



UTPL

La Universidad Católica de Loja

Vicerrectorado de Modalidad Abierta y a Distancia

Química General

Guía didáctica





Facultad Ciencias Exactas y Naturales

Química General

Guía didáctica

Carrera	PAO Nivel
Gestión Ambiental	I
Gestión de Riesgos y Desastres	II
Seguridad y Salud Ocupacional	II

Autora:

Bayas Fernández María Belén

Reestructurada por:

Miriam Josefin Jácome Robles

Gina Elizabeth Castro Moyano



Química General

Guía didáctica

Bayas Fernández María Belén

Reestructurada por:

Miriam Josefín Jácome Robles

Gina Elizabeth Castro Moyano

Diagramación y diseño digital

Ediloja Cía. Ltda.

Marcelino Champagnat s/n y París

edilocialtda@ediloja.com.ec

www.ediloja.com.ec

ISBN digital - 978-9942-25-754-3

Año de edición: abril, 2020

Edición: primera edición reestructurada en enero 2025 (con un cambio del 10%)

Loja-Ecuador



Los contenidos de este trabajo están sujetos a una licencia internacional Creative Commons **Reconocimiento-NoComercial-CompartirIgual** 4.0 (CC BY-NC-SA 4.0). Usted es libre de **Compartir** — copiar y redistribuir el material en cualquier medio o formato. Adaptar — remezclar, transformar y construir a partir del material citando la fuente, bajo los siguientes términos: Reconocimiento- debe dar crédito de manera adecuada, brindar un enlace a la licencia, e indicar si se han realizado cambios. Puede hacerlo en cualquier forma razonable, pero no de forma tal que sugiera que usted o su uso tienen el apoyo de la licenciante. No Comercial-no puede hacer uso del material con propósitos comerciales. Compartir igual-Si remezcla, transforma o crea a partir del material, debe distribuir su contribución bajo la misma licencia del original. No puede aplicar términos legales ni medidas tecnológicas que restrinjan legalmente a otras a hacer cualquier uso permitido por la licencia. <https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/>



Índice

1. Datos de información	10
1.1 Presentación de la asignatura.....	10
1.2 Competencias genéricas de la UTPL.....	10
1.3 Competencias del perfil profesional	10
1.4. Problemática que aborda la asignatura en el marco del proyecto	11
2. Metodología de aprendizaje	12
3. Orientaciones didácticas por resultados de aprendizaje.....	13
Primer Bimestre.....	13
Resultado de aprendizaje 1 y 2:	13
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	13
Semana 1	14
Unidad 1. Materia y energía.....	14
1.1. Materia.....	14
1.2. Estados físicos de la materia	14
1.3. Clasificación de la materia	15
1.4. Propiedades y cambios de la materia	16
Actividades de aprendizaje recomendadas	17
Autoevaluación 1	17
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	20
Semana 2.....	20
Unidad 2. Mediciones fundamentales	20
2.1. Unidades métricas y Sistema Internacional SI.....	20
2.2. Medición métrica de la longitud y aproximaciones	21
2.3. Medición métrica del volumen y conversiones	21
2.4. Medición métrica de la masa y conversiones	21
2.5. La incertidumbre en las mediciones.....	23
2.6. Cifras significativas y redondeo de números	23
2.7. Notación científica	24



2.8. Densidad y densidad relativa.....	24
2.9. Medición de la temperatura.....	25
Actividades de aprendizaje recomendadas	26
Autoevaluación 2.....	27
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	29
Semana 3	29
Unidad 3. Periodicidad química (elementos, átomos y tabla periódica)	29
3.1. Nombres y símbolos.....	30
3.2. Elementos abundantes y elementos raros	30
3.3. La tabla periódica de los elementos.....	31
3.4. Propiedades físicas de los elementos.....	32
3.5. La teoría atómica de Dalton	32
3.6. Átomos y partículas subatómicas	33
3.7. Isótopos.....	34
3.8. Masa atómica de los elementos	35
3.9. Cómo contar moles	35
Actividades de aprendizaje recomendadas	37
Autoevaluación 3.....	37
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	40
Semana 4	40
Unidad 4. Estructura atómica: iones y átomos	40
4.1. Modelos atómicos	40
4.2. Niveles energéticos de los electrones	41
4.3. Electrones de valencia y símbolos de Lewis.....	41
4.4. Subniveles energéticos y orbitales	42
4.5. Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales	42
Actividades de aprendizaje recomendadas	44
Autoevaluación 4.....	44
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	47



Semana 5	47
Unidad 5. Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos	47
5.1. Funciones químicas inorgánicas	47
5.2. Tipos de nomenclatura	48
5.3. Iones monoatómicos	49
5.4. Iones poliatómicos.....	50
5.5. Nombres y fórmulas de los compuestos inorgánicos iónicos.....	50
5.6. Nombres y fórmulas de compuestos binarios de no metales	51
5.7. Uso de paréntesis en la escritura de fórmulas químicas	51
5.8. Fórmulas y nomenclatura de los óxidos.....	51
5.9. Fórmulas y nomenclatura de los hidróxidos	52
5.10. Fórmulas y nomenclatura de los ácidos y sus sales	53
5.11. Número de oxidación de los átomos en los compuestos e iones poliatómicos	54
5.12. Algunas sustancias químicas y sus usos	56
Actividades de aprendizaje recomendadas	56
Autoevaluación 5.....	57
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas	59
Semana 6	59
Unidad 6. Enlaces químicos	59
6.1. Enlaces iónicos	61
6.2. Enlaces covalentes	62
6.3. Electronegatividad	62
6.4. Enlaces metálicos	62
6.5. Conductividad, solubilidad y otros indicios de los enlaces químicos	63
6.6. Puentes de hidrógeno.....	63
Actividades de aprendizaje recomendadas	65
Autoevaluación 6.....	65



Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	67
Semana 7	67
Unidad 7. Reacciones químicas	67
7.1. Reacciones químicas y ecuaciones químicas	68
7.2. Lo que dicen las ecuaciones químicas balanceadas	68
7.3. Cómo escribir y balancear ecuaciones químicas	69
7.4. Método de balanceo por óxido reducción	70
7.5. Clasificación de las reacciones.....	71
Actividades de aprendizaje recomendadas	72
Autoevaluación 7	73
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	75
Semana 8	75
Actividades de aprendizaje recomendadas	76
Segundo bimestre.....	77
Resultado de aprendizaje 1 y 2:	77
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	77
Semana 9	77
Unidad 8. Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas.....	77
8.1. Razones molares a partir de ecuaciones químicas	78
8.2. Cálculos de mol a mol	79
Actividades de aprendizaje recomendadas	80
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	80
Semana 10	80
Unidad 8. Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas.....	80
8.3. Cálculos de moles a masas	81
8.4. Cálculo de reactivo limitante	81
Actividades de aprendizaje recomendadas	83
Autoevaluación 8.....	84
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	86



Semana 11	86
Unidad 9. Soluciones	86
9.1. ¿Qué es una solución o disolución?.....	86
9.2. Terminología de solubilidad	87
9.3. Efectos de la presión y la temperatura en la solubilidad	88
9.4. Expresiones de la concentración de las soluciones	88
9.5. Unidades físicas de concentración.....	89
Actividades de aprendizaje recomendadas	90
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas	91
Semana 12	91
Unidad 9. Soluciones	91
9.6. Unidades químicas de concentración	91
9.7. Soluciones por dilución	95
9.8. Propiedades coligativas de las soluciones	96
9.9. Coloides	96
Actividades de aprendizaje recomendadas	96
Autoevaluación 9.....	97
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas	99
Semana 13	99
Unidad 10. Velocidades de reacción y equilibrio químico	99
10.1. Velocidades de reacción: teoría de colisiones.....	100
10.2. Factores que gobiernan las velocidades de reacción	100
10.3. Reacciones reversibles y equilibrio.....	101
10.4. Principio de Le Chatelier.....	102
Actividades de aprendizaje recomendadas	103
Autoevaluación 10.....	104
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas	106
Semana 14	106
Unidad 11. Ácidos y bases	106



11.1. Ácidos y bases: Teoría de Arrhenius.....	106
11.2. Definiciones de ácidos y bases de Bronsted – Lowry	107
11.3. Definiciones de ácidos y bases de Lewis	109
11.4. Escala de pH.....	110
11.5. Conversiones de pH y pOH.....	111
Actividades de aprendizaje recomendadas	112
Autoevaluación 11.....	112
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	114
Semana 15.....	114
Unidad 12. Gases	114
12.1. Teoría cinética molecular.	114
12.2. Ley de Boyle.	115
12.3. Ley de Charles	118
12.4. Ley de Gay Lussac	120
12.5. Ley combinada de los gases.....	121
12.6. Ley de Avogadro.....	123
12.7. Ley de gas ideal.....	124
12.8. Ley de Dalton.....	126
Actividades de aprendizaje recomendadas	127
Autoevaluación 12.....	128
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas.....	130
Semana 16.....	130
Actividades de aprendizaje recomendadas	131
4. Autoevaluaciones	132
5. Referencias bibliográficas	144





1. Datos de información

1.1 Presentación de la asignatura



1.2 Competencias genéricas de la UTPL

- Orientación a la innovación y a la investigación.
- Comunicación oral y escrita.

1.3 Competencias del perfil profesional

• Gestión ambiental

Elaborar propuestas con sustento técnico-científico para el manejo y conservación de los recursos naturales. Evaluar y monitorear impactos ambientales con base en procesos técnicos y normativos para mejorar los sistemas de gestión de la calidad ambiental.

• Gestión de riesgos y desastres

Proponer, desarrollar, implementar, evaluar y monitorear proyectos de investigación en los ámbitos relacionados con la gestión de riesgos y desastres.

• Seguridad y salud ocupacional



Desarrolla y ejecuta mecanismos y soluciones integrales en prevención de riesgos laborales en nuestra sociedad, mediante la cooperación entre el profesional, trabajador y la empresa.

1.4. Problemática que aborda la asignatura en el marco del proyecto

Débil sustento técnico-científico a las propuestas de manejo y conservación de los recursos ambientales.





2. Metodología de aprendizaje

Con el propósito de que alcance los resultados de aprendizaje de química general, se utilizan diversas metodologías centradas en diversos aspectos como investigación, interacción, desarrollo de problemas y utilización de herramientas TIC (Tecnologías de la Información y la Comunicación).

La metodología de Aprendizaje Basado en Problemas (ABP) permite descentrar al profesor del papel de enseñanza y aprendizaje, y hace que el estudiante sea sujeto activo en su proceso de aprendizaje, contribuyendo a que este desarrolle la capacidad de analizar, modelar y proponer soluciones a partir de la utilización de la química en problemas propios del entorno real.

Igualmente, se introducen las Tecnologías de la Información y la Comunicación dentro de esta metodología, ya que permiten un proceso dinámico y ajustable del aprendizaje mediante el uso de herramientas que facilitan al estudiante plasmar algunos conceptos químicos que revisaremos en la presente asignatura.





3. Orientaciones didácticas por resultados de aprendizaje



Primer Bimestre

Resultado de aprendizaje 1 y 2:

- Reconoce e interpreta y relaciona las leyes principios y conceptos relacionados con la composición, estructura y propiedades de la materia.
- Reconoce los elementos de la tabla periódica.

Por medio del Resultado de aprendizaje 1, conocerá los conceptos básicos de la química que le permitirán comprender la estructura atómica, los compuestos que forman la combinación de átomos, así como las reacciones químicas que originan nuevas sustancias.

Con el resultado de aprendizaje 2, podrá comprender y utilizar toda la información que le proporciona la tabla periódica: número atómico, masa atómica, grupos, periodos, clasificación de los elementos (metales, no metales y semimetales), así como las propiedades de cada elemento por su posición dentro de la tabla periódica.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas

Recuerde revisar de manera paralela los contenidos con las actividades de aprendizaje recomendadas y actividades de aprendizaje evaluadas.





Semana 1

Unidad 1. Materia y energía

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a materia y energía, que abarca los estados físicos, clasificación, propiedades y cambios de la materia. El aprendizaje de estos temas le ayudará a alcanzar el primer resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar sus actividades, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

Los contenidos de la presente unidad se encuentran en la bibliografía básica Simes (2018) tema: Materia y energía.

1.1. Materia

Iniciaremos el estudio de la química con la descripción de la materia y los cambios que experimenta, con lo cual usted aprenderá que todo lo que nos rodea se compone de materia.

1.2. Estados físicos de la materia

Estudiaremos los estados de la materia que se originan de acuerdo con la temperatura y presión a la que está sometida la misma. La variación de estos aspectos produce cambios de un estado a otro.

La materia existe en tres estados físicos que son sólidos, líquidos y gaseosos. Entre las características que poseen los sólidos y líquidos se destaca la que establece que estos no se comprimen, mientras que los gases sí.



1.3. Clasificación de la materia

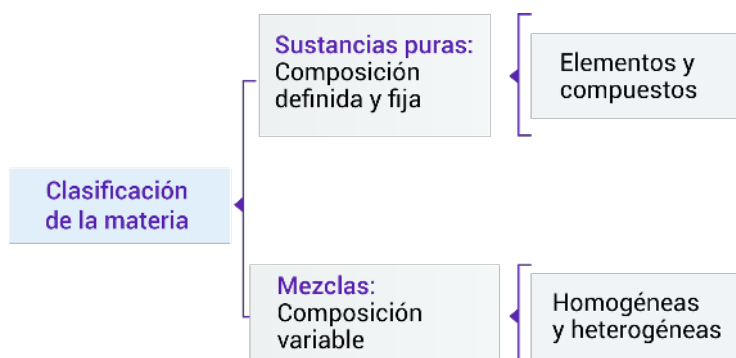
Las sustancias puras son elementos y compuestos. Los elementos tienen una sola clase de átomos y los compuestos constan de dos o más elementos. Según la ley de las proporciones definidas, la composición elemental de un compuesto puro siempre es la misma.

Las mezclas tienen composición variable y pueden ser homogéneas o heterogéneas. Las disoluciones son mezclas homogéneas.

A continuación, les presento la siguiente figura de la clasificación de la materia:

Figura 1

Clasificación de la materia



Nota. Tomado de *Clasificación de la materia* [Tabla] por Burns, R., 2011, Fundamentos de Química CC BY 4.0

1.4. Propiedades y cambios de la materia

Cada sustancia tiene un conjunto único de propiedades físicas y químicas que sirven para identificarlas. En el cambio físico, la materia no cambia su composición. En el cambio químico, una sustancia se transforma en otra químicamente distinta.

- Por ejemplo, la dureza del diamante es una propiedad física, mientras que una propiedad química del azúcar es que, por medio de la fermentación, pueda formar una nueva sustancia que es el alcohol.

Revise en la bibliografía básica de Simes (2018) el tema: "Propiedades de la materia y fenómenos", para que consolide sus conocimientos.

Las propiedades intensivas son independientes de la cantidad de materia examinada y sirven para identificar las sustancias. Las propiedades extensivas tienen que ver con la cantidad de sustancia presente.



Le invito a revisar la videoconferencia [UTPL MATERIA Y SUS ESTADOS](#).

En este video se da una explicación de la clasificación de la materia, sustancias puras, elementos, compuestos, mezcla homogénea, heterogénea y las principales unidades de medición que sirve para reforzar la unidad 1 y 2. Con esta información usted identificará los compuestos y las mezclas, así como distinguirá entre las propiedades o cambios físicos y químicos. Además, esto le ayudará a resolver las actividades calificadas.

Para fortalecer sus conocimientos, a continuación, lo invito a desarrollar las siguientes actividades recomendadas:





Actividades de aprendizaje recomendadas

1. Con el estudio de estos temas aprenderá a distinguir las propiedades físicas y químicas, así como los cambios físicos y químicos de una sustancia.

A continuación, elabore un cuadro comparativo de los estados de la materia, las sustancias puras y mezclas, elementos y compuestos, propiedades físicas y químicas, cambios físicos y químicos.

Así podrá dar respuestas a preguntas, tales como: ¿por qué el hielo se derrite y el agua se evapora?, ¿por qué las hojas cambian de color en el otoño?, ¿cómo nuestros cuerpos usan los alimentos para mantener la vida?

Para esto abordará varios contextos y hará uso de estrategias de aprendizaje.

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.

2. Le invito a reforzar sus conocimientos, participando en la siguiente autoevaluación:



Autoevaluación 1

Responda correctamente a las cuestiones planteadas. Las siguientes preguntas presentan alternativas de solución.

1. La combustión de la gasolina es:
 - a. Un cambio físico.
 - b. Un cambio químico.
 - c. Una propiedad física.
 - d. Una propiedad química.



2. La fermentación de la malta es:

- a. Un cambio físico.
- b. Un cambio químico.
- c. Una propiedad física.
- d. Una propiedad química.

3. Que el aluminio se funde a 660°C es:

- a. Un cambio físico.
- b. Un cambio químico.
- c. Una propiedad física.
- d. Una propiedad química.

4. Que una sustancia produzca una reacción explosiva con el agua es:

- a. Un cambio físico.
- b. Un cambio químico.
- c. Una propiedad física.
- d. Una propiedad química.

5. Calentar agua en una olla para preparar una pasta es:

- a. Un cambio físico.
- b. Un cambio químico.
- c. Una propiedad física.
- d. Una propiedad química.

6. Disolver azúcar en una limonada es:

- a. Un cambio físico.
- b. Un cambio químico.
- c. Una propiedad física.
- d. Una propiedad química.

7. La variación del peso de un astronauta en la Luna es debido a:

- a. La materia.



- b. La energía.
- c. La gravedad.
- d. La masa.

8. Las mezclas pueden ser:

- a. Homogéneas.
- b. Puras.
- c. Compuestas.
- d. Físicas.

9. Las mezclas pueden separarse en sus componentes por medio de:

- a. Métodos químicos.
- b. Métodos físicos.
- c. Sus componentes no se pueden separar.
- d. Cambios químicos.

10. Las moléculas del estado gaseoso se pueden comprimir porque:

- a. Sus moléculas están unidas.
- b. Su forma es variable.
- c. Su volumen es definido.
- d. Su espacio intermolecular es amplio.

[Ir al solucionario](#)





Semana 2

Unidad 2. Mediciones fundamentales

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a Mediciones fundamentales, que abarca unidades métricas, Sistema Internacional (SI) y mediciones de longitud, volumen y masa. El aprendizaje de estos temas le ayudará a alcanzar el primer resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar sus actividades, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

Los contenidos de la presente unidad se describen en la bibliografía básica de Simes (2018), tema Sistema internacional de unidades.

2.1. Unidades métricas y Sistema Internacional SI

Las mediciones en química se realizan utilizando el sistema métrico, especialmente en cierto conjunto de unidades métricas llamadas unidades SI, que se basan en el metro, el kilogramo y el segundo como unidades fundamentales de longitud, masa y tiempo respectivamente.

El sistema métrico hace uso de prefijos para indicar fracciones o múltiplos decimales de las unidades fundamentales o básicas.

Al respecto, se debe puntualizar lo siguiente:

- No se pueden mezclar las unidades de diferentes magnitudes, por ejemplo, no hay como transformar de metros a gramos, o de metros a segundos, pero sí de metros a centímetros.



- Debe memorizar las unidades básicas de transformación, de tal forma que sin acudir a la bibliografía básica usted sepa la equivalencia de las unidades.
- Si tiene que transformar de unidades mayores a menores debe multiplicar por la equivalencia.
- En cambio, si tiene que transformar unidades de menores a mayores, debe dividir para la equivalencia.
- Cuando las unidades son muy grandes o muy pequeñas, debe expresarlas en notación científica o notación exponencial.
- La bibliografía básica Simes (2018) le proporcionará información sobre prefijos y las equivalencias que debe memorizar.

2.2. Medición métrica de la longitud y aproximaciones

La longitud es una magnitud que expresa la distancia entre dos puntos. En el SI la unidad es el metro.

El SI está formado por unidades simples y derivadas, el metro (m) es una unidad de medida simple, cuando se expresa como metro sobre segundo (m/s) se trata de una unidad derivada.

2.3. Medición métrica del volumen y conversiones

Según Zumdahl (2011), el volumen es la cantidad del espacio tridimensional ocupado por una sustancia. La unidad del SI es el metro cúbico m^3 . Otra unidad que se utiliza para medir volúmenes es el litro L que equivale a $1 dm^3$.

2.4. Medición métrica de la masa y conversiones

En la unidad 1 se estableció la diferencia entre los términos masa y peso que, en sentido estricto, no son sinónimos. La masa es una medición de la cantidad de materia en un objeto. En el SI la unidad es el kilogramo kg.



En la bibliografía básica Simes (2018) se presentan las unidades y equivalencias de la magnitud masa. Al igual que en los temas anteriores, el proceso para la conversión de unidades es el mismo.

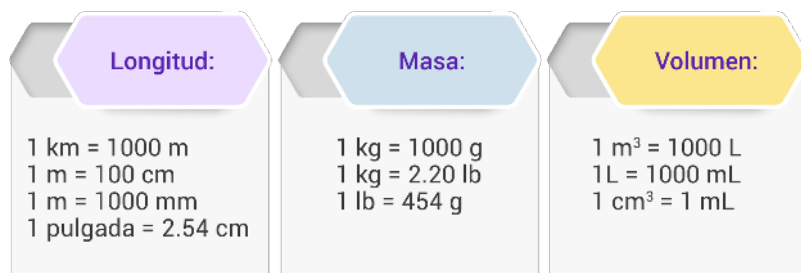
En la siguiente infografía se abordan ejemplos sobre las mediciones métricas de la longitud, del volumen y de la masa, y sus conversiones.

[Ejemplos de medición métrica y conversiones](#)

Las equivalencias más importantes que deben memorizar son las siguientes:

Figura 2

Unidades y equivalencias



Nota. Tomado de Conversiones métricas y anglosajonas [Tabla] por Burns, R., 2011, Fundamentos de química CC BY 4.0



Observe el siguiente video sobre la historia de las unidades de medida. [Sistema Internacional de medidas](#).

Se recomienda revisar el video para reforzar lo estudiado, en el cual se realiza un resumen de todas las unidades de medición tema por tema desarrollado para su mejor aplicación en la resolución de los cuestionarios planteados.



2.5. La incertidumbre en las mediciones

Todas las cantidades medidas son inexactas en mayor o menor grado, de allí la utilización del término incertidumbre. La precisión de una medición indica qué tanto concuerdan entre sí diferentes mediciones de una cantidad. La exactitud concierne al grado de coincidencia de las mediciones con el valor verdadero.

Para comprender mejor, en la bibliografía básica Simes (2018) se explica la diferencia entre precisión y exactitud.

2.6. Cifras significativas y redondeo de números

Se refiere a los dígitos ciertos de una cantidad, más uno redondeado que se llama incierto.

Las reglas para cuantificar las cifras significativas se pueden condensar así, según Petrucci et al. (2011):

- Todos los dígitos distintos de cero son significativos.
- Los ceros también son significativos, pero con dos excepciones para cantidades menores que la unidad. La primera excepción: no son cifras significativas los ceros que preceden a la coma decimal. La segunda excepción: no son cifras significativas los ceros que siguen a la coma decimal y preceden al primer dígito distinto de cero.
- Por ejemplo, la cantidad 0.058 tiene 2 cifras significativas que son 5 y 8.
- Otro ejemplo, la cantidad 4079.5 tiene 5 cifras significativas que son 4, 0, 7, 9 y 5.

Mientras que para redondear un número, la regla más simple es: aumentar el último dígito en una unidad si el dígito eliminado es 5, 6, 7, 8 o 9 y dejar el último dígito sin cambiar si el dígito eliminado es 0, 1, 2, 3 o 4. Por ejemplo, para expresar 56,78 con 3 cifras significativas se redondea a 56,8.



Para ampliar la información, utilice la bibliografía básica de Simes (2018), cada tema de la unidad se encuentra descrito con mucho detalle, lo que le ayudará a comprender fácilmente los tópicos correspondientes.

2.7. Notación científica

Es la manera más sencilla de expresar cantidades que son muy grandes o muy pequeñas.

- Por ejemplo, en **1 g** de hidrógeno hay alrededor de 602 0 000 000 000 000 000 000 átomos de hidrógeno.
- Este número también se podría expresar así: **6.022×10^{23}**
- Para ello, es necesario que se mueva el punto decimal en veintitrés posiciones a la izquierda, de tal manera que el exponente de la potencia de 10 es positivo.

Para representar números menores que 1, se debe mover el punto decimal hacia la derecha, en consecuencia, el exponente de la potencia de diez es negativo.

- Por ejemplo, 0.010 en notación científica corresponde a **1.0×10^{-2}**

Para ampliar los conocimientos sobre este tema, lo invito a revisar en Simes (2018) el tema: Notación científica, analice los ejercicios resueltos, con seguridad le ayudará a comprender la notación científica.

2.8. Densidad y densidad relativa

La densidad es una propiedad importante que es igual a la masa por la unidad de volumen. Es una forma de catalogar cuan “pesado” o “ligero” es una sustancia. Es una propiedad específica de la materia, pues a cada sustancia se le asigna un valor de densidad. Las unidades pueden ser **g/cm^3** (gramos sobre centímetro cúbico), **g/mL** (gramos sobre mililitro) o **g/L** (gramos sobre litro).





Un dato importante es que **1 mL y 1 cm³** son unidades equivalentes. La densidad del agua es **1 g/mL**, eso quiere decir que un gramo de agua ocupa **1 mL** de espacio.

La densidad relativa de una sustancia es igual a la densidad de la sustancia sobre la densidad del agua. La densidad relativa carece de unidades debido a que tienen las mismas unidades, dando un número sin unidades.

Para establecer la diferencia entre densidad y densidad relativa, le invito a revisar el artículo: [Densidad y densidad relativa](#) que favorecerá la comprensión del tema.

2.9. Medición de la temperatura

A diferencia de las magnitudes como la longitud, la masa o el volumen, las conversiones de temperatura no se realizan con factor de conversión sino con la aplicación de fórmulas. Esto se debe a que las equivalencias son más complejas que en los casos anteriores.

Le animo a revisar sobre las [Escala de Temperatura](#) con el cual podrá realizar las conversiones fácilmente.

Luego del análisis acerca de las escalas de temperaturas, es muy importante que recuerde las fórmulas que permiten convertir unidades de temperatura, las mismas se enlistan a continuación.



Para convertir °C a °F:

$$^{\circ}\text{F} = (1.8 \times ^{\circ}\text{C}) + 32$$

Para convertir °F a °C:

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) / 1.8$$

Para convertir °C a K:

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$



Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva la bibliografía básica Simes (2018) y la unidad 2 de su guía didáctica Química General (2018), subraye los conceptos más importantes.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Para fortalecer sus conocimientos, a continuación, lo invito a desarrollar las siguientes actividades recomendadas:

1. Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en la bibliografía básica Simes (2018) como en la guía didáctica de Química General (2018), con esto aprenderá a:
 - Nombrar las unidades de masa, longitud, volumen y convertir de una unidad a otra.
 - Resolver problemas que involucren la masa, longitud y volumen.
 - Dar respuesta a preguntas, tales como: ¿Qué masa tiene una manzana?
2. Además, elabore una tabla que muestre las magnitudes, unidades y equivalencias.
3. Realice la lectura comprensiva de los temas correspondientes a la unidad 2, utilice los recursos de aprendizaje compartidos, la guía didáctica y la bibliografía básica, con ello podrá:
 - Escribir números decimales en notación científica.
 - Explicar la incertidumbre en la medición y cómo utilizar las cifras significativas para indicar certeza en las mediciones.
 - Resolver problemas que involucren densidad.
4. Así podrá dar respuestas a preguntas, tales como: ¿Por qué se mide en centímetros y no en mililitros?
5. Además, elabore una tabla que muestre las magnitudes, unidades y equivalencias.



Nota: Por favor complete las actividades en un cuaderno o documento Word.

6. Le invito a reforzar sus conocimientos, participando en la siguiente autoevaluación:



Autoevaluación 2

Responda correctamente a las cuestiones planteadas: Las siguientes preguntas presentan alternativas de solución

1. Son unidades de longitud todas las siguientes, excepto:

- a. kg.
- b. cm.
- c. nm.
- d. um.

2. Es una unidad de temperatura:

- a. Pulgadas.
- b. Calorías.
- c. Kelvin.
- d. Joules.

3. Una unidad de masa es:

- a. um.
- b. nm.
- c. mg.
- d. pulg.

4. La notación exponencial que representa la abreviatura "h" es:

- a. 10^2 .
- b. 10^{-2} .



c. 10^3 .

d. 10^{-3} .

5. La notación exponencial que representa la abreviatura "p" es:

a. 10^{-15} .

b. 10^{-12} .

c. 10^{12} .

d. 10^9 .

6. ¿Cuántas cifras significativas tiene la cantidad 21.0401?

a. 5.

b. 4.

c. 6.

d. 3.

7. ¿Cuántas cifras significativas tiene la cantidad 0.007?

a. 4.

b. 3.

c. 2.

d. 1.

8. 62 °F equivalen a:

a. 16.6 °C.

b. 16.6 °C.

c. 2.4 °C.



9. 233 °C equivalen a:

- a. 40 K.
- b. 506 K.
- c. -40 K.
- d. -506 K.

10. 315 K equivale a:

- a. 42 °F.
- b. 107.6 °F.
- c. -42 °F.
- d. -107.6 °F.

[Ir al solucionario](#)

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 3

Unidad 3. Periodicidad química (elementos, átomos y tabla periódica)

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a Periodicidad química, que abarca los nombres y símbolos, elementos abundantes y raros, tabla periódica, propiedades físicas de los elementos, la teoría atómica de Dalton, átomos y partículas subatómicas, isótopos, masas atómicas de los elementos y cómo contar moles. El aprendizaje de estos temas le ayudará a alcanzar el segundo resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar sus actividades, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.



3.1. Nombres y símbolos

En esta unidad usted comprenderá que para obtener información acerca de una sustancia en particular, es necesario que conozca su símbolo, nombre y ubicación dentro de la tabla periódica.

Empecemos con los aspectos que se toman en cuenta para asignar nombres y símbolos a los elementos que son el vocabulario del lenguaje universal de la química.

Desde siempre se ha buscado un lenguaje universal independiente del idioma. Para solventar esta necesidad, se asignaron símbolos a cada elemento, pero sus nombres se relacionan con varios aspectos.

Los símbolos de los elementos pueden tener una sola letra mayúscula. Si tienen más letras, se escriben en minúscula.

- Por ejemplo, el símbolo del flúor es F.
- Otro ejemplo es el símbolo del francio Fr.



Es muy importante que memorice los símbolos de los elementos más utilizados, para ello, revise constantemente la tabla periódica.

3.2. Elementos abundantes y elementos raros

Todos los elementos constituyen al Universo, al planeta tierra y el cuerpo humano, muchos de ellos son comunes, sin embargo, los porcentajes en los que están presentes difieren, hay que destacar que el hidrógeno es el elemento más abundante del universo y el oxígeno compone mayoritariamente al planeta tierra y al cuerpo humano.



3.3. La tabla periódica de los elementos

La tabla periódica es uno de los instrumentos más importantes de la química, pues agrupa a todos los elementos de acuerdo a sus características y los organiza de tal manera que las propiedades se muestran de manera periódica, de allí su nombre.

Figura 3

Tabla periódica de los elementos.

1A																	13A	14A	15A	16A	17A	18A
1 H	2 2A											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne					
3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar					
11 Na	12 Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8	9	10	11B	12B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar					
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr					
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe					
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn					
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113	114	115	116	117	118					

Metales

Metaloides

No metales

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Nota. Tomado de *Guía pdf de Nomenclatura de Química Inorgánica* [Infografía] por Obando, L., 2019, [dademuchconnection](#). CC BY 4.0

Como se aprecia en la figura, la tabla periódica brinda mucha información, como la siguiente:

- La clasificación de los elementos en metales (parte izquierda y parte central de la tabla), no metales (parte derecha de la tabla) y metaloides (entre los metales y no metales).

- La división en grupos o familias (columnas de elementos). Los grupos van del 1 al 18 y las familias tienen números romanos.
- La división en periodos (filas de elementos) que van del 1 al 7.

Para ampliar la información, lea detenidamente el tema: Elementos químicos en la bibliografía básica Simes (2018).

3.4. Propiedades físicas de los elementos

Una propiedad es un atributo o cualidad que tienen todos los elementos químicos y que permiten asignarles gran cantidad de usos, así como diferenciarlos. Estas propiedades pueden ser: el estado físico (consecuencia de los grados de agrupación de las moléculas), la conductividad (transmisión del calor o la electricidad), el lustre (brillo), la maleabilidad (puede dar una forma sin romperlo), la ductilidad (material que se extiende en hilos) y la dureza (resistencia a ser labrado).

Los elementos químicos se clasifican según sus propiedades en: Hidrógeno, metales, no metales y gases nobles. Los metales y no metales tienen propiedades antagónicas. Los detalles de cada grupo de elementos químicos se describen en Simes (2018) tema: Periodicidad de los elementos químicos.

3.5. La teoría atómica de Dalton

Con base en la ley de la composición definida y la ley de las proporciones múltiples, Dalton reúne sus principales ideas en su teoría atómica.

A continuación, se resumen estos postulados según Zumdahl (2011).



Teoría atómica de Dalton

Los elementos están conformados por partículas diminutas llamadas átomos.

Todos los átomos de un elemento son idénticos.



Los átomos de un elemento son diferentes a los de otro elemento.

Los átomos de un elemento pueden combinarse con los átomos de otro elemento para formar compuestos.

Los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química, solo cambia la manera en la que se agrupan.

3.6. Átomos y partículas subatómicas

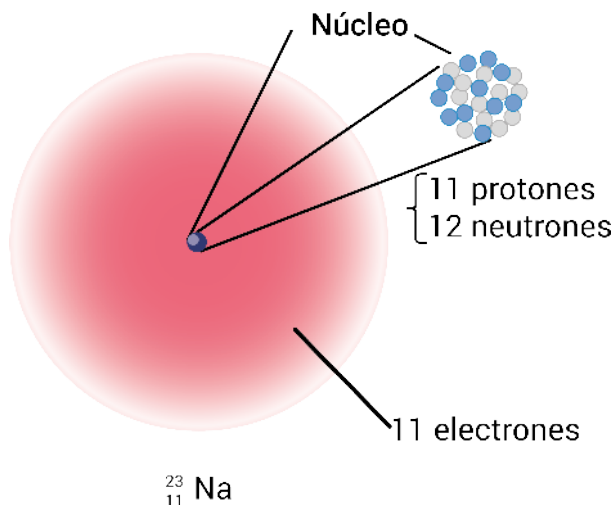
Ahora que ya tenemos claros los postulados de la teoría atómica de Dalton, podemos comprender cómo está estructurado el átomo: tiene un núcleo con protones (carga positiva) y neutrones (sin carga), y alrededor de este núcleo giran los electrones (carga negativa).

Para ampliar esta información tiene que remitirse a la bibliografía básica Simes (2018), tema: Átomo.



Figura 4

Átomo de sodio

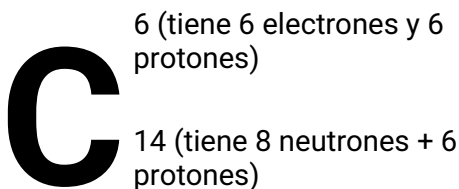
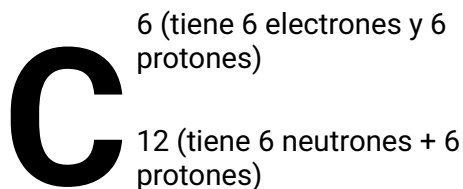


Nota. Tomado de Dos isótopos del sodio [Ilustración] por Zumdahl, D., 2012, Principios de Química CC BY 4.0

3.7. Isótopos

Dalton menciona en su teoría que todos los átomos del mismo elemento son iguales. Sin embargo, en la actualidad sabemos que no es así debido a la existencia de los isótopos. Los isótopos son átomos de un mismo elemento que tienen diferente cantidad de neutrones y, en consecuencia, diferente masa atómica.

Por ejemplo, el carbono tiene varios isótopos, el más estable que se encuentra en la tabla periódica es el carbono 12, y el utilizado para la datación de restos fósiles es el carbono 14.



Como se puede observar, la cantidad de electrones y protones es la misma, mientras que la cantidad de neutrones difieren y, por ende, la masa también.

3.8. Masa atómica de los elementos

La tabla periódica muestra varios datos de cada elemento, uno de ellos es la masa atómica o peso atómico, que corresponde a un número con decimales. Es muy importante que tenga en cuenta que los datos pueden tener diferentes ubicaciones en cada tabla periódica.

La masa atómica se expresa en la unidad llamada **uma** que significa unidad de masa atómica. El valor está relacionado con la cantidad de neutrones, protones y electrones, aunque los electrones tienen una masa ínfima.

Por ejemplo, la masa atómica del aluminio es **26.98 uma**.

3.9. Cómo contar moles

Como usted sabe, es imposible observar átomos de forma individual, para ello se ha determinado una cantidad mucho mayor que permita agruparlos. El número de Avogadro establece que un mol de cualquier elemento tiene **6.022 x 10²³** átomos, y un mol de cualquier compuesto tiene **6.022 x 10²³** moléculas.

La equivalencia de un mol de un elemento corresponde numéricamente a su masa atómica pero expresada en gramos. Este cambio de unidad implica una diferencia muy importante, pues no es lo mismo la masa de un mol (que tiene **6.022 x 10²³** átomos) que la masa de un solo átomo.

Si se trata de un compuesto, la masa de un mol es numéricamente igual a la masa molecular (la suma de las masas individuales de los elementos que lo forman) expresada también en gramos, entonces toma el nombre de masa molar. El cambio de unidad implica una gran diferencia, pues no es lo mismo la masa de un mol (que tiene **6.022 x 10²³** moléculas) que la masa de una sola molécula.



Para convertir moles, gramos, átomos y moléculas utilizaremos el factor de conversión. Le recomiendo realizar los ejercicios propuestos pues así memorizará los datos más importantes.

Veamos un par de ejemplos:

¿Cuántas moles de metano CH_4 hay en **6.07 g** de este gas?

Como se mencionó anteriormente, escribimos la cantidad que nos indica el problema y lo multiplicamos por la equivalencia correspondiente.

El valor de un mol de metano se obtiene al sumar los pesos individuales de sus elementos.

$$6.07 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_4} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_4}{16.04 \text{ g de } \cancel{\text{CH}_4}} = 0.378 \text{ mol } \text{CH}_4$$

¿Cuántos átomos de S hay en 16.3 g de este elemento?

En este caso, la equivalencia tiene relación con el número de Avogadro, pues el problema nos pide calcular la cantidad de átomos. Procedemos de la siguiente manera:

$$16.3 \text{ g de } \cancel{\text{S}} \times \frac{1 \text{ mol de S}}{32.07 \text{ g de } \cancel{\text{S}}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de S}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{S}}} = 3.06 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$



Para profundizar, analice el tema: Concepto de mol y número de Avogadro, en la bibliografía complementaria Rivera (2018) en el tema: Estructura del átomo.

- Comprenderá que para obtener información acerca de una sustancia en particular es necesario conocer su símbolo, nombre y ubicación en la tabla periódica, y clasificar los elementos como metales, no metales y metaloides junto con sus propiedades físicas.
- Estará en capacidad de describir el modelo atómico de Dalton, las partículas subatómicas, los números atómicos e isótopos y calcular las masas atómicas.



- Así entenderá y explicará estas propiedades en el mundo de los átomos y las moléculas y dará respuesta a las siguientes preguntas:
 - ¿Cómo se combinan los átomos?
 - ¿Qué relación hay entre las propiedades de una sustancia y las clases de átomos que contienen?
 - ¿Qué aspecto tiene un átomo?
 - ¿Qué hace a los átomos de un elemento diferentes de los otros?



Actividades de aprendizaje recomendadas

Realice las siguientes actividades para complementar su aprendizaje:

1. Lea de manera comprensiva la bibliografía básica Simes (2018) y la Guía didáctica Química General (2018), subraye los conceptos más importantes.
2. Elabore un organizador gráfico que indique las características de la tabla periódica, los postulados de la Teoría de Dalton y las partes que constituyen los átomos.

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.

3. Le invito a reforzar sus conocimientos, participando en la siguiente autoevaluación:



Autoevaluación 3

Responda correctamente a las cuestiones planteadas. Las siguientes preguntas presentan alternativas de solución.

1. El símbolo del calcio es:
 - a. C.
 - b. CA.



- c. Ca.
- d. Cl.

2. El símbolo del hierro es:

- a. H.
- b. He.
- c. F.
- d. Fe.

3. El elemento más abundante del Universo es:

- a. Hidrógeno.
- b. Carbono.
- c. Nitrógeno.
- d. Oxígeno.

4. El elemento más abundante de la Tierra es:

- a. Hidrógeno.
- b. Carbono.
- c. Nitrógeno.
- d. Oxígeno.

5. El azufre es:

- a. Metal.
- b. No metal.
- c. Metaloide.

6. Los metales del grupo 1 se llaman:

- a. Alcalinos.
- b. Térreos.
- c. Alcalino térreos.
- d. Halógenos.



7. Las filas (horizontales) de la tabla periódica se llaman:

- a. Grupos.
- b. Familias.
- c. Periodos.

8. Una característica de los no metales es:

- a. Tienen brillo.
- b. Conducen el calor y la electricidad.
- c. Son malos conductores del calor y la electricidad.
- d. Se presentan solo en estado sólido.

9. Los elementos de un mismo grupo tienen:

- a. Igual masa atómica.
- b. El mismo número de electrones en el último nivel.
- c. Igual número atómico.
- d. El mismo estado físico.

10. Los isótopos tienen:

- a. Diferente masa atómica.
- b. Igual masa atómica.
- c. Misma cantidad de neutrones.
- d. Diferente cantidad de electrones.

[Ir al solucionario](#)





Semana 4

Unidad 4. Estructura atómica: iones y átomos

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a estructura atómica: iones y átomos, que abarca los modelos atómicos, niveles energéticos de los electrones, electrones de valencia y símbolos de Lewis, subniveles energéticos y orbitales, y configuraciones electrónicas y diagrama de orbitales. El aprendizaje de estos temas le ayudarán a alcanzar el segundo resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar sus actividades, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

4.1. Modelos atómicos

El estudio de esta unidad se realizará con una explicación breve de los átomos, que son los fragmentos más pequeños de la materia, y la teoría atómica desarrollada por Dalton que vimos en el capítulo anterior.

Para llegar al modelo atómico actual, los científicos idearon algunos previos que aportaron con ciertas características.

- El modelo de Thomson comparado con un “pudding de pasas” menciona que el átomo es una esfera compacta con cargas negativas y positivas.
- El modelo de Rutherford ya indica que el átomo tiene un núcleo positivo y que las cargas negativas están girando alrededor.
- Según el modelo de Bohr, el átomo tiene niveles de energía con una capacidad específica de electrones por cada nivel de energía.
- El modelo atómico actual está basado en la mecánica cuántica, que reconoce la dualidad del electrón como una partícula y como una onda, así



lo menciona Erwin Schrödinger. Este modelo también recibió el aporte de Heisenberg, quien menciona que no se puede establecer con precisión la posición y la energía de un electrón, por ello lo llamó principio de incertidumbre. Para comprender de mejor manera este principio, le invito a leer en Simes (2018) sobre la configuración electrónica de los átomos.

4.2. Niveles energéticos de los electrones

Luego de comprender la historia del modelo atómico, podemos adentrarnos en la estructura atómica, empezando por los niveles energéticos. Estos se representan con la letra n y cada uno de ellos tiene una capacidad específica de electrones.

El número de electrones por nivel de energía se determina mediante la fórmula $2n^2$. Un átomo puede tener mínimo 1 y máximo 7 niveles.

4.3. Electrones de valencia y símbolos de Lewis

No todos los electrones de un átomo tienen el mismo protagonismo. Son los de valencia o los que se encuentran en el último nivel quienes intervienen en las reacciones químicas para la formación de compuestos. Es por esta razón que Gilbert N. Lewis los representó de forma abreviada, escribiendo el símbolo del elemento y alrededor de él la cantidad de electrones de valencia en forma de esferas.

Por ejemplo, el átomo de sodio tiene un electrón de valencia y su símbolo de Lewis es:



Recuerde que la tabla periódica le indica el número de electrones de valencia de un átomo de acuerdo al grupo donde se ubica.

Los elementos que están en el grupo 1 tienen un electrón de valencia, los que están en el grupo 5 tienen 5 electrones de valencia.



La formación de iones ocurre cuando los átomos, que son neutros, ganan o pierden electrones. Si ganan electrones, se cargan negativamente y se llaman aniones. Si pierden electrones, se cargan positivamente y se denominan cationes.

Por ejemplo, el oxígeno tiene 6 electrones de valencia. Forma un anión cuando recibe 2 electrones de otro átomo. De esta manera, sus cargas negativas están en mayor cantidad y se convierte en un anión (O^{-2}).

Por ejemplo, el átomo de potasio tiene un electrón de valencia que puede ser cedido a otro átomo, al hacerlo, sus cargas positivas se encuentran en mayor número y se convierte en un catión (K^{+}).

La carga del ion, sea anión o catión, está relacionada con la cantidad de electrones que recibe o que cede.

4.4. Subniveles energéticos y orbitales

Dentro de cada nivel de energía hay subniveles y dentro de ellos hay orbitales. Es decir, que el nivel 1 tiene un subnivel, el nivel 2 tiene 2 subniveles y así sucesivamente.

Cada subnivel tiene orbitales que se simbolizan con letras, hay de 4 tipos: s, p, d y f. Los orbitales s pueden tener máximo 2 electrones, los de tipo p pueden tener máximo 6 electrones, los de tipo d pueden tener máximo 10 electrones y los de tipo f pueden tener máximo 14 electrones.

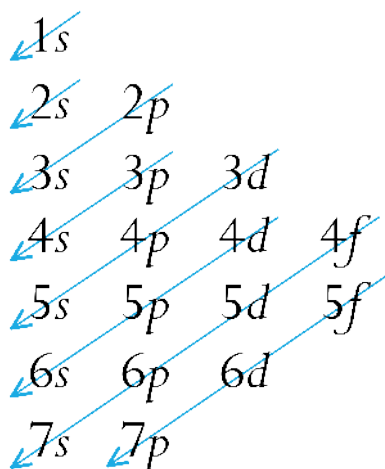
4.5. Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales

El diagrama de Möller que está a continuación indica el orden de llenado de los subniveles de acuerdo a su nivel de energía creciente. Tomemos una parte de la secuencia para indicar su significado. En este caso $3s^2$ el número 3 indica el nivel de energía, la letra s el orbital, y el exponente 2 es la cantidad de electrones.



Figura 5

Diagrama de Möller



Nota. Tomado de Orden de llenado de las subcapas electrónicas [Ilustración] Petrucci et al., 2011, Química general: principios y aplicaciones modernas. CC BY 4.0

Esta misma secuencia de forma horizontal sería: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^6$, $6s^2$, $4f^{14}$, $5d^{10}$, $6p^6$, $7s^2$, $5f^{14}$, $6d^{10}$, $7p^6$. Para realizar la distribución electrónica de un elemento es necesario conocer su número atómico, pues hay que saber cuántos electrones hay que distribuir.

Por ejemplo, la distribución electrónica del Br, que tiene 35 electrones, es $1s^2$; $2s^2 2p^6$; $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^5$.

Fíjese que solo es necesario seguir la secuencia hasta alcanzar el número de electrones del elemento. Esta distribución también nos indica que el bromo tiene 7 electrones de valencia, pues se suman los electrones de su último nivel que es el cuarto ($4s^2 4p^5$).



Para profundizar, lea de manera comprensiva en Simes (2018) sobre la Configuración electrónica de los átomos.

Observe el siguiente video sobre [iones: aniones y cationes](#).



Para fortalecer sus conocimientos, a continuación, lo invito a desarrollar las siguientes actividades recomendadas:



Actividades de aprendizaje recomendadas

1. Elabore un organizador gráfico que indique las características de los niveles energéticos de los electrones, símbolos de Lewis, subniveles y orbitales y configuraciones electrónicas.
2. Defina el número máximo de electrones permitidos por nivel de energía principal y aplique la configuración electrónica y diagrama de orbitales, y asimismo escriba los electrones de valencia y símbolos de Lewis.
3. Realice la distribución electrónica de: Na, Al y N. Indique también los electrones de valencia de cada elemento. Para contestar esta pregunta necesita su tabla periódica y el diagrama de Moeller.
4. Utilice la tabla periódica para realizar los símbolos de Lewis de: O, Br y Ca

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.

5. Le invito a reforzar sus conocimientos, participando en la siguiente autoevaluación:



Autoevaluación 4

Responda correctamente a las cuestiones planteadas: Las siguientes preguntas presentan alternativas de solución.

1. El segundo nivel de energía tiene un máximo de:
 - a. 2 electrones.
 - b. 6 electrones.
 - c. 8 electrones.
 - d. 32 electrones.



2. El cuarto nivel de energía tiene un máximo de:

- a. 2 electrones.
- b. 6 electrones.
- c. 8 electrones.
- d. 32 electrones.

3. El orbital s puede tener un máximo de:

- a. 2 electrones.
- b. 6 electrones.
- c. 8 electrones.
- d. 32 electrones.

4. El orbital d puede tener un máximo de:

- a. 2 electrones.
- b. 6 electrones.
- c. 8 electrones.
- d. 32 electrones.

5. El potasio tiene:

- a. 1 electrón de valencia.
- b. 2 electrones de valencia.
- c. 19 electrones de valencia.
- d. 4 electrones de valencia.

6. El telurio tiene:

- a. 6 electrones de valencia.
- b. 52 electrones de valencia.
- c. 16 electrones de valencia.
- d. 5 electrones de valencia.

7. El aluminio tiene:

- a. 3 electrones de valencia.



- b. 13 electrones de valencia.
- c. 27 electrones de valencia.
- d. 1 electrón de valencia.

8. La distribución electrónica del H es:

- a. $1s^2$.
- b. $1s^1$.
- c. $2s^1$.
- d. $2s^2$.

9. La distribución electrónica del Li es:

- a. $1s^1, 2s^1, 2p^1$.
- b. $1s^2, 2s^1$.
- c. $1s^1, 2p^2$.
- d. $1s^3$.

10. La distribución electrónica del Be es:

- a. $1s^1, 2s^2, 2p^1$.
- b. $1s^2, 2s^2$.
- c. $1s^1, 2p^1, 3p^2$.
- d. $1s^4$.

[Ir al solucionario](#)





Semana 5

Unidad 5. Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a: Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos, que abarca las funciones químicas inorgánicas, tipos de nomenclatura, iones monoatómicos y poliatómicos, nombres y fórmulas de los compuestos inorgánicos iónicos y binarios de no metales, uso de paréntesis en la escritura de fórmulas químicas, fórmulas y nomenclatura de los óxidos, hidróxidos, ácidos y sus sales, número de oxidación de los átomos en los compuestos e iones poliatómicos, sustancias químicas y usos. El aprendizaje de estos temas le ayudará a alcanzar el tercer resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar sus actividades, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

5.1. Funciones químicas inorgánicas

La combinación de los elementos origina varios tipos de compuestos inorgánicos. La siguiente tabla muestra los nombres y la formación.



Tabla 1.*Tipos de compuestos inorgánicos.*

Tipos de compuestos	Formación
Óxidos básicos o metálicos	Metal + oxígeno
Óxidos ácidos o no metálicos	No metal + oxígeno
Peróxidos	Óxido básico + oxígeno
Hidróxidos	Metal + OH
Hidruros	Metal + H
Ácidos	Hidrácidos: Hidrógeno + no metal
	Oxácidos: Hidrógeno + no metal + oxígeno
Sales	Binaria: metal + no metal
	Oxial: metal + no metal + oxígeno

Nota. Tomado de *Resumen de la nomenclatura de compuestos binarios y de compuestos que contienen iones poliatómicos*, por Zumdahl, S. DeCoste, D., 2012, Principios de Química.

5.2. Tipos de nomenclatura

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) determina los lineamientos oficiales para nombrar compuestos. Existe también la nomenclatura tradicional, que ha sido usada por mucho tiempo y tiene gran acogida, así como la nomenclatura stock. La tabla 2 indica las características y principios de cada una de ellas.



Tabla 2.
Tipos de nomenclatura

Tipos de nomenclaturas	Características	Ejemplos
Nomenclatura IUPAC	Utiliza prefijos de cantidad para indicar el número de átomos presentes en la fórmula de cada compuesto. Los prefijos son: mono (1), di (2), tri (3), tetra (4), penta (5), etc.	Fe_2O_3 Trióxido de dihierro
Nomenclatura tradicional	Emplea los prefijos hipo o per, así como los sufijos ico y oso. La utilización de estos depende del número de oxidación de cada elemento.	H_2SO_4 Ácido sulfúrico
Nomenclatura Stock	El nombre del compuesto se forma al escribir el tipo de compuesto, el nombre del elemento principal y su número de oxidación entre paréntesis y números romanos.	$\text{Cu}(\text{OH})_2$ Hidróxido de cobre (II)

Nota. Tomado de *Prefijos empleados para indicar números en los nombres químicos*, por Zumdahl, S. DeCoste, D., 2012, Principios de Química.

5.3. Iones monoatómicos

Se llaman así por estar formados por un solo elemento. Pueden ser cationes o aniones. Los cationes tienen carga positiva debido a que pierden uno o varios electrones. Los aniones tienen carga negativa porque ganan uno o varios electrones.

Por ejemplo, un catión monoatómico es el ion zinc que se representa así: Zn^{2+} . Su carga indica que tiene dos electrones de valencia que pueden ser cedidos.

Un anión monoatómico es el ion bromuro que se representa así: Br^- . Su carga indica que ha ganado un electrón.



5.4. Iones poliatómicos

Se llaman así porque están formados por dos o más elementos. También pueden tener cargas globales positivas o negativas, dependiendo de la captación o pérdida de hidrógeno.

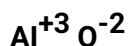
Por ejemplo, un ion poliatómico con carga positiva es el radical amonio, se representa así: NH_4^+ . Su carga indica que ha ganado un protón (H^+).

Un ion poliatómico con carga negativa es el radical carbonato que se representa así: CO_3^{2-} . Su carga indica que ha cedido dos protones (H^+).

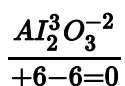
5.5. Nombres y fórmulas de los compuestos inorgánicos iónicos

Para formular un compuesto inorgánico iónico se escribe primero el catión y luego el anión, mientras que para nombrarlos se empieza con anión, seguido de la conjugación de y luego el catión. Cabe recalcar que todo compuesto es neutro en términos de carga.

Por ejemplo, la fórmula del óxido de aluminio es Al_2O_3 como resultado de la unión de un catión (aluminio) y un anión (oxígeno), de esta manera:



Para que la carga global sea cero, se añade el subíndice 2 al aluminio y 3 al oxígeno. Al multiplicar el número de oxidación de cada elemento por su respectivo subíndice tenemos como resultado 6 cargas positivas y 6 cargas negativas, siendo la carga global 0.



En este momento es necesario que revise detenidamente las reglas para escribir las fórmulas de los compuestos, las mismas, se describen en la bibliografía básica Simes (2018), tema: funciones de la química inorgánica.



5.6. Nombres y fórmulas de compuestos binarios de no metales

Según Petrucci et al. (2011), la nomenclatura de compuestos binarios formados por no metales es similar a la de los compuestos iónicos binarios. Se nombra primero el elemento con número de oxidación negativo, mientras que la fórmula del compuesto empieza con el elemento de número de oxidación positivo.

Se deben utilizar prefijos de cantidad para indicar el número de átomos de cada elemento presente en la fórmula.

Por ejemplo: $\text{N}^{+5} \text{O}^{-2}$

N_2O_5 Pentóxido de dinitrógeno

5.7. Uso de paréntesis en la escritura de fórmulas químicas

Toda fórmula química tiene subíndices, que son los números que indican el número de átomos de cada elemento. Cuando es necesario colocar varios subíndices se deben utilizar paréntesis.

En el caso de los hidróxidos, si el radical OH^- tiene subíndices, es necesario el uso de paréntesis.

$\text{Mg}(\text{OH})_2$

En compuestos como las sales ternarias, se debe usar paréntesis cuando el ion poliatómico está presente en la fórmula más de una vez.

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

5.8. Fórmulas y nomenclatura de los óxidos

Ya sabemos que los óxidos están formados por un metal o un no metal y el oxígeno.



Las características de cada nomenclatura se presentan en la siguiente tabla:

Tabla 3.

Características de nomenclaturas

Tipo de compuesto	Fórmula	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock
Óxidos no metálicos	CO	Monóxido de carbono	Anhídrido carbonoso	Óxido de carbono (II)
	CO ₂	Dióxido de carbono	Anhídrido carbónico	Óxido de carbono (IV)
Óxidos metálicos	FeO	Monóxido de hierro	Óxido ferroso	Óxido de hierro (II)
	Fe ₂ O ₃	Trióxido de di hierro	Óxido férrico	Óxido de hierro (III)

Nota. Tomado de *Cationes y aniones sencillos comunes*, por Zumdahl, S. DeCoste, D., 2012, Principios de Química.

5.9. Fórmulas y nomenclatura de los hidróxidos

Los hidróxidos son compuestos que se forman al combinar metales con el radical OH⁻. Igualmente, tienen 3 nomenclaturas, como lo muestra la siguiente tabla.

Tabla 4.

Fórmulas y nomenclaturas de los hidróxidos

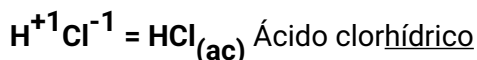
Fórmula	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock
NaOH	Monohidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio (I)
Cu(OH) ₂	Dihidróxido de cobre	Hidróxido cúprico	Hidróxido de cobre (II)

Nota. Tomado de *Cationes del tipo II comunes*, por Zumdahl, S. DeCoste, D., 2012, Principios de Química.

5.10. Fórmulas y nomenclatura de los ácidos y sus sales

Los ácidos se caracterizan por tener hidrógeno y no metales. Pueden tener o no oxígeno. Si lo tienen se llaman oxácidos y si no lo tienen se llaman hidrácidos. Los no metales en los ácidos hidrácidos tienen un número de oxidación negativo. Los no metales en los ácidos oxácidos tienen números de oxidación positivos.

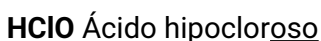
Si el ácido no tiene oxígeno, su nombre se forma con la palabra ácido, seguido del nombre del no metal con la terminación **hídrico** cuando están disueltos en agua (acuoso). Por ejemplo, el cloruro de hidrógeno (HCl) disuelto en agua se llama ácido clorhídrico.



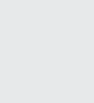
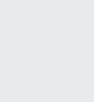
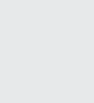
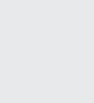
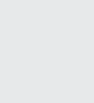
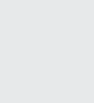
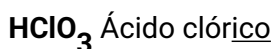
Si el ácido tiene oxígeno, su nombre se forma con la palabra ácido, seguido del nombre del no metal con la terminación **ico** si está con el mayor número de oxidación, o la terminación **oso** si está con el menor número de oxidación.



Las sales se forman por la combinación de un metal con un radical de ácidos oxácidos o hidrácidos. Si el radical proviene de un oxiácido que termina en **oso**, su nombre terminará en **ito**.



Si el radical proviene de un oxiácido que termina en **ico**, su nombre terminará en **ato**.



ClO_3^- Radical clorato

KClO_3 Clorato de potasio (sal)

Si el radical proviene de un ácido hidrácido, su nombre terminará en uro.

H_2S (ac) Ácido sulfhídrico

S^{-2} Radical sulfuro

FeS Sulfuro ferroso (sal)

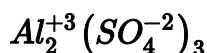
5.11. Número de oxidación de los átomos en los compuestos e iones poliatómicos

El número de oxidación es un número entero que muestra la cantidad de electrones que un átomo puede ganar, ceder o compartir cuando se combina. Si el número de oxidación es positivo, quiere decir que el átomo ha perdido o compartido electrones. Si el número de oxidación es negativo, quiere decir que el átomo ha ganado electrones.

Por ejemplo:

Establezca el número de oxidación del azufre en el compuesto sulfato de aluminio.

En primer lugar, debe escribir correctamente la fórmula y colocar los números de oxidación de los elementos más conocidos y con número de oxidación estable, que en este caso son el aluminio y el oxígeno.



Contabilice el número de cargas multiplicando el número de oxidación de cada elemento por su subíndice respectivo. El subíndice 3 afecta tanto al azufre como al oxígeno.



$$\frac{Al_2^{+3}(SO_4^{-2})_3}{+6? - 24 = 0}$$

La diferencia de las cargas es -18, por lo tanto, es necesario un número que al multiplicarlo por 3 (subíndice fuera del paréntesis) resulten las 18 cargas positivas que demuestren que el compuesto es neutro.

$$\frac{Al_2^{+3}(S^{+6}O_4^{-2})_3}{+6 + 8 - 24 = 0}$$

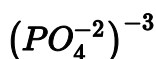
Así, el número de oxidación del azufre es +6.

Para establecer los números de oxidación de un ion poliatómico debe seguir los mismos pasos, pero tome en cuenta que la carga global ya no será cero, sino igual a la carga del ion.

Por ejemplo:

Indique el número de oxidación del fósforo en el radical fosfato.

Se escribe correctamente la fórmula del ion y se coloca el número de oxidación del elemento más conocido, con número de oxidación estable, que en este caso es el oxígeno.



Contabilice el número de cargas multiplicando el número de oxidación del oxígeno por su subíndice respectivo.

$$\frac{(PO_4^{-2})^{-3}}{? - 8 = -3}$$

La diferencia de las cargas es +5, por lo tanto, ese es el número de oxidación del fósforo, pues la suma algebraica +5 -8 es igual a -3, que es la carga global de ion.



$$\frac{(P+5O-24)-3}{+5-8=-3}$$

5.12. Algunas sustancias químicas y sus usos

Luego de aprender la formulación y nomenclatura de los principales compuestos inorgánicos, debemos conocer su uso y relación con la vida cotidiana.

Así, por ejemplo, cómo el óxido de calcio, llamado también cal viva o simplemente cal, es un componente básico del cemento.

Para profundizar, lea de manera comprensiva en Simes (2018) sobre las funciones de la química inorgánica y la unidad 5 de su guía didáctica Química General (2018).



Tecnología Educativa UC Temuco. (4 de mayo de 2016). [Video Química General – Introducción a la Nomenclatura](#).



En este video usted podrá aprender como formar compuestos y relacionarse con la nomenclatura de los mismos, para aplicarlo en las diferentes tareas que tiene que resolver.

Se recomienda revisar este vídeo para reforzar lo estudiado, con el cual usted estará en la capacidad de formar diferentes compuestos y los usos que tienen los mismos. Además, podrá resolver.

Para fortalecer sus conocimientos, a continuación, lo invito a desarrollar las siguientes actividades recomendadas:



Actividades de aprendizaje recomendadas

1. Leer comprensivamente en Simes (2018) sobre las funciones de la química inorgánica y las orientaciones que se presentan en la guía didáctica Química General (2018).

Con todas estas actividades, aprenderá a:

- Diferenciar entre nombres comunes y sistemáticos de las sustancias químicas.
- Escribir las fórmulas químicas y cargas de los iones poliatómicos y reconocer nombres, fórmulas y cargas de los iones poliatómicos.
- Escribir fórmulas y nombrar los ácidos.
- Determinar el número de oxidación de los átomos en los compuestos.
- Reconocer el uso de algunas sustancias más comunes.

2. A continuación, elabore una tabla comparativa de los tipos de nomenclaturas y compuestos inorgánicos.

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.

3. Le invito a reforzar sus conocimientos, participando en la siguiente autoevaluación:



Autoevaluación 5

Responda correctamente a las cuestiones planteadas. Las siguientes preguntas presentan alternativas de solución.

1. Los iones positivos se llaman:

- a. Cationes.
- b. Aniones.
- c. Óxidos.
- d. Ácidos.

2. Los compuestos formados por oxígeno y no metales se llaman:

- a. Ácidos oxácidos.
- b. Óxidos ácidos.
- c. Óxidos básicos.



d. Sales.

3. Los compuestos formados por hidrógeno y no metales se llaman:

- a. Ácidos oxácidos.
- b. Óxidos ácidos.
- c. Óxidos básicos.
- d. Sales.

4. Los metales al perder electrones forman:

- a. Aniones.
- b. Cationes.
- c. Óxidos ácidos.
- d. Ácidos.

5. Un ejemplo de ion poliatómico es:

- a. Na^+ .
- b. Cl^- .
- c. Al^{+3} .
- d. SO_4^{-2} .

6. La fórmula del ácido sulfúrico es:

- a. H_2SO^3 .
- b. H_2SO^4 .
- c. SO_3 .
- d. H_2S .

7. El H_2CO_3 es un:

- a. Ácido.
- b. Óxido metálico.
- c. Óxido no metálico.



d. Hidróxido.

8. Las sales se forman por:

- a. Metales y no metales.
- b. Hidrógeno y no metales.
- c. Oxígeno y no metales.
- d. Metales y oxígeno.

9. El $(\text{NO}_3)^{-1}$ se llama:

- a. Ion nitrito.
- b. Ion nitrato.
- c. Trióxido de nitrógeno.
- d. Óxido de nitrógeno.

10. Una característica exclusiva de los ácidos oxácidos es:

- a. Tener hidrógeno.
- b. Tener metales.
- c. Tener no metales.
- d. Tener oxígeno.

[Ir al solucionario](#)

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 6

Unidad 6. Enlaces químicos

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a Enlaces químicos, que abarca los enlaces iónicos, covalentes y metálicos, electronegatividad, conductividad, solubilidad y otros



indicios de los enlaces químicos y los puentes de hidrógeno. El aprendizaje de estos temas le ayudará a alcanzar el cuarto resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar sus actividades, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

Enlaces químicos

Los enlaces químicos son las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos en las moléculas y los iones en los cristales. A estos enlaces presentes en una sustancia se deben en gran medida a las propiedades físicas y químicas de las sustancias.

La siguiente figura muestra los tipos de enlaces químicos:



Figura 6

Enlaces químicos



Nota. Tomado de *Relación entre la electronegatividad y tipo de enlace [Infografía]*, por Zumdahl, D., 2012, Principios de Química. CC BY 4.0

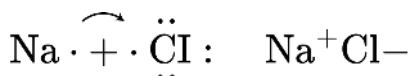
6.1. Enlaces iónicos

Este primer tipo de enlace iónico se denomina así porque sus elementos al combinarse forman iones, es decir, partículas que tienen carga, sea positiva o negativa. Otra característica importante es que los elementos que participan son metales y no metales.

Son los átomos de los metales los que transfieren electrones a los átomos de los no metales, ya que estos son más electronegativos, de tal manera que todos los átomos cumplan con la regla del octeto, que menciona que todo átomo, para permanecer estable, debe tener 8 electrones en su último nivel.



Por ejemplo, un átomo de sodio tiene un electrón de valencia y un átomo de cloro tiene 7. El cloro atrae el electrón del sodio para completar 8, y este, al perderlo, mantiene en su nivel anterior 8 electrones. De esta manera, los 2 átomos cumplen con la regla del octeto y han formado un nuevo compuesto que se llama cloruro de sodio.



6.2. Enlaces covalentes

Estos tipos de enlaces difieren de los iónicos porque ya no hay formación de iones y los elementos que intervienen son no metales iguales o diferentes. La característica más importante es que los átomos que intervienen en este enlace comparten al menos un par de electrones para combinarse y cumplir con la regla del octeto. Hay varios tipos de enlaces covalentes, como se muestran en la siguiente infografía.

[Enlaces covalentes](#)

6.3. Electronegatividad

Es la característica que tienen algunos átomos de atraer electrones, de acuerdo a ese poder se les asigna un valor, cuyo máximo número es 4 y le corresponde al flúor, que se destaca como el elemento más electronegativo.

De acuerdo con los valores de electronegatividad de cada elemento, se puede predecir el tipo de enlace que tienen.

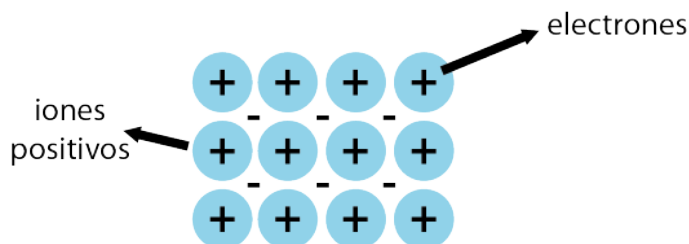
6.4. Enlaces metálicos

Aunque los metales no forman nuevos compuestos, sino aleaciones, tienen un tipo de enlace que forma una nube de electrones que se mueven en medio de iones metálicos de carga positiva, esto permite la conducción de la corriente eléctrica, propia de estos elementos. Así lo muestra la siguiente figura:



Figura 7

Enlaces metálicos



Nota. Tomado de *El enlace metálico* [ilustración], por Burns, R., 2011, Fundamentos de química. CC BY 4.0

6.5. Conductividad, solubilidad y otros indicios de los enlaces químicos

Al iniciar esta unidad, mencione el tipo de enlace químico de una sustancia determinada, las características físicas y químicas de la misma, ahora es el momento de analizar estas propiedades.

La conductividad es la capacidad que tienen los cuerpos de transmitir el calor o la electricidad. Los metales son muy buenos conductores.

Los compuestos iónicos, que son sólidos, no conducen la corriente eléctrica, a menos que estén disueltos en agua. Los compuestos covalentes no conducen la corriente eléctrica.

La solubilidad es la propiedad de las sustancias de disolverse en otras. Los metales no son solubles en disolventes. Las sustancias iónicas sí se disuelven en agua. Los compuestos covalentes polares se disuelven en solventes polares y los compuestos covalentes no polares se disuelven en solventes no polares.

6.6. Puentes de hidrógeno

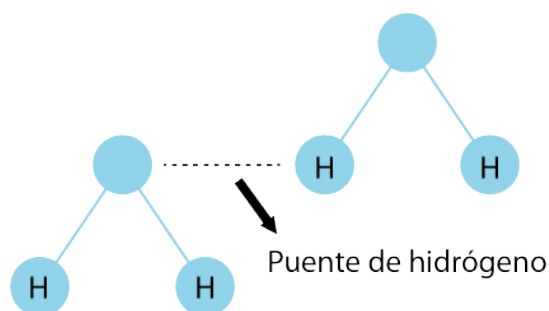
Algunos autores no catalogan a los puentes de hidrógeno como un tipo de enlace químico, sino más bien como una fuerza intermolecular, sin embargo, debido a las características importantes que determina, lo vamos a estudiar.



Según Chang (2013), es un tipo especial de interacción entre el átomo de hidrógeno de una molécula y un átomo electronegativo de oxígeno, nitrógeno o flúor. Por ejemplo, los puentes de hidrógeno que se forman en la molécula de agua. Esta interacción relaciona el átomo de hidrógeno de una molécula y el átomo de oxígeno de otra molécula de agua.

Figura 8

Puentes de hidrógeno



Nota. Tomado de Puentes de hidrógeno [Ilustración], por Burns, R., 2011, Fundamentos de química. CC BY 4.0.

Para ampliar su conocimiento, lo invito a revisar lo siguiente:

Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva la bibliografía básica Simes (2018) en el tema: Enlaces químicos.



Se recomienda revisar el siguiente video para reforzar lo estudiado: [Tipos de enlaces químicos](#).

En este video se hace una presentación de cómo se forman los enlaces químicos con ejemplos simples para su comprensión, si usted lo entiende puede resolver el cuestionario enviado a través de la plataforma Canvas.

Para fortalecer sus conocimientos, a continuación, lo invito a desarrollar las siguientes actividades recomendadas:



Actividades de aprendizaje recomendadas

1. Lea comprensivamente en Simes (2018) acerca de los enlaces químicos y las orientaciones que se presentan en la guía didáctica Química General (2018).
2. Elabore una tabla comparativa de los tipos de enlaces químicos.

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.

3. Realice la siguiente autoevaluación para comprobar sus conocimientos.



Autoevaluación 6

Responda correctamente a las cuestiones planteadas. Las siguientes preguntas presentan alternativas de solución.

1. Una característica del enlace iónico es:
 - a. Intervienen metales y no metales.
 - b. Sus átomos comparten electrones.
 - c. Se clasifica en polares y apolares.
 - d. Intervienen solo no metales.
2. Una característica de las sustancias con enlace covalente es que:
 - a. Son solo sólidos
 - b. Son solo líquidos.
 - c. Son sólidos, líquidos o gases.
 - d. Son solo gases.
3. Los electrones en el enlace covalente son:
 - a. Cedidos por los metales.



- b. Ganados por los no metales.
- c. Compartidos por los elementos.
- d. Ganados por los metales.

4. En el enlace covalente coordinado:

- a. Un solo elemento proporciona el par de electrones necesarios.
- b. Dos elementos comparten electrones.
- c. Los metales ceden electrones.
- d. Los no metales ganan electrones.

5. En el enlace covalente polar:

- a. Los metales ceden electrones.
- b. Los no metales ganan electrones.
- c. Existe una distribución equitativa de los electrones en toda la molécula.
- d. Existe una distribución no equitativa de los electrones en toda la molécula.

6. Las sustancias iónicas:

- a. Tienen puntos de fusión altos.
- b. Tienen puntos de fusión bajos.
- c. Conducen la corriente eléctrica en estado sólido.
- d. No conducen en ningún estado físico.

7. El cloruro de sodio es:

- a. Una sustancia iónica.
- b. Una sustancia covalente.
- c. Una sustancia metálica.
- d. Una sustancia que puede formar puentes de hidrógeno.

8. Los enlaces polar y coordinados son un tipo de enlace:

- a. Iónico.



- b. Covalente.
- c. Metálico.
- d. Puente de hidrógeno.

9. La capacidad de un átomo para atraer electrones se llama:

- a. Enlace químico.
- b. Fuerza intermolecular.
- c. Electronegatividad.
- d. Punto de fusión.

10. Un enlace covalente simple se forma cuando sus átomos:

- a. Ceden un electrón.
- b. Ganan un electrón.
- c. Comparten un electrón.
- d. Comparten un par de electrones.

[Ir al solucionario](#)

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 7

Unidad 7. Reacciones químicas

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a Reacciones químicas, que abarca las reacciones químicas y ecuaciones químicas balanceadas, cómo escribir y balancear ecuaciones químicas, el método de balanceo por óxido, reducción y clasificación de las reacciones. El aprendizaje de estos temas le ayudará a alcanzar el quinto resultado de aprendizaje de la materia.



Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar sus actividades, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

7.1. Reacciones químicas y ecuaciones químicas

Estos dos términos suelen confundirse y utilizarse como sinónimos, sin embargo, no lo son. Las reacciones químicas ocurren cuando las sustancias se transforman y originan productos, mientras que las ecuaciones químicas son la representación escrita de este cambio. Las ecuaciones químicas ofrecen mucha información, así como se muestra a continuación:



Subíndice ●

Coefficiente ●

Estado de agregación (sólido, líquido, gas o acuoso) ●

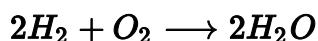
↑ Se evaporó

7.2. Lo que dicen las ecuaciones químicas balanceadas

Para que una ecuación química esté balanceada es necesario que haya concordancia con la ley de la conservación de la materia, pues ésta ni se crea ni se destruye, solamente se transforma, y es eso exactamente lo que sucede en una reacción química.

Por ejemplo, la ecuación de formación de agua indica que 2 moles de hidrógeno molecular se combinan con 1 mol de oxígeno molecular para obtener 2 moles de agua. Es decir, que los coeficientes que balancean la ecuación muestran la cantidad de reactivo o producto.

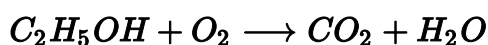




7.3. Cómo escribir y balancear ecuaciones químicas

Existen varios métodos para balancear una ecuación y para escogerlos se debe tomar en cuenta la complejidad de la ecuación. Para balancear ecuaciones sencillas se utiliza el **método del tanteo o de ensayo y error**. Veamos un ejemplo:

En primer lugar, debe escribir correctamente la ecuación.



Ahora, se escribe una lista con los elementos químicos de la ecuación. Para facilitar el proceso, se empieza con los metales, luego los no metales, continúe con el hidrógeno y finalice con el oxígeno.

Tabla 5.

Lista de elementos.

Reactivos	Elementos	Productos

Nota. Tomado de Conteo de átomos, por Burns, R., 2011, Fundamentos de química.

Luego, se cuenta la cantidad de cada elemento de acuerdo a los subíndices que indica la fórmula química. Para balancear se añaden coeficientes que se pueden modificar hasta que la cantidad de átomos de los reactivos sea la misma que la cantidad de átomos de los productos. **Nunca** se deben alterar los subíndices.

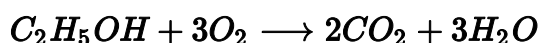


Tabla 6.*Reactivos, elementos y productos*

Reactivos	Elementos	Productos
2	C	1-2
6	H	2-6
3-7	O	7

Nota. Tomado de Conteo de átomos, por Burns, R., 2011, Fundamentos de química.

- En los reactivos hay 2 átomos de carbono, mientras que en los productos hay 1 átomo, por ello, se añade el coeficiente 2 en el dióxido de carbono. Solamente cuando está balanceado, puede pasar al siguiente elemento.
- Hay 6 átomos de hidrógeno en los reactivos y 2 en los productos, por lo tanto, es necesario añadir el coeficiente 3 en el agua.
- Finalmente, hay 3 átomos de oxígeno en los reactivos y 7 en los productos.

Para balancearlo, colocamos el coeficiente 3 en el oxígeno molecular y, por ende, la cantidad de átomos de oxígeno de los reactivos es 7. De esta manera queda balanceada la ecuación.

7.4. Método de balanceo por óxido reducción

Una de las reacciones más complejas son las de óxido reducción. Estos dos procesos suponen una transferencia de electrones. Un átomo se oxida cuando pierde electrones, estos son ganados por otro átomo que se reduce.

Por lo tanto, oxidación es la pérdida de electrones y reducción es la ganancia de electrones.

- Al elemento que se reduce se le llama agente oxidante, porque al reducirse hace que otro elemento se oxide.
- Al elemento que se oxida se le llama agente reductor, porque al oxidarse hace que otro elemento se reduzca.



Los pasos para balancear una ecuación por este método son:

1. Escribir correctamente las fórmulas de los reactivos y productos.
2. Colocar los números de oxidación de cada reactivo y producto. Los elementos que no están combinados tienen un número de oxidación cero. Recuerde que la suma de las cargas de un compuesto tiene que ser igual a cero y la de un ion o radical a la carga global del mismo.
3. Señalar los elementos que han cambiado su número de oxidación.
4. Realizar las semirreacciones que indican el número de electrones que los elementos señalados han ganado o perdido.
5. Multiplicar las semirreacciones por un número (coeficiente) que permita igualar la cantidad de electrones ganados y perdidos.
6. Colocar los coeficientes obtenidos en la ecuación para finalmente balancear por ensayo y error.

En la siguiente infografía se muestra la secuencia de este proceso:

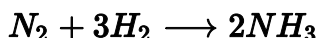
[Método de balanceo por óxido reducción](#)

De igual forma, consolide su aprendizaje sobre este tópico con la revisión de la bibliografía Morcillo y Gallego (2018), tema: ecuaciones químicas. Ajustes de las ecuaciones químicas.

7.5. Clasificación de las reacciones

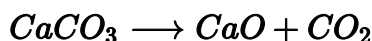
No todas las reacciones químicas son del mismo tipo, ya que dependen de la naturaleza de sus reactivos. A continuación, se detallan las más importantes.

- **Reacciones de síntesis:** ocurren cuando dos o más reactivos se combinan para formar un producto. Por ejemplo, la formación de amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno.

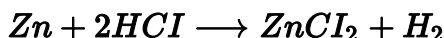


- **Reacciones de descomposición:** cuando un único reactivo se descompone originando varios productos. Por ejemplo, la descomposición del carbonato de calcio en óxido de calcio y dióxido de carbono.

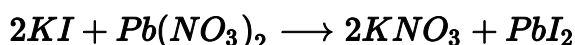




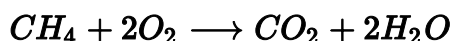
- **Reacciones de desplazamiento:** un elemento ocupa el sitio de otro. Por ejemplo, la reacción entre zinc y ácido clorhídrico.



- **Reacciones de doble desplazamiento:** los compuestos intercambian su posición en los productos. Por ejemplo, la reacción entre el yoduro de potasio y el nitrato plumboso.



- **Reacciones de combustión:** cuando una sustancia se quema en presencia de oxígeno, originando dióxido de carbono y agua siempre.



Para profundizar su conocimiento le invito a realizar lo siguiente:



- Lea en Simes (2018) sobre las transformaciones químicas y clasificación de reacciones químicas y de su guía didáctica Química General (2018).
- Observe el video [Balanceo por método redox](#) para reforzar lo estudiado.

Para fortalecer sus conocimientos, a continuación, lo invito a desarrollar las siguientes actividades recomendadas:



Actividades de aprendizaje recomendadas

1. Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en Simes (2018) con el tema: transformaciones químicas y clasificación de reacciones químicas y la guía didáctica Química General (2018) y subraye los conceptos más importantes.



2. Elabore un organizador gráfico que muestre las diferencias entre reacción y ecuación química, así como las partes que tiene.

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.

3. Le invito a reforzar sus conocimientos, participando en la siguiente autoevaluación:



Autoevaluación 7

Responda correctamente a las cuestiones planteadas: Las siguientes preguntas presentan alternativas de solución.

1. Los reactivos de una reacción son:
 - a. Las sustancias que se producen.
 - b. Las sustancias que originan a los productos.
 - c. Los coeficientes.
 - d. Los subíndices.
2. Los productos de una reacción son:
 - a. Las sustancias que se producen.
 - b. Las sustancias que originan a los productos.
 - c. Los coeficientes.
 - d. Los subíndices.
3. Los números que indican la cantidad de átomos de un compuesto son:
 - a. Los productos.
 - b. Los reactivos.
 - c. Los coeficientes.
 - d. Los subíndices.



4. Los números que indican la cantidad de moléculas o moles de un compuesto son:

- a. Los productos.
- b. Los reactivos.
- c. Los coeficientes.
- d. Los subíndices.

5. Durante el proceso de balanceo solo se pueden adicionar:

- a. Productos.
- b. Reactivos.
- c. Coeficientes.
- d. Subíndices.

6. Para balancear por el método redox es necesario colocar:

- a. Los números de oxidación de cada elemento.
- b. El número atómico de cada elemento.
- c. La masa atómica de cada elemento.
- d. La cantidad de electrones del elemento.

7. En una reacción de combustión, un reactivo recurrente es:

- a. Oxígeno.
- b. Nitrógeno.
- c. Dióxido de carbono.
- d. Monóxido de carbono.

8. La ecuación $4\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$ representa a un tipo de reacción:

- a. De síntesis o formación.
- b. De sustitución.
- c. De combustión.
- d. De doble desplazamiento.



9. El esquema $AB + C \rightarrow AC + B$ representa a un tipo de reacción:

- a. De síntesis o formación.
- b. De sustitución.
- c. De combustión.
- d. De doble desplazamiento.

10. Oxidación es:

- a. Ganancia de electrones.
- b. Pérdida de electrones.
- c. Lo mismo que el agente oxidante.
- d. Lo mismo que el agente reductor.

[Ir al solucionario](#)

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 8

Estimados estudiantes, en esta semana realicen la revisión y afirmación de todo lo aprendido para el desarrollo de la evaluación presencial del primer bimestre que abarca todas las unidades didácticas.

En esta semana, debe estudiar en la bibliografía básica Simes (2018), Morcillo y Gallego (2018), en la guía didáctica y en los recursos de aprendizaje proporcionados, todos los temas relacionados a los temas de las unidades estudiadas en el primer bimestre.





Actividades de aprendizaje recomendadas

Realice las siguientes actividades a modo de repaso de los contenidos vistos en este primer bimestre.

1. Lea comprensivamente los resúmenes elaborados en cada una de las unidades estudiadas.
2. Revise todos los organizadores gráficos realizados en el primer bimestre y las autoevaluaciones realizadas en cada una de las unidades estudiadas.
3. Considere todas las instrucciones descritas dentro de cada actividad para desarrollar con éxito las actividades de aprendizaje.





Segundo bimestre

Resultado de aprendizaje 1 y 2:

- Reconoce e interpreta y relaciona las leyes principios y conceptos relacionados con la composición, estructura y propiedades de la materia.
- Reconoce los elementos de la tabla periódica.

Con este resultado de aprendizaje podrá comprender y utilizar toda la información que le proporciona la tabla periódica: número atómico, masa atómica, grupos, periodos, clasificación de los elementos (metales, no metales y semimetales), así como las propiedades de cada elemento por su posición dentro de la tabla periódica.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas

Recuerde revisar de manera paralela los contenidos con las actividades de aprendizaje recomendadas y actividades de aprendizaje evaluadas.



Semana 9

Unidad 8. Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a estequiometría, que abarca las razones molares a partir de ecuaciones químicas y los cálculos de mol a mol. El aprendizaje de estos temas le ayudará a alcanzar el quinto resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar sus actividades, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.



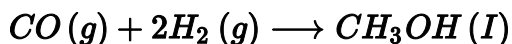
8.1. Razones molares a partir de ecuaciones químicas

En esta unidad vamos a ver los usos importantes de las fórmulas químicas para los cálculos de estequiometría. La estequiometría es una herramienta indispensable en química, que se basa en la relación de las masas atómicas y en el principio de la ley de conservación de la masa.

Los cálculos de las sustancias que intervienen en las reacciones son muy importantes en el ámbito ecológico, pues estas también ocurren dentro de los seres vivos, quienes tienen requerimientos específicos de sustancias.

Para resolver los problemas de estequiometría vamos a utilizar razones molares que vienen a ser factores de conversión, es decir, es el mismo método que utilizamos para conversión de unidades. Recuerde que para realizar cálculos estequiométricos es muy importante que balancee la ecuación.

Por ejemplo. El metanol líquido se obtiene al reaccionar monóxido de carbono e hidrógeno:



- Como usted puede observar, la ecuación está ya balanceada.
- Los coeficientes muestran las cantidades en las que intervienen los reactivos y la cantidad de producto obtenido. Podemos decir entonces que 1 mol de monóxido de carbono reacciona con 2 moles de hidrógeno molecular y producen 1 mol de metanol.
- Las razones molares posibles resultan de la relación entre reactivos y productos, de esta manera:

$$\frac{1\text{molCO}}{2\text{molH}_2} \text{ o } \frac{2\text{molH}_2}{1\text{molCO}}$$

$$\frac{1\text{molCO}}{1\text{molCH}_3\text{OH}} \text{ o } \frac{1\text{molCH}_3\text{OH}}{1\text{molCO}}$$

$$\frac{2\text{molH}_2}{1\text{molCH}_3\text{OH}} \text{ o } \frac{1\text{molCH}_3\text{OH}}{2\text{molH}_2}$$



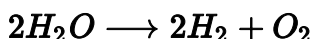
Usted debe escoger la razón molar que se ajuste a la resolución del ejercicio, esto significa que le permita simplificar las unidades que correspondan y que la unidad restante sea la de la respuesta.

8.2. Cálculos de mol a mol

Ahora sí estamos listos para resolver los primeros problemas. Observe el siguiente ejemplo:

¿Qué cantidad de moles de O_2 serán producidas por la descomposición de 5.8 moles de agua?

- Como punto de partida se establece y balancea la ecuación que describe el enunciado.



- El problema pide calcular la cantidad de moles de O_2 que se obtendrán a partir de 5.8 mol de agua, por lo tanto, multiplicamos 5.8 mol de H_2O por la razón molar que relacione estas 2 sustancias, así:

$$5.8 \cancel{\text{mol } H_2O} \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \cancel{\text{mol } H_2O}} = 2.9 \text{ mol } O_2$$

- La respuesta indica que si se tienen 5.8 moles de agua se obtendrán 2.9 moles de O_2 .

Para profundizar su conocimiento, le invito a realizar lo siguiente:



- Lea de manera comprensiva la bibliografía básica Morcillo y Gallego en el tema Estequiometría y la unidad 8 de su guía didáctica Química General (2018).
- Observe el siguiente microvideo para reforzar lo estudiado: [estequiometría Masa-mol](#).



Para fortalecer sus conocimientos, a continuación, lo invito a desarrollar las siguientes actividades recomendadas:



Actividades de aprendizaje recomendadas

1. Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en la bibliografía básica como en la guía didáctica y subraye los conceptos más importantes.
2. Identifique y escriba los pasos para resolver ejercicios estequiométricos.

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 10

Unidad 8. Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a estequiometría, que abarca los cálculos de moles a masas y el cálculo de reactivo limitante. El aprendizaje de estos temas le ayudará a alcanzar el quinto resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar sus actividades, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.



8.3. Cálculos de moles a masas

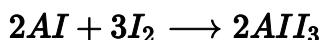


Recuerde que la unidad mol tiene su equivalencia en gramos que es una unidad de masa, por ello, es posible que los datos de un ejercicio estén en moles y otros en masa, siendo posibles conversiones entre estas unidades.

Veamos el siguiente ejemplo:

Se tienen 35.0 g de Al ¿Qué masa de I_2 debe pesarse para que reaccione de manera exacta con esta cantidad de aluminio?

- De la misma manera que en el ejemplo anterior, hay que establecer la ecuación y balancearla.



- Transformamos los 35.0 g de aluminio a moles.

$$35.0 \cancel{\text{ g Al}} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{26.98 \cancel{\text{ g Al}}} = 1.3 \text{ mol Al}$$

- Multiplicamos el valor encontrado por la razón molar que corresponde.

$$1.3 \cancel{\text{ mol Al}} \times \frac{3 \text{ mol } I_2}{2 \cancel{\text{ mol Al}}} = 1.95 \text{ mol } I_2$$

- Finalmente, convertimos el resultado de mol de yodo a gramos de yodo, pues el problema nos indica que debemos calcular la masa.

$$1.95 \cancel{\text{ mol } I_2} \times \frac{253.8 \text{ g } I_2}{1 \cancel{\text{ mol } I_2}} = 494.91 \text{ g } I_2$$

8.4. Cálculo de reactivo limitante

El cálculo del reactivo limitante surge porque no siempre los reactivos están presentes en las cantidades exactas que indica la ecuación balanceada.

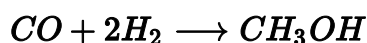


Se llama limitante el reactivo que se consume primero en la reacción y, por ende, evita que se forme más producto.

Un ejemplo análogo es la relación entre hombres y mujeres en un concurso de baile. Si hay 14 hombres y solo 9 mujeres, únicamente se podrán conformar 9 parejas. Por lo tanto, el número de mujeres limita la formación de parejas y 5 hombres se quedarán sin pareja, es decir, están en exceso.

Es momento de resolver un ejemplo: Para producir metanol se tienen 4 moles de CO y 6 moles de H_2 . Determine el reactivo limitante.

Para empezar, se debe escribir y balancear la ecuación.



Luego, se multiplican las cantidades dadas en el problema por la razón molar que involucre el producto de la ecuación.

$$4 \cancel{\text{mol } CO} \times \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{1 \cancel{\text{mol } CO}} = 4 \text{ mol } CH_3OH$$

$$6 \cancel{\text{mol } H_2} \times \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{2 \cancel{\text{mol } H_2}} = 3 \text{ mol } CH_3OH$$

El reactivo limitante es aquel que genera menor cantidad de producto, es decir, el hidrógeno.

El reactivo en exceso es el monóxido de carbono.

La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de la reacción determina el **rendimiento teórico**, es decir, la cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante. En el ejemplo anterior de 3 moles.

Para calcularlo debemos conocer el **rendimiento real**, que no es más que la cantidad de producto que se obtiene en la reacción.





La relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico se puede expresar a través del porcentaje de rendimiento, mediante la aplicación de la siguiente fórmula:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Por ejemplo:

Calcule el rendimiento porcentual del ejemplo anterior, si el rendimiento teórico es 96.12 g (3 moles) y el rendimiento real es 90 g. Es necesario que las cantidades estén expresadas en gramos.

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{90\text{g}}{96.12} \times 100$$

$$\% \text{ de rendimiento} = 93.64$$

Para profundizar sobre el tema, lo invito a realizar lo siguiente:



- Lea de manera comprensiva la bibliografía básica Morcillo y Gallego (2018), tema estequiometría y la unidad 8 de su guía didáctica Química General (2018).
- Observe el siguiente video para reforzar lo estudiado: [estequiometría: reactivo limitante y reactivo en exceso](#).

Para fortalecer sus conocimientos, a continuación, lo invito a desarrollar las siguientes actividades recomendadas:



Actividades de aprendizaje recomendadas

1. Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en la bibliografía básica como en la guía didáctica Química General (2018) y subraye los conceptos más importantes.



- Identifique y escriba los pasos para resolver ejercicios estequiométricos.

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.

- Le invito a reforzar sus conocimientos, participando en la siguiente autoevaluación:



Autoevaluación 8

Responda correctamente a las cuestiones planteadas. Las siguientes preguntas presentan alternativas de solución.

- Para realizar cálculos estequiométricos es necesario:
 - Colocar los números de oxidación de los elementos.
 - Balancear la ecuación.
 - Encontrar el agente reductor.
 - Identificar el agente oxidante.
- El reactivo que se consume en su totalidad se llama:
 - Limitante.
 - En exceso.
 - Reductor.
 - Oxidante.
- El rendimiento real es:
 - La cantidad de producto que se espera obtener.
 - La cantidad de producto que se obtiene.
 - El porcentaje de producto que se obtiene.
 - El reactivo limitante.



4. El rendimiento teórico es:

- a. La cantidad de producto que se espera obtener.
- b. La cantidad de producto que se obtiene.
- c. El porcentaje de producto que se obtiene.
- d. El reactivo en exceso.

5. El rendimiento porcentual se obtiene:

- a. Dividiendo el rendimiento teórico para el rendimiento real y dividir para 100.
- b. Dividiendo el rendimiento real para el rendimiento teórico y dividir para 100.
- c. Dividiendo el rendimiento real para el rendimiento teórico y multiplicar por 100.
- d. Dividiendo el rendimiento teórico para el rendimiento real y multiplicar por 100.

6. La unidad mol es equivalente a una unidad de masa en gramos, por lo que es posible convertir entre moles y gramos en un ejercicio.

- a. Verdadero
- b. Falso

7. El reactivo limitante es aquel que se consume primero en la reacción y evita que se forme más producto.

- a. Verdadero
- b. Falso

8. El concepto de reactivo limitante indica que los reactivos siempre están presentes en las cantidades exactas que indica la ecuación balanceada.

- a. Verdadero
- b. Falso



9. El concepto de reactivo limitante es aplicable solo en reacciones que ocurren en condiciones ideales.

- a. Verdadero
- b. Falso

10. La relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico se puede expresar a través del porcentaje de rendimiento.

- a. Verdadero
- b. Falso

[Ir al solucionario](#)

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 11

Unidad 9. Soluciones

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a Soluciones, que abarca definición de solución, terminología de solubilidad, efectos de la presión y la temperatura en la solubilidad, expresiones de la concentración de las soluciones, unidades físicas de concentración. El aprendizaje de estos temas le ayudará a alcanzar el sexto resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar sus actividades, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

9.1. ¿Qué es una solución o disolución?

Solución es cuando una sustancia química se disuelve totalmente en otra.



Lo que veremos en esta unidad, es clave en la gestión ambiental, son las soluciones que son la base de todos los sistemas vivos y sus funciones fundamentales. El agua es el principal disolvente, pues por su estructura puede disolver iones y moléculas.

Cuando tratamos el tema de la clasificación de la materia, hablamos de las mezclas homogéneas, a ese grupo pertenecen las soluciones o disoluciones. Homogéneo significa que los componentes (solute y solvente) están entreverados de manera uniforme, por lo que una muestra de una parte de la solución es igual a cualquier otra parte de la misma.



- Tenga en cuenta lo Solvente o disolvente es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad.
- Solute es la sustancia que se disuelve en el solvente.
- Una solución puede tener varios solutos.
- La mayoría de soluciones tiene como disolvente al agua.
- Tanto el soluto como el solvente pueden estar en cualquier estado físico (sólido, líquido o gaseoso). Por ejemplo, el latón es una solución sólida de cobre y zinc que se utiliza para fabricar instrumentos musicales. Otro ejemplo es el aire, una mezcla de gases que en su mayoría es nitrógeno, oxígeno y otros.

9.2. Terminología de solubilidad

No todas las sustancias se disuelven en otras en la misma cantidad y con la misma velocidad, a eso se refiere la solubilidad. La solubilidad de una sustancia es una media de cuánto soluto se disuelve en una cantidad determinada de disolvente a una temperatura específica.

Una sustancia que puede disolverse en otra se denomina soluble, si no lo hace, es insoluble.



El término miscible se aplica a los líquidos que pueden disolverse el uno en el otro. Lo contrario, es decir, si son líquidos que no se disuelven, son inmiscibles.

9.3. Efectos de la presión y la temperatura en la solubilidad

Al iniciar esta unidad, definimos la solubilidad como la cantidad de soluto que se disuelve en una cantidad determinada de solvente a una temperatura específica, eso quiere decir que este es un factor que influye directamente en la solubilidad.

Muchas de las acciones cotidianas están relacionadas con las soluciones, la solubilidad, la presión y la temperatura. Por ejemplo, para hacer una infusión calentamos agua y de esa manera ocurre más rápido. Esta es una prueba de que la solubilidad de sólidos en líquidos aumenta con la temperatura.

Por otro lado, cuando los solutos son gases, la solubilidad disminuye si aumenta la temperatura. Esta afirmación explica la contaminación térmica, es decir, el aumento de la temperatura del agua disminuye la cantidad de oxígeno disuelto en ella afectando a los seres vivos. La industria debe encontrar mecanismos para no producir este tipo de contaminación.

9.4. Expresiones de la concentración de las soluciones

Hay varias formas de expresar la concentración de una solución, es decir, la cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de solvente. Incluso, sin dar cantidades exactas, podemos decir que un café está concentrado o diluido, indicando que la cantidad de soluto es importante o pequeña, respectivamente. Si la cantidad de soluto es mayor, se dice que es concentrada. Si la cantidad de soluto es la máxima que se puede disolver, la solución es saturada, pero si excede esta cantidad, se trata de una solución sobresaturada.



Pero para industrias como la farmacéutica, las concentraciones de un medicamento deben ser exactas, en ese caso, necesitamos de unidades que nos expresen la cantidad exacta de soluto y solvente. En gestión ambiental también es necesario identificar la concentración de las soluciones de importancia biológica, como la calidad del agua y las sustancias que están disueltas en ella, así como la concentración de partículas en el aire, por lo que este tema es fundamental.

Existen dos tipos de unidades, las físicas y las químicas.

9.5. Unidades físicas de concentración

Se usa la concentración para designar la cantidad de soluto disuelta en una cantidad dada de disolvente o disolución.

Estas unidades expresan la concentración de una solución en porcentajes. La cantidad de soluto y solvente puede estar en unidades de volumen o de masa. Para cada caso existe una fórmula que le permitirá realizar el cálculo.



Si los datos se expresan en unidades de masa la fórmula es:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{Masa del soluto (g de soluto)}}{\text{Masa de la solución (g de soluto + g de solvente)}} \times 100$$

Por ejemplo, una solución se prepara disolviendo 1.0 g de cloruro de sodio en 48 g de agua. La disolución tiene una masa de 49 g (48 g de agua más un 1.0 g de NaCl). Calcule el porcentaje en masa de soluto.

Aplicamos la fórmula:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{1.0 \text{ g de soluto (NaCl)}}{49 \text{ g de disolución}} \times 100$$

Porcentaje en masa = 2.0% de NaCl

En el caso de que la cantidad de soluto y solvente se indiquen en unidades de volumen, se procede de igual manera que en el ejemplo anterior, pero con la aplicación de esta fórmula:



$$\text{Porcentaje volumen/volumen} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen total de la solución}} \times 100$$

Si la cantidad de soluto se indica en unidades de masa y la solución en unidades de volumen, se procede de igual manera que en el ejemplo descrito anteriormente, pero con la aplicación de esta fórmula:

$$\text{Porcentaje masa/volumen} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Volumen total de la solución}} \times 100$$

Le invito a resolver el siguiente problema:

¿Cuántos gramos de soluto y cuántos gramos de agua se deben emplear para preparar 1000g de solución de cloruro de potasio al 5%?

La densidad del agua es 1g/mL, por ello, un gramo de agua ocupa un espacio de un mililitro.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Para complementar el aprendizaje, realice las siguientes actividades:

1. Lea de manera comprensiva la unidad 9 y subraye los conceptos más importantes.
2. Elabore una tabla en la que se muestre los componentes de una solución, las reglas de solubilidad y los factores que afectan a las soluciones.

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.





Semana 12

Unidad 9. Soluciones

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a Soluciones, que abarca las unidades químicas de concentración, las soluciones por dilución, las propiedades coligativas de las soluciones y los coloides. El aprendizaje de estos temas le ayudará a alcanzar el sexto resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar sus actividades, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

9.6. Unidades químicas de concentración

Dentro de estas unidades están: la molaridad, la normalidad, la molalidad y la fracción molar. Cada una tiene su fórmula en particular y debe ser aplicada en el momento de resolver un ejercicio. La cantidad de soluto se expresa en moles o equivalentes-gramo, mientras que la cantidad de la solución se expresa en unidades de volumen.



La expresión de concentración más utilizada es la **molaridad**, que relaciona la cantidad en moles de soluto que están disueltos en un volumen determinado de solución. Su fórmula es:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

Ahora, apliquemos en el siguiente ejemplo:

Calcule la molaridad de una disolución preparada disolviendo 11.5 g de NaOH sólido en agua suficiente para preparar 1.5 L de la disolución.



La cantidad en gramos de soluto debe ser transformada a moles, procedimiento que se estudió anteriormente. Recuerde que debe calcular la masa molar de NaOH y luego, con factor de conversión, transformarlo a moles.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{0.288 \text{ moles de NaOH}}{1.5 \text{ L}}$$

$$M = 0.192$$

Ahora veamos el siguiente ejercicio:

¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se necesita para preparar 500ml de una solución de hidróxido de sodio 1M?

En esta ocasión, la incógnita no es la molaridad, sino el número de moles que luego deberá transformar a gramos.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

Moles de soluto = **M x L**

$$= \frac{1 \text{ mol}}{\text{L}} \times 0.5 \text{ L}$$

$$= 0.5 \cancel{\text{ mol}} \times \frac{40 \text{ g}}{1 \cancel{\text{ mol}}} = 20 \text{ g NaOH}$$



La **normalidad (N)** es otra forma de expresar la concentración de una solución. En este caso, la cantidad de soluto tiene la unidad equivalente químico, que se calcula así:

$$1 \text{ Equivalente químico} = \frac{\text{Masa del soluto}}{\text{Valencia}}$$

La masa del soluto se obtiene al sumar los pesos individuales de cada elemento. Recuerde multiplicar cada peso por el subíndice que corresponda.



Si el soluto es un ácido, la valencia es la cantidad de hidrógeno que indica su fórmula, si es una base, la valencia es la cantidad de OH que indica su fórmula, y si es una sal, la valencia es la carga del metal (multiplicación del número de oxidación del metal por su subíndice).

Por ejemplo: Calcular el equivalente químico del cloruro de sodio (NaCl)

1. Se calcula la masa de la sal.

$$\begin{array}{r} \text{Na} = 22.99 \text{ g} \\ \text{Cl} = 35.45 \text{ g} \\ \hline 58.44 \text{ g} \end{array}$$

La valencia corresponde a la carga del metal, en este caso, del sodio que es igual a 1.

2. Se reemplazan los datos en la fórmula de la siguiente manera.

$$1 \text{ Equivalente químico} = \frac{58.44 \text{ g}}{1}$$

3. Se obtiene la respuesta.

$$1 \text{ Equivalente químico} = 58.44 \text{ g}$$



La fórmula para calcular la normalidad es la siguiente:

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\text{Número de equivalentes} - \text{gramo de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

Por favor, analice el siguiente ejemplo:

Calcule la concentración normal de una solución que contiene 3.75 g de ácido sulfúrico por litro de solución.

1. Calculamos el equivalente químico de ácido sulfúrico (H_2SO_4)

$$1 \text{ Equivalente químico} = \frac{98.079 \text{ g}}{2} = 49.04 \text{ g}$$



2. A través del factor de conversión transformamos los 3.75 g que nos indica el problema a equivalentes.

$$3.75 \text{ g} \times \frac{1 \text{ Equivalente químico}}{49.04 \text{ g}} = 0.076$$

3. Aplicamos la fórmula de normalidad, así:

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{0.076 \text{ Equivalente químico}}{1 \text{ L de solución}}$$

$$N = 0.076$$



La **molalidad** es otra unidad química de concentración que expresa la cantidad de soluto en moles que están disueltos en un kilogramo de solvente. La fórmula para calcular la molalidad de una solución es la siguiente:

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kg de solvente}}$$

El cálculo de la molalidad se realiza igual que la molaridad, solo que en Kg.

La última unidad química de concentración es la **fracción molar** que expresa la cantidad de soluto y solvente en valores que van de 0 a 1. Para obtener el resultado se debe calcular la fracción molar del soluto y la fracción molar del solvente, su suma será igual a 1.

Estas son las fórmulas para calcular la fracción molar de soluto y solvente.

$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\text{Moles de solvente}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

Veamos el siguiente ejercicio.



Se prepara una solución disolviendo 100.0 g de etanol en 250.0 g de agua. Calcular la fracción molar de soluto y solvente.

1. Transformar los 100.0 g de etanol y los 250.0 g de agua a moles. Como usted ve, lo aprendido en unidades anteriores se debe aplicar en este momento.

2. Se aplica la fórmula:

$$X_{\text{ soluto }} = \frac{2.17 \text{ mol}}{2.17 \text{ mol} + 13.88 \text{ mol}}$$

$$X_{\text{ soluto }} = \frac{2.17 \text{ mol}}{16.05 \text{ mol}}$$

$$X_{\text{ soluto }} = 0.14$$

$$X_{\text{ solvente }} = \frac{13.88 \text{ mol}}{16.05 \text{ mol}}$$

$$X_{\text{ solvente }} = 0.86$$

$$X_{\text{ soluto }} + X_{\text{ solvente }} = 0.14 + 0.86 = 1$$

9.7. Soluciones por dilución

Según **Zumdahl** (2011), una solución por dilución se obtiene cuando se adiciona agua u otro disolvente a fin de alcanzar la concentración deseada para una disolución en particular.

Por ejemplo: ¿cuántos mililitros de ácido clorhídrico concentrado 12,0 M se necesitan para preparar 500 mL de una solución de ácido clorhídrico 2,00 M?

Para resolver el problema se emplea la fórmula $V_1 M_1 = V_2 M_2$. Donde V_1 es el volumen original y V_2 es el volumen final; M_1 es la molaridad original y M_2 es la molaridad final.

Se sustituyen los valores en la fórmula, así:

$$V_1 = \frac{V_2 \times M_2}{M_1}$$



$$V_1 = \frac{500 \text{ mL} \times 2.00 \text{ M}}{12.0 \text{ M}}$$

$$V_1 = 83.3 \text{ mL}$$

9.8. Propiedades coligativas de las soluciones

Fundamentalmente, estas propiedades tienen relación con el hecho de que el soluto influye en la presión de vapor, los puntos de congelación y ebullición de las soluciones, es decir, que las características de los solventes cambian cuando tienen disueltos solutos.

9.9. Coloides

Se diferencian de las soluciones porque las partículas que tienen disueltas son más grandes. Es un estado intermedio entre una solución y las suspensiones que tienen grandes trozos de materia insoluble.



Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en la bibliografía básica Morcillo y Gallego (2018) tema Disoluciones, como la unidad 9 en la Guía didáctica Química General (2018) para profundizar sobre el tema.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Realice las siguientes actividades para reforzar el aprendizaje:

1. Lea de manera comprensiva la unidad 9 en la guía didáctica y subraye los conceptos más importantes.
2. Elabore una tabla en la que se muestren los componentes de una solución, las reglas de solubilidad y los factores que afectan a las soluciones.



Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.

3. Le invito a reforzar sus conocimientos, participando en la siguiente autoevaluación:



Autoevaluación 9

Responda correctamente a las cuestiones planteadas. Las siguientes preguntas presentan alternativas de solución.

1. La sustancia que se disuelve en otra se llama:
 - a. Solvente.
 - b. Soluta.
 - c. Solución.
 - d. Mezcla homogénea.

2. La sustancia que en general está presente en mayor cantidad en una solución se llama:
 - a. Solvente.
 - b. Soluta.
 - c. Solución.
 - d. Mezcla homogénea.

3. Los líquidos que se disuelven entre sí, como el agua y el alcohol se llaman:
 - a. Solventes.
 - b. Miscibles.
 - c. Inmiscibles.
 - d. Solutos.

4. La solubilidad es:
 - a. La concentración de soluto.



- b. La cantidad de solvente.
- c. La cantidad de solución.
- d. La cantidad máxima de soluto que se puede disolver bajo ciertas condiciones.

5. Una solución que tiene una cantidad relativamente grande de soluto es:

- a. Diluida.
- b. Molar.
- c. Sobresaturada.
- d. Concentrada.

6. El factor que aumenta la solubilidad de gases en líquidos es:

- a. La presión.
- b. El volumen.
- c. La temperatura.
- d. El calor.

7. ¿Cuál de las siguientes es una unidad química de concentración de las soluciones?

- a. Molaridad.
- b. Ppm.
- c. Porcentaje masa / masa.
- d. Ppb.

8. En la fórmula para calcular la molalidad la cantidad de soluto se expresa en:

- a. Gramos.
- b. Litros.
- c. Moles.
- d. Equivalentes.



9. En la fórmula para calcular la normalidad, la cantidad de soluto se expresa en

- a. Gramos.
- b. Litros.
- c. Moles.
- d. Equivalentes.

10. En la fórmula de molalidad, el número de moles de soluto debe dividirse para:

- a. Los litros de solución.
- b. Los litros de solvente.
- c. Los gramos de solvente.
- d. Los kilogramos de solvente.

[Ir al solucionario](#)

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 13

Unidad 10. Velocidades de reacción y equilibrio químico

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a Velocidades de reacción y equilibrio químico, que abarca las velocidades de reacción, teoría de colisiones, factores que gobiernan las velocidades de reacción, reacciones reversibles y equilibrio, y principio de *Le Chatelier*. El aprendizaje de estos temas le ayudará a alcanzar el séptimo resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar las actividades calificadas, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.



10.1. Velocidades de reacción: teoría de colisiones

Los contenidos se relacionan con la cinética química, es decir, con el estudio de la velocidad de las reacciones químicas y de los factores que influyen en ella. La velocidad de una reacción se determina por la medición de los cambios de concentración de los reactivos y de los productos en un tiempo determinado.

Todas las reacciones químicas requieren de ciertas condiciones para ocurrir, estas se explican en la teoría de colisiones, que muestra la frecuencia y la orientación que deben tener las partículas de los reactivos para reaccionar, así como la energía de activación que debe existir.

Esta teoría indica que las partículas deben chocar, y si hay suficiente concentración de reactivos, lo harán con más frecuencia por la cantidad de moléculas. El aumento de la temperatura también hará que las colisiones sean más frecuentes, pues las moléculas se mueven más rápido.

Según Zumdahl (2015), se necesita una energía mínima llamada energía de activación (E_a) para que ocurra una reacción química, así los enlaces químicos se romperán y formarán otros nuevos.

10.2. Factores que gobiernan las velocidades de reacción

No todas las reacciones químicas ocurren a la misma velocidad. Aunque haya suficiente cantidad de reactivos, colisiones o energía de activación, son otros factores como la temperatura, la concentración, el uso de catalizadores (sustancias que aceleran las reacciones químicas) y la superficie de reacción los que permiten o impiden que una reacción ocurra.

La siguiente tabla le muestra los conceptos más importantes de este tema.



Tabla 7.

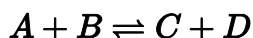
Factores que gobiernan las velocidades de reacción

Factor que afecta a la velocidad de la reacción	Descripción
La temperatura	Cuando aumenta favorece la velocidad de reacción y al disminuir la reacción ocurre más lento. Por ejemplo, los insectos se mueven con lentitud en otoño.
La concentración de reactivos	A mayor cantidad de reactivos hay más colisiones.
Efecto de los catalizadores	Una reacción mediada por un catalizador ocurre más rápido. En los seres vivos ocurre lo mismo, pero los catalizadores toman el nombre de enzimas.
Superficie de contacto	Mientras más porcentaje de superficie de la partícula entre en contacto, mayor será la velocidad de reacción. Esto se consigue cuando las partículas son pequeñas.

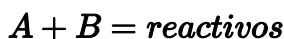
Nota. Tomado de El peróxido de hidrógeno, por Burns, R., 2011, Fundamentos de Química.

10.3. Reacciones reversibles y equilibrio

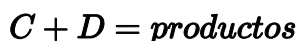
Generalmente, cuando pensamos en una reacción, tenemos la idea de que los reactivos originan productos y así la reacción llega a su fin. Sin embargo, no siempre se cumple este mecanismo. Partiendo de esta afirmación, las reacciones reversibles son aquellas en las que los reactivos forman los productos y estos forman nuevamente los reactivos. Estas reacciones se representan de la siguiente manera:



En donde:



\longrightarrow = **Reacción directa**



\longleftarrow = **Reacción inversa**

Según Chang (2013), “el equilibrio es un estado en el que no se observan cambios conforme el tiempo transcurre. Cuando una reacción química llega al estado de equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes en el tiempo, sin que se produzcan cambios vitales en el sistema.”

Zumdahl (2015) menciona que “el equilibrio puede ser análogo al tráfico que fluye en ambos sentidos en un puente, como en el Golden Gate en San Francisco”. Podemos interpretar que la formación de productos corresponde a “un sentido del tráfico” y la formación de productos al “otro sentido del tráfico”.

Para que una reacción alcance el equilibrio químico:



- Debe llevarse a cabo en un recipiente cerrado.
- La temperatura y la presión deben ser constantes.

10.4. Principio de Le Chatelier

El equilibrio químico no es estático y puede ser perturbado por la alteración de varios factores. Sin embargo, siempre la reacción compensará los cambios y alcanzará nuevamente el equilibrio. Esto explica el principio de Le Châtelier “si se impone un cambio en un sistema en equilibrio, la posición del equilibrio se desplaza en una dirección que tiende a reducir el efecto de ese cambio” (Zumdahl, 2015:).

Puede perturbar el equilibrio de una reacción:

- Cambios de concentración.
- Cambios de temperatura.
- Cambios de volumen y presión.



Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva La bibliografía básica Morcillo y Gallego (2018) tema Cinética Química.



De igual forma, utilice lo siguiente para favorecer la comprensión de estos temas:

- [Unidad 10 y 11 \(Química General\)](#)
- [Velocidad de reacción](#): Factores, reacciones reversibles y principio de Le Chatelier para reforzar lo estudiado.

Se recomienda revisar el microvideo Velocidad de reacción: factores, reacciones reversibles y principio de Le Chatelier para reforzar lo estudiado.

Para fortalecer sus conocimientos, a continuación, lo invito a desarrollar las siguientes actividades recomendadas:



Actividades de aprendizaje recomendadas

1. Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en la bibliografía básica como la unidad 10 en la guía didáctica y subraye los conceptos más importantes.
2. Elabore una tabla comparativa que muestre los efectos de algunos factores que afectan a la velocidad de la reacción y al equilibrio químico.

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.

3. Le invito a reforzar sus conocimientos, participando en la siguiente autoevaluación:





Autoevaluación 10

Responda correctamente a las cuestiones planteadas: Las siguientes preguntas presentan alternativas de solución.

1. El símbolo que indica que una reacción es reversible es:
 - a. Una flecha dirigida a la izquierda.
 - b. Una flecha dirigida a la derecha.
 - c. Dos flechas dirigidas a la misma dirección.
 - d. Dos flechas en direcciones contrarias.
2. El símbolo que indica que una reacción es irreversible es:
 - a. Una flecha dirigida a la izquierda.
 - b. Una flecha dirigida a la derecha.
 - c. Dos flechas dirigidas a la misma dirección.
 - d. Dos flechas dirigidas a direcciones contrarias.
3. De manera general, la temperatura hace que la reacción:
 - a. Ocurra más rápido.
 - b. Ocurra más lento.
 - c. No influye en la velocidad de la reacción.
 - d. Alcance el equilibrio químico.
4. El equilibrio químico ocurre cuando:
 - a. La velocidad de reacción directa es igual a la velocidad de reacción inversa.
 - b. La velocidad de reacción directa es mayor a la velocidad de reacción inversa.
 - c. La formación de reactivos es más rápida que la formación de productos.
 - d. La formación de productos es más rápida que la formación de reactivos.



5. La función de un catalizador es:

- a. Permitir que la reacción alcance el equilibrio químico.
- b. Acelerar la reacción química.
- c. Intervenir en la reacción y ser consumido.
- d. Hacer que la reacción ocurra más lento.

6. La velocidad de una reacción se determina por la medición de los cambios de concentración de los reactivos y de los productos en un tiempo determinado.

- a. Verdadero
- b. Falso

7. Según Zumdahl (2015), se necesita una energía mínima llamada energía de activación (E_a) para que ocurra una reacción química, así los enlaces químicos se romperán y formarán otros nuevos.

- a. Verdadero
- b. Falso

8. Cuando la temperatura aumenta, favorece la velocidad de reacción, y cuando disminuye, la reacción ocurre más lentamente. Por ejemplo, los insectos se mueven con lentitud en otoño.

- a. Verdadero
- b. Falso

9. A mayor concentración de reactivos, hay menos colisiones entre las partículas.

- a. Verdadero
- b. Falso



10. Los catalizadores aumentan la velocidad de una reacción al proporcionar una nueva vía con menor energía de activación. En los seres vivos, estos catalizadores son conocidos como enzimas.

- a. Verdadero
- b. Falso

[Ir al solucionario](#)

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 14

Unidad 11. Ácidos y bases

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a ácidos y bases, que abarca la teoría de Arrhenius, definiciones de ácidos y bases de Bronsted – Lowry, definiciones de ácidos y bases de Lewis, escala de pH y conversiones de pH y pOH. El aprendizaje de estos temas le ayudará a alcanzar el sexto resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar sus actividades, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

11.1. Ácidos y bases: Teoría de Arrhenius

Arrhenius fue el primer químico en enunciar las características de los ácidos y de las bases, permitiendo diferenciar estos compuestos de manera sencilla. La siguiente figura le permitirá recordar las características de los ácidos y las bases según Arrhenius.



Figura 9

Ácidos y bases



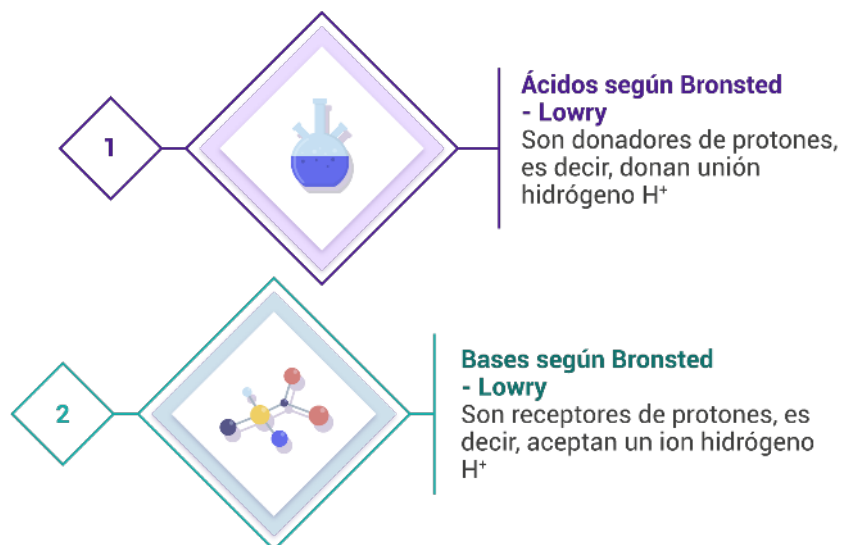
Nota. Tomado de Ácidos y bases: teoría de Arrhenius [Ilustración], por Burns, R., 2011, Fundamentos de Química. CC BY 4.0

11.2. Definiciones de ácidos y bases de Bronsted – Lowry

Esta definición es más completa que la de Arrhenius, ya que acoge a un mayor número de sustancias, pues según Bronsted – Lowry hay sustancias que, a pesar de no tener el radical OH en su estructura, actúan como bases. En el caso de los ácidos, mantienen el concepto de Arrhenius.

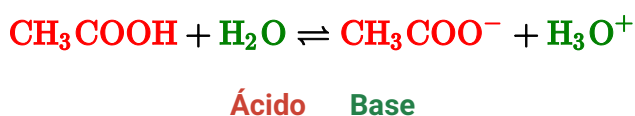


Figura 10
Ácidos y bases



Nota. Tomado de *Fuerza relativa de algunos ácidos de Bronsted - Lowry y sus bases conjugadas* [Infografía] por Burns, R., 2011, Fundamentos de Química. CC BY 4.0

Otro concepto importante que introducen los químicos Bronsted y Lowry es el par conjugado ácido-base, que no es más que el ácido sin su protón y la base con el protón. Estos términos se describen con el siguiente ejemplo:



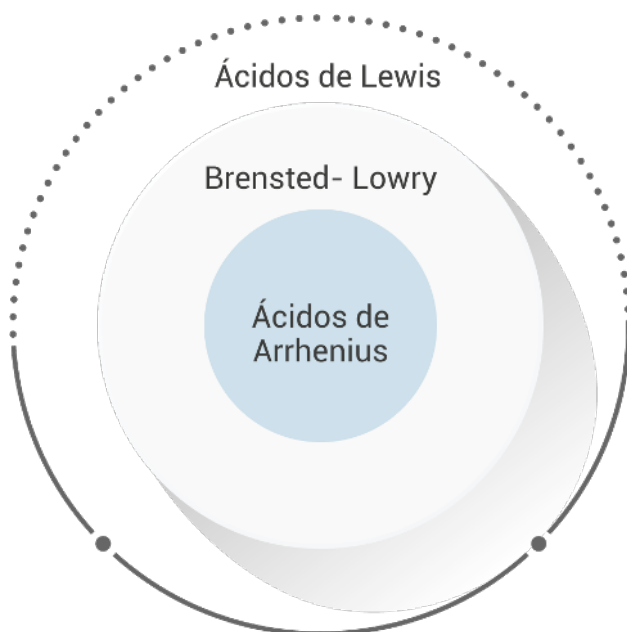
- El ácido acético CH_3COOH es el par conjugado con el radical acetato CH_3COO^- .
- El agua, que en este caso es una base, es el par conjugado con el ion hidronio H_3O^+ .

11.3. Definiciones de ácidos y bases de Lewis

Este es el concepto más general y que, por ende, acoge a una mayor cantidad de sustancias que, según Arrhenius y Bronsted – Lowry, no serían ácidos o bases. La siguiente figura muestra una ilustración que explica por sí sola la afirmación anterior.

Figura 11

Conceptos de ácidos según Arrhenius, Bronsted-Lowry y Lewis.

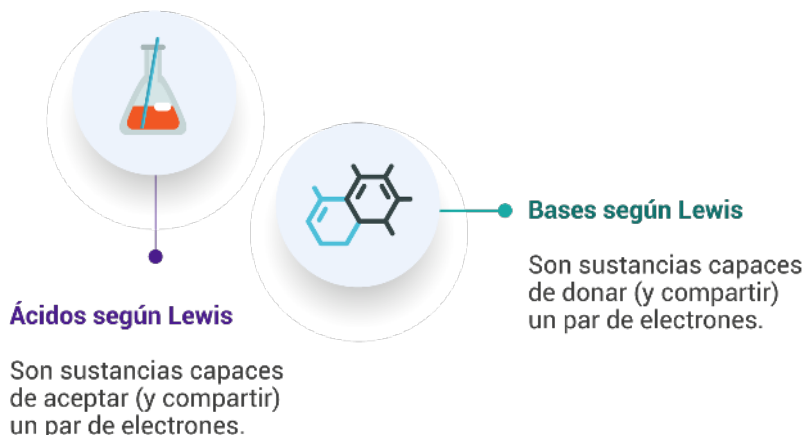


Nota. Tomado de Definiciones de ácidos [ilustración], por Burns, R., 2011, Fundamentos de Química. CC BY 4.0.



Figura 12

Conceptos de ácidos según Arrhenius, Bronsted-Lowry y Lewis.



Nota. Tomado de *Definiciones de ácidos* [Ilustración], por Burns, R., 2011, Fundamentos de Química. CC BY 4.0.

11.4. Escala de pH

Esta escala nos permite clasificar a las sustancias como ácidas, básicas o neutras mediante la asignación de un número que va desde el 0 al 14. El pH (potencial de hidrógeno) de una sustancia puede ser calculado por logaritmos. Sin embargo, para facilitar su identificación se les asignan números enteros.

Un pH de 7 indica que la sustancia es neutra.

Las sustancias, cuyo valor de pH se acerquen más al 7 (neutro), son menos ácidas o menos básicas según corresponda. Por ejemplo, la cerveza es más ácida que la orina; o la leche de magnesia es más básica que la bilis.

Para identificar el pH de una sustancia se utiliza el potenciómetro o indicadores.

11.5. Conversiones de pH y pOH

El pOH se define de forma similar al pH, con la diferencia que el pH se refiere a la concentración de $[H^+]$ y el pOH se refiere a la concentración de $[OH^-]$. El cálculo de pH mostrará más claramente la concentración de $[H^+]$ en una solución ácida, mientras que el cálculo de pOH indicará la concentración de $[OH^-]$ en una solución básica. Para calcular el **pH** o **pOH** de una solución basta con aplicar la siguiente fórmula:

$$pH + pOH = 14$$

Por ejemplo:

¿Cuál es el pOH de una solución ácida cuyo pH es de 4.83?

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH$$

$$pOH = 14 - 4.83$$

$$pOH = 9.17$$

Para profundizar sobre el tema le invito a desarrollar lo siguiente:



- Lea de manera comprensiva de la bibliografía básica Morcillo y Gallego (2018) tema: ácidos y bases y la unidad 11 de su guía didáctica Química General (2018).
- Se recomienda revisar los siguientes videos:
 - [UTPL unidad 10 y 11 Química General](#)
 - [Un mundo químico. Ácido y base](#)

Para fortalecer sus conocimientos, a continuación, lo invito a desarrollar las siguientes actividades recomendadas:





Actividades de aprendizaje recomendadas

1. Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en la bibliografía básica como la unidad 11 en la Guía didáctica Química General (2018) y subraye los conceptos más importantes.
2. Elabore un organizador gráfico que compare las definiciones de ácidos y bases.

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.

3. Le invito a reforzar sus conocimientos, participando en la siguiente autoevaluación:



Autoevaluación 11

Responda correctamente a las cuestiones planteadas: Las siguientes preguntas presentan alternativas de solución.

1. Según Arrhenius un ácido es una sustancia que:
 - a. Tiene sabor amargo
 - b. Libera iones hidrógeno en el agua
 - c. Libera iones hidróxido en el agua
 - d. Cede un par de electrones
2. Según Arrhenius una base es una sustancia que:
 - a. Libera iones hidróxido en el agua
 - b. Tiene sabor agrio
 - c. Pinta el papel tornasol de rojo
 - d. Cede un par de electrones



3. Un ácido fuerte es el que:

- a. Se ioniza parcialmente
- b. Se ioniza totalmente
- c. Tiene un solo hidrógeno
- d. Tiene 2 o más átomos de hidrógenos

4. Un ácido débil es:

- a. Se ioniza parcialmente
- b. Se ioniza totalmente
- c. Tiene un solo hidrógeno
- d. Tiene 2 o más átomos de hidrógenos

5. Cuando un ácido y una base se combinan forman:

- a. Agua
- b. Sal
- c. Oxígeno
- d. a y b son correctas.

6. Según Bronsted – Lowry un ácido es una sustancia que:

- a. Dona protones, es decir, un ion hidrógeno
- b. Acepta protones, es decir, un ion hidrógeno
- c. Tiene sabor agrio
- d. Cede un par de electrones

7. Según Bronsted – Lowry una base es una sustancia que:

- a. Puede donar un par de electrones
- b. Acepta protones, es decir, un ion hidrógeno
- c. Dona protones, es decir un ion hidrógeno
- d. Puede ceder un par de electrones

8. Una sustancia que tiene un pH de 3 es:

- a. Ácida



- b. Básica
- c. Neutra

9. Una sustancia que tiene un pH de 12 es:

- a. Ácida
- b. Básica
- c. Neutra

10. Son valores de pH más ácidos que 5

- a. 5.5
- b. 6
- c. 4.5
- d. 6.9

[Ir al solucionario](#)

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 15

Unidad 12. Gases

Estimados y estimadas estudiantes, finalizamos el estudio de la asignatura de Química General con la unidad 12, referente a gases. Esta unidad nos muestra el comportamiento de los gases bajo la influencia de factores como la presión, el volumen y la temperatura.

12.1. Teoría cinética molecular.

Le invito a cerrar los ojos un momento y respirar. Los movimientos que empezará a hacer son inhalar y exhalar. Con este simple hecho, podemos darnos cuenta de que el aire, que es una mezcla de gases, es fundamental para los organismos vivos.



Los gases tienen diferentes propiedades que otras sustancias en estado líquido o sólido. Por ejemplo, tienen amplios espacios intermoleculares (por ello se comprimen), pueden difundirse, ya que no tienen un volumen definido, tampoco una forma definida y se pueden mezclar con otros gases.



En este momento, lo invito a realizar una lectura comprensiva de la bibliografía básica de Morcillo y Gallego (2018) tema: Gases

Ahora que ha concluido la lectura, resumamos los postulados de la teoría cinético molecular.

1. Las partículas de un gas se mueven de forma continua, rápida y al azar en línea recta y en todas direcciones.
2. Las partículas de gas son extremadamente pequeñas y las distancias entre ellas son grandes.
3. Con respecto a los gases, tanto las fuerzas gravitatorias como las fuerzas de atracción entre las partículas de gas resultan insignificantes.
4. Cuando las partículas chocan unas con otras o con las paredes del recipiente, no se pierde energía; todas las colisiones son perfectamente elásticas.
5. La energía cinética media es la misma en todos los gases a una misma temperatura, y varía proporcionalmente con la temperatura en kelvin.

A continuación, la descripción de cada una de las leyes de los gases que se dedujeron al realizar varios procesos experimentales.

12.2. Ley de Boyle.

Esta ley relaciona la presión y el volumen. La presión es la fuerza que ejercen las partículas sobre una superficie y el volumen es el espacio que ocupa un gas. Tanto la presión como el volumen son magnitudes y, por lo tanto, tienen unidades y equivalencias.



Tabla 8

Magnitudes, unidades y equivalencias de la presión y el volumen.

Magnitud	Unidades	Equivalencias
Presión (P)	Milímetros de mercurio (mmHg)	
	Pascales (Pa)	1 atm = 760 mmHg / torr
	Atmósferas (atm)	1 atm = 101325 Pa
	Torriceles (torr)	
Volumen (V)	Mililitros (mL)	
	Litros (L)	1 L = 1000 mL / cm ³
	Centímetros cúbicos (cm ³)	1 m ³ = 1000 L
	Metros cúbicos (m ³)	

Nota. Tomado de *Relaciones típicas entre presión y volumen obtenidas por Boyle*, por Chang, R. Golsby, K., 2013, Química.



Es momento de leer con atención la bibliografía básica Morcillo y Gallego (2018) tema: Gases y sus leyes.

Luego de la lectura, concluimos lo siguiente:

La ley de Boyle dice que el volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión, cuando la temperatura es constante. Esto quiere decir que, si aumenta la presión, el volumen disminuye y viceversa.

La ecuación que permite resolver problemas de esta ley es la siguiente:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

En donde,

P_1 es la presión inicial

V_1 es el volumen inicial

P_2 es la presión final



V_2 es el volumen final

Es el momento de aplicar de forma práctica lo que menciona esta ley. Le propongo el siguiente problema.

Una muestra de neón que se va a utilizar en un letrero tiene un volumen de 1.51 L a una presión de 635 torr. Calcule el volumen del gas después de que se bombea en los tubos de vidrio del letrero, donde muestra una presión de 785 torr.

En primer lugar, es necesario escribir los datos del problema.

$$V_1 = 1.51 \text{ L}$$

$$P_1 = 635 \text{ torr}$$

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 785 \text{ torr}$$

Ahora que tenemos los datos establecidos, despejamos la incógnita de la ecuación.

$$V_2 = \frac{P_1 \times V_1}{P_2}$$

Finalmente, reemplazamos los datos.

$$V_2 = \frac{635 \cancel{\text{ torr}} \times 1.51 \text{ L}}{785 \cancel{\text{ torr}}}$$

$$V_2 = 1.22 \text{ L}$$

Es importante verificar que la respuesta sea coherente con lo que menciona la ley. Si la presión aumentó (pasó de 635 torr a 785 torr) el volumen debió disminuir (pasa de 1.51 L a 1.22 L) y eso ocurrió, por lo tanto, la respuesta es correcta.



12.3. Ley de Charles

Esta ley relaciona la temperatura y el volumen. La temperatura es la medida del calor de una sustancia. Recuerde que, en la unidad 2, estudiamos las unidades y fórmulas para realizar conversiones de temperatura.



Realice una lectura comprensiva de la bibliografía básica Morcillo y Gallego (2018) tema. Gases y sus leyes.

La ley de Charles menciona que el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin, cuando la presión es constante. Esto quiere decir que, si aumenta la temperatura de un gas, el volumen también lo hace.

La ecuación que permite resolver problemas de esta ley es la siguiente:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

En donde,

T_1 es la temperatura inicial

V_1 es el volumen inicial

T_2 es la temperatura final

V_2 es el volumen final

Es el momento de aplicar de forma práctica lo que menciona esta ley. Le propongo el siguiente problema.



Un globo se infla hasta un volumen de 2,50 L dentro de una casa que se mantiene a 24 °C. Después se saca al exterior en un frío día de invierno. Si la temperatura exterior es -25 °C, ¿cuál será el volumen del globo en el exterior? Supóngase que la cantidad de aire en el globo y su presión, permanecen constantes.

En primer lugar, es necesario escribir los datos del problema.

$$V_1 = 2.50 \text{ L}$$

$$T_1 = 24 \text{ °C} + 273 = 297 \text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = -25 \text{ °C} + 273 = 248 \text{ K}$$

Antes de continuar, es necesario convertir la temperatura a K como lo aprendimos en la unidad 2, dado que tenemos un dato negativo de temperatura, si lo mantenemos, el resultado será negativo también y no hay valores negativos de volumen.

Despejamos la incógnita de la ecuación.

$$V_2 = \frac{T_2 \times V_1}{T_1}$$

Finalmente, reemplazamos los datos.

$$V_2 = \frac{248 \text{ K} \times 2.50 \text{ L}}{297 \text{ K}}$$

$$V_2 = 2.09 \text{ L}$$

Es importante verificar que la respuesta sea coherente con lo que menciona la ley. Si la disminuyó (pasó de 297 K a 248 K) el volumen debió disminuir (pasa de 2.50 L a 2.09 L) y eso ocurrió, por lo tanto, la respuesta es correcta.



12.4. Ley de Gay Lussac



Esta ley relaciona la temperatura y la presión. Le pido realizar una lectura comprensiva en Morcillo y Gallego (2018) en el tema: Gases y sus leyes.

La ley de Gay Lussac menciona que la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin, cuando el volumen es constante. Si aumenta la presión de un gas, la temperatura también lo hace.

La ecuación que permite resolver problemas de esta ley es la siguiente:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

En donde,

P_1 es la presión inicial

T_1 es la temperatura inicial

P_2 es la presión final

T_2 es la temperatura final

Resolvamos un problema.

El aire que está dentro de una lata de arvejas se calienta a 100 °C. ¿Cuál será la presión dentro del frasco cuando este se enfríe a la temperatura ambiental de 20 °C? La presión inicial es de 1 atm.

En primer lugar, es necesario escribir los datos del problema.

$$T_1 = 100\text{ °C}$$

$$T_2 = 20\text{ °C}$$



$$P_2 = ?$$

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

Despejamos la incógnita de la ecuación.

$$P_2 = \frac{T_2 \times P_1}{T_1}$$

Finalmente, reemplazamos los datos.

$$P_2 = \frac{20^{\circ}\text{C} \times 1 \text{ atm}}{100^{\circ}\text{C}}$$

$$P_2 = 0.2 \text{ atm}$$

Para comprobar la respuesta, vemos la variación de la presión y la temperatura. La temperatura disminuye y, por lo tanto, la presión también.

12.5. Ley combinada de los gases

La interacción de volumen, presión y temperatura da lugar a la ley combinada de los gases. En este caso, ya no se puede determinar si es inversa o directamente proporcional.

La ecuación de esta ley es:

$$\frac{V_1 \times P_1}{T_1} = \frac{V_2 \times P_2}{T_2}$$

En donde,

P_1 es la presión inicial

V_1 es el volumen inicial

T_1 es la temperatura inicial

P_2 es la presión final



V_2 es el volumen final

T_2 es la temperatura final

Resolvamos un problema:

Un gas a 0 °C y 600 mmHg de presión, tiene un volumen de 500 mL. Si la presión es aumentada a 800 mmHg y el volumen varía a 600 ml. Determine la nueva temperatura.

Colocamos los datos.

$$T_1 = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_2 = ?$$

$$P_1 = 600\text{ mmHg}$$

$$P_2 = 800\text{ mmHg}$$

$$V_1 = 500\text{ mL}$$

$$V_2 = 600\text{ mL}$$

Antes de continuar, es necesario que convierta T_1 a kelvin, ya que al ser el valor 0 y aplicarlo así en la ecuación, todo el resultado será 0.

$$K = ^{\circ}\text{C} + 273$$

$$K = 0 + 273$$

$$K = 273$$

Despejamos la incógnita de la ecuación.

$$T_2 = \frac{V_2 \times P_2 \times T_1}{V_1 \times P_1}$$

Finalmente, reemplazamos los datos.



$$T_2 = \frac{600 \text{ mL} \times 800 \text{ mmHg} \times 273 \text{ K}}{500 \text{ mL} \times 600 \text{ mmHg}}$$

$$T_2 = 436.8 \text{ K}$$



Para ampliar los detalles de la ley combinada le pido realizar una lectura comprensiva en Morcillo y Gallego(2018) en el tema: Gases y sus leyes.

Continuemos con el aprendizaje mediante la revisión de más leyes: Ley de Avogadro, Ley de gas ideal y Ley de Dalton

12.6. Ley de Avogadro

Según Zumdahl (2012), para un gas a temperatura y presión constantes, el volumen es directamente proporcional al número de moles del gas.

Para resolver ejercicios de la ley de Avogadro se utiliza esta ecuación.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

En donde,

V_1 es el volumen inicial

n_1 es el número de moles inicial

V_2 es el volumen final

n_2 es número de moles final

Apliquemos esta ley en el siguiente problema.

Si 0.22 mol de un gas ocupa un volumen de 5.13 L, ¿cuántos moles habría en una muestra de gas cuyo volumen es de 7.47 L a la misma presión y temperatura?



Escribamos los datos del problema.

$$n_1 = 0.22 \text{ mol}$$

$$V_1 = 5.13 \text{ L}$$

$$n_2 = ?$$

$$V_2 = 7.47 \text{ L}$$

Despejamos la incógnita.

$$n_2 = \frac{V_2 \times n_1}{V_1}$$

Reemplazamos con los valores de los datos.

$$n_2 = \frac{7.47 \cancel{\text{ L}} \times 0.22 \text{ mol}}{5.13 \cancel{\text{ L}}}$$

$$n_2 = 0.32 \text{ mol}$$

12.7. Ley de gas ideal

Según Burns (2011), se define a un gas ideal como a un gas que se ajusta a la perfección a la Ley de gas ideal y a las demás leyes, en todas las condiciones.

En esta ley se conjugan varios aspectos, además de la presión, volumen, temperatura y número de moles que ya conocemos, la constante de los gases que se obtiene al aplicar la ecuación con los datos de las condiciones normales, estos son los siguientes.

$$n = 1 \text{ mol}$$

$$T = 273 \text{ K}$$

$$V = 22.4 \text{ L}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$



Apliquemos estos datos a la ecuación de gas ideal o general de estado para obtener el valor de la constante de los gases (R)

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$R = \frac{P \times V}{n \times T}$$

$$R = \frac{1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}}$$

$$R = 0.082 \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Note que no se pueden simplificar las unidades.

Resolvamos un problema.

Una muestra de gas hidrógeno, H₂, tiene un volumen de 8.56 L a una temperatura de 0 °C y una presión de 1.5 atm. Calcule el número de moles de H₂ presentes en esta muestra (suponga que el gas se comporta de manera ideal).

Coloquemos los datos.

$$V = 8.56 \text{ L}$$

$$T = 0^\circ\text{C}$$

$$P = 1.5 \text{ atm}$$

$$n = ?$$

Despejemos la incógnita

$$n = \frac{P \times V}{R \times T}$$

Antes de reemplazar los datos, es necesario hacer conversiones debido a las unidades de las constantes de los gases. En este caso, debemos convertir la temperatura dada en °C a K, no solamente porque el valor es 0 sino para que sea posible la simplificación de unidades.



$$K = ^\circ C + 273$$

$$K = 0 + 273$$

$$K = 273$$

Reemplazamos los datos

$$= \frac{1.5 \cancel{\text{atm}} \times 8.56 \cancel{\text{L}}}{0.082 \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 273 \cancel{\text{K}}}$$

$$n = 0.57 \text{ mol de H}_2$$

12.8. Ley de Dalton

También toma el nombre de ley de las presiones parciales, ya que, según Chang (2013), la presión total del gas se relaciona con las presiones parciales, es decir, las presiones de los componentes gaseosos individuales de la mezcla.

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 \dots$$

En donde,

P_T = presión total

P_1 = presión del gas 1 de la mezcla

P_2 = presión del gas 2 de la mezcla

P_3 = presión del gas 3 de la mezcla

Los puntos suspensivos indican que la mezcla puede tener un número mayor de gases.

Resolvamos un ejercicio.



¿Cuál es la presión total de los gases en la sangre de una persona que tiene una presión parcial de CO₂ de 60,1 mm Hg y una presión parcial de O₂ de 39,2 mm Hg?

Los datos son:

$$P_1 = 60.1 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 39.2 \text{ mmHg}$$

Resolvemos con la ecuación de esta ley

$$P_T = 60.1 \text{ mmHg} + 39.2 \text{ mmHg}$$

$$P_T = 99.3 \text{ mmHg}$$



Para resolver más ejercicios y obtener más detalles sobre esta ley, le recomiendo leer de forma comprensiva en Morcillo y Gallego(2018) en el tema Gases y sus leyes, enfóquese en los ejercicios resueltos para cada ley.

Estimado/a estudiante, hemos concluido el estudio de las principales leyes de los gases. Ahora, realice las actividades recomendadas y resuelva la autoevaluación para evaluar lo aprendido.



Actividades de aprendizaje recomendadas

1. Elabore una tabla que resuma la expresión matemática, las variables que se mantienen constantes, el tipo de relación para cada una de las leyes de los gases y luego exponga un ejemplo para evidenciar el cumplimiento de las mismas.
 - a. Ley de Boyle-Mariotte.
 - b. Ley de Charles.
 - c. Ley de Gay Lussac.



- d. Ley Avogadro.
- e. Ecuación de los gases ideales.
- f. Ecuación combinada de los gases.

Para la realización de esta actividad utilice la bibliografía básica Morcillo y Gallego(2018)

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.

2. Le invito a reforzar sus conocimientos, participando en la siguiente autoevaluación.



Autoevaluación 12

Escoja la opción correcta de respuesta.

1. El funcionamiento de una bomba manual para inflar una llanta de bicicleta muestra la ley de
 - a. Gay Lussac.
 - b. Gas ideal.
 - c. Boyle.
 - d. Dalton.
2. Señale la unidad que corresponde temperatura.
 - a. Pascales.
 - b. Kelvin.
 - c. Litros.
 - d. Torr.
3. La unidad en la que debe estar el volumen en la ley de ecuación de estado es:
 - a. Litros.
 - b. Mililitros.



- c. Centímetros cúbicos.
- d. Metros cúbicos.

4. La relación entre la temperatura y la presión es:

- a. Directamente proporcional.
- b. Inversamente proporcional.
- c. No se relacionan.

5. La ley que relaciona el volumen y la temperatura es:

- a. Gay Lussac.
- b. Charles.
- c. Boyle.
- d. Dalton.

6. Si en un problema, la temperatura es negativa o cero, se debe:

- a. Cambiar la temperatura a Kelvin.
- b. Utilizar el mismo dato de temperatura.
- c. Evitar resolver esos problemas, ya que no tienen solución.
- d. Cambiar la temperatura a Celsius, ya que en esta escala no hay probabilidad de números negativos.

7. Señale la unidad que no corresponde a presión.

- a. Litros.
- b. Milímetros de mercurio.
- c. Torr.
- d. Pascal.

8. La relación entre el volumen y la presión es:

- a. Directamente proporcional.
- b. Inversamente proporcional.
- c. No se relacionan.



9. Los gases se pueden comprimir porque:

- a. Sus moléculas se mueven al azar y en todas las direcciones.
- b. No tienen forma definida.
- c. Sus espacios intermoleculares son grandes.
- d. En realidad, los gases no se pueden comprimir.

10. La ley combinada relaciona:

- a. Presión y volumen.
- b. Temperatura y presión.
- c. Volumen, presión y temperatura.
- d. Volumen y presión.

[Ir al solucionario](#)

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje recomendadas



Semana 16

En la presente semana realice la revisión y afirmación de todo lo aprendido para el desarrollo de la evaluación presencial del segundo bimestre de las siguientes unidades:

- Unidad 8
- Unidad 9
- Unidad 10
- Unidad 11
- Unidad 12

Revise la bibliografía básica de Morcillo y Gallego (2018) y la guía didáctica Química General (2018).





Actividades de aprendizaje recomendadas

Para complementar su aprendizaje, realice las siguientes actividades:

1. Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas en la bibliografía básica, como la unidad 11 en la Guía didáctica Química General (2018). Analice la información y subraye los conceptos más importantes.
2. Elabore un organizador gráfico que compare las definiciones de ácidos y bases.

Nota: conteste la actividad en un cuaderno de apuntes o en un documento Word.





4. Autoevaluaciones

Autoevaluación 1

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	b	En la combustión se producen sustancias nuevas.
2	b	En la fermentación hay la formación de nuevas sustancias.
3	c	La fusión es el cambio de estado sólido a líquido.
4	d	En una reacción se forman nuevas sustancias.
5	a	Al calentar una sustancia no se forman otras nuevas.
6	a	La disolución no es una reacción química.
7	c	Recuerde la influencia de la fuerza de atracción del planeta Tierra
8	a	El nombre del tipo de mezcla indica que tiene un aspecto uniforme.
9	b	Una mezcla no es un cambio químico.
10	d	Recuerde el espacio intermolecular del estado gaseoso.

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 2

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	a	La longitud es la distancia que hay entre dos puntos.
2	c	La temperatura es la medida de calor de un cuerpo.
3	c	La masa es la medida de la cantidad de materia de un cuerpo.
4	a	El prefijo “hecto” equivale a 100.
5	b	El prefijo “pico” equivale a 0.000 000 000 001.
6	c	Todos los dígitos cero situados entre números diferentes a cero son cifras significativas.
7	d	Todos los ceros situados a la izquierda de los números diferentes a ceros no son significativos.
8	a	Para realizar transformaciones de temperatura, debe utilizar fórmulas
9	b	Para realizar transformaciones de temperatura, debe utilizar fórmulas.
10	b	Para realizar transformaciones de temperatura, debe utilizar fórmulas

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 3

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	c	Los símbolos de los elementos se forman con una letra mayúscula y en algunos casos otra minúscula.
2	d	Consulte la tabla periódica.
3	a	Este elemento es el primero de la tabla periódica.
4	d	La sustancia más abundante es el agua.
5	b	Los no metales se ubican hacia la derecha de la tabla periódica.
6	a	Un ejemplo de este grupo es el sodio.
7	c	Dentro de estas filas están los elementos que tienen el mismo número de niveles de energía.
8	c	Los no metales tienen características opuestas a los metales, estos conducen el calor y la electricidad.
9	b	El grupo indica la cantidad de electrones de valencia.
10	a	Los isótopos difieren en la cantidad de neutrones.

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 4

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	c	Este número es igual al que todos los átomos pueden tener como máximo en su último nivel de energía.
2	d	Es el número máximo de electrones, en los siguientes niveles disminuye la cantidad de electrones.
3	a	Es el orbital que menos cantidad de electrones puede tener.
4	c	Hay 5 tipos de orbitales d y cada uno puede tener 2 electrones.
5	a	El K está en el grupo 1.
6	a	El Te está en el grupo 16.
7	a	El Al está en el grupo 13.
8	b	El H tiene un solo electrón.
9	b	Revise el diagrama de Moeller.
10	b	Revise el diagrama de Moeller.

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 5

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	a	Los aniones son iones con carga negativa.
2	b	Los óxidos ácidos se forman por la combinación de O y un no metal
3	a	Todo ácido tiene hidrógeno y puede o no tener oxígeno.
4	b	Los no metales ganan electrones y forman aniones.
5	d	Poliatómico quiere decir que está formado por varios tipos de átomos.
6	b	El ácido sulfúrico resulta de la combinación del trióxido de azufre y agua.
7	a	Todo ácido tiene hidrógeno y puede o no tener oxígeno.
8	a	Las sales tienen un catión y un anión.
9	b	Este radical proviene del ácido nítrico. Se cambia la terminación ico por ato.
10	d	El nombre del tipo de ácido indica el elemento que presenta.

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 6

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	a	El enlace iónico forma cationes y aniones.
2	c	Las sustancias covalentes están en cualquier estado físico.
3	c	En el enlace covalente no hay transferencia de electrones.
4	a	Se necesita 2 electrones de un elemento para este enlace.
5	d	Hay un polo positivo y un polo negativo.
6	a	Estas sustancias resisten a mucha temperatura.
7	a	La sal está formada por Na^+ y Cl^- .
8	b	El enlace iónico no tiene clasificación.
9	c	Para esta característica se asignan valores. El elemento de valor más alto es el flúor.
10	d	Es el enlace con la cantidad mínima de electrones.

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 7

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	b	Estas sustancias son las que se escriben primero en la ecuación
2	a	Estas sustancias se escriben luego de los reactivos.
3	d	Los coeficientes son números que se colocan antes de la fórmula del compuesto o del símbolo del elemento.
4	c	Los subíndices se escriben al lado derecho de cada elemento.
5	c	Los subíndices de una fórmula nunca se pueden alterar.
6	a	Este método se relaciona con la ganancia (reducción) o pérdida (oxidación) de electrones de un elemento.
7	a	Sin oxígeno no hay combustión.
8	a	Este tipo de reacción muestra los elementos que constituyen un compuesto.
9	b	Este esquema muestra que un elemento sustituye a otro en los productos.
10	b	Un elemento que se oxida aumenta su número de oxidación positivo o disminuye su número de oxidación negativo.

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 8

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	b	Es necesario que la cantidad de reactivos sea igual a la cantidad de productos.
2	a	Es el reactivo que impide que se forme más producto.
3	b	Es lo que en realidad se obtiene al realizar la reacción.
4	a	Es lo que se planifica obtener.
5	c	El rendimiento porcentual se calcula mediante una fórmula.
6	V	La unidad mol se relaciona con la masa molar de una sustancia, que se expresa en gramos por mol. Esto permite convertir entre moles y gramos utilizando la masa molar como factor de conversión.
7	V	El reactivo limitante es el que se agota primero durante una reacción química, limitando la cantidad de producto que se puede formar.
8	F	Los reactivos no siempre están presentes en proporciones estequiométricas. Esto da lugar al cálculo del reactivo limitante para determinar cuál se consumirá primero y detendrá la reacción.
9	F	El concepto de reactivo limitante es aplicable a cualquier tipo de reacción, ya sea ideal o no. Es útil incluso en condiciones no ideales, donde los reactivos no están presentes en las proporciones exactas.
10	V	El porcentaje de rendimiento se calcula dividiendo el rendimiento real entre el rendimiento teórico y multiplicando por 100. Esto nos permite conocer la eficiencia de una reacción química en comparación con el rendimiento máximo esperado.

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 9

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	b	Es la sustancia que generalmente está en menor cantidad.
2	a	Es la sustancia en la que se disuelve el soluto.
3	b	La mezcla de estos líquidos tiene un aspecto uniforme.
4	d	Cada sustancia tiene un valor de solubilidad diferente a otra.
5	d	Este tipo de solución no llega al valor de solubilidad del soluto.
6	a	Gracias a este factor se pueden envasar las bebidas gasificadas.
7	a	Esta unidad es mol/L
8	c	Se expresa en una unidad de masa.
9	d	El símbolo es Eq-g.
10	d	En este tipo de soluciones, el solvente se expresa en kilogramos.

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 10

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	d	Las flechas deben indicar la formación de productos y la formación de reactivos.
2	b	La flecha indica solamente la formación de productos.
3	a	La temperatura hace que las moléculas se muevan más rápido y, por ende, haya mayor probabilidad de que choquen.
4	a	La velocidad de formación de reactivos y productos es igual.
5	b	Tienen la misma función que las enzimas dentro de un ser vivo
6	V	La velocidad de una reacción química se calcula observando cómo cambian las concentraciones de los reactivos y productos durante un intervalo de tiempo, lo que permite determinar la rapidez con que ocurre la reacción.
7	V	La energía de activación (E_a) es la cantidad mínima de energía necesaria para romper los enlaces de los reactivos y formar nuevos enlaces en los productos, permitiendo así que la reacción química tenga lugar.
8	V	Cuando la temperatura aumenta, favorece la velocidad de reacción, y cuando disminuye, la reacción ocurre más lentamente. Por ejemplo, los insectos se mueven con lentitud en otoño.
9	F	A mayor concentración de reactivos, las partículas están más cerca unas de otras, lo que incrementa la frecuencia de colisiones entre ellas y, por lo tanto, acelera la reacción.
10	V	Los catalizadores actúan acelerando las reacciones al reducir la energía necesaria para que ocurran. En los seres vivos, las enzimas desempeñan este papel, facilitando diversas reacciones químicas en los organismos.

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 11

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	b	Según Arrhenius todos los ácidos tienen hidrógeno.
2	a	Según Arrhenius todas las bases tienen OH-.
3	b	Estos ácidos pueden separarse completamente en sus iones.
4	a	Estos ácidos no pueden separarse completamente en sus iones.
5	d	El hidrógeno del ácido y el hidroxilo de la base forman agua. Los elementos restantes forman una sal.
6	a	Este concepto de ácido es parecido al de Arrhenius.
7	b	Es lo contrario a los ácidos que pueden donar protones.
8	a	En la escala de pH, los valores que se acercan al 7, que es neutro, son menos ácidos o menos básicos según corresponda.
9	b	Este radical proviene del ácido nítrico. Se cambia la terminación ico por ato.
10	c	El nombre del tipo de ácido indica el elemento que presenta.

[Ir a la autoevaluación](#)



Autoevaluación 12

Pregunta	Respuesta	Retroalimentación
1	c	En la ley bomba se ejerce presión con la mano y el volumen de aire disminuye.
2	b	Kelvin es una unidad de temperatura.
3	a	Recuerde que, por las unidades de la constante, el volumen debe estar en litros.
4	a	Cuando la temperatura aumenta, las moléculas de los gases producen mayor presión y viceversa.
5	b	A mayor temperatura, mayor volumen. Eso dice la ley de Charles.
6	a	En la escala de Kelvin no hay números negativos.
7	a	El litro es una unidad de volumen.
8	b	Cuando la presión aumenta, el volumen disminuye.
9	c	Al comprimirse, los espacios intermoleculares se estrechan.
10	c	Se llama ley combinada porque relaciona volumen, presión y temperatura.

[Ir a la autoevaluación](#)





5. Referencias bibliográficas

Burns, R. (2011). *Fundamentos de Química*. México: Pearson Prentice Hall.

Bayas, M. (2018). *Guía didáctica de Química General*. Loja: Ediloja.

Chang, R. y Goldsby, K. (2017). *Química*. México DF: Mc. Graw Hill.

Coluccio Leskow, Estefania (24 de octubre de 2024). Temperatura. Enciclopedia Concepto. Recuperado el 18 de noviembre de 2024 de <https://concepto.de/temperatura/>.

Morcillo Ortega, M. J. & Gallego Picó, A. (2018). *Química básica: (ed.)*. UNED - Universidad Nacional de Educación a Distancia. <https://elibro.net/es/lc/bibliotecautpl/titulos/48942>

Ondarse Álvarez, Dianelys (24 de octubre de 2024). Densidad de la materia. Enciclopedia Concepto. Recuperado el 18 de noviembre de 2024 de <https://concepto.de/densidad-de-la-materia/>.

Petrucci, R. Herring, G. Madura, J. Bissonnette, C. (2011). *Química General: Principios y aplicaciones modernas*. Madrid: Pearson.

Rivera Rojas, L. (2018). *Fundamentos de química aplicados a las ciencias de la salud*. Universidad <https://www.digitaliapublishing.com/a/65606>

Simes, L. E. (2018). *Fundamentos de química general: para el ciclo introductorio de medicina: (ed.)*. Jorge Sarmiento Editor – Universitas. <https://elibro.net/es/lc/bibliotecautpl/titulos/172314>

Zumdahl, S. y DeCoste, D. (2012). *Fundamentos de Química General*. México: Prentice Hall.

