.
- Explique: ¿porque en algunos tubos no hay cambio de coloración?



## REFERENCIAS

- [1] L. Bursten Brown, *QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL Novena edición*, vol. 9. Ciudad de Mexico, 2004. [Online]. Available: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>
  - [2] C. Herrera-Herrera, A. Maria, and Z. Arevalo, “Química general: prácticas de laboratorio,” Barranquilla, 2016. [Online]. Available: <https://www.researchgate.net/publication/312328309>
  - [3] E. ; A. C. Lopez, “Guias de laboratorio de química para la carrera de química,” *Universidad Nacional de Colombia*, pp. 16–18, 2013.
  - [4] UdeA, “Técnicas de laboratorio químico,” 2004. <http://docencia.udea.edu.co/cen/tecnicaslabquimico/03anexos/anexo.htm#> (accessed Apr. 21, 2022).
-



# GUÍA 6

## REACCIONES DE OXIDACIÓN-ALCOHOLÍMETRO



# GUÍA **6**

## **1** OBJETIVOS

- Estudiar las reacciones de oxidación.
- Identificar productos en la reacción de oxidación del etanol utilizando dicromato de potasio.
- Entender la aplicación de las reacciones químicas en instrumentos como el alcoholímetro.

## **2** FUNDAMENTO TEÓRICO

La oxidación es una reacción química donde un metal o un no metal cede electrones, y por tanto aumenta su estado de oxidación. La reacción química opuesta a la oxidación se conoce como reducción, es decir, cuando una especie química acepta electrones[1]. Estas dos reacciones siempre se dan juntas, es decir, cuando una sustancia se oxida, siempre es por la acción de otra que se reduce, una cede electrones y la otra los acepta. Por esta razón, se prefiere el término general de reacciones redox. El oxígeno es el mejor oxidante que existe debido a que la molécula es poco reactiva (por su doble enlace) y sin embargo es muy electronegativo, casi como el flúor[2] [3].

El Código Civil de Tránsito establece como crimen manejar alcoholizado. Para evaluar el nivel de embriaguez de los conductores la policía utiliza un aparato llamado alcoholímetro[4].

Los alcoholímetros más básicos son constituidos por un tubo transparente relleno con dicromato de potasio en medio ácido el cual, al ser soplado, cambia de color, y de acuerdo con una escala comparativa, indica el nivel

de alcohol ingerido por el conductor[4]. Este cambio de color es resultado de la oxidación del etanol por el dicromato de potasio, en el cual el  $Cr^{+6}$ , de color anaranjado, es reducido hasta el  $Cr^{+3}$ , de color verde[3]. El paso de etanol a ácido acético (oxidación), producirá la reducción de dicromato (naranja) a el  $Cr^{+3}$ , (de color verde intenso). Así, el viraje de naranja a verde pondrá de manifiesto la presencia de etanol.

### 3 REACTIVOS Y EQUIPOS

REACTIVOS	EQUIPO
Ácido sulfúrico concentrado ( $H_2SO_4$ )	10 tubos de ensayo
Dicromato de potasio solido ( $K_2Cr_2O_7$ )	Gradilla para tubos de ensayo
Etanol	Espátula
Agua	Pipeta
	Recipiente de plástico con tapa
	Varilla de vidrio
	Tiras de papel (cartulina)

### 4 PROCEDIMIENTO

- Prepare una solución de dicromato de potasio disolviendo dos cucharadas del solido en 7mL de agua y agitar hasta que esta se disuelva totalmente (reserve esta solución tapada).
- Agregue diez gotas de la solución a cada tubo de ensayo y posteriormente agregue el ácido sulfúrico concentrado de acuerdo con las indicaciones de la siguiente tabla:

Tubo	1	2	3	4	5	6
$K_2Cr_2O_7$	10	10	10	10	10	10
$H_2SO_4$	1	2	3	4	5	6

- Agite cada tubo de ensayo suavemente y observe el cambio de coloración.
- Añada a cada tubo una gota de etanol y observe nuevamente el cambio de coloración.
- Humedezca un pedazo de papel en el pocillo, donde la coloración verdosa sea más intensa y, a través del olfato, identificar el compuesto formado.



## PREGUNTAS

- Con base en los resultados anteriores establezca la reacción de oxidación del etanol e identifique el agente oxidante y reductor analizando la reacción completamente.
- ¿Cuál es el producto final de la oxidación del etanol?
- ¿Cuál de los tubos es el indicado para detectar etanol? ¿Por qué?
- ¿Qué otro compuesto puede ser encontrado?

## REFERENCIAS

- [1] L. Bursten Brown, *QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL Novena edición*, vol. 9. Ciudad de México, 2004. [Online]. Available: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>
  - [2] S. S. Zumdahl and S. A. Zumdahl, *Chemistry*. Houghton Mifflin, 2007.
  - [3] E. ; A. C. Lopez, "Guías de laboratorio de química para la carrera de química," *Universidad Nacional de Colombia*, pp. 16–18, 2013.
  - [4] "Alcohol y alcoholímetros: Historia, fundamentos científicos y aplicación didáctica - Dialnet." <https://dialnet.unirioja.es/servlet/articulo?codigo=637814> (accessed Jun. 12, 2022).
-



# GUÍA 6

## ESTEQUIOMETRÍA: RELACIÓN PESO-PESO



# GUÍA 6

## 1 OBJETIVOS

- Aplicar el termino de pureza en una sustancia a través de una reacción química.
- Determinar la composición de una mezcla por medio de cálculos estequiométricos.

## 2 FUNDAMENTO TEÓRICO

### Estequiometría

La estequiometría de las reacciones químicas estudia las proporciones en las que se combinan las sustancias[1]. Para ello es necesario partir de la ecuación ajustada. Balancear una ecuación significa asignar números a las moléculas buscando que la cantidad de átomos que se encuentran en los reactivos sean los mismos que se encuentran en los productos[2][3]. Estos números son llamados coeficientes estequiométricos y con ellos conseguimos que se cumpla la Ley de Lavoisier[4].

A nivel industrial, las sustancias y reactivos químicos producidos pueden contener una cierta cantidad de impurezas, tales como metales pesados, inertes y otros, por esta razón, cuando se realizan cálculos estequiométricos es necesario tenerlas en cuenta [4]. Se denomina pureza al porcentaje efectivo de reactivo puro en la masa total. Por ejemplo: 60.0 g de cobre con pureza del 80% significa que 48 g de cobre corresponden a cobre puro, siendo el resto impurezas inertes.

Para la determinación de la pureza de una sustancia, se puede hacer uso de las reacciones químicas donde, a través de la estequiometría, se pueden determinar exactamente los gramos del elemento deseado en una muestra con impurezas. Las técnicas más utilizadas consisten en hacer reaccionar la muestra en condiciones específicas de manera que los componentes no deseados queden aislados completamente[3] [5].

### 3 REACTIVOS Y EQUIPOS

REACTIVOS	EQUIPOS
Mezcla de $KClO_3$ -- $KCl$ o $NaClO_3$ — $NaCl$	Tubos de ensayo
$MnO_2$	Pinza para tubo de ensayo
	mechero
	Balanza

### 4 PROCEDIMIENTO

- Adaptar la base de la probeta a un tubo de ensayo limpio y seco.
- Colocar una porción pequeña de  $MnO_2$  en el tubo de ensayo.
- Pesar y agregar aproximadamente 2.0 g de mezcla de cloruro y clorato.
- Pesar con exactitud el tubo con las sustancias y agitar para mezclar bien.
- Retirar la base de la probeta y calentar ligeramente al principio y fuertemente después durante varios minutos, manteniendo las debidas precauciones. Asegúrese que el oxígeno se ha desprendido.
- Retirar la llama, dejar enfriar sobre una malla y pesar el conjunto con la base de la probeta.
- Repetir el proceso hasta obtener peso constante.

## 5 CÁLCULOS Y RESULTADOS

- Escribir la ecuación química balanceada para la reacción de descomposición del clorato de potasio.
- Calcular el número de moles de oxígeno gaseoso y el peso del oxígeno liberado.
- Determinar el porcentaje de clorato de potasio y cloruro de sodio en la mezcla original.
- Calcular la cantidad de cloruro de potasio proveniente de la descomposición del clorato de potasio.
- Determinar el cloruro de potasio al final de la reacción en el tubo de ensayo.

## 6 PREGUNTAS

- ¿Qué papel juega el  $MnO_4$  en la reacción? ¿Cómo influirá en el resultado del porcentaje de clorato de potasio en la mezcla, si el catalizador se descompone?
- Una vez finalizada la reacción, escriba las fórmulas y los nombres de los compuestos. La mezcla al final ¿es homogénea o heterogénea?

## REFERENCIAS

- [1] L. Bursten Brown, *QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL Novena edición*, vol. 9. Ciudad de Mexico, 2004. [Online]. Available: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>
  - [2] School of Science & Engineering, "Manual of Chemistry lab," *Alakhawayn University*, pp. 9–11, 2015.
  - [3] S. S. Zumdahl and S. A. Zumdahl, *Chemistry*. Houghton Mifflin, 2007.
  - [4] E. Saragih, "Think about chemical reactions," 2011. [https://www.academia.edu/34770995/Think\\_about\\_chemical\\_reactions](https://www.academia.edu/34770995/Think_about_chemical_reactions) (accessed Apr. 26, 2022).
  - [5] UdeA, "Técnicas de laboratorio químico," 2004. <http://docencia.udea.edu.co/cen/tecnicaslabquimico/03anexos/anexo.htm#> (accessed Apr. 21, 2022).
-

# GUÍA 8

SOLUCIONES QUÍMICAS-  
PROPIEDADES COLIGATIVAS





# GUÍA 8

## 1 OBJETIVOS

- Determinar el grado de saturación, instauración y sobresaturación de una solución.
- Aplicar las técnicas para preparar soluciones sólido-líquido y líquido-líquido.
- Calcular la densidad experimental de soluciones líquido-líquido y sólido-líquido por medio unidades de concentración.

## 2 FUNDAMENTO TEÓRICO

### Solución

Se define como la mezcla homogénea de una sustancia disuelta llamada soluto y de un medio en el que este se dispersa de modo uniforme, llamado disolvente. Las partículas de soluto que se mueven al azar en el disolvente son submicroscópicas, en ese caso, si las partículas son suficientemente grandes para reflejar la luz, el sistema es más bien un coloide, no una solución. Las partículas de soluto no se sedimentan en el fondo de un recipiente, ni se pueden filtrar con papel de filtro ordinario o membranas animales. No obstante, como las soluciones son mezclas, el soluto y el solvente pueden separarse por métodos físicos[1] [2].

La cantidad de soluto disuelto en una solución determina si esta es diluida. Una solución que posee poco soluto disuelto puede llamarse diluida, mientras otra que posea más soluto podría denominarse concentrada[3]. En unos cuantos casos estos términos han adquirido significado cuantitativo. Por ejemplo, las soluciones diluidas y concentradas de ciertos ácidos y bases, etiquetadas como tales en el laboratorio, especifican en las eti-

quetas las concentraciones (molaridad o porcentaje por peso) y la densidad, tal como aparece en la tabla 1.

Solución	Soluto	M(mol/L)	%P/P	D(g/mL)
Ácido clorhídrico	HCl(c)	12	36	1.18
	HCl(dil)	6	20	1.10
Ácido nítrico	HNO3(c)	16	72	1.42
	HNO3(dil)	6	32	1.19
Ácido sulfúrico	H2SO4(c)	18	96	1.84
	H2SO4(dil)	3	25	1.18
Amoníaco	NH3(c)	15	28	0.90
	NH3(dil)	6	11	0.96

**TABLA 1.** Concentración de soluciones de ácidos y bases de uso corriente en el laboratorio[4].

### Métodos de dilución

Muchas de las soluciones con que se trabaja en el laboratorio han sido preparadas a partir de soluciones madres existentes. Por ejemplo, en el laboratorio puede existir un frasco de HCl comercial en el que se lea 12 M. Sin embargo, para una determinada experiencia se requiere HCl 0.1M, el cual lógicamente deberá prepararse a partir del más concentrado. Se presenta entonces el típico problema de dilución[2].

Para resolver este problema, primero que todo se debe reconocer que, al efectuarse una dilución, solo cambia el volumen del disolvente mientras que el número de moles permanece igual. Esto significa que el número de moles inicial (1) de soluto debe ser igual al número de moles final (2) del soluto[5].

$$\# \text{ de moles (1)} = \# \text{ de moles (2)}$$

De esta forma se puede llegar a la siguiente ecuación:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

### 3 REACTIVOS Y EQUIPOS

REACTIVOS	EQUIPOS
Ácido sulfúrico, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (concentrado)	Vaso de precipitados de 250mL
Hidróxido de sodio, NaOH (s)	Pipeta graduada
Sulfato de magnesio, MgSO <sub>4</sub> (s)	Cápsula de porcelana
Cloruro de sodio, NaCl (s)	Vidrio de reloj
Sulfato de potasio, K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Probeta
Ácido nítrico, HNO <sub>3</sub>	Embudo
Ácido clorhídrico, HCl	Papel de filtro
Azufre	Tubos de ensayo
Naftaleno	Mechero

### 4 PROCEDIMIENTO

#### Preparación de una solución saturada de NaCl y reporte de su concentración

Medir con una probeta graduada 25 mL de agua, verterlo en un vaso de precipitado y agregar lentamente NaCl sólido hasta que este no se disuelva más. (En este punto la solución se encuentra saturada y cualquier cantidad de NaCl que se agregue, se precipita).

Filtrar la mezcla resultante y reservar el filtrado para determinar su concentración.

Para obtener la concentración de la solución saturada, seguir los siguientes pasos:

- Pesarse conjuntamente una capsula de porcelana limpia y seca y un vidrio de reloj.
- Adicionar a la capsula una alícuota de la solución saturada.
- Pesarse nuevamente todo el conjunto.
- Someter el conjunto a un calentamiento lento, hasta que la sal esté completamente seca.
- Dejar enfriar y pesarse nuevamente todo el conjunto.

**Repetir el calentamiento hasta obtener un peso constante**

## Preparación de una solución sólido-líquido

Preparar una solución al 6% P/P de X ( $MgSO_4$ ,  $NaCl$ ,  $NaOH$  o  $K_2SO_4$ , los cuales serán asignados por grupos). La cantidad de soluto debe ser calculada con anterioridad de acuerdo con la ecuación para esta forma de expresar la concentración.

Al pesar la sustancia, transferirla a un vaso de precipitados y agregar el volumen de agua requerido. Se agita para acelerar la disolución del sólido y para homogeneizar muy bien la solución.

Determinar la densidad de la solución, y leer la Tabla 2 para comparar el valor teórico con el hallado experimentalmente.

$NaCl$		$K_2SO_4$		$MgSO_4$		$NaOH$	
Densidad (g/mL)	%P/P	Densidad (g/mL)	%P/P	Densidad (g/mL)	%P/P	Densidad (g/mL)	%P/P
1.005	1	1.011	2	1.018	2	1.014	1.2
1.013	2	1.050	8	1.060	6	1.054	5
1.034	5	1.104	16	1.104	10	1.109	10
1.071	10	1.133	20	1.148	14	1.219	20
1.086	12	1.147	22	1.196	18	1.328	30
1.148	20	1.162	24	1.220	20	1.430	40
1.189	25			1.245	22	1.525	50

**TABLA 2.** Densidad y concentración de alguna soluciones salinas y básicas[4].

### Preparación de una solución diluida a partir de una solución concentrada:

- Se dispone de una solución de  $HNO_3$  al 65% P/P,  $HCl$  y  $H_2SO_4$ .
- En esta parte del procedimiento el estudiante debe realizar los cálculos para la preparación de la solución.
- Determinar la densidad y compararla con la densidad que

HCl		HNO <sub>3</sub>		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	
Densidad (g/mL)	%P/P	Densidad (g/mL)	%P/P	Densidad (g/mL)	%P/P
1.025	5.15	1.030	5.50	1.040	5.96
1.050	10.17	1.060	10.68	1.070	10.19
1.100	20.01	1.120	20.23	1.150	20.91
1.155	30.55	1.190	30.88	1.220	29.84
1.180	35.39	1.390	35.28	1.270	35.71
1.195	38.16	1.410	38.29	1.600	40.35
1.200	39.11	1.490	50.71	1.690	50.11

**TABLA 3.** Densidad relativa de algunos ácidos[6].

**El ácido clorhídrico para la práctica tiene las siguientes especificaciones: Porcentaje en masa del 37%, densidad de 1.19 g/mL.**

### Determinación del cambio en el punto de congelamiento de una mezcla

- Tomar una muestra de 5 g de naftaleno y calentar en baño María hasta que se funda completamente, se deja enfriar lentamente y se anota la temperatura cada 20 segundos, hasta que esta no cambie más.
- Después de determinar la temperatura de congelamiento del naftaleno, agregue 0,5 g de azufre y vuelva a registrar el valor de temperatura cada 20 segundos hasta que no cambie más.
- En una hoja milimetrada realice una gráfica de tiempo vs temperatura para las dos situaciones y analice qué pasa con ambos puntos de congelamiento.
- Determine el cambio del punto de congelamiento y compare los resultados.

# REFERENCIAS

- [1] S. S. Zumdahl and S. A. Zumdahl, *Chemistry*. Houghton Mifflin, 2007.
  - [2] L. Bursten Brown, *QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL Novena edición*, vol. 9. Ciudad de Mexico, 2004. [Online]. Available: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>
  - [3] UdeA, "Técnicas de laboratorio químico," 2004. <http://docencia.udea.edu.co/cen/tecnicaslabquimico/03anexos/anexo.htm#> (accessed Apr. 21, 2022).
  - [4] G. Towler *et al.*, "CHEMICAL ENGINEERING DESIGN Principles, Practice and Economics of Plant and Process Design," California, 2008. [Online]. Available: <http://elsevier.com>
  - [5] School of Science & Engineering, "Manual of Chemistry lab," *Alakhawayn University*, pp. 9–11, 2015.
  - [6] School of Science & Engineering, "LABORATORY MANUAL FOR GENERAL CHEMISTRY I," 2015.
-

# GUÍA 9

## DETERMINACIÓN DE pH EN ÁCIDOS Y BASES





# GUÍA 9

## 1 OBJETIVOS

- Determinar el pH de diferentes sustancias mediante indicadores acido-base.
- Valorar el contenido de ácido acético del vinagre.
- Aplicar los conceptos de equilibrio acido-base experimentalmente.

## 2 FUNDAMENTO TEÓRICO

Los ácidos y bases son los dos tipos de sustancias más comunes en el laboratorio y en el mundo cotidiano. A finales del siglo XIX, Arrhenius formuló la primera definición:

**ÁCIDO:** toda sustancia capaz de ceder protones ( $H^+$ ).

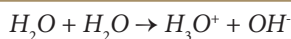
**BASE:** toda sustancia capaz de ceder oxhidrilos ( $OH^-$ ).

En 1923 Brönsted-Lowry, propusieron una definición más amplia:

**ÁCIDO:** toda sustancia capaz de ceder protones ( $H^+$ ).

**BASE:** toda sustancia capaz de aceptar protones ( $H^+$ ).

Considerando que el agua ( $H_2O$ ) es el solvente por excelencia y puede actuar como aceptor o dador de  $H^+$ . La reacción de autoionización correspondiente es:



Una manera de evaluar la acidez de una sustancia es por el conocimiento de la ( $H^+$ ), pero suelen ser cantidades muy pequeñas y poco cómodas de manejar, una medida más práctica, es la basada en la definición de pH del químico Danés Soren Sorensen en 1909, cuando realizaba un trabajo para el control de calidad de la elaboración de la cerveza y es usada actualmente en todos los ámbitos de la ciencia, medicina e ingeniería[1] [2].

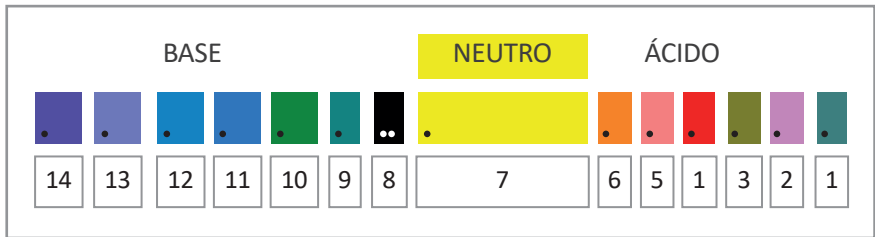
$$pH = -\log (H_3O^+)$$

### Medición del en el laboratorio

#### Indicador

La forma más rápida, económica y sencilla es utilizar un indicador ácido-base: sustancia colorida que en un valor de pH determinado cambia súbitamente de color. Es una sustancia ácida o básica que presenta diferente estructura electrónica dándole un color, característico.

Existen muchas sustancias que pueden ser usadas como indicadores ácido-base y todas tienen un valor particular de pH en el que cambian de color o viran. El indicador universal es una mezcla de sustancias colorantes que viran de color en diferentes valores de pH y es el mismo en el que están impregnadas las tiras de papel de pH[3]. Cambia de color con acidez creciente desde el violeta, pasando por el verde (Neutra), el amarillo hasta el rojo. Las mediciones son sencillas y rápidas, pero con baja precisión, normalmente  $\pm 1$  y cambia de color según la siguiente escala:



**ILUSTRACIÓN 1.** Escala de pH.

## pH-metro

Aparato empleado para mediciones de pH más precisas. Consta de dos electrodos conectados a un voltímetro. Uno de los electrodos (de referencia) tiene un valor de potencial constante, mientras que en el otro el potencial varía en proporción directa a la  $[H_3O^+]$  [3].

## Valoración o titulación

El procedimiento experimental para determinar la concentración de una solución cuando un volumen conocido de esta reacciona con un volumen de otro reactivo de concentración conocida se denomina valoración[3].

En el momento de la reacción en que las cantidades estequiométricas de ácido y base son idénticas se dice que se ha alcanzado el punto de equivalencia de la valoración, y la concentración desconocida de la solución se puede calcular de forma sencilla utilizando la ecuación química del proceso que tiene lugar. Generalmente se utiliza un indicador ácido-base para detectar el punto de equivalencia o punto final[3] [4].

**Ejemplo de aplicación:** Se desea valorar una solución de ácido sulfúrico con una solución de hidróxido de sodio 0,5 M y un indicador apropiado. Se toman 20 mL de la solución problema y se depositan, junto con el indicador, en un Erlenmeyer. Con la llave cerrada, se llena la bureta con la solución titulante. A continuación, se abre la llave y se hace gotear sobre el Erlenmeyer. Cuando el indicador cambia de color, indicando que se ha alcanzado el punto de equivalencia, la bureta indica que se han consumido 30 mL. **Calcular la concentración molar de la solución problema.**

**Solución:** Para realizar los cálculos, lo primero que se necesita es conocer la ecuación química del proceso que tiene lugar. Como se trata de una reacción entre un ácido y una base es muy fácil predecir la reacción que tiene lugar porque sabemos que los productos van a ser agua y una sal. Por lo tanto, la ecuación molecular será:



A partir del volumen de solución de NaOH y su molaridad, se puede calcular el número de moles de base que reaccionan:

$$NaOH = 0.030L \times \frac{0.5 \text{ mol NaOH}}{1L} = 0,015 \text{ mol NaOH}$$

El número de moles  $H_2SO_4$  de que reaccionan con 0,015 moles de  $NaOH$  podemos conocerlo a partir de la información que nos proporciona la ecuación del proceso:

$$N^{\circ} \text{ moles de } H_2SO_4 = 0,015 \text{ mol de } NaOH \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{2 \text{ mol } NaOH} = 0,0075 \text{ mol } H_2SO_4$$

Conociendo las moles de ácido que reaccionan y el volumen colocado, podemos conocer su concentración:

### 3 REACTIVOS Y EQUIPOS

Reactivos	Equipos
Ácido sulfúrico, $H_2SO_4$ (concentrado)	Vaso de precipitados de 250mL
Hidróxido de sodio, $NaOH$ (s)	Pipetas graduadas
Sulfato de magnesio, $MgSO_4$ (s)	pH-metro
Cloruro de sodio, $NaCl$ (s)	indicador universal (papel tornasol)
Sulfato de potasio, $K_2SO_4$	Probeta 50 mL
Ácido nítrico, $HNO_3$	buretas de 25 mL,
Ácido clorhídrico, $HCl$	Erlenmeyer de 250 mL 100 mL
Azufre	T Soporte universal
Naftaleno	Mechero

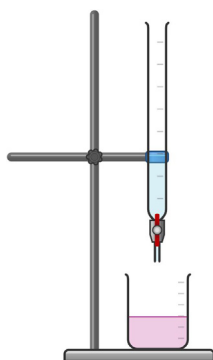
### 4 PROCEDIMIENTO

- Clasificación de sustancias como ácidos y bases.
- Colocar en tubos de ensayo 10 mL de las soluciones de sustancias de prueba identificarlos.
- Medir el pH con el indicador universal y con pH-metro.
- Completar el cuadro del informe clasificándolas como ácidos o bases.

Sustancia de prueba	color	pH	Clasificación
1			
2			
3			
4			

### Titulación de un ácido fuerte y débil con NaOH

- Prepare 100 mL de HCl 0.1 M en el balón volumétrico.
- Llene una bureta con solución de NaOH valorada (0.1M).
- En un Erlenmeyer vierta 60 mL de agua, 20 mL de la solución preparada de HCl y dos gotas de fenolftaleína.
- Titule la solución ácida del Erlenmeyer adicionándole lentamente la solución de NaOH hasta un cambio de color a un rosa levemente de la solución ácida.
- Anote los mL de la solución básica gastados. En este momento han reaccionado estequiométricamente las cantidades necesarias de ácido y base.
- Realice una curva de titulación tomando intervalos de volumen de NaOH añadido y registrando valores de pH.
- Haga una segunda titulación utilizando el vinagre (4-5% de ácido acético) (repita los pasos anteriores).



**ILUSTRACIÓN 2.** Montaje de titulación[5].

REACTIVO	VOLUMEN EN LA TITULACIÓN
HCl	
NaOH	
Vinagre	

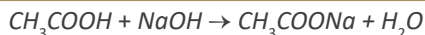
### Cálculos y resultados

Conociendo la molaridad y el volumen utilizado de solución de NaOH, calcule el número de moles de NaOH que fueron necesarios en cada titulación.

¿Cuántas moles de HCl reaccionaron? (Recuerde la relación molar entre NaOH y HCl).



¿Cuántas moles de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  reaccionaron? (Recuerde la relación molar entre NaOH y  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ).



Conociendo el volumen utilizado de solución de HCl en cada titulación y con lo hallado en el paso anterior, calcule la molaridad de cada solución.

Calcule el porcentaje de error en la preparación de las soluciones.

M: Molaridad esperada de la solución.

M': Molaridad hallada por titulación.

$$\% \text{error} = \frac{M - M'}{M}$$

## REFERENCIAS

- [1] L. Bursten Brown, *QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL Novena edición*, vol. 9. Ciudad de Mexico, 2004. [Online]. Available: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>
  - [2] S. S. Zumdahl and S. A. Zumdahl, *Chemistry*. Houghton Mifflin, 2007.
  - [3] C. Herrera-Herrera, A. Maria, and Z. Arevalo, “Química general: prácticas de laboratorio,” Barranquilla, 2016. [Online]. Available: <https://www.researchgate.net/publication/312328309>
  - [4] UdeA, “Técnicas de laboratorio químico,” 2004. <http://docencia.udea.edu.co/cen/tecnicaslabquimico/03anexos/anexo.htm#> (accessed Apr. 21, 2022).
  - [5] “Chemix - Draw Lab Diagrams. Simply.” <https://chemix.org/> (accessed Jun. 09, 2022).
-





# GUÍA 10

## ALGUNOS ANTIÁCIDOS COMERCIALES



## 1 OBJETIVOS

- Entender los conceptos de equilibrio acido-base experimentalmente.
- Determinar mediante la técnica de titulación la capacidad antiácida de una sustancia antiácida.

## 2 FUNDAMENTO TEÓRICO

Cuando los alimentos son ingeridos y llegan al estómago se combinan con el jugo gástrico segregado por las glándulas parietales[1]. El jugo gástrico contiene ácido clorhídrico (HCl), y una enzima denominada pepsina. Es un jugo extremadamente ácido, con pH cercano a 0.8. Al mezclarse con los alimentos, el pH se eleva hasta un valor de 2.0 y junto con la pepsina comienza a romper las proteínas contenidas en los alimentos y las convierte en aminoácidos. Si el esfínter entre el esófago y el estómago no se cierra durante la digestión, el jugo gástrico puede entrar al esófago y causar una molesta sensación de ardor conocida comúnmente como acidez. El jugo gástrico también puede quemar las paredes del estómago. Además, las glándulas parietales pueden generar un exceso de jugo gástrico debido a la ingestión de ciertos alimentos irritantes como salsa de tomate, productos cítricos, cafeína y alcohol. Adicionalmente, el estrés y ciertas enfermedades pueden originar una producción excesiva de jugo gástrico. Si la acidez no se trata oportunamente evoluciona, al cabo de cierto tiempo, en úlcera duodenal[1] [2].

Los antiácidos se utilizan frecuentemente para el tratamiento de la acidez. El ingrediente activo en tales medicamentos es una base o álcali la cual neutraliza el exceso de ácido. Las tabletas de los diferentes tipos de antiácidos que se venden en los supermercados contienen distintos ingredientes activos: el Alka-Seltzer contiene bicarbonato de sodio  $NaHCO_3$ ; la Milanta y el Malox contienen hidróxido de magnesio ( $Mg(OH)_2$ ). [3] [4].

Se utilizará una técnica denominada valoración por retroceso que consiste en añadir un exceso de ácido para titular la muestra de antiácido, y luego el ácido sobrante se valora con una solución patrón de NaOH [4]. La cantidad química de base presente en la muestra de antiácido se calcula como sigue:

$$n_{OH} = n_{HCl} \text{ (que reaccionan)} = (V_{HCl} \times C_{HCl}) - (V_{NaOH} \times C_{NaOH})$$

La eficiencia se calcula como la masa (g) de HCl neutralizado dividida por la masa (g) de la tableta de antiácido:

$$\frac{\text{masa (g) HCl}}{\text{masa (g) tableta}}$$

donde:

$$\text{masa HCl} = n_{HCl} \times MHCl$$

$$= (V_{HCl} \times C_{HCl}) - (V_{NaOH} \times C_{NaOH}) \times MHCl$$

### 3 REACTIVOS Y EQUIPOS

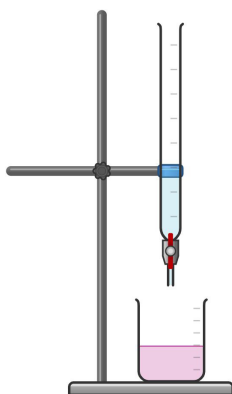
REACTIVOS	EQUIPOS
AlKa-Seltzer y Milanta (en tabletas),	Bureta
NaOH 0.50 M	Erlenmeyer
HCl 0.50 M	Mortero
Naranja de metilo	Probeta
	Vidrio de reloj
	Embudo
	Soporte universal

### 4 PROCEDIMIENTO

- En este experimento se analizará la eficiencia de dos tabletas de diferentes antiácidos determinando la cantidad de HCl que es neutralizada por cada tableta. Mientras más cantidad de ácido sea neutralizado, mayor es la eficiencia del antiácido.
- Obtener una bureta y enjuagarla con agua desionizada. A continuación, se purga con un pequeño volumen de solución de NaOH 0.50 M. Finalmente, utilizando un embudo, se llena con la solución de NaOH 0.50 M y se dispone para la valoración.
- Se toma cada una de las tabletas, se pesa y enseguida se macera en un mortero. Luego se selecciona una porción determinada del antiácido (~ 1.00 g) y se deposita en un Erlenmeyer de 250 mL previamente lavado con agua desionizada.
- Utilizar un segundo Erlenmeyer para la otra muestra. Se añaden 50.00 mL de HCl 0.50 M a cada Erlenmeyer y se agita durante tres minutos. Tenga en cuenta que algunos componentes inertes, presentes en las tabletas, no se disolverán.
- Se añaden dos gotas de naranja de metilo a la solución en cada frasco obteniéndose un color rojo, lo cual indica que la solución es ácida y todo el antiácido ha sido neutralizado. ¿Puede usarse fenolftaleína en lugar de naranja de metilo?

Colocar el Erlenmeyer bajo la bureta y añadir lentamente la solución de NaOH agitando la mezcla (la solución se va tornando temporalmente

amarilla). Disponer un fondo blanco debajo del Erlenmeyer para apreciar mejor el cambio de color. Continuar adicionando la base hasta obtener un color amarillo que persista por más de 30 s, momento en que se ha llegado al punto final. Anotar el volumen de NaOH añadido y repetir el procedimiento para la muestra en el otro Erlenmeyer.



**ILUSTRACIÓN 1.** Montaje de titulación[5].

### Cálculos y resultados

Con los resultados obtenidos en la titulación llenes la siguiente información:

Volumen inicial añadido de HCl 0.50 M \_\_\_\_\_ (mL)

Antiácido	Masa de la tableta (g)	Masa de la muestra (g)	V NaOH (mL)

Antiácido	$n_{\text{HCl}}$ neutralizados	$n_{\text{HCl}}$ /tableta	m HCl / $m_{\text{tableta}}$

## 6 PREGUNTAS

- ¿Cuál de los dos antiácidos es más eficiente para controlar la acidez? Incluya sus cálculos estequiométricos.
- ¿La eficiencia de un antiácido depende de la naturaleza del principio activo, de su cantidad o de ambos?
- ¿Qué es punto de equivalencia en una titulación? ¿En qué se diferencia del denominado punto final?
- ¿Qué es una solución patrón o estándar? ¿Cuáles son las características de un patrón primario?

# REFERENCIAS

- [1] S. S. Zumdahl and S. A. Zumdahl, *Chemistry*. Houghton Mifflin, 2007.
  - [2] L. Bursten Brown, *QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL Novena edición*, vol. 9. Ciudad de Mexico, 2004. [Online]. Available: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>
  - [3] Schooll off Sciience & Engiineeriing, “Manual of Chemistry lab,” *Alakhawayn University*, pp. 9–11, 2015.
  - [4] UdeaA, “Técnicas de laboratorio químico,” 2004. <http://docencia.udea.edu.co/cen/tecnicaslabquimico/03anexos/anexo.htm#> (accessed Apr. 21, 2022).
  - [5] “Chemix - Draw Lab Diagrams. Simply.” <https://chemix.org/> (accessed jun. 09, 2022).
-



---

# **ANEXOS**

---





# ANEXOS

Magnitud	Unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	Kg
tiempo	Segundo	S
Corriente eléctrica	Ampere	A
Temperatura termodinámica	Kelvin	K
Intensidad Luminosa	Candela	cd
Cantidad de sustancia	mol	mol

**TABLA 1.** Principales unidades del SI

Indicador	Color acido	Color básico	Intervalo de viraje
Violeta de metilo	Amarillo	Violeta	0.0-2.0
Amarillo de metilo	Rojo	Amarillo	2.9-4.0
Azul de bromo fenol	Amarillo	Violeta	3.0-4.6
Naranja de metilo	Rojo	Amarillo anaranjado	3.1-4.4
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4.2-6.3
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6.0-7.6
Tornasol	Rojo	Azul	6.0-8.0
Rojo de fenol	Amarillo	Rojo	6.8-8.4
Fenolftaleína	Incoloro	Rojo	8.0-9.5
Timol ftaleína	Incoloro	Azul	9.3-10.5

**TABLA 2.** Indicadores de pH.

## Unidades de Concentración

Porcentaje peso-peso (%P/P):

$$\%P/P = \frac{\text{Peso del soluto}}{\text{Peso de la solución}} \times 100$$

**Peso de la solución = peso del soluto + peso del solvente**

Porcentaje peso-volumen (%P/V):

$$\%P/V = \frac{\text{Peso del soluto}}{\text{Volumen de la solución}} \times 100$$

Fracción molar (X):

$$x = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles totales}} \times 100$$

Molalidad (m):

$$x = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de solvente}}$$

Concentración analítica (Ma):

$$Ma = \frac{\text{Número pesos fórmula} - \text{gramo de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

Molaridad (M):

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$





 **FONDO**  
**editorial**  
Universidad Católica de Oriente

ISBN: 978-628-7521-43-8



9 786287 152143 8