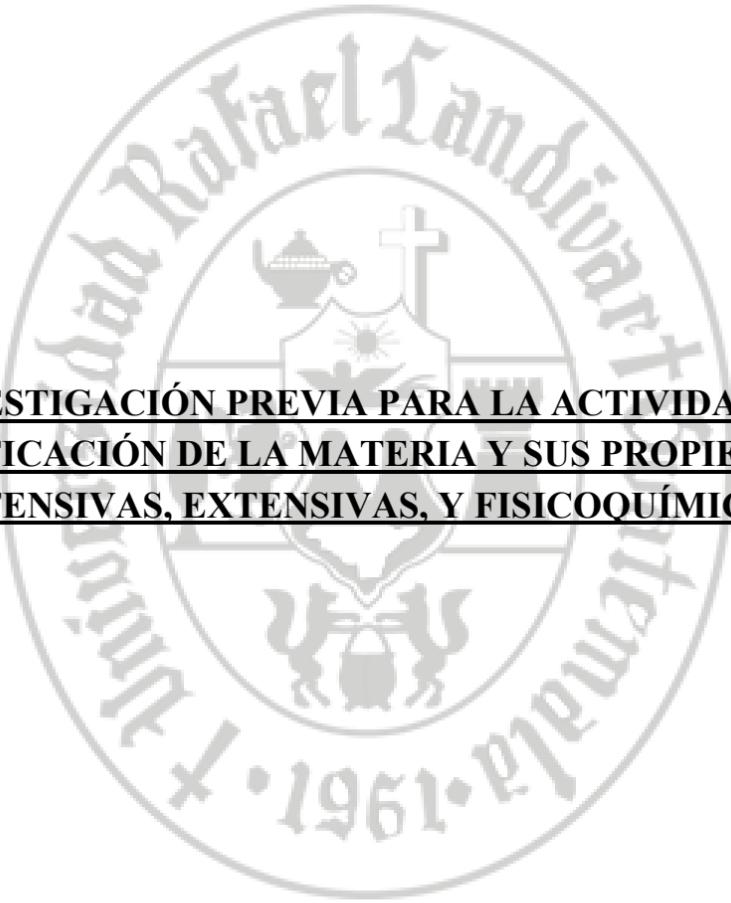


Universidad Rafael Landívar
Facultad de Ingeniería
Ingeniería en Sistemas
Laboratorio de Química Básica, sección 7
Catedrático: Lisbeth Gabriela Zelada Martinez
Auxiliar: Carlos



INVESTIGACIÓN PREVIA PARA LA ACTIVIDAD 3 –
CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA Y SUS PROPIEDADES
INTENSIVAS, EXTENSIVAS, Y FISICOQUÍMICAS

Julio Anthony Engels Ruiz Coto - 1284719

Guatemala 18 de febrero de 2025

ÍNDICE

I.	OBJETIVOS	1
	I.I GENERAL	1
	I.II ESPECÍFICOS	1
II.	FUNDAMENTOS TEÓRICOS.....	2
	II.I MARCO TEÓRICO	2
	II.II REACCIONES QUÍMICAS	2
III.	ECUACIONES Y CONSTANTES	4
	III.I PROPAGACIÓN DE ERROR EN DISTINTAS OPERACIONES:	7
IV.	REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS	8
	VI.I REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS	8

I. OBJETIVOS

I.I GENERAL

Consolidar la comprensión de la materia y sus transformaciones, haciendo énfasis en la clasificación de sustancias y la identificación de propiedades físicas y químicas, de manera que se fortalezcan las bases conceptuales para futuros estudios y prácticas de laboratorio.

I.II ESPECÍFICOS

- Evaluar y ordenar distintos ejemplos de materia de acuerdo con su naturaleza (elementos, compuestos, mezclas homogéneas o heterogéneas), utilizando criterios químicos de diferenciación.
- Distinguir las características que dependen de la cantidad de materia de aquellas que son independientes de ella, aplicando este conocimiento en un ejercicio de ubicación de conceptos.
- Comparar los procesos de transformación en términos de composición y estructura, identificando correctamente si se trata de cambios físicos (alteración de estado o forma) o químicos (nueva sustancia con propiedades diferentes).
- Reconocer y explicar términos clave relacionados con la materia (por ejemplo, sublimación, fermentación o condensación), reforzando el vocabulario esencial para entender fenómenos cotidianos y de laboratorio.

II. FUNDAMENTOS TEÓRICOS

II.I MARCO TEÓRICO

El estudio de la materia implica analizar su composición, sus características físicas y químicas, así como los cambios que pueden ocurrir bajo determinadas condiciones (Brown et al., 2014). De esta manera, se establecen categorías esenciales para describir la materia, englobándolas en sustancias puras (elementos y compuestos) y mezclas (homogéneas y heterogéneas). Comprender estas clasificaciones resulta fundamental para interpretar y prever comportamientos en el laboratorio, ya que determina el tipo de separación que puede aplicarse o la forma en que las sustancias reaccionan entre sí (Chang & Goldsby, 2018).

II.I.I CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

La materia se agrupa inicialmente en sustancias puras y mezclas, de acuerdo con la forma en que se combinan y la posibilidad de fraccionarlas en componentes más básicos (Atkins & Jones, 2015).

SUSTANCIAS PURAS

Elementos. Un elemento consta de átomos con el mismo número atómico y no es factible descomponerlo en otras sustancias más simples mediante reacciones químicas convencionales (Brown et al., 2014). Ejemplos típicos son los gases nobles (helio, neón, argón) que se caracterizan por su estabilidad química debido a la estructura de sus capas electrónicas. Otro caso emblemático es el hierro (Fe), un metal de transición que, pese a presentar diferentes estados de oxidación, sigue siendo el mismo elemento (Petrucci, Herring, Madura, & Bissonnette, 2017).

Compuestos. Son sustancias formadas al unirse químicamente dos o más elementos en proporciones definidas; dicha unión implica la formación de enlaces iónicos o covalentes. El agua (H_2O), por ejemplo, surge de la combinación de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (Chang & Goldsby, 2018). A diferencia de los elementos, los compuestos pueden descomponerse en sus constituyentes mediante reacciones químicas adecuadas. Un caso ilustrativo es la descomposición electrolítica del agua, que produce hidrógeno gaseoso y oxígeno gaseoso.

MEZCLAS

Una mezcla consiste en la combinación física de dos o más sustancias puras, cuyos componentes mantienen sus propiedades originales y pueden separarse por métodos físicos (decantación, destilación, filtración, entre otros) (Silberberg, 2017). Se distinguen dos tipos principales de mezclas:

Mezclas Homogéneas. Exhiben un aspecto uniforme con una sola fase visible (Brown et al., 2014). Por ejemplo, una solución salina con cloruro de sodio (NaCl) disuelto en agua. También el aire, que combina nitrógeno, oxígeno y pequeñas porciones de otros gases en proporciones más o menos constantes.

Mezclas Heterogéneas. Presentan dos o más fases identificables a simple vista (Atkins & Jones, 2015). Un ejemplo frecuente es la ensalada, donde el tomate, la cebolla y la lechuga conservan su forma y color, siendo perfectamente distinguibles. Otro caso podría ser el agua con aceite, que forman capas separadas debido a la diferencia en polaridad y densidad.

II.I.II PROPIEDADES DE LA MATERIA

Las propiedades de la materia describen cómo se manifiesta o se comporta la sustancia sin necesidad de cambiar su composición (propiedades físicas) o bien cómo se transforma en otras sustancias (propiedades químicas) (Brown et al., 2014). Además, se distingue si dichas propiedades dependen o no de la cantidad de sustancia presente (Chang & Goldsby, 2018).

PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS

Propiedades Físicas. Se observan o miden sin alterar la identidad de la sustancia, por ejemplo, la densidad, el punto de fusión, la conductividad o la maleabilidad en metales. Medir la densidad implica emplear métodos volumétricos y una balanza, pero no supone la ruptura de enlaces químicos (Silberberg, 2017).

Propiedades Químicas. Implican la posibilidad de que una sustancia experimente cambios a nivel molecular o atómico, dando origen a nuevas sustancias (Petrucci et al., 2017). Ejemplos son la inflamabilidad de los hidrocarburos o la reactividad con ácidos y bases. Para evaluarlas, se requiere efectuar una reacción que muestre la capacidad transformadora (Chang & Goldsby, 2018).

PROPIEDADES INTENSIVAS Y EXTENSIVAS

Intensivas. Permanecen invariantes sin importar la cantidad de materia (Brown et al., 2014). Así, la densidad del hierro sigue siendo aproximadamente 7.87 g/cm^3 tanto en un clavo de unos pocos gramos como en una barra de varios kilogramos (Atkins & Jones, 2015). La temperatura, la viscosidad y la solubilidad también son intensivas.

Extensivas. Dependen de la magnitud de la muestra, como el volumen, la masa o la longitud (Chang & Goldsby, 2018). Si se duplican los gramos de una sustancia, por lo general, se duplicará su volumen, manteniéndose constante la densidad si la temperatura y la presión no cambian.

II.I.III CAMBIOS FÍSICOS Y CAMBIOS QUÍMICOS

Un cambio físico se limita a la alteración del estado de agregación o de la forma de la sustancia sin modificar su composición interna (Brown et al., 2014). Ejemplos:

Fusión: Transformación de sólido a líquido (el derretimiento de un cubo de hielo).

Evaporación: Pasar de líquido a gas (hervir agua hasta formar vapor).

Sublimación: Cuando un sólido se convierte directamente en gas, como el hielo seco (CO_2 sólido).

Por su parte, los cambios químicos alteran la estructura fundamental de la sustancia, generando compuestos distintos (Chang & Goldsby, 2018). Ejemplos:

Oxidación: El hierro reacciona con oxígeno formando óxido de hierro (Fe_2O_3).

Fermentación: Los azúcares se descomponen por acción de microorganismos, formando alcohol y dióxido de carbono.

Combustión: Un hidrocarburo, como el metano, reacciona con oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua (Atkins & Jones, 2015).

Reconocer si se ha mantenido la identidad química o si se han formado nuevas sustancias permite evaluar la naturaleza del proceso. Esta clasificación es relevante en el laboratorio para anticipar la necesidad de medidas de seguridad, el tipo de producto deseado o el método de separación y purificación (Silberberg, 2017).

II.II REACCIONES QUÍMICAS

II.II.I CAMBIOS FÍSICOS

Fusión

Definición: Paso de una sustancia del estado sólido al estado líquido. (Brown et al., 2014).

Qué sucede: Se rompen algunas fuerzas intermoleculares, pero no hay cambios en la composición química.

Ejemplo: El hielo (H_2O sólido) derritiéndose para formar agua líquida.

Evaporación

Definición: Transición de un líquido a gas (puede ocurrir por ebullición o gradualmente a temperatura ambiente). (Brown et al., 2014).

Qué sucede: Las moléculas con mayor energía cinética abandonan la fase líquida, sin alterar su identidad química.

Ejemplo: Agua hirviendo hasta convertirse en vapor.

Fragmentación

Definición: Ruptura física de un material en trozos o partículas más pequeñas. (Brown et al., 2014).

Qué sucede: El material se divide mecánicamente, manteniendo la misma sustancia.

Ejemplo: Romper un vidrio en pedazos; cada trozo sigue siendo vidrio.

Deposición

Definición: Cambio directo de estado gaseoso a sólido, sin pasar por el estado líquido. (Brown et al., 2014).

Qué sucede: Las moléculas de gas se ordenan en fase sólida; no se modifica la composición.

Ejemplo: Formación de escarcha en las ventanas en climas fríos, cuando el vapor de agua en el aire se solidifica.

Solidificación

Definición: Cambio de líquido a sólido. (Brown et al., 2014).

Qué sucede: Las partículas se ordenan más, reduciendo su movimiento, pero sin cambios químicos.

Ejemplo: El agua líquida congelándose a 0 °C para formar hielo.

Condensación

Definición: Transición de fase de gas a líquido. (Brown et al., 2014).

Qué sucede: Las moléculas de gas pierden energía cinética y se agrupan en forma líquida; no cambian su identidad.

Ejemplo: El vapor de agua en la ducha que se condensa en el espejo.

Sublimación

Definición: Paso directo de un sólido a gas, sin pasar por el estado líquido. (Brown et al., 2014).

Qué sucede: Las partículas del sólido se separan rápidamente para formar un gas; no se altera la composición.

Ejemplo: El “hielo seco” (CO₂ sólido) que se convierte en dióxido de carbono gaseoso.

II.II.II CAMBIOS QUÍMICOS

Corrosión

Definición: Deterioro progresivo de un metal debido a reacciones químicas con el medio ambiente (generalmente oxidación). (Brown et al., 2014).

Qué sucede: Se forman nuevos compuestos en la superficie del metal (óxidos, hidróxidos, etc.).

Ejemplo: El hierro expuesto a la humedad formando óxido férrico (Fe₂O₃).

Fermentación

Definición: Transformación de azúcares en otras sustancias (alcohol, ácido láctico, etc.) mediada por microorganismos. (Brown et al., 2014).

Qué sucede: Hay una reacción química donde los azúcares se convierten en nuevas moléculas (por ejemplo, etanol y CO_2).

Ejemplo: La fermentación del mosto de uva para producir vino.

Oxidación

Definición: Reacción con oxígeno (u otro agente oxidante) que forma óxidos u otras especies químicas nuevas. (Brown et al., 2014).

Qué sucede: Los átomos de la sustancia reaccionan, cambiando su estado de oxidación y formando compuestos distintos.

Ejemplo: El cobre que adquiere pátina verde ($\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$) al reaccionar con aire y humedad.

Saponificación

Definición: Reacción química entre un ácido graso (generalmente en forma de aceite o grasa) y una base fuerte, que produce jabón y glicerol. (Brown et al., 2014).

Qué sucede: Se rompen y forman enlaces químicos nuevos, transformando la grasa en sales de ácidos grasos (jabón).

Ejemplo: Fabricación artesanal de jabón mezclando aceite vegetal y hidróxido de sodio (NaOH).

Combustión

Definición: Reacción exotérmica rápida de un combustible con oxígeno, liberando calor, luz y nuevas sustancias (generalmente CO_2 y H_2O). (Brown et al., 2014).

Qué sucede: El combustible se oxida por el oxígeno del aire, formándose compuestos distintos a los iniciales.

Ejemplo: La quema de gas propano (C_3H_8) en una estufa, generando dióxido de carbono y vapor de agua.

Neutralización

Definición: Reacción entre un ácido y una base para formar sal y agua. (Brown et al., 2014).

Qué sucede: Los iones H^+ del ácido reaccionan con los iones OH^- de la base, dando lugar a nuevas especies (NaCl , KCl , etc., según la base y el ácido).

Ejemplo: El ácido clorhídrico (HCl) mezclado con hidróxido de sodio (NaOH) para formar cloruro de sodio (NaCl) y agua.

Digestión

Definición: Proceso biológico en el cual los alimentos se descomponen químicamente en componentes más simples. (Brown et al., 2014).

Qué sucede: En el sistema digestivo, enzimas y ácidos rompen moléculas grandes (proteínas, lípidos, carbohidratos) para formar sustancias asimilables (aminoácidos, ácidos grasos, glucosa).

Ejemplo: El almidón de la papa se transforma en moléculas de glucosa durante la digestión en el intestino humano.

III. ECUACIONES Y CONSTANTES

III.I LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

“La masa no se crea ni se destruye, solo se transforma.” (Brown et al., 2018).

III.II DENSIDAD

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Donde ρ es la densidad, m la masa y V el volumen. (Brown et al., 2018).

IV. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

VI.I REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Brown, T., Lemay, H., Bursten, B., & Murphy, C. (2014). Química: La ciencia central (12^a ed.). Editorial Pearson Education. Recuperado de <https://www.udocz.com/apuntes/903615/brown-quimica-la-ciencia-central-12va-edicion>
- Chang, R., & Goldsby, K. (2018). Chemistry (13th ed.). McGraw-Hill. Recuperado de <https://archive.org/details/Chemistry13thEditionChang>
- Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). General Chemistry: Principles and Modern Applications (11th ed.). Pearson Education. Recuperado de <https://archive.org/details/GeneralChemistryPetrucci11th>
- Atkins, P., & Jones, L. (2015). Chemical Principles: The Quest for Insight (6th ed.). W.H. Freeman. Recuperado de <https://archive.org/details/AtkinsJonesChemicalPrinciples6th>
- Silberberg, M. (2017). Principles of General Chemistry (4th ed.). McGraw-Hill. Recuperado de <https://archive.org/details/PrinciplesOfGeneralChemistry4thSilberberg>