



UTPL
La Universidad Católica de Loja

Modalidad Abierta y a Distancia

Química General

Guía didáctica



Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas



Departamento de Química y Ciencias Exactas

Sección departamental de Química Básica y Aplicada

Química General

Guía didáctica

Autora:

María Belén Bayas Fernandez



Q U I M _ 1 0 3 7

Asesoría virtual
www.utpl.edu.ec

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Química General

Guía didáctica

María Belén Bayas Fernandez

Universidad Técnica Particular de Loja



Diagramación y diseño digital:

Ediloja Cía. Ltda.

Telefax: 593-7-2611418.

San Cayetano Alto s/n.

www.ediloja.com.ec

edilojainfo@ediloja.com.ec

Loja-Ecuador

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



La versión digital ha sido acreditada bajo la licencia Creative Commons 4.0, CC BY-NY-SA: Reconocimiento-No comercial-Compartir igual; la cual permite: copiar, distribuir y comunicar públicamente la obra, mientras se reconozca la autoría original, no se utilice con fines comerciales y se permiten obras derivadas, siempre que mantenga la misma licencia al ser divulgada. <https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/deed.es>

27 de abril, 2020

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

Índice

1. Datos de información.....	10
1.1. Presentación-Orientaciones de la asignatura.....	10
1.2. Competencias genéricas de la UTPL.....	10
1.3. Competencias específicas de la carrera.....	11
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	13
Semana 1	13
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	18
Semana 2	21
Unidad 2. Mediciones Fundamentales	21
2.1. Unidades métricas y Sistema Internacional SI	21
2.2. Medición métrica de la longitud y aproximaciones.....	22
2.3. Medición métrica del volumen y conversiones	23
2.4. Medición métrica de la masa y conversiones	24
Actividades de aprendizaje recomendadas	26

Índice	
Primer bimestre	
Segundo bimestre	
Solucionario	
Referencias bibliográficas	
Semana 3	26
2.5. La incertidumbre en las mediciones	27
2.6. Cifras significativas y redondeo de números	27
2.7. Notación científica	28
2.8. Densidad y densidad relativa	29
2.9. Medición de la temperatura	30
Actividades de aprendizaje recomendadas	31
Autoevaluación 2	32
Semana 4	35
Unidad 3. Periodicidad Química (Elementos, átomos y tabla periódica)	35
3.1. Nombres y símbolos	35
3.2. Elementos abundantes y elementos raros	36
3.3. La tabla periódica de los elementos	36
3.4. Propiedades físicas de los elementos	38
3.5. La teoría atómica de Dalton	38
3.6. Átomos y partículas subatómicas	39
3.7. Isótopos	39
3.8. Masa atómica de los elementos	40
3.9. Cómo contar moles	40
Actividades de aprendizaje recomendadas	43
Autoevaluación 3	44
Semana 5	47
Unidad 4. Estructura Atómica: Iones y Átomos	47
4.1. Modelos atómicos	47
4.2. Niveles energéticos de los electrones	48
4.3. Electrones de valencia y símbolos de Lewis	49
4.4. Subniveles energéticos y orbitales	50
4.5. Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales ..	50
Actividades de aprendizaje recomendadas	52
Autoevaluación 4	53

Semana 6	56
Unidad 5. Nombres, Fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos	56
5.1. Funciones químicas inorgánicas	57
5.2. Tipos de nomenclatura	57
5.3. Iones monoatómicos	58
5.4. Iones poliatómicos	59
5.5. Nombres y fórmulas de los compuestos inorgánicos iónicos	59
5.6. Nombres y fórmulas de compuestos binarios de no metales	60
5.7. Uso de paréntesis en la escritura de fórmulas químicas	60
5.8. Fórmulas y nomenclatura de los óxidos	61
5.9. Fórmulas y nomenclatura de los hidróxidos	62
5.10. Fórmulas y nomenclatura de los ácidos y sus sales	62
5.11. Número de oxidación de los átomos en los compuestos e iones poliatómicos	64
5.12. Algunas sustancias químicas y sus usos	65
Actividades de aprendizaje recomendadas	67
Autoevaluación 5	68
Semana 7	71
Unidad 6. Enlaces químicos	71
6.1. Enlaces iónicos	72
6.2. Enlaces covalentes	73
6.3. Electronegatividad	74
6.4. Enlaces metálicos	75
6.5. Conductividad, solubilidad y otros indicios de los enlaces químicos	75
6.6. Puentes de hidrógeno	76
Actividades de aprendizaje recomendadas	77
Autoevaluación 6	78

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Índice	
Semana 8	81
Actividades de aprendizaje recomendadas	81
Segundo bimestre	82
Resultado de aprendizaje 1 y 2	82
Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje	82
Semana 9	82
Unidad 7. Reacciones químicas	82
7.1. Reacciones químicas y ecuaciones químicas	83
7.2. Lo que dicen las ecuaciones químicas balanceadas.....	83
7.3. Cómo escribir y balancear ecuaciones químicas.....	84
7.4. Método de balanceo por óxido reducción	85
7.5. Clasificación de las reacciones.....	89
Actividades de aprendizaje recomendadas	91
Autoevaluación 7	92
Semana 10	95
Unidad 8. Estequiometría: Cálculos con base en ecuaciones químicas	95
8.1. Razones morales a partir de ecuaciones químicas	95
8.2. Cálculos de mol a mol.....	97
Actividades de aprendizaje recomendadas	98
Semana 11	99
8.3. Cálculos de moles a masas.....	99
8.4. Cálculo de reactivo limitante	100
Actividades de aprendizaje recomendadas	103
Autoevaluación 8	104

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

Semana 12	106
Unidad 9. Soluciones.....	106
9.1. ¿Qué es una solución o disolución?	106
9.2. Terminología de solubilidad.....	107
9.3. Efectos de la presión y la temperatura en la solubilidad .	108
9.4. Expresiones de la concentración de las soluciones	108
9.5. Unidades físicas de concentración	109
Actividades de aprendizaje recomendadas	111
Semana 13	111
9.6. Unidades químicas de concentración	112
9.7. Soluciones por dilución.....	117
9.8. Propiedades coligativas de las soluciones.....	117
9.9. Coloides	118
Actividades de aprendizaje recomendadas	119
Autoevaluación 9	120
Semana 14	123
Unidad 10. Velocidades de reacción y equilibrio químico	123
10.1.Velocidades de reacción: teoría de colisiones	123
10.2.Factores que gobiernan las velocidades de reacción.....	124
10.3.Reacciones reversibles y equilibrio	125
10.4.Principio de Le Chatelier	126
Actividades de aprendizaje recomendadas	127
Autoevaluación 10	128
Semana 15	130
Unidad 11. Ácidos y bases.....	130
11.1.Ácidos y bases: Teoría de Arrhenius	130
11.2.Definiciones de ácidos y bases de Bronsted – Lowry	131
11.3.Definiciones de ácidos y bases de Lewis	132

11.4. Escala de pH	133
11.5. Conversiones de pH y pOH	134
Actividades de aprendizaje recomendadas	135
Autoevaluación 11	136
Semana 16	139
Actividades de aprendizaje recomendadas	139
4. Solucionario	140
5. Referencias bibliográficas	151

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



1. Datos de información

1.1. Presentación-Orientaciones de la asignatura



1.2. Competencias genéricas de la UTPL

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

1.3. Competencias específicas de la carrera

- Identifica las causas de la problemática ambiental y reconoce los procesos técnicos y normativos para su medición y control.
- Realiza la identificación y valoración de los principales impactos ambientales en la ejecución de un proyecto.
- Evalúa impactos ambientales y propone medidas para prevenir, mitigar y compensar sus efectos.

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 éste 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



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 elementos de la tabla periódica.

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje



Semana 1

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



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 su tarea y el cuestionario 1, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

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 a 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 sólido, líquido y gaseoso. La figura 2.4 del texto básico muestra las diferencias en

cuanto a los espacios intermoleculares que son característicos en cada estado. Como consecuencia, los estados sólidos y líquidos no se comprimen, mientras que el estado gaseoso 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 el siguiente esquema de la clasificación de la materia:

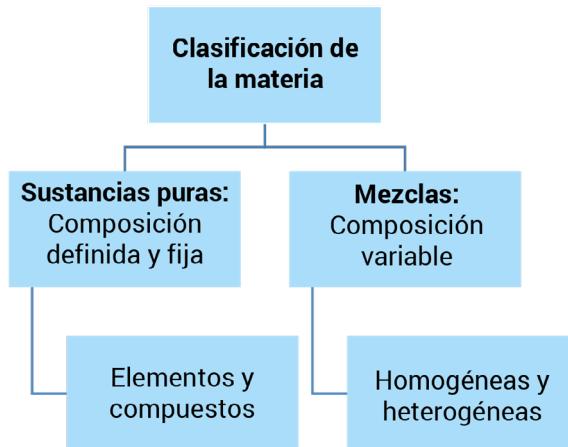


Figura 1. Clasificación de la materia.

Fuente: Burns (2011)

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.

El texto básico propone los ejemplos 2.5 y 2.7 para afirmar los conceptos de propiedades y cambios físicos y químicos. Es muy importante que los revise.

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.

Recursos para el aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 2. Materia y energía En *Fundamentos de Química* (pp. 12-30). México: Pearson Prentice Hall.

Video

Videoconferencia. (16 de abril de 2012). *UTPL MATERIA Y SUS ESTADOS [GESTIÓN Ambiental] química general]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

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 los cuestionarios y tareas enviadas.



Actividades de aprendizaje recomendadas

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.

Resuelva la autoevaluación 1 en la guía didáctica.



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 funda 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.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

5. Calentar agua en una olla para preparar una pasta es:
- Un cambio físico.
 - Un cambio químico.
 - Una propiedad física.
 - Una propiedad química.
6. Disolver azúcar en una limonada es:
- Un cambio físico.
 - Un cambio químico.
 - Una propiedad física.
 - Una propiedad química.
7. La variación del peso de un astronauta en la Luna es debido a:
- La materia.
 - La energía.
 - La gravedad.
 - La masa.
8. Las mezclas pueden ser:
- Homogéneas.
 - Puras.
 - Compuestas.
 - Físicas.
9. Las mezclas pueden separarse en sus componentes por medio de:
- Métodos químicos.
 - Métodos físicos.
 - Sus componentes no se pueden separar.
 - Cambios químicos.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

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. Sus espacio intermolecular es amplio.

[Ir al solucionario](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



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 su tarea y cuestionario 2, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Lea detenidamente el tema 3.1 del texto básico. Luego de ello, puntualizaremos 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 al texto 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 de unidades 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 tabla 3.2 del texto básico le proporcionará información sobre prefijos y sus 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.

Revise con atención la tabla 3.3 que muestra las equivalencias de las unidades.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Ahora, realicemos un ejercicio de conversión: Convertir 0.000273 km a cm.

- Escribimos la cantidad conocida y la multiplicamos por su factor de conversión o equivalencia, de tal manera que se pueda eliminar la unidad km y que permanezca la unidad cm, así:

$$0.000273 \text{ km} \times \frac{1000000 \text{ cm}}{1\text{km}} = 27.3 \text{ cm}$$

De no haber una equivalencia directa, puede seguir multiplicando por varios factores de conversión hasta que se alcance la unidad deseada. Para comprender este punto, diríjase al ejemplo 3.5 del texto básico, que muestra paso a paso la resolución.

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 **m³**. Otra unidad que se utiliza para medir volúmenes es el litro L que equivale a **1 dm³**.

Por ejemplo, ¿a cuánto equivale un volumen de 0.075 L en mililitros?

- Escribe la cantidad conocida y se multiplica por su factor de conversión o equivalencia, de tal manera que se pueda eliminar la unidad L y que permanezca la unidad mL, así:

$$0.075 \cancel{\text{L}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{\cancel{1\text{L}}} = 75 \text{ mL}$$

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

En este momento es menester que lea al tema 3.4 del texto básico que contiene más ejemplos. Como puede observar, el proceso para realizar conversiones es exactamente el mismo que fue utilizado anteriormente, el único cambio son las unidades utilizadas y, por supuesto, las equivalencias.

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.

Continuemos con el tema 3.5 del texto básico que nos presenta las unidades y equivalencias de la magnitud masa. Al igual que en los temas anteriores, el proceso para conversión de unidades es el mismo.

Realicemos el siguiente ejemplo, ¿A cuántas libras equivalen 70 kg? Se escribe la cantidad conocida y se multiplica por su factor de conversión o equivalencia, en este caso hay una unidad de masa del sistema inglés que es la libra.

$$70 \text{ kg} \times \frac{2.20 \text{ lb}}{1 \text{ kg}} = 154 \text{ lb}$$

Las equivalencias más importantes que deben memorizar son las siguientes:

Longitud: 1 km = 1000 m 1 m = 100 cm 1 m = 1000 mm 1 pulgada = 2.54 cm	Masa: 1 kg = 1000 g 1 kg = 2.20 lb 1 lb = 454 g
Volumen: 1 m ³ = 1000 L 1 L = 1000 mL 1 cm ³ = 1 mL	

Figura 2. Unidades y equivalencias

Fuente: Burns (2011)

Recursos de aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 3. Mediciones fundamentales En *Fundamentos de Química* (pp. 35-50). México: Pearson Prentice Hall.

Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva la unidad 2 y subraye los conceptos más importantes de su guía didáctica.

Video

Microvideos UTPL. (18 de abril de 2018). *UTPL Unidad 2y 3](Gestión Ambiental) (Química General)]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

Se recomienda revisar el Microvideo 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.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en el texto base como en la guía didáctica, 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?

Además, elabore una tabla que muestre las magnitudes, unidades y equivalencias.

Resuelva la autoevaluación 2 en la guía didáctica.



Semana 3

Estimados estudiantes, en esta semana de estudio veremos lo correspondiente a Mediciones fundamentales que abarca la incertidumbre en las mediciones, cifras significativas y redondeo de números, notación científica, densidad y temperatura. 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 su tarea y el cuestionario 2, por lo que es conveniente que

revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

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, revise la figura 3.12 del texto básico que explica la diferencia entre precisión y exactitud. Le recomiendo la lectura del capítulo 1 del texto “Química”, undécima edición de los autores Raymond Chang y Kenneth Goldsby, como se menciona en la bibliografía complementaria.

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 remítase al tema 3.8. Ponga énfasis en la tabla 3.6 y en las reglas para establecer las cifras significativas y para redondear números. También le recomiendo la lectura del capítulo 1 del texto “Química General” en su décima edición de autoría de Ralph Petrucci, como se menciona en la bibliografía complementaria.

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 602 000 000 000 000 000 átomos de hidrógeno.
- Este número también se podría expresar así: **6.022×10^{23}**
- Para ello, es necesario que se mueva el punto decimal 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:

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Con el objetivo de que disponga de más detalles y ejemplos, analice el tema 3.9 del texto básico. La figura 3.15 será de gran ayuda para que comprenda la utilización de potencias de 10 en la notación científica.

Como refuerzo, le propongo que resuelva el ejercicio 3.45 que está al final del capítulo 3 del texto básico, luego podrá comparar sus respuestas con las que están en el apéndice F.

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/cm³** (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 la teoría y ejemplos del tema 3.10 del texto básico.

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 debido a que las equivalencias son más complejas que en los casos anteriores. Sin embargo, si se podrían comparar las 3 escalas conocidas: Celsius, Fahrenheit y Kelvin, como muestra la figura 3.21 del texto básico.

Es muy importante que recuerde las fórmulas que permiten convertir unidades de temperatura.

- 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 finalizar esta unidad, analice la teoría y ejercicios del tema 3.11 del texto básico. Luego de ello, resuelva los ejercicios 3.65, 3.67 y 3.69. Las respuestas las encontrará en el apéndice F.

Recursos de aprendizaje

Lecturas

Burns, R. (2011). Capítulo 3. Mediciones fundamentales. En *Fundamentos de Química* (pp. 50-69). México: Pearson Prentice Hall.

Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva la unidad 2 y subraye los conceptos más importantes de su guía didáctica.

Video

Microvideos UTPL. (18 de abril de 2018). *UTPL Unidad 2 y 3] (Gestión Ambiental) (Química General)]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

Se recomienda revisar el video de Mediciones fundamentales para reforzar lo estudiado.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en el texto base como en la guía didáctica, con esto aprenderá a:

- 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.

Así podrá dar respuestas a preguntas, tales como: ¿Por qué se mide en centímetros y no en mililitros?

Además, elabore una tabla que muestre las magnitudes, unidades y equivalencias.

Resuelva la autoevaluación 2 en la guía didáctica.



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} .

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

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.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

10. 315 K equivalen a:

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

[Ir al solucionario](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



Semana 4



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 su tarea y foro, 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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. Diríjase al texto básico, en concreto a las figuras 4.3, 4.4 y 4.5 que muestran que el hidrógeno es el elemento más abundante del Universo, y que 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.

1A	2A																			18 8A												
1 H	2 Be	3 Li	4 Mg	5 B	6 B	7 B	8 B	9 B	10	11 B	12 B	13 A	14 A	15 A	16 A	17 A	2 He	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne									
11 Na	12 Mg	3 B	4 B	5 B	6 B	7 B	8	8B	10	11 B	12 B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	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	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 Te	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	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	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	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113	114	115	116	117	118

Figura 3. Tabla periódica de los elementos.

Fuente: Chang y Golsby (2013)

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 por favor lea detenidamente el tema 4.4 del texto básico.

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 metales y no metales tienen propiedades antagónicas, así se puede ver en la tabla 4.3 del texto básico, diríjase a él y analice el tema 4.5.

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. Los postulados se mencionan en el tema 4.7 del texto básico, mismo que les pido que lo lean detenidamente. 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 (figura 7): 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 al tema 4.8 del texto básico.

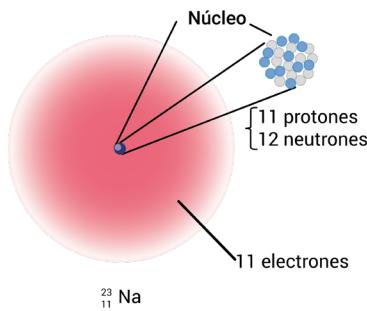


Figura 4. Átomo de sodio

Fuente: Zumdahl y DeCoste (2011)

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.

Índice

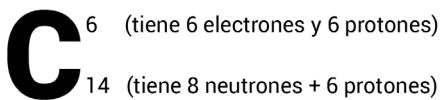
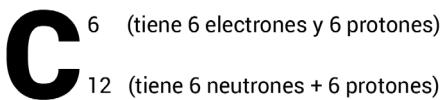
Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 difiere 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 una mol de

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

cualquier elemento tiene **6.022 x 10²³** átomos, y una mol de cualquier compuesto tiene **6.022 x 10²³** moléculas.

La equivalencia de una 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 una mol (que tiene **6.022 x 10²³** átomos) que la masa de un solo átomo.

Si se trata de un compuesto, la masa de una 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 una mol (que tiene 6.022×10^{23} 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 **CH₄** 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 una mol de metano se obtiene al sumar los pesos individuales de sus elementos.

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

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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:

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

Recursos para el aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 4. Elementos, átomos y la tabla periódica. En *Fundamentos de Química* (pp. 76-107). México: Pearson Prentice Hall.

Para profundizar sobre el tema, debe leer el texto básico, el capítulo 4, donde se describen el estudio de los elementos, y aprenderemos a utilizar la tabla periódica.

Video

Videoconferencias. (16 de abril de 2012). *UTPL MATERIA Y SUS ESTADOS [(GESTIÓN AMBIENTAL) (QUÍMICA GENERAL)]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

Se recomienda revisar el vídeo denominado Teoría atómica para reforzar lo estudiado. En este video hay una pequeña introducción de la teoría atómica, átomos, isótopos y masas atómicas para reforzar sus conocimientos.

- 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

- 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

- Lea de manera comprensiva el capítulo del texto base y la unidad 3 de la guía didáctica, subraye los conceptos más importantes.
- 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.
- Resuelva la autoevaluación 3 en la guía didáctica.



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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

5. El azufre es:
- Metal.
 - No metal.
 - Metaloide.
6. Los metales del grupo 1 se llaman:
- Alcalinos.
 - Térreos.
 - Alcalino terreos.
 - Halógenos.
7. Las filas (horizontales) de la tabla periódica se llaman:
- Grupos.
 - Familias.
 - Periodos.
8. Una característica de los no metales es:
- Tienen brillo.
 - Conducen el calor y la electricidad.
 - Son malos conductores del calor y la electricidad.
 - Se presentan solo en estado sólido.
9. Los elementos de un mismo grupo tienen:
- Igual masa atómica.
 - El mismo número de electrones en el último nivel.
 - Igual número atómico.
 - El mismo estado físico.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

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](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



Semana 5



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 ayudará a alcanzar el segundo resultado de aprendizaje de la materia.

Recuerde además que lo que abordará esta semana le ayudará para desarrollar su tarea y el cuestionario 3, 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 “pudín 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 el texto de la sección “Una mirada cercana” del texto básico.

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,

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

así lo demuestra la tabla 5.2 del texto básico, misma que le invito a revisar.

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^+).

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

En el tema 5.7 del texto básico, específicamente en la tabla 5.3 encontrará más ejemplos que sustentan los conceptos que acabamos de estudiar.

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.

La tabla 5.4 y el tema 5.8 del texto básico explican de mejor manera este tema, por favor obsérvelas.

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.

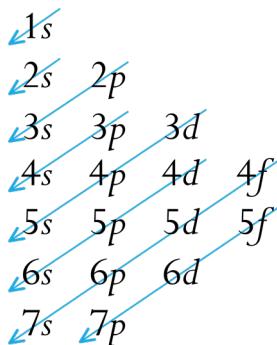


Figura 5. Diagrama de Möller

Fuente: Petrucci et al. (2011)

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 ($4s^2 4p^5$).

Recursos de aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 5. Estructura atómica: iones y átomos.

En *Fundamentos de Química* (pp. 114-149). México: Pearson Prentice Hall.

Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva el texto básico capítulo 5 y la unidad 4 de su guía didáctica.

Video

Microvideos UTPL. (4 de mayo de 2016). *UTPL Unidad 4 y 5](Gestión Ambiental) (Química General)]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

Se recomienda revisar el microvideo de: Estructura atómica, para reforzar lo estudiado.



Actividades de aprendizaje recomendadas

- Elabore un organizador gráfico que indique las características de los niveles energéticos de los electrones, símbolos de Lewis, subniveles y orbitales y configuraciones electrónicas.
- 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.
- 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.
- Utilice la tabla periódica para realizar los símbolos de Lewis de: O, Br y Ca



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. 10 electrones.
 - d. 32 electrones.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

5. El potasio tiene:
- 1 electrón de valencia.
 - 2 electrones de valencia.
 - 19 electrones de valencia.
 - 4 electrones de valencia.
6. El teluro tiene:
- 6 electrones de valencia.
 - 52 electrones de valencia.
 - 16 electrones de valencia.
 - 5 electrones de valencia.
7. El aluminio tiene:
- 3 electrones de valencia.
 - 13 electrones de valencia.
 - 27 electrones de valencia.
 - 1 electrón de valencia.
8. La distribución electrónica del H es:
- $1s^2$.
 - $1s^1$.
 - $2s^1$.
 - $2s^2$.
9. La distribución electrónica del Li es:
- $1s^1, 2s^1, 2p^1$.
 - $1s^2, 2s^1$.
 - $1s^1, 2p^2$.
 - $1s^3$.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

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](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



Semana 6



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 su tarea (práctica presencial), el chat y el cuestionario 4, 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 Oxisal: metal + no metal + oxígeno

Fuente: Zumdahl (2013).

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)

Fuente: Zumdahl (2013).

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

En el tema 6.1 y en las tablas 6.1 y 6.2 del texto básico se detallan varios ejemplos que serán utilizados durante toda la unidad. No olvide memorizar los más importantes.

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^+).

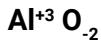
Un ion poliatómico con carga negativa es el radical carbonato que se representa así: CO_3^{2-} . Su carga indica que ha cedido dos protones (H^+).

En el tema 6.2 encontrará más ejemplos. No olvide memorizar los más importantes.

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:



Índice

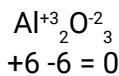
Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 que están en el tema 6.3 del texto básico. La clave para aprender esta unidad es hacer la mayor cantidad de ejemplos posibles.

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 (revise la tabla 6.3 del texto básico) para indicar el número de átomos de cada elemento presentes en la fórmula.

Por ejemplo: **N⁺⁵ O⁻²**

N₂O₅ 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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



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



El tema 6.4 del texto básico propone más ejemplos, por favor analícelos en este momento.

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:

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)
	CO₂	Dióxido de carbono	Anhídrido carbónico	Óxido de carbono (IV)
Óxidos metálicos	FeO	Monóxido de hierro	Óxido ferroso	Óxido de hierro (II)
	Fe₂O₃	Trióxido de di hierro	Óxido férrico	Óxido de hierro (III)

Fuente: Zumdahl (2013)

[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

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.

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)

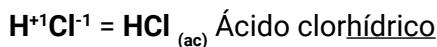
Hidróxidos.

Fuente: Zumdahl (2013)

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 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

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

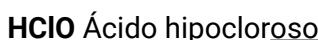
Solucionario

Referencias
bibliográficas

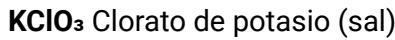
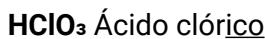
el mayor número de oxidación, o la terminación **oso** si está con el menor número de oxidación.



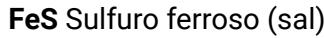
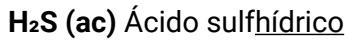
Las sales se forman por la combinación de un metal con un radical de ácidos oxácidos o hidrácidos. Si el radical proviene de un oxiácido que termina en **oso**, su nombre terminará en **ito**.



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



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



El tema 6.8 del texto básico con énfasis en la tabla 6.6, le proporciona más ejemplos.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Para comprender este tema usted deberá dominar las reglas para asignar el número de oxidación a los átomos de los compuestos poliatómicos. Estas reglas las puede revisar en tema 6.7 del texto básico.

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.

$$\begin{aligned}\text{Al}^{+3}{}_2(\text{SO}^{-2}{}_4)_3 \\ +6 ? -24 = 0\end{aligned}$$

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.

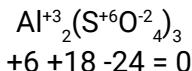
Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



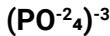
Así, el número de oxidación del azufre es +6.

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.

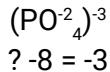
Por ejemplo:

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

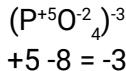
Se escribe correctamente la fórmula del ion y se coloca el número de oxidación del elemento más conocido, con número de oxidación estable, que en este caso es el oxígeno.



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



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.



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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Las tablas 6.10 y 6.11 del texto básico muestran con claridad este tema.

Recursos de aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 6. Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos. En *Fundamentos de Química* (pp. 154-179). México: Pearson Prentice Hall.

Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva el texto básico y la unidad 5 de su guía didáctica.

Video

Microvideos UTPL. (4 de mayo de 2016). *UTPL Unidad 4 y 5](Gestión Ambiental) (Química General)]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

El microvideo denominado Nombres y fórmulas para reforzar la unidad.

Microvideos UTPL (2016). *UTPL Unidad 5 Nombres fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos.* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

En este video se presenta un resumen de todos los temas para que pueda entender de la mejor manera los contenidos, así después de verlo usted podrá formar diferentes compuestos y los usos de los mismos. Además, podrá resolver los cuestionarios enviados y las preguntas de la tarea en la parte de la práctica presencial. Recuperado de [enlace web](#).

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 los cuestionarios enviados y las preguntas de la tarea en la parte de la práctica presencial.

Tecnología Educativa UC Temuco. (4 de mayo de 2016). *Química General – Introducción a la Nomenclatura* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).



Actividades de aprendizaje recomendadas

Leer comprensivamente el capítulo 6 del texto básico y las orientaciones que se presentan en la guía didáctica.

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.

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

Finalmente, resuelva la autoevaluación 5 en la guía didáctica.



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.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

5. Un ejemplo de ion poliatómico es:

- a. Na^+ .
- b. Clc.
- 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 NO_3^- se llama:

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

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

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](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



Semana 7



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 su tarea y el cuestionario 4, 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 debe en gran medida las propiedades físicas y químicas de las sustancias.

La siguiente figura muestra los tipos de enlaces químicos:



Figura 6. Enlaces químicos

Fuente: Zumdahl (2013)

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.



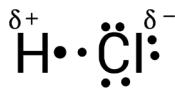
6.2. Enlaces covalentes

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 a continuación.

- **Enlaces covalentes simples, dobles o triples:** cuando los átomos comparten un par, dos pares o tres pares de electrones.



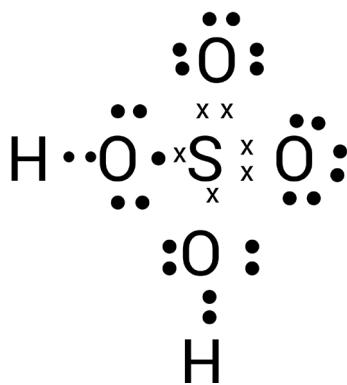
- **Enlaces polares y no polares:** por la diferencia de electronegatividad de los elementos que intervienen. Un ejemplo de enlace covalente polar es el cloruro de hidrógeno, ya que los electrones, según Chang (2013), pasan más tiempo cerca del átomo de cloro. En consecuencia, el cloro tiene una carga parcial negativa y el hidrógeno una carga parcial positiva. Esta característica se explica también por la electronegatividad de los elementos. En el ejemplo, el cloro es más electronegativo que el hidrógeno, por ello, atrae hacia sí los electrones del enlace.



Por el contrario, un ejemplo de enlace covalente no polar es la molécula de hidrógeno, pues la distribución de los electrones del enlace es equitativa. Además, por intervenir átomos de no metales iguales, no hay diferencia en los valores de electronegatividad.



- **En el enlace covalente coordinado:** un átomo provee el par de electrones necesarios para establecer el enlace químico. En el siguiente ejemplo, ese átomo es el azufre.



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 a los valores de electronegatividad de cada elemento se puede predecir el tipo de enlace que tienen, así se observa en el tema

8.3 del texto básico. Ponga especial énfasis en la tabla del ejemplo 8.3.

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 el siguiente gráfico:

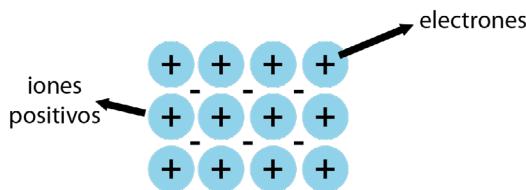


Figura 1. Enlaces metálicos

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

Al iniciar esta unidad mencioné que el tipo de enlace químico de una sustancia determina 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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

se disuelven en solventes polares y los compuestos covalentes no polares se disuelven en solventes no polares.

La tabla 8.1 que está dentro del tema 8.6 del texto básico resume claramente estas características.

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.

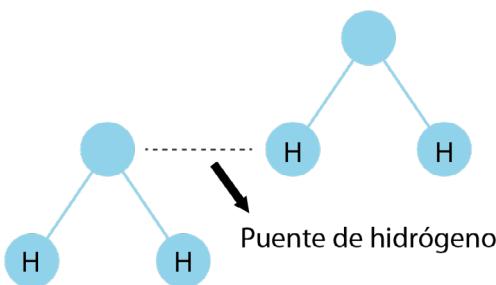


Figura 2. Puentes de hidrógeno

Recursos de aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 8. Enlaces químicos. En *Fundamentos de Química* (pp. 213-227 y 242). México: Pearson Prentice Hall.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva el texto básico capítulo 8.

Videos

Se recomienda revisar los siguientes microvideos para reforzar lo estudiado.

Microvideos UTPL. (17 de mayo de 2016). *UTPL Unidad 6 [(Gestión Ambiental) (Química General)]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

En este video se hace referencia a enlaces iónicos, covalentes, metálicos.

Videoconferencias. (19 de abril de 2012). *UTPL NÚMEROS DE OXIDACIÓN ENLACES QUÍMICOS [(GESTIÓN AMBIENTAL) (QUÍMICA GENERAL)]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

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.



Actividades de aprendizaje recomendadas

- Lea comprensivamente el capítulo 8 del texto básico y las orientaciones que se presentan en la guía didáctica
- Elabore una tabla comparativa de los tipos de enlaces químicos
- Resuelva la autoevaluación 6 de la guía didáctica



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 necesario.
 - b. Dos elementos comparten electrones.
 - c. Los metales ceden electrones.
 - d. Los no metales ganan electrones.

5. En el enlace covalente polar:
- Los metales ceden electrones.
 - Los no metales ganan electrones.
 - Existe una distribución equitativa de los electrones en toda la molécula.
 - Existe una distribución no equitativa de los electrones en toda la molécula.
6. Las sustancias iónicas:
- Tienen puntos de fusión altos.
 - Tienen puntos de fusión bajos.
 - Conducen la corriente eléctrica en estado sólido.
 - No conducen en ningún estado físico.
7. El cloruro de sodio es:
- Una sustancia iónica.
 - Una sustancia covalente.
 - Una sustancia metálica.
 - Una sustancia que puede formar puentes de hidrógeno.
8. Los enlaces polar y coordinado son un tipo de enlace:
- Iónico.
 - Covalente.
 - Metálico.
 - Puente de hidrógeno.
9. La capacidad de un átomo para atraer electrones se llama:
- Enlace químico.
 - Fuerza intermolecular.
 - Electronegatividad.
 - Punto de fusión.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

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](#)

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



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.

Recursos de aprendizaje

Revisar los capítulos 2, 3, 4, 5, 6 y 8 de su texto básico, así como las unidades de la 1 a la 6 de su guía didáctica.



Actividades de aprendizaje recomendadas

Lea comprensivamente los resúmenes elaborados en cada una de las unidades estudiadas.

Revise todos los organizadores gráficos realizados en el primer bimestre y las autoevaluaciones realizadas en cada una de las unidades estudiadas.

Considera todas las instrucciones descritas dentro de cada actividad para desarrollar con éxito las actividades de aprendizaje.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



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..

Contenidos, recursos y actividades de aprendizaje



Semana 9



Unidad 7. Reacciones químicas

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

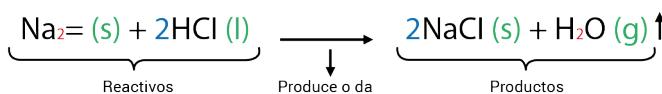
Referencias bibliográficas

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 su tarea y el cuestionario 1, 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 ●

Coeficiente ●

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

↑ Se evaporó

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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, continuar con el hidrógeno y finalizar con el oxígeno.

Lista de elementos.

Reactivos	Elementos	Productos

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.



Reactivos, elementos y productos

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

- 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.

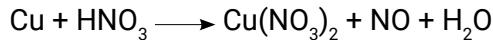
- Al elemento que se reduce se le llama agente oxidante, porque al reducirse hace que otro elemento se oxide.
- Al elemento que se oxida se le llama agente reductor, porque al oxidarse hace que otro elemento se reduzca.

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 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 el siguiente ejemplo se muestra la secuencia de este proceso:

1. Se escribe correctamente la ecuación:



Índice

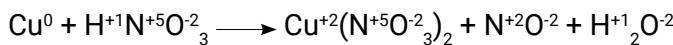
Primer bimestre

Segundo bimestre

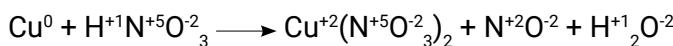
Solucionario

Referencias bibliográficas

2. Se colocan los números de oxidación de todos los elementos, empezando por los números de oxidación de los elementos conocidos. Los elementos sin combinar, como el cobre en los reactivos, tiene número de oxidación 0.



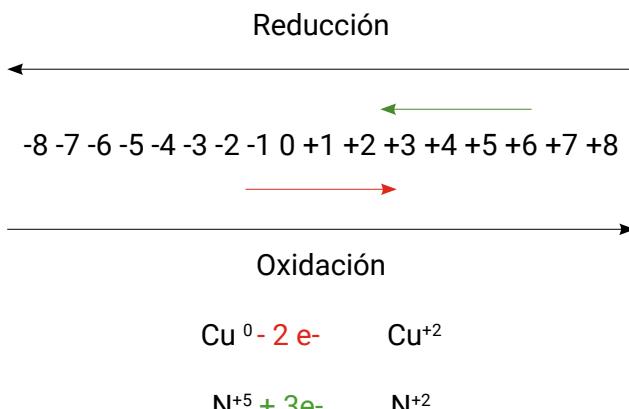
3. Se identifican a los elementos que cambiaron su número de oxidación.



4. Se determina el elemento que se oxidó y el que se redujo.

En este paso hay que recordar que oxidación es la pérdida de electrones, por lo tanto, aumenta el número de oxidación positivo o disminuye el número de oxidación negativo.

La reducción es la ganancia de electrones, por esa razón, aumenta el número de oxidación negativo o disminuye el número de oxidación positivo.



Índice

Primer bimestre

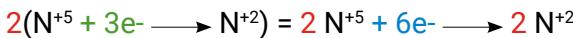
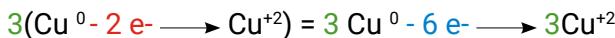
Segundo bimestre

Solucionario

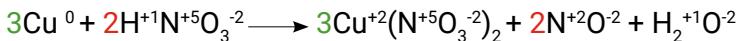
Referencias bibliográficas

El cobre pierde 2 electrones ya que su número de oxidación varía de 0 a +2. El nitrógeno gana 3 electrones ya que su número de oxidación varía de +5 a +2. En el caso de que los elementos tuvieran subíndices en el compuesto de la ecuación, se deben incluir en las semirreacciones y luego balancearlas, en ese caso se incrementaría la cantidad de electrones ganados o perdidos.

5. Se iguala el número de electrones ganados y perdidos multiplicando a cada una de las semirreacciones por un coeficiente que permita tener la misma cantidad de electrones ganados y perdidos. No siempre es necesario multiplicar a las 2 semirreacciones por un coeficiente, puede ser solo una, lo importante es que la cantidad de electrones ganados y perdidos sea la misma.



6. Los coeficientes obtenidos se colocan en la ecuación inicial para finalmente igualar la ecuación por ensayo y error. En el cobre con número de oxidación 0 y en el cobre con número de oxidación +2 se coloca el coeficiente 3. En el nitrógeno con número de oxidación +5 y en el nitrógeno con el número de oxidación +2 se coloca el coeficiente 2. Recuerde que se agregan coeficientes y no subíndices, así:



7. Finalmente, se balancea la ecuación por el método de ensayo y error. Los coeficientes que se añadieron no son fijos, se pueden cambiar según convenga.



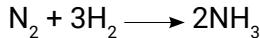
Reactos, elementos y productos

Reactivos	Elementos	Productos
3	Cu	3
2 8 →	N	8
8	H	2 8 →
24	O	24

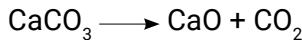
7.5. Clasificación de las reacciones

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 forman 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.



Índice

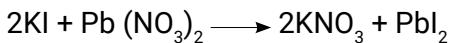
Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

- 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.



En el texto básico, a partir del tema 10.4 hasta el tema 10.10 encontrará información más detallada.

Recursos de aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 10. Reacciones químicas. En *Fundamentos de Química* (pp. 276-305). México: Pearson Prentice Hall.

Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva el texto básico capítulo 10 y la unidad 7 de su guía didáctica.

Video

Microvideos UTPL. (7 de junio de 2016). *UTPL Unidad 7 [Gestión ambiental] (Química General)]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

Se recomienda revisar el microvideo de Reacciones químicas para reforzar lo estudiado.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas



Actividades de aprendizaje recomendadas

- Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en el texto base como en la guía didáctica y subraye los conceptos más importantes.
- Elabore un organizador gráfico que muestre las diferencias entre reacción y ecuación química, así como las partes que tiene.
- Resuelva la autoevaluación 7 en la guía didáctica.



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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 $\text{AB} + \text{C} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$ representa a un tipo de reacción:
 - a. De síntesis o formación.
 - b. De sustitución.
 - c. De combustión.
 - d. De doble desplazamiento.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

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](#)



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 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 su tarea y el cuestionario 2, 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 morales a partir de ecuaciones químicas

En esta unidad vamos a ver los usos importantes de las fórmulas químicas para los cálculos de estequiométrica. 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

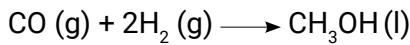
Solucionario

Referencias bibliográficas

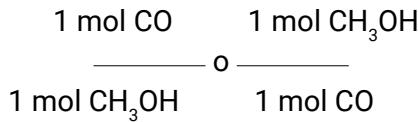
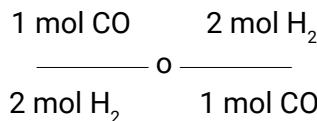
Los cálculos de las sustancias que intervienen en las reacciones son muy importantes en el ámbito ecológico, pues estas también ocurren dentro de los seres vivos, quienes tienen requerimientos específicos de sustancias.

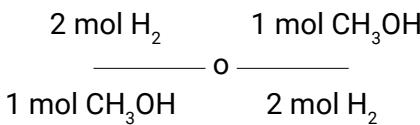
Para resolver los problemas de estequiometría vamos a utilizar razones molares que vienen a ser factores de conversión, es decir, es el mismo método que utilizamos para conversión de unidades. Recuerde que para realizar cálculos estequiométricos es muy importante que balancee la ecuación.

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:





- 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:

$$5.8 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2.9 \text{ mol O}_2$$

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Recursos de aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 11. Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas. En Fundamentos de Química (pp. 312-330). México: Pearson Prentice Hall.

Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva el texto básico capítulo 11 y la unidad 8 de su guía didáctica.

Video

Se recomienda revisar el siguientes microvideo para reforzar lo estudiado.

Microvideos UTPL. (21 de junio de 2016). *Utpl Unidad 8 [(Gestión Ambiental) (Química General)] [Archivo de video]*. Recuperado de [enlace web](#).



Actividades de aprendizaje recomendadas

- Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en el texto base como en la guía didáctica y subraye los conceptos más importantes.
- Identifique y escriba los pasos para resolver ejercicios estequiométricos.
- Resuelva la autoevaluación 8 en la guía didáctica.



Semana 11

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 su tarea, el foro y el cuestionario 2, por lo que es conveniente que revise antes de iniciar el estudio las indicaciones para su desarrollo y los recursos de aprendizaje.

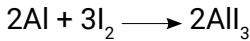
8.3. Cálculos de moles a masas

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.

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

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

$$1.3 \text{ mol Al} \times \frac{3 \text{ mol I}_2}{2 \text{ mol Al}} = 1.95 \text{ mol I}_2$$

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

$$1.95 \text{ mol I}_2 \times \frac{253.8 \text{ g I}_2}{1 \text{ mol I}_2} = 494.91 \text{ g I}_2$$

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 al 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 H₂. Determine el reactivo limitante.

Índice

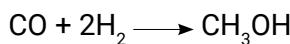
Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

$$4 \text{ mol CO} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CO}} = 4 \text{ mol CH}_3\text{OH}$$

$$6 \text{ mol H}_2 \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{2 \text{ mol H}_2} = 3 \text{ mol CH}_3\text{OH}$$

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 es 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:

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

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

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

Recursos de aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 11. Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas. En *Fundamentos de Química* (pp. 316-325). México: Pearson Prentice Hall.

Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva el texto básico capítulo 11 y la unidad 8 de su guía didáctica.

Videos

Se recomienda revisar los microvideos para reforzar lo estudiado:

Microvideos UTPL (21 de junio de 2016). Utpl Unidad 8 [(Gestión Ambiental) (Química General)] [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

EMMANUEL ASESORÍAS. (2 de marzo de 2017). *Reactivos Limitante, en Exceso y Rendimiento de una Reacción* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

En este video se desarrolla el proceso completo para determinar el reactivo limitante y el reactivo en exceso. Puede usted ahora calcular el rendimiento teórico de una reacción química. Además, con esto usted puede resolver el cuestionario de la unidad sin dificultad.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas



Actividades de aprendizaje recomendadas

- Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en el texto base como en la guía didáctica y subraye los conceptos más importantes.
- Identifique y escriba los pasos para resolver ejercicios estequiométricos.
- Resuelva la autoevaluación 8 en la guía didáctica.



Autoevaluación 8

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

1. Para realizar cálculos estequiométricos es necesario:
 - a. Colocar los números de oxidación de los elementos.
 - b. Balancear la ecuación.
 - c. Encontrar el agente reductor.
 - d. Identificar el agente oxidante.

2. El reactivo que se consume en su totalidad se llama:
 - a. Limitante.
 - b. En exceso.
 - c. Reductor.
 - d. Oxidante.

3. El rendimiento real 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 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

[Ir al solucionario](#)



Semana 12



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 su tarea y el cuestionario 3, 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 solución química se disuelve totalmente en otra.

Lo que veremos en esta unidad que 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 (sóluto 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 siguiente:

- Solvente o disolvente es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad.
- Sóluto 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 sóluto 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 medida de cuánto sólido se disuelve en una cantidad determinada de disolvente a una temperatura específica.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

El término miscibles se aplica a los líquidos que pueden disolverse 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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 de 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.

Recursos de aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 14. Soluciones. En *Fundamentos de Química* (pp. 407-431). México: Pearson Prentice Hall.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas, tanto en el texto base como la unidad 9, en la guía didáctica para profundizar sobre el tema.

Video

Microvideos UTPL. (4 de julio de 2016). *UTPL Unidad 9 Soluciones [(Química General) (Gestión Ambiental)]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

Se recomienda revisar el microvideo de Soluciones para reforzar lo estudiado.



Actividades de aprendizaje recomendadas

- Lea de manera comprensiva la unidad 9 y subraye los conceptos más importantes.
- 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.
- Resuelva la autoevaluación 9 en la guía didáctica.



Semana 13

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 su tarea, la práctica autoguiada y el cuestionario 3, 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.

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

$$\text{Moles de soluto} = M \times L$$

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

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

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

$$\text{Na} = 22.99 \text{ g}$$

$$\text{Cl} = 35.45 \text{ g}$$

$$58.44 \text{ g}$$

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:

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

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 de 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 de 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.

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

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

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:

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

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

$$X_{\text{sólido}} = 0.14$$

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

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

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

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

de congelación y ebullición de las soluciones, es decir, que las características de los solventes cambian cuando tienen disueltos solutos.

Una explicación más completa la tendrá leyendo el tema 14.8 del texto básico.

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. Las tablas 14.4 y 14.5 del tema 14.9 del texto básico le ofrecen ejemplos de coloides de uso cotidiano.

Recursos de aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 14. Soluciones. En *Fundamentos de Química* (pp. 407-431). México: Pearson Prentice Hall.

Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en el texto base como la unidad 9 en la guía didáctica para profundizar sobre el tema.

Video

Microvideos UTPL. (4 de julio de 2016). *UTPL Unidad 9 Soluciones [(Química General) (Gestión Ambiental)]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

Se recomienda revisar el microvideo para reforzar lo estudiado. Se realiza una presentación de cada uno los temas con ejercicios para su mejor comprensión.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas



Actividades de aprendizaje recomendadas

- Lea de manera comprensiva la unidad 9 y subraye los conceptos más importantes.
- 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.
- Resuleva la autoevaluación 9 en la guía didáctica.



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. Soluto.
 - c. Solución.
 - d. Mezcla homogénea.

2. La sustancia que en general está presente en mayor cantidad en una solución se llama:
 - a. Solvente.
 - b. Soluto.
 - 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.

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

9. En la fórmula para calcular la normalidad la cantidad de soluto se expresa en
- Gramos.
 - Litros.
 - Moles.
 - Equivalentes.
10. En la fórmula de molalidad el número de moles de soluto debe dividirse para:
- Los litros de solución.
 - Los litros de solvente.
 - Los gramos de solvente.
 - Los kilogramos de solvente.

[Ir al solucionario](#)



Semana 14



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 su tarea, el chat y el cuestionario 4, 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.

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.

Factores que afecta a la velocidad de las reacciones.

Fuente: Burns (2011)

10.3. Reacciones reversibles y equilibrio

Generalmente, cuando pensamos en una reacción tenemos la idea 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:

$A + B =$ reactivos

\longrightarrow = Reacción directa

$C + D =$ productos

\longleftarrow = Reacción inversa

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

Recursos de aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 15. Velocidades de reacción y equilibrio químico. En *Fundamentos de Química* (pp. 437-462). México: Pearson Prentice Hall.

Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva el texto básico capítulo 15 y la unidad 10 de su guía didáctica.

Video

Microvideos UTPL. (19 de julio de 2016). *UTPL Unidad 10 y 11 [(Química General) (Gestión Ambiental)]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

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



Actividades de aprendizaje recomendadas

- Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en el texto base como la unidad 10 en la guía didáctica y subraye los conceptos más importantes.
- Elabore una tabla comparativa que muestren los efectos de algunos factores que afectan a la velocidad de la reacción y al equilibrio químico.
- Resuelva la autoevaluación 10 en la guía didáctica.



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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 productos.

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.

[Ir al solucionario](#)



[Índice](#)[Primer bimestre](#)[Segundo bimestre](#)[Solucionario](#)[Referencias bibliográficas](#)

Semana 15



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 su tarea y el cuestionario 4, 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. Los siguientes esquemas le permitirán recordar las características de los ácidos y las bases según Arrhenius.

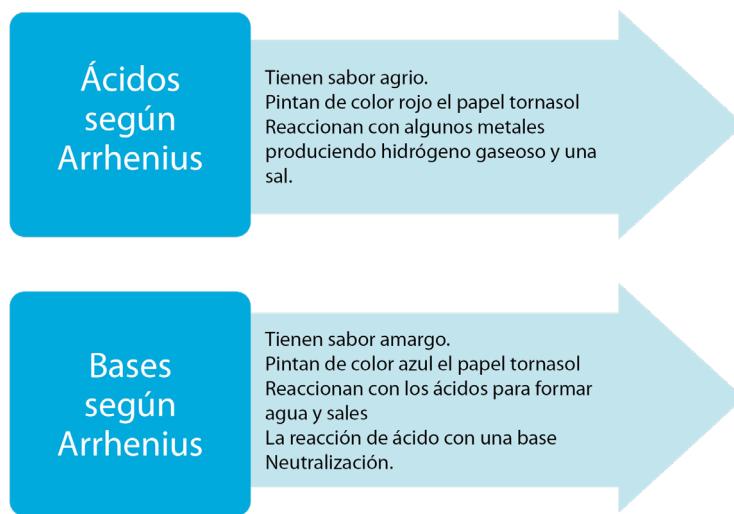


Figura 3. Ácidos y bases Burns (2011)

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.

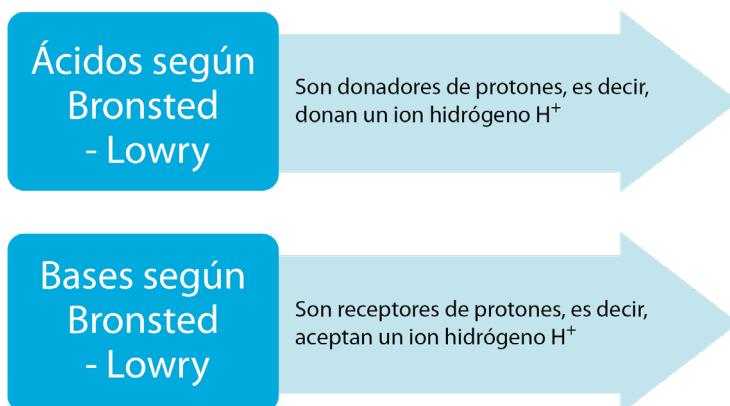


Figura 4. Ácidos y bases según Bronsted-Lowry, Burns (2011)

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:



Ácido **Base**

- El ácido acético CH₃COOH es el par conjugado con el radical acetato CH₃COO⁻.
- El agua, que en este caso es una base, es el par conjugado con el ion hidronio H₃O⁺

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.

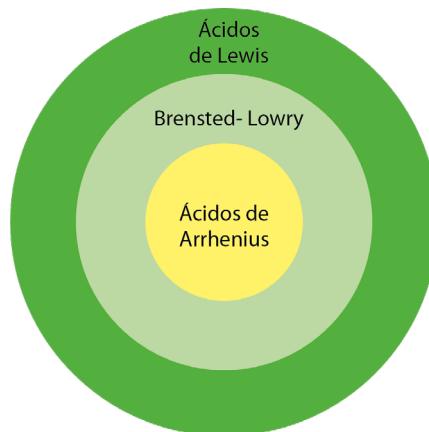


Figura 11. Conceptos de ácidos según Arrhenius, Bronsted-Lowry y Lewis.
Fuente: Burns (2011)



Figura 5. Burns (2011)

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 asigna 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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?

$$pH + pOH = 14.$$

$$pOH = 14 - pH.$$

$$pOH = 14 - 4.83.$$

$$pOH = 9.17.$$

Recursos de aprendizaje

Lectura

Burns, R. (2011). Capítulo 16. Ácidos y bases. En *Fundamentos de Química* (pp. 469-476 y 483-494). México: Pearson Prentice Hall.

Para profundizar sobre el tema, lea de manera comprensiva el texto básico capítulo 16 y la unidad 11 de su guía didáctica.

Video

Se recomienda revisar los siguientes microvideos para reforzar lo estudiado:

Belén Bayas. (19 de julio de 2016). *UTPL Unidad 10 y 11 [(Química General) (Gestión Ambiental)]* [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).

Un mundo Químico. (28 de octubre de 2015). Ácido y base [Archivo de video]. Recuperado de [enlace web](#).



Actividades de aprendizaje recomendadas

- Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en el texto base como la unidad 11 en la guía didáctica y subraye los conceptos más importantes.
- Elabore un organizador gráfico que compare las definiciones de ácidos y bases.
- Resuelva la autoevaluación 11 en la guía didáctica.



Autoevaluación 11

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

1. Segundo 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. Segundo 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

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

5. Cuando un ácido y una base se combinan forman:
- Agua
 - Sal
 - Oxígeno
 - a y b son correctas.
6. Según Bronsted – Lowry un ácido es una sustancia que:
- Dona protones, es decir, un ion hidrógeno
 - Acepta protones, es decir, un ion hidrógeno
 - Tiene sabor agrio
 - Cede un par de electrones
7. Según Bronsted – Lowry una base es una sustancia que:
- Puede donar un par de electrones
 - Acepta protones, es decir, un ion hidrógeno
 - Dona protones, es decir un ion hidrógeno
 - Puede ceder un par de electrones
8. Una sustancia que tiene un pH de 3 es:
- Ácida
 - Básica
 - Neutra
9. Una sustancia que tiene un pH de 12 es:
- Ácida
 - Básica
 - Neutra

Índice

Primer
bimestre

Segundo
bimestre

Solucionario

Referencias
bibliográficas

10. Son valores de pH más ácidos que 5

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

[Ir al solucionario](#)



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 7
- Unidad 8
- Unidad 9
- Unidad 10
- Unidad 11

Recursos de aprendizaje

Revisar los capítulos 10, 11, 14, 15 y 16 de su texto básico, así como las unidades de la 7 a la 11 de su guía didáctica.



Actividades de aprendizaje recomendadas

- Realice lecturas comprensivas sobre las temáticas desarrolladas tanto en el texto base como la unidad 11 en la guía didáctica Vista previa del documento y subraye los conceptos más importantes.
- Elabore un organizador gráfico que compare las definiciones de ácidos y bases.
- Resuelva la autoevaluación 11 en la guía didáctica.



4. Solucionario

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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



Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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



Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 necesitan 2 electrones de un elemento para este enlace.
5.	d	Hay un polo positivo y un polo negativo.
6.	a	Estas sustancias resisten 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.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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 calcule mediante una fórmula.

Ir a la
autoevaluación

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

Ir a la
autoevaluación

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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	
10.	c	

Ir a la
autoevaluación





5. Referencias bibliográficas

Básica

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

El texto recoge todos los conceptos básicos del componente y los presenta adecuadamente desde el punto de vista pedagógico. La elección de la bibliografía básica, además de lo ya expuesto, se debió a que los capítulos están bien definidos y estructurados, y a que a su vez propone ejercicios resueltos y por resolver.

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

Complementaria

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

La descripción de los temas básicos de la química es muy precisa en este texto. Además, propone lecturas que los relacionan con el acontecer diario y resultan muy atractivas. También encontramos ejercicios propuestos y otros para resolver. Los temas específicos de consulta son: enlace químico, unidades físicas y químicas de concentración de las soluciones y, ácidos y bases.

Índice

Primer bimestre

Segundo bimestre

Solucionario

Referencias bibliográficas

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

El texto contiene información relevante de todas las unidades de la asignatura. Su principal fortaleza es que los temas que aborda están relacionados con las ciencias del medio ambiente. Entre otros temas, puede consultar: propiedades de la materia, unidades de medida y principios del equilibrio químico.

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

Este recurso bibliográfico será de gran ayuda para obtener ejercicios tanto resueltos como para resolver, sobre todo para el tema de nomenclatura inorgánica y reacciones químicas.