



Uleam

UNIVERSIDAD LAICA
ELOY ALFARO DE MANABÍ

Guía de
estudio

Química

Dirección de Bienestar, Admisión y Nivelación Universitaria

2024

UNIVERSIDAD LAICA ELOY ALFARO DE MANABÍ



GUÍA DE ESTUDIO

Química

Lic. Victor Geovanny Zambrano Cedeño

Ing. Winston Andrés Zavala Alarcón

Med. Melissa Nicole Barcia Chele

Ing. José Ricardo Álvarez Andrade

Med. Marcela Madeline Gálvez Peralta

Lic. Psic. Gema Valentina Arias Minaya

Ing. Bebzabeth Loor Benavides

Universidad Laica Eloy Alfaro de Manabí
Ciudadela universitaria vía circunvalación (Manta)
www.ulead.edu.ec

Dr. Marcos Zambrano Zambrano, PhD.

Rector

Dr. Pedro Quijije Anchundia, PhD.

Vicerrector Académico

Dra. Jackeline Terranova Ruiz, PhD.

Vicerrectora de Investigación, Vinculación y Postgrado

Lic. Víctor Geovanny Zambrano Cedeño, Mg

Dirección de Bienestar, Admisión y Nivelación Universitaria

Guía de estudio

Química

Lic. Víctor Geovanny Zambrano Cedeño

Ing. Winston Andrés Zavala Alarcón

Med. Melissa Nicole Barcia Chele

Ing. José Ricardo Álvarez Andrade

Med. Marcela Madeline Gálvez Peralta

Lic. Psic. Gema Valentina Arias Minaya

Ing. Bezbabeth Loor Benavides

ISBN: 978-9942-681-26-3

Edición: Primera. Diciembre de 2024. Publicación digital

Prohibida su venta

Trabajo de edición y revisión de texto: Mg. Alexis Cuzme Espinales

Diseño de portada: Mg. José Márquez Rodríguez

Una producción de la Universidad Laica Eloy Alfaro de Manabí, registrada en la Cámara Ecuatoriana del Libro.

Sitio Web: ulead.edu.ec

Teléfonos: 2 623 026 Ext. 255

Índice

| | |
|---|----|
| INTRODUCCIÓN | 6 |
| RESULTADOS DE APRENDIZAJE..... | 7 |
| UNIDAD 1 | 8 |
| FUNDAMENTOS BÁSICOS DE QUÍMICA | 8 |
| 1. Generalidades de la química..... | 8 |
| 1.1 Materia y Energía | 8 |
| 1.2 Átomo | 9 |
| 2 Tabla periódica | 11 |
| 3 Enlaces químicos..... | 11 |
| 3.1. Tipos de enlaces químicos..... | 12 |
| UNIDAD 2 | 13 |
| FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS..... | 13 |
| 4. Generalidades de los compuestos inorgánicos | 13 |
| 5. Compuestos Binarios | 14 |
| 5.1. Óxidos..... | 14 |
| 5.2. Ácidos hidrácidos..... | 15 |
| 5.3. Sales halógenas neutras | 15 |
| 6. Compuestos Ternarios | 16 |
| 6.1. Hidróxidos..... | 16 |
| 6.2. Ácidos oxácidos | 17 |
| 6.3. Sales oxisales neutras | 18 |
| UNIDAD 3 | 19 |
| ESTEQUIOMETRÍA | 19 |
| 7. Reacciones Químicas: ecuaciones y balanceo | 19 |
| 7.1. Ecuaciones químicas | 20 |
| 7.2. Balanceo de ecuaciones | 20 |
| 8. Introducción a la estequiometría..... | 21 |
| 8.1. Número de moles..... | 21 |
| 8.2. Cálculo estequiométrico | 22 |
| UNIDAD 4 | 24 |
| DISOLUCIONES..... | 24 |
| 9. Generalidades de las disoluciones..... | 24 |

| | |
|---|-----------|
| 9.1. Factores que afectan a la solubilidad..... | 24 |
| 10. Tipos de disoluciones..... | 25 |
| 10.1. Disoluciones cualitativas o empíricas | 25 |
| 10.2. Disoluciones cuantitativas | 26 |
| BIBLIOGRAFÍA | 31 |

INTRODUCCIÓN

Este curso de química explorará los fundamentos esenciales de esta ciencia y su aplicación y relevancia práctica en nuestro mundo.

Abordaremos conceptos básicos como átomos, elementos y nos sumergiremos en compuestos inorgánicos, como ácidos, bases y sales, explorando sus propiedades y aplicaciones.

Continuaremos con la estequiometría, donde aprenderemos a balancear ecuaciones químicas y cálculos básicos. Finalmente, exploraremos las disoluciones, incluyendo la concentración.

Este curso equipará y potenciará habilidades y conocimientos esenciales para entender y aplicar la química en diferentes contextos. ¡Prepárate para un emocionante viaje de descubrimiento!

«Dejadme practicar las buenas costumbres y les devolveré libertad y gloria».

Eloy Alfaro Delgado



RESULTADOS DE APRENDIZAJE



Resultados de las Unidades

Unidad 1

Identifica y clasifica elementos químicos relacionándolos con la organización de la tabla periódica. Comprende los diferentes tipos de enlaces químicos y sus propiedades asociadas.



Unidad 2

Identifica, formula y conoce compuestos inorgánicos binarios y ternarios, sus propiedades y aplicaciones.



Unidad 3

Calcula la cantidad de sustancias necesarias y producidas en una ecuación química, aplicando correctamente los conceptos de estequiometría.



Unidad 4

Identifica las características cualitativas y cuantitativas de las disoluciones y resuelve problemas relacionados con la concentración de disoluciones.



UNIDAD 1

FUNDAMENTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

1. Generalidades de la química

“La química es la rama de la ciencia que estudia las características y composición de todos los materiales, así como los cambios que éstos sufren. Cada sustancia química tiene características específicas” (Burns, 2015).

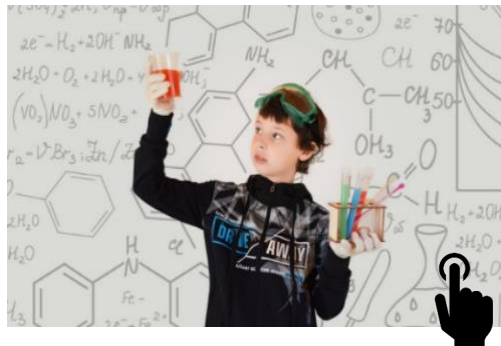


Ilustración 1. ¿La química está en todas partes?

Fuente: (TEDx talks, 2023).

1.1 Materia y Energía

La materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio. Existen tres estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso. Cada estado tiene sus propias características, por ejemplo, el estado sólido tiene una forma y volumen definido. El líquido tiene un volumen definido pero su forma se adapta al recipiente que lo contiene. Mientras que el estado gaseoso no tiene forma ni volumen definido (Ministerio de Educación, 2016).

La energía es una propiedad fundamental del universo que se manifiesta de diversas formas y se define como la capacidad de realizar trabajo o causar cambios en un sistema. La energía no se crea ni se destruye, pero puede transformarse de una forma a otra.

De clic sobre los recuadros rojos y encuentre información complementaria sobre materia.

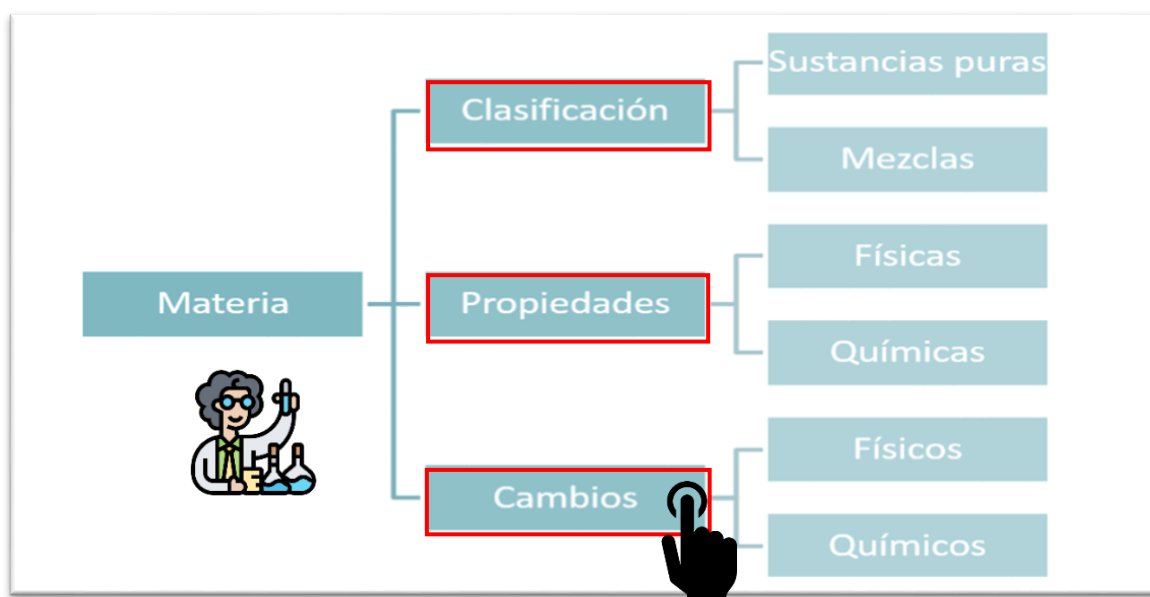


Ilustración 2. La materia y sus componentes. Fuente: (Clases Particulares de Ávila, 2023).



Actividad 1: Estados físicos de la materia.



1. Esta actividad se llevará a cabo utilizando el simulador PHET Colorado. Ingrese al documento en línea ([Actividad 1. Estados de la materia.pdf](#)) donde encontrará los lineamientos, enlaces y actividades que debe desarrollar.

Evidencia: Realice una captura de pantalla de la actividad ya realizada y colóquelo en un documento Word.

1.2 Átomo

Parte más pequeña de una sustancia que no se puede descomponer químicamente. Cada átomo tiene un núcleo (centro) compuesto de protones (partículas positivas) y neutrones (partículas sin carga). Los electrones (partículas negativas) se mueven alrededor del núcleo.

De clic sobre la **ilustración 3** y encuentre información complementaria sobre el átomo y sus partes.

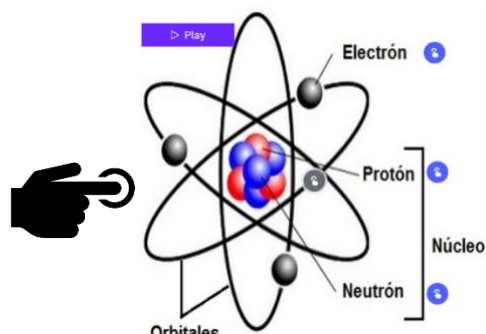


Ilustración 3. Átomo y sus partes.

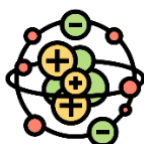


Actividad 2: Construcción de átomo



- Esta actividad se llevará a cabo utilizando el simulador PHET Colorado. Ingrese al documento en línea ([Actividad 2. Construcción de átomo.pdf](#)) donde encontrará los lineamientos, enlaces y actividades que debe desarrollar.

Evidencia: realice una captura de pantalla de la actividad ya realizada y colóquelo en el mismo documento Word.



IMPORTANTE:

Se recomienda visualizar el video posterior: “Calcular protones, neutrones, electrones, número másico y atómico”, para poder resolver las actividades que se plantea durante la sesión sincrónica.



Tabla 1. Ejemplos de estructura atómica.

| Átomo | Z | A | Protones | Electrones | Neutrones |
|------------------------------|----|----|----------|------------|-----------|
| ${}^{39}_{19}\text{K}$ | 19 | 39 | 19 | 19 | 20 |
| ${}^{64}_{29}\text{Cu}^{+2}$ | 29 | 64 | 29 | 27 | 35 |
| ${}^{16}_8\text{O}^{-2}$ | 8 | 16 | 8 | 10 | 8 |

Fuente: Autor.

Para complementar los temas de **átomo y materia**, le invito a revisar los siguientes recursos:



2 Tabla periódica

Como lo indica Ramírez (2016) la tabla periódica es una herramienta que organiza los elementos químicos en un orden específico, lo que facilita la visualización y predicción de cómo cambian sus propiedades físicas y químicas en función de su posición en la tabla.

Para complementar el tema “**tabla periódica**”, le invito a revisar los siguientes recursos:



IMPORTANTE:

Ingrese en el siguiente enlace <https://ptable.com/?lang=es#Propiedades> , el cual le permitirá acceder a un modelo de tabla periódica en línea que se utilizará en tutorías.

3 Enlaces químicos

“Las fuerzas que unen a los átomos, los iones o las moléculas que forman las sustancias químicas (elementos y compuestos) de manera estable se denominan enlaces químicos. En la formación de un enlace, los átomos tienden a ceder, ganar o compartir electrones hasta que el número de estos sea igual a ocho en su nivel de valencia” (Ministerio de Educación, 2016).

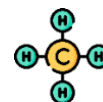
3.1. Tipos de enlaces químicos



Ilustración 4. Tipos de enlaces químicos. Fuente: Autor



Actividad 3: Naturaleza del enlace



- Esta actividad se llevará a cabo utilizando dos simuladores: PHET Colorado y Naturaleza del enlace químico. Ingrese al documento en línea ([Actividad 3. Naturaleza del enlace.pdf](#)) donde encontrará los lineamientos, enlaces y actividades que debe desarrollar.

Evidencia: El documento de Word con las capturas de pantalla de las actividades realizadas, deberá convertirlas a formato PDF y subirlas al Moodle en “**Actividades Unidad 1**” de acuerdo con lo indicado por el docente durante la tutoría.

Para complementar el tema de “**enlaces químicos**”, le invito a revisar los siguientes recursos:



UNIDAD 2

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

4. Generalidades de los compuestos inorgánicos

Los compuestos químicos son sustancias formadas por la unión de dos o más elementos químicos en proporciones definidas. Estos compuestos pueden formarse a través de reacciones químicas y presentan propiedades distintas a las de los elementos que los componen.

Otro concepto interesante que se debe tener claro es el número de oxidación y las valencias, están relacionados en la química y se utilizan para describir la capacidad que tiene un elemento para combinar o reaccionar con otros elementos en una sustancia química.

Aunque a menudo se usan de manera intercambiable, tienen algunas diferencias claves que se detallan en el siguiente código-enlace:

**IMPORTANTE:**

Ingrese en el siguiente enlace de las [TABLAS DE VALENCIAS](#) que le permitirá acceder a un recurso que se utilizará a lo largo del módulo.



5. Compuestos Binarios

De clic sobre los recuadros rojos y encuentre información complementaria sobre la clasificación de los compuestos binarios.

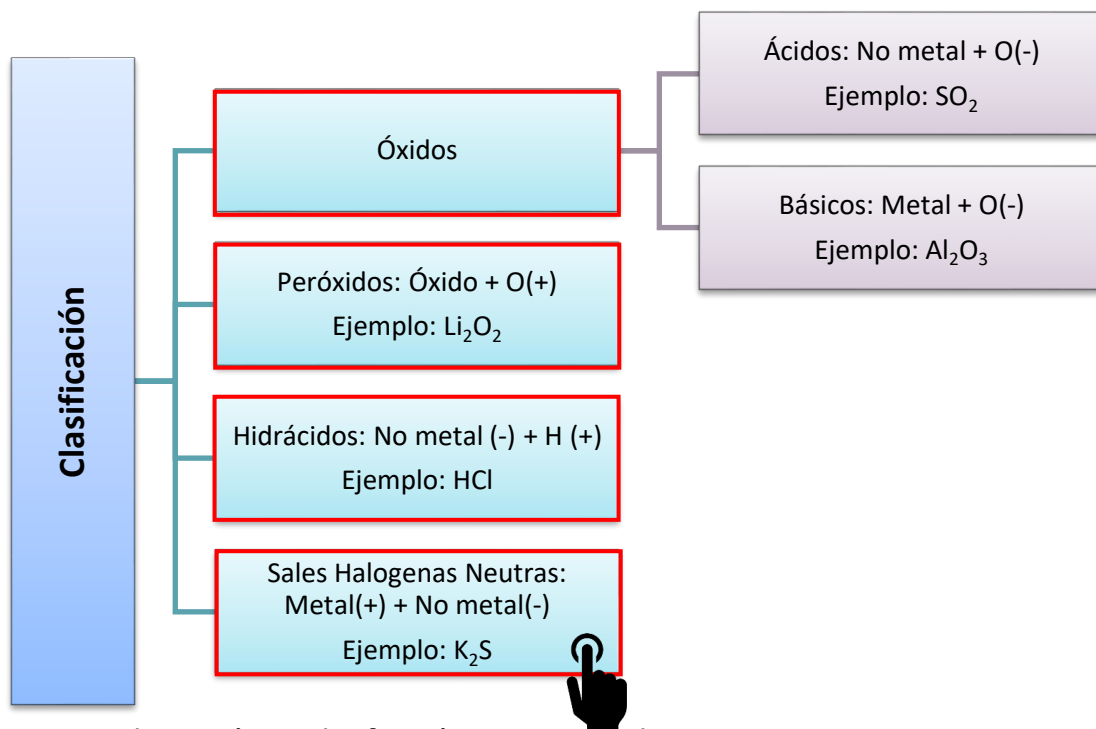


Ilustración 5. Clasificación compuestos binarios. Fuente: Autor

5.1. Óxidos



Tabla 1. Ejemplos de óxidos

| ÓXIDOS BÁSICOS | | ÓXIDOS ÁCIDOS | |
|----------------|------------------------|----------------|-----------------------------------|
| | Li₂O | | N₂O₃ |
| N. Tradicional | Óxido de Litio | N. Tradicional | Anhídrido Nitroso |
| N. Stock | Óxido de Litio (I) | N. Stock | Óxido de nitrógeno (III) |
| N. Sistemática | Monóxido de dilitio | N. Sistemática | Trióxido de dinitrógeno |
| | FeO | | CO₂ |
| N. Tradicional | Óxido Ferroso | N. Tradicional | Anhídrido Carbónico |
| N. Stock | Óxido de hierro (II) | N. Stock | Óxido de carbono (IV) |
| N. Sistemática | Monóxido de hierro | N. Sistemática | Dióxido de carbono |

Fuente: Autor.

5.2. Ácidos hidrácidos

“Los ácidos hidrácidos se forman con la combinación entre el elemento hidrógeno que, al disolverse en agua, forman soluciones que tienen propiedades ácidas, debido a esta propiedad, a estos compuestos se les da el nombre de ácido, además de su terminación *uro*” (Burns, 2015). Por ejemplo, el HCl es un gas que se llama cloruro de hidrógeno, pero a su solución acuosa se le conoce como ácido clorhídrico.



Tabla 2. Ejemplos de ácidos hidrácidos

| | HF | | H ₂ Se |
|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|
| N. Stock | Fluoruro de hidrógeno | N. Stock | Selenuro de hidrógeno |
| N. Sistemática | Fluoruro de hidrógeno | N. Sistemática | Selenuro de hidrógeno |
| N. Tradicional | Ácido fluorhídrico | N. Tradicional | Ácido selenhídrico |

Fuente: Autor.

5.3. Sales halógenas neutras

“Las sales halógenas están formadas por un metal valencia (+) y un no metal valencia (-). El nombre del compuesto se compone del nombre del no metal, al que se adiciona al final el sufijo *uro*, seguido se escribe el nombre del metal” (Ramírez, 2016). En nomenclatura tradicional se adiciona las terminaciones *oso* o *ico* según la valencia que utiliza el metal.



Tabla 3. Ejemplos de sales halógenas neutras

| | NaCl | | AlCl ₃ |
|-----------------------|------------------|-----------------------|---------------------------|
| N. Stock | Cloruro de sodio | N. Stock | Cloruro de aluminio (III) |
| N. Sistemática | Cloruro de sodio | N. Sistemática | Tricloruro de aluminio |
| N. Tradicional | Cloruro sódico | N. Tradicional | Cloruro aluminico |

Fuente: Autor

6. Compuestos Ternarios

Son compuestos que contienen tres elementos, y generalmente consisten en un catión (ya sea hidrógeno o un metal) combinado con un anión poli atómico.

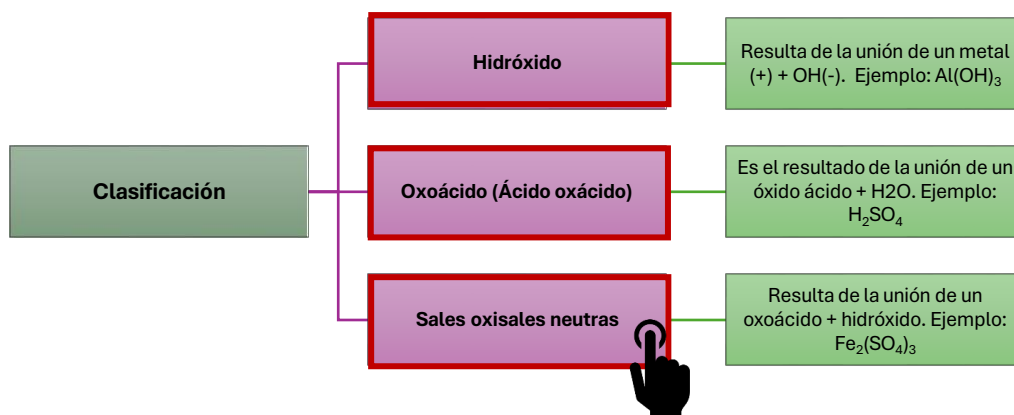


Ilustración 6. Clasificación compuestos ternarios. Fuente: Autor.

6.1. Hidróxidos

Un ion hidroxilo OH^- , combinado químicamente con un ion metálico $^+$. A estos compuestos se los llama hidróxidos.

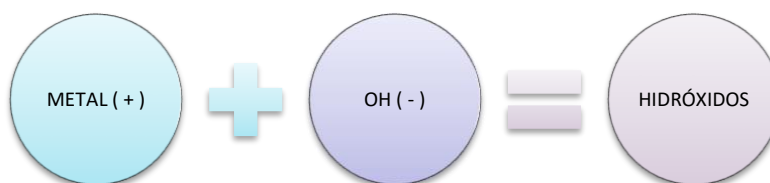


Tabla 5. Ejemplos de hidróxidos

| KOH | | Ca (OH) ₂ | |
|-----------------------|--------------------------|-----------------------|--------------------------|
| N. Stock | Hidróxido de potasio (I) | N. Stock | Hidróxido de calcio (II) |
| N. Sistemática | Hidróxido de potasio | N. Sistemática | Dihidróxido de calcio |
| N. Tradicional | Hidróxido potásico | N. Tradicional | Hidróxido cálcico |

Fuente: Autor

6.2. Ácidos oxácidos

Compuestos inorgánicos ternarios que contienen hidrógeno, oxígeno y algún otro elemento. El otro elemento por lo general es un no metal, aunque también puede ser un metal. En términos muchos más prácticos, provienen de la unión de un óxido ácido junto a moléculas de agua.

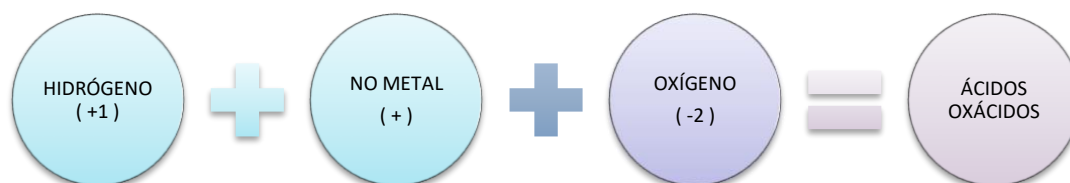


Tabla 6. Ejemplos de ácidos oxoácidos

| HClO ₂ | | H ₂ SO ₄ | |
|-----------------------|---------------------------------|--------------------------------|-----------------------------------|
| N. Stock | Ácido dioxoclorico (III) | N. Stock | Ácido tetraoxosulfúrico (VI) |
| N. Sistemática | Dioxoclorato (III) de hidrógeno | N. Sistemática | Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno |
| N. Tradicional | Ácido cloroso | N. Tradicional | Ácido sulfúrico |

Fuente: Autor

Ilustración 7 Valencias de los No Metales a usarse en ácidos oxácidos y ejemplos varios. Fuente: (Ministerio de Educación, 2016).

| Grupo | No. de oxidación | Ácidos | | |
|-------------------|------------------|--|--|--|
| 17 (Cl, Br, I) | +1 | HClO, ácido hipocloroso | HBrO, ácido hipobromoso | HIO, ácido hipoyodoso |
| | +3 | HClO ₂ , ácido cloroso | HBrO ₂ , ácido bromoso | HIO ₂ , ácido yodoso |
| | +5 | HClO ₃ , ácido clórico | HBrO ₃ , ácido brómico | HIO ₃ , ácido yódico |
| | +7 | HClO ₄ , ácido perclórico | HBrO ₄ , ácido perbrómico | HIO ₄ , ácido peryódico H ₅ IO ₆ , ácido ortoperyódico |
| 16 (S, Se, Te) | +4 | H ₂ SO ₃ , ácido sulfuroso H ₂ S ₂ O ₅ , ácido disulfuroso | H ₂ SeO ₃ , ácido selenioso | H ₂ TeO ₃ , ácido teluroso |
| | +6 | H ₂ SO ₄ , ácido sulfúrico H ₂ S ₂ O ₇ , ácido disulfúrico | H ₂ SeO ₄ , ácido selénico | H ₂ TeO ₄ , ácido telúrico |
| 15 (N, P, As) | +1 | H ₂ N ₂ O ₂ , ácido hiponitroso | HPO ₃ , ácido metafosfórico H ₃ PO ₄ , ácido ortofosfórico | H ₆ TeO ₆ , ácido ortotelúrico |
| | +3 | HNO ₂ , ácido nitroso | H ₂ PHO ₃ (H ₃ PO ₃), ácido fosforoso o ácido fosfórico | H ₃ AsO ₃ , ácido arsenioso |
| | +5 | HNO ₃ , ácido nítrico | HPO ₃ , ácido metafosfórico H ₃ PO ₄ , ácido ortofosfórico | H ₃ AsO ₄ , ácido arsenico |
| 14 (C, Si) | +4 | H ₂ CO ₃ , ácido carbónico | H ₂ SiO ₃ , ácido metasilícico H ₄ SiO ₄ , ácido ortosilícico | |
| 13 (B) | +3 | HBO ₂ , ácido metabórico H ₃ BO ₃ , ácido ortobórico | | |

6.3. Sales oxisales neutras

Al hacer reaccionar un hidróxido con un oxoácido, obtenemos una sal oxisal neutra y agua.

En general, esta sal ternaria está formada por un elemento metálico o un ion poliatómico positivo y un anión procedente de un oxoácido. Al igual que en las sales halógenas neutras hay la formación de la sal y la eliminación de moléculas de agua (Ministerio de Educación, 2016).



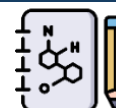
Tabla 7. Ejemplos de sales oxisales neutras

| $Al_2(SO_4)_3$ | | $KClO_3$ | |
|-----------------------|------------------------------------|-----------------------|-------------------------------|
| N. Stock | Tetraoxo Sulfato de diAluminio | N. Stock | Trioxo Clorato de monopotasio |
| N. Sistemática | Tetraoxo Sulfato de Aluminio (III) | N. Sistemática | Trioxo Clorato de potasio (I) |
| N. Tradicional | Sulfato de Aluminio | N. Tradicional | Clorato de Potasio |

Fuente: Autor



Refuerzo 1: Compuestos Binarios y Ternarios



Realice la práctica de compuestos binarios y ternarios, mediante el siguiente enlace encontrará información relacionada sobre el tema y sus indicaciones: [Guía de Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos Binarios y Ternarios.pdf](#)

Compendio: Información complementaria de la formulación inorgánica.



Compuestos Hidrogenados y Sales Halógenas
Fuente: Autor



Compuestos Oxigenados y Sales Oxisales
Fuente: Autor

UNIDAD 3

ESTEQUIOMETRÍA

7. Reacciones Químicas: ecuaciones y balanceo

Una reacción química es un proceso en el que una o varias sustancias, conocidas como reactivos o reactantes, experimentan un cambio para generar nuevas sustancias, denominadas productos.

Para su desarrollo se deben reconocer dos tipos de componentes:

- **Reactivo o reactante.** Es la o las sustancias iniciales que participan en una reacción química que dan origen al producto. Por lo general se escriben a la izquierda de la ecuación química.
- **Producto:** Es la o las sustancias que se obtienen a partir del reactivo o reactante y poseen propiedades totalmente distintas a las de las sustancias originales. Se escriben por lo general a la derecha de la ecuación química.

Los componentes se describen por medio de símbolos y se separan con una flecha que toma el nombre de produce (señala a los productos).

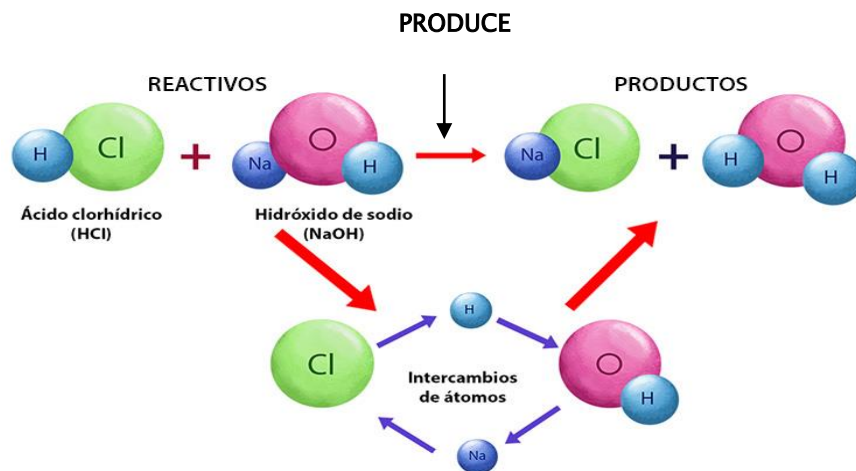


Ilustración 8. Ecuación química. Fuente: (Burns, 2015).

De clic sobre la **ilustración 9** y encuentre información complementaria sobre los tipos de reacciones químicas.

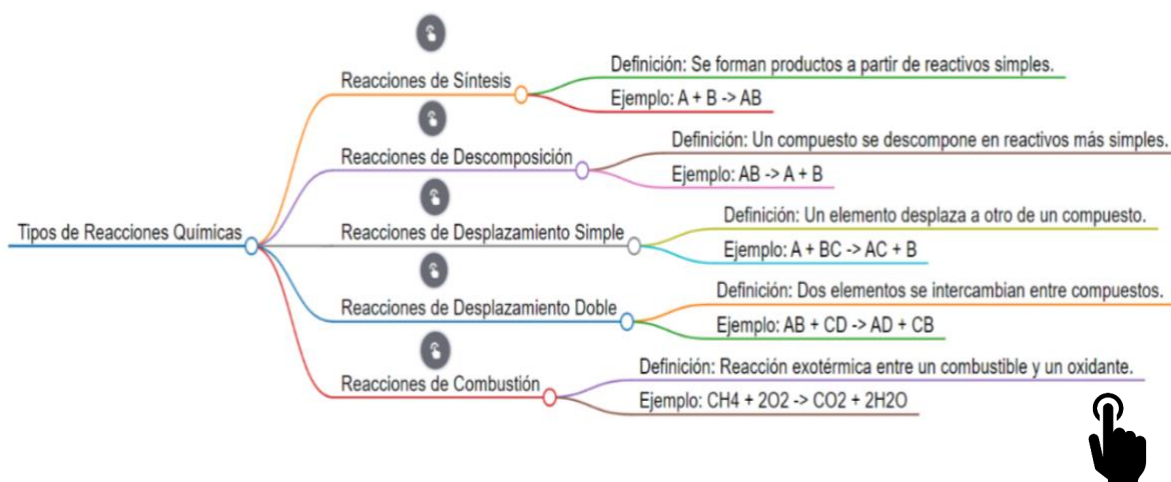


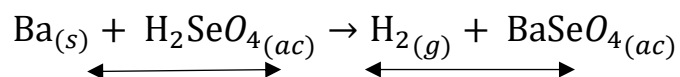
Ilustración 9. Tipos de reacciones químicas. Fuente: Autor.

7.1. Ecuaciones químicas

Es la representación de las reacciones químicas.



Ejemplo: El elemento bario (**Ba**) reacciona con ácido selénico (H_2SeO_4) para producir gas hidrogeno (H_2) y seleniato de bario ($BaSeO_4$).



7.2. Balanceo de ecuaciones

Antes de realizar el **refuerzo** es importante leer la información relacionada sobre el tema a través del siguiente enlace: [Balance de ecuaciones químicas por tanteo.](#)



Refuerzo 2: Balance de ecuaciones



Realice la práctica de balance de ecuaciones, mediante el siguiente enlace encontrará información relacionada sobre el tema y sus indicaciones: [Balance de ecuaciones.pdf](#)

8. Introducción a la estequiometría

La Estequiometría es una rama de la química que se encarga de estudiar las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos en una reacción química, basándose en la ley de la conservación de la masa y de las proporciones definidas (Mental, 2023).

8.1. Número de moles

La masa molar se expresa en gramos numéricamente es igual a la masa fórmula, según el siguiente detalle:

Nomenclatura:

n = número de moles

m = masa

M = masa molar o peso molecular

Fórmula:

$$n = \frac{m}{M}$$

Esta fórmula debe adaptarse dependiendo de si se la aplica para elementos o si es para compuesto, como se muestra a continuación:

$$\textit{Para elementos // Mol (n)} = \frac{\textit{masa (gramos)}}{\textit{masa molar átomo}}$$

$$\textit{Para compuestos // Mol (n)} = \frac{\textit{masa (gramos)}}{\textit{masa molar compuesto}}$$



Ejemplo:

¿Cuántos moles hay en 70 g de NaOH? (NaCl = 40,00 g/mol)

$$n = \frac{70 \text{ g NaOH}}{40,00 \text{ g/mol}} = 1,75 \text{ mol NaOH}$$

8.2. Cálculo estequiométrico

Para establecer y resolver un cálculo estequiométrico a partir de una ecuación química, se recomienda:

1. Escribir la ecuación química balanceada.
2. Colocar los datos estequiométricos debajo de la ecuación (en moles, gramos o litros).
3. Colocar a continuación debajo del “i” los datos y preguntas del problema.
4. Finalmente se realizan las operaciones.

Ilustración 10. Pasos para resolver ejercicios estequiométricos. Fuente: (González R. M., 2014).



Ejemplo: Producción de Amoníaco (NH₃) mediante el proceso de Haber–Bosch

El proceso de Haber–Bosch es un método industrial utilizado para producir amoníaco (NH₃) a partir de nitrógeno (N₂) e hidrógeno (H₂). En un cierto proceso, se hacen reaccionar 3 moles de nitrógeno con 9 moles de hidrógeno para producir amoníaco. Calcular la cantidad de amoníaco producido.

Datos:

- Coeficientes estequiométricos de la reacción: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$
- Moles de nitrógeno (N₂): 3 moles
- Moles de hidrógeno (H₂): 9 moles

Solución:

1. **Balanceo de la ecuación química:** $3N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$
2. **Determinación de los moles de amoníaco producidos:** Utilizando la relación estequiométrica de la ecuación química, determinamos los moles de amoníaco producidos a partir de los moles de nitrógeno (N₂):

$$\text{moles de } NH_3 = \frac{\text{moles de } N_2}{1} \times \frac{2 \text{ moles de } NH_3}{1 \text{ mol de } N_2} = 3 \times 2 = 6 \text{ moles de } NH_3$$

3. **Cálculo de la masa de amoníaco producido:** Utilizamos la masa molar del amoníaco (NH₃) para convertir moles de amoníaco a gramos:

$$\text{masa de } NH_3 = 6 \text{ moles } NH_3 \times 17.031 \frac{g}{mol} NH_3 = 102.186 g NH_3$$

Por lo tanto, a partir de 3 moles de nitrógeno (N_2), se producirán 102.186 gramos de amoníaco (NH_3) mediante el proceso de Haber-Bosch.



Refuerzo 3: Cálculo estequiométrico



Se recomienda visualizar los videos posteriores sobre: “Cálculo de moles” y “Masa – Mol”, para poder resolver las actividades que se plantea durante la sesión, mediante el enlace – código QR.



Cálculo de moles



Masa – Mol

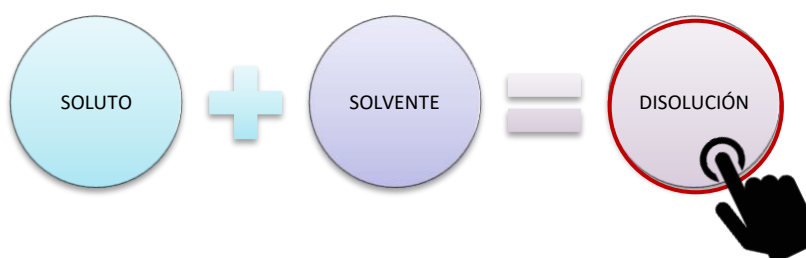
Realice la práctica de ejercicios de estequiometria, mediante el siguiente enlace encontrará información relacionada sobre el tema y sus indicaciones: [Cálculo estequiométrico.pdf](#)

UNIDAD 4

DISOLUCIONES

9. Generalidades de las disoluciones

Las disoluciones son mezclas homogéneas en las que un soluto (la sustancia que se disuelve) se dispersa uniformemente en un solvente (el medio en el que se disuelve el soluto). En una disolución, las partículas del soluto están distribuidas de manera uniforme entre las partículas del solvente, lo que resulta en una mezcla que no presenta separación de fases visibles.



9.1. Factores que afectan a la solubilidad

| Superficie de contacto | Agitación | Temperatura | Presión |
|--|--|---|---|
| La interacción soluto-solvente aumenta cuando hay mayor superficie de contacto y el cuerpo se disuelve con más rapidez (pulverizando el soluto). | Al agitar la solución se van separando las capas de disolución que se forman del soluto y nuevas moléculas del solvente continúan la disolución. | Al aumentar la temperatura se favorece el movimiento de las moléculas y hace que la energía de las partículas del sólido sea alta y puedan abandonar su superficie disolviéndose. | Esta influye en la solubilidad de gases y es directamente proporcional. |

Ilustración 11. Factores que afectan la solubilidad. Fuente: (Burns, 2015).

Para mayor comprensión sobre los factores que afectan a la solubilidad visualizar el siguiente video, ingresando a través del código QR – enlace.





Refuerzo 4: Solubilidad



Analice la **ilustración 12** y responda las siguientes preguntas:

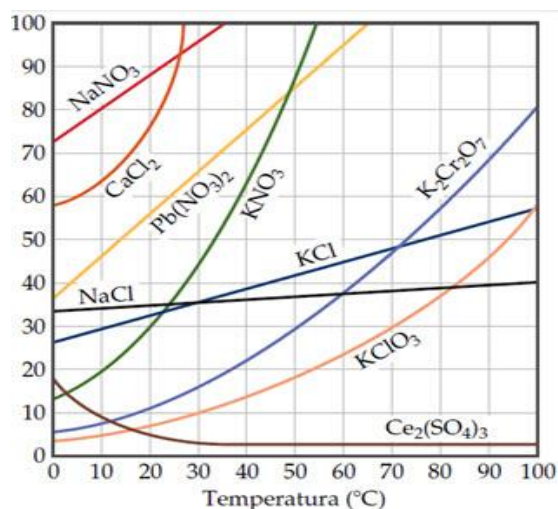


Ilustración 12. Solubilidad (g en 100 ml de agua) Fuente: (Burns, 2015).

¿Cuántos gramos de sal de mesa (cloruro de sodio) son necesarios para saturar 100 ml de agua a 20°C y a 50°C?

Explica: ¿Todas las sustancias aumentan la cantidad de soluto disuelto a medida que aumentan la temperatura?

10. Tipos de disoluciones

De acuerdo con la concentración de las soluciones, ellas pueden ser analizadas en términos cualitativos y cuantitativos dependiendo de su estado:

10.1. Disoluciones cualitativas o empíricas

Se identifican los componentes presentes y describe sus propiedades distintivas, centrándose en características observables como color, transparencia, olor, sabor y la posible formación de precipitados, sin necesariamente cuantificar las cantidades exactas de cada componente.

Disolución diluida

- Es aquella en donde la cantidad de soluto que interviene está en mínima proporción en un volumen determinado.

Disolución concentrada

- Tiene una cantidad considerable de soluto en un volumen determinado.

Disolución insaturada

- No tiene la cantidad máxima posible de soluto para una temperatura y presión dados.

Disolución saturada

- Tienen la mayor cantidad posible de soluto para una temperatura y presión dadas. En ellas existe un equilibrio entre el soluto y el solvente.

Disolución sobresaturada

- Es la solución en la cual no es posible disolver más soluto.

Ilustración 13. Tipos de disoluciones cualitativas según su concentración.

Fuentes: (Burns, 2015), (Acción-Educación, s.f.), (Buenas Tareas, 2010)

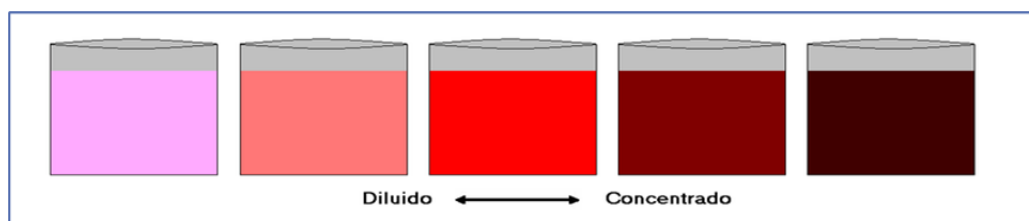


Ilustración 14. Tipos de soluciones según su concentración. Fuente: (Burns, 2015).

10.2. Disoluciones cuantitativas

Se refiere al análisis detallado y la determinación precisa de la concentración o cantidad de sustancias presentes en una mezcla líquida.

Concentraciones en Unidades Físicas

Se refiere a la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de solución, expresada en unidades físicas como masa, volumen o número de partículas.

Las medidas para expresar la concentración de las disoluciones en unidades físicas son:

- Porcentaje masa a masa (%m/m)
- Porcentaje masa a Volumen (%m/v)
- Porcentaje Volumen a Volumen (%v/v)
- Partes por Millón (ppm)

Cálculo de soluciones expresadas en unidades físicas

Porcentaje Masa a Masa (%m/m): Expresa la cantidad de gramos de soluto que existen por cada 100 gramos de disolución.

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de disolución (g)}} \cdot 100$$

Porcentaje masa a Volumen (%m/v): Relaciona la masa del soluto por cada cien unidades de volumen de la solución.

$$\% \text{ volumen} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (ml)}} \cdot 100$$

Porcentaje Volumen a Volumen (%v/v): Expresa el volumen de soluto por cada cien unidades de volumen de la solución. Se suele usar para mezclas líquidas o gaseosas.

$$\% \text{ volumen} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de disolución (g)}} \cdot 100$$

Antes de seguir con la resolución del **refuerzo 5** debe visualizar el siguiente video sobre **Concentración expresada en unidades físicas**, ingresando a través del enlace – código QR.



Concentraciones en Unidades Químicas

“Es la cantidad de soluto presente en una solución en relación con la cantidad total de solución, expresada en términos de número de moles de soluto o de solución.

Cálculo de soluciones expresadas en unidades químicas

Molaridad: La Molaridad (M) o Concentración Molar es el número de moles de soluto que están disueltos en un determinado volumen. La Molaridad de una disolución viene determinada por la siguiente fórmula:

$$\text{Molaridad}(M) = \frac{n \text{ (n° de moles de soluto)}}{\text{volumen de disolución}}$$



Ejemplo de ejercicio soluciones químicas (molaridad)

1. Calcule la molaridad de una disolución de 650 ml en la que está disueltos 65 gramos de cloruro de sodio (NaCl). Datos: pesos atómicos Na=23, Cl=35,45.

Solución:

Peso molecular del NaCl = 23 + 35,45 = 58,45 gramos / mol

$$\text{moles de NaCl} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{peso molecular}} = \frac{65 \text{ gramos}}{58,45 \text{ gramos/mol}} = 1,112 \text{ moles}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles NaCl}}{\text{volumen de disolución}} = \frac{1,112 \text{ moles}}{0,650 \text{ litros}} = 1,71 \text{ M}$$

2. Calcule los gramos de hidróxido de sodio (NaOH) de 250 ml de disolución 3,5 M. Datos: pesos atómicos Na=23, O=16, H=1.

Solución:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles NaOH}}{\text{volumen de disolución}} \rightarrow \text{moles NaOH} = 3,5\text{M} * 0,250 \text{ litros} = 0,875 \text{ moles}$$

Peso molecular del NaOH = 23 + 16 + 1 = 40 gramos / mol

$$\text{moles NaOH} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{peso molecular}} \rightarrow \text{masa soluto} = 0,875 \text{ moles} * 40 \frac{\text{gramos}}{\text{mol}} = 35 \text{ gramos}$$

Normalidad: La Normalidad (N) o Concentración Normal de una disolución es el número de Equivalentes Químicos (EQ) o equivalentes-gramo de soluto por litro de disolución:

$$\text{Normalidad}(N) = \frac{n^{\circ} \text{ EQ (equivalentes gramos)}}{\text{litros de disolución}}$$

Cálculo del n° de Equivalentes Químicos (EQ):

- EQ de un ácido = Peso molecular / n° de H⁺ → EQ de H₂SO₃ = 82 / 2 = 41 gramos
- EQ de una base = Peso molecular / n° de OH⁻ → EQ de NaOH = 40 / 1 = 40 gramos
- EQ de una sal = Peso molecular / carga del catión o anión → EQ de K₂CO₃ = 138 / 2 = 69 gramos

(Químicas, 2015)

La Normalidad (N) mide la concentración de una disolución de manera similar a la Molaridad (M). De hecho $N = M$ cuando el n° de H^+ , OH^- o la carga de los iones es igual a 1. (Químicas, 2015)



Ejemplo de ejercicio soluciones químicas (normalidad y molaridad)

1. Calcule la normalidad y la molaridad de 45 gramos de K_2SO_3 en 1500 ml de disolución:

Normalidad (N):

Peso molecular del $K_2SO_3 = 158,27$ g/mol

$$\text{Equivalente del } K_2SO_3 = \frac{\text{peso molecular}}{n^\circ \text{ de carga del catión de la sal}} = \frac{158,27}{2} = 79,13$$

$$n^\circ \text{ de Equivalentes en 45 g de } Na_2CO_3 = \frac{45}{79,13} = 0,57$$

$$N = \frac{n^\circ \text{ de Equivalentes}}{\text{litros de disolución}} = \frac{0,57}{1,5} = 0,38 \text{ N}$$

Molaridad (M):

$$\text{Moles de soluto} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{peso molecular}} = \frac{45}{158,27} = 0,28 \text{ moles}$$

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{litros disolución}} = \frac{0,28}{1,5} = 0,19 \text{ M } (M = \frac{N}{2} \text{ en este caso})$$



Refuerzo 5: Concentraciones en unidades físicas y químicas



Resuelva la siguiente actividad que consiste en calcular la concentración de una solución a través de una calculadora de concentraciones desarrollada por el sitio Guatequímica (Guatequímica, 2024) (se utilizará con fines educativos).

Pasos:



1. Ingrese a la página siguiendo el enlace o código QR:

2. Ingrese los datos requeridos. OJO: **convertir ml de agua a gramos de agua.**

3. De clic en "Calcular"



** Calcule la concentración %, en la que se utiliza 360 ml de agua destilada (densidad= 1g/ml) y 30 g de NaCl.*

** Calcule la concentración % de una solución en la que se preparó con 750 ml de agua y 75 gramos de NaOH.*

** Calcule la concentración molar de 450 ml de solución en la que se agregó 22 gramos de ácido sulfúrico (utilice la calculadora de concentraciones).*

** Calcule la concentración normal de 850 ml de solución en la que se agregó 7 gramos de hidróxido de sodio. (utilice la calculadora de concentraciones).*

Para una mejor resolución de los ejercicios adicionales de la unidad modular, visualizar el siguiente video sobre **Cálculo de soluciones expresadas en molaridad y normalidad**, ingresando a través del enlace – código QR.



Compendio y ejercicios de práctica:



Compendio de Disoluciones
Fuente: Autor



Ejercicios de Molaridad
Fuente: Autor

BIBLIOGRAFÍA

- Acción-Educación. (s.f.). *Mezclas*. https://ejercicios-fyq.com/apuntes/FyQ_2ESO/2_2_Sustancias_puras_y_mezclas/lectura_sobre_disoluciones.html#
- Arriba la Ciencia. (01 de noviembre de 2021). *Como nombrar acidos hidracidos, como obtener hidracidos. Qué son y cuáles son sus propiedades*. Youtube. <https://youtu.be/3hVTdGQtU6k?si=Pnp--tsBoEPvt3Qs>
- Aulamax. (19 de junio de 2018). *Soluciones químicas (conceptos básicos)*. Youtube. Obtenido de <https://youtu.be/4pvBPfxoFA?si=JLgo8CihiZQFtnEs>
- Buenas Tareas. (10 de diciembre de 2010). *Disoluciones diluidas, concentradas, saturadas*. <https://www.buenastareas.com/ensayos/Disoluciones-Diluidas-Concentradas-Saturadas/1309644.html>
- Burns, R. (2015). *Fundamentos de Química*. Pearson Educación.
- Clases Particulares de Ávila. (21 de diciembre de 2023). *Clasificación de la materia / sustancias puras y mezclas*. Youtube. https://youtu.be/op_YhVGI668?si=o8cxMjFi_prakKt
- EMMANUEL ASESORÍAS. (20 de agosto de 2017). *Cálculo de MOLES*. Youtube. <https://youtu.be/jHRNPVJR7Lo?si=CWOgP-0UnSLI-8NH>
- Es Ciencia. (12 de agosto de 2020). *Modelos atómicos (Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr y Chadwick)*. Youtube. <https://youtu.be/8IX8FjjLKhc?si=tLKfKMDxBayd2qbo>
- González, R. (2015). *Química*. Grupo Editorial Patria. <https://elibro.net/es/lc/u/leam/titulos/39463>
- González, R. M. (2014). *Química*. Patria.
- Guatequímica. (2024). *Guatequímica*. <https://guatequimica.com/>
- Mental, M. (22 de octubre de 2023). *Estequiometria de las reacciones químicas*. <https://mapamental.com.es/estequiometria-de-las-reacciones-quimicas/>
- Ministerio de Educación. (2016). *LNS*. https://educacion.gob.ec/wp-content/uploads/downloads/2016/09/librostexto/Texto_quimica_1_BGU.pdf

- Parra, Á. (27 de abril de 2020). *Sales halógenas neutras*. Youtube.
<https://youtu.be/D1PPCpBB5Ik?si=yub9kBLq6P2FJZ1j>
- PHET Colorado. (20 de 04 de 2024). *Balanceo de ecuaciones químicas*.
<https://phet.colorado.edu/en/simulations/balancing-chemical-equations>
- Química con Manchovinchi. (27 de agosto de 2022). *Unidades de Concentración Físicas: % m/m, % v/v y % m/v*. Youtube.
<https://youtu.be/ZwhdsRRLpWs?si=7E298M9A7aXZhgo0>
- Químicas. (25 de septiembre de 2015). *Ejemplos de normalidad*.
<https://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-normalidad.html>
- Ramírez, V. M. (2016). *Química 1*. Patria, S.A.
<https://elibro.net/es/lc/uleam/titulos/40435>
- Ramírez, V. M. (2016). *Química 1*. Patria, S.A.
- TEDx talks. (12 de diciembre de 2023). *La Química de la vida | Ivana Emilia Bonofiglio*. Youtube. <https://youtu.be/egYCpJvYKU0?si=2nW0AlJDVlvCYczn>
- Universidad de Colorado. (2024). *Construcción de un átomo*.
https://phet.colorado.edu/sims/html/build-an-atom/latest/build-an-atom_en.html

ISBN: 978-9942-681-26-3



9789942681263



Uleam
UNIVERSIDAD LAICA
ELOY ALFARO DE MANABÍ