



| | | |
|---|---|---|
|  | INSTITUCIÓN EDUCATIVA FEDERICO SIERRA ARANGO |  |
| | Resoluciones Departamentales 15814 de 30/10/2002 - 9495 de 3/12/2001 NIT: 811039779-1 DANE: 105088001750 | |
| | GUIA DIDÁCTICA APRENDIZAJE EN CASA | |

| | |
|------------------------------|---|
| ÁREA O ASIGNATURA | CIENCIAS NATURALES QUÍMICA |
| GUÍA NÚMERO CUATRO 1P | Formulas químicas (segunda parte) |
| DOCENTE | WILMAR MONTES CABRERA |
| ESTUDIANTE | I.E.F.S. A |
| GRADO | CLEI V SEMANA 7 Y 8 |
| FECHA DE ENTREGA | 19 de marzo (II parte) |
| Enlace de invitación | https://classroom.google.com/c/MjczMTAyNjUzMDgx?cjc=ssyp5xu |
| Código de la clase | ssyp5xu |

ESTÁNDARES

- Explico el desarrollo de modelos de organización de los elementos químicos.

TEMAS

- FORMULAS QUÍMICAS (formula mínima, formula molecular, fórmula de Lewia y formula estructural) “II parte “

ORIENTACIÓN DIDÁCTICA

La finalidad de la siguiente guía didáctica es que usted como estudiante cumpla con el siguiente objetivo:

- Identificar y clasificar diferentes sustancias en elementos, compuestos y mezclas.
- Diferenciar las clases de fórmulas para representar sustancias químicas.

METODOLOGIA

Introducción → Desarrollo → actividades de evaluación

Con el desarrollo de la guía se espera que el estudiante profundice y adquiera los conocimientos necesarios.

El estudiante debe leer e interiorizar atentamente el contenido y desarrollar las actividades propuestas en este documento, usando como instrumento de educación, dando así evidencia de su aprendizaje.

PROCESO DE DESARROLLO INTEGRAL: (CONSULTA, ANÁLISIS Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES)

Organizar y guiar el proceso de enseñanza-aprendizaje, para contribuir a la profundización y ampliación de conocimientos, resignificando saberes previos y articulándolos con otros nuevos.

EVALUACIÓN

Cada actividad aquí planteada y desarrollada tendrá una valoración cuantitativa entre 1 a 5 teniendo en cuenta que la filosofía institucional busca “Educar con calidad de personas integrales y competentes para una nueva sociedad”

AUTOEVALUACIÓN

La autoevaluación es una evaluación que un estudiante realiza sobre si mismo y sobre su desempeño, y que le permite tomar decisiones para mejorar las acciones y los resultados.

Para asignar la autoevaluación tenga en cuenta los siguientes criterios:

- presento talleres y consultas bien realizadas y en el tiempo estipulado para ello.
- En la evaluación soy lo suficientemente claro
- No requiero supervisión de nadie para la realización de mis actividades y evaluaciones.
- Me responsabilizo de las actividades asignadas

- Entiendo con claridad los conceptos tratados en el periodo
- He sido resiliente mostrando perseverancia y compromiso a las nuevas estrategias de enseñanza aprendizaje.
- He sido disciplinado creando hábitos de estudio y organización para cumplir con mis deberes académicos.
- Me documento de los temas a tratar durante el periodo demostrando así interés por la asignatura.

FORMA DE ENTREGA

Devolver el material con las actividades propuestas desarrolladas. Usar letra legible teniendo en cuenta gramática, caligrafía y ortografía (en lo posible a lapicero negro, respetar los márgenes)

TIEMPO PREVISTO

Teniendo en cuenta que el periodo consta de 10 semanas con una intensidad horaria de 1 hora semanal. El desarrollo de este documento está distribuido en dos entregas "parte I y parte II" las fechas de entrega aparecen en el encabezado de la guía.

Nota: la fecha de entrega está sujeta a cambios de acuerdo al calendario académico según se manifieste la contingencia, la cual será notificada oportunamente.

BIBLIOGRAFIA

<https://contenidos.colombiaaprende.edu.co/contenidos-para-aprender>

INTRODUCCION TEORICA

FÓRMULAS QUÍMICAS

Una fórmula química es la representación de una sustancia pura, un elemento o un compuesto que explica mediante un conjunto de símbolos la proporción de dichos elementos mediante subíndices.

Existen 4 tipos de fórmulas químicas:

- Fórmula molecular
- Fórmula empírica o mínima.
- Fórmula estructural.
- Fórmula de Lewis.

FÓRMULA MOLECULAR:

Indica el número total de átomos dentro de la molécula.

Ejemplo: $C_6H_{12}O_6$

Indica que la molécula tiene 6 átomos de carbono (C), 12 átomos de hidrógeno (H) y 6 átomos de oxígeno (O).

FÓRMULA EMPÍRICA

Indica la proporción en la que se encuentran los átomos que forman la molécula

Ejemplo: Determine la fórmula empírica a partir de la siguiente fórmula molecular

fórmula molecular: $C_6H_{12}O_6$ proporción sacando sexta: F. Empírica $\rightarrow C_1H_2O_1$

Indica que la molécula tiene 1 átomo de carbono (C), 2 átomos de hidrógeno (H) y 1 átomo de oxígeno (O).

Ejemplo

Determine la fórmula empírica a partir de la siguiente fórmula molecular

fórmula molecular: S_2O_6 proporción sacando segunda: F. Empírica $\rightarrow S_1O_3$

Indica que la molécula tiene 1 átomo de azufre (S), 3 átomos de oxígeno (O).

La Regla del Octeto:

La **Regla del Octeto** o **Regla del Octete** fue enunciada en 1916 por G. Lewis y Kossel de manera independiente.

Esta regla establece que:

- El **punto de mayor estabilidad** se adquiere cuando un átomo tiene su **última capa de electrones** como la de los **gases nobles**, es decir con 8 electrones.
- Los átomos **tienen tendencia a ceder o captar electrones para adquirir dicha configuración**. Esta tendencia es tanto más acusada cuanto más próximo sea el número atómico al del gas noble.

Configuración electrónica de los Gases Nobles:

- **Helio:** $1s^2 \rightarrow$ 2 electrones en la última capa
- **Neón:** $1s^2 2s^2 2p^6 \rightarrow$ 8 electrones en la última capa
- **Argón:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \rightarrow$ 8 electrones en la última capa
- **Kriptón:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 \rightarrow$ 8 electrones en la última capa
- **Xenón:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 \rightarrow$ 8 electrones en la última capa
- **Radón:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 \rightarrow$ 8 electrones en la última capa

Debido al hecho de que todos los Gases Nobles (excepto el Helio) tengan **8 electrones en la última capa**, los átomos tendrán tendencia a **ceder o captar electrones hasta quedarse con 8** en la última capa. Por esta razón se la denomina **Regla del Octeto**.

De la Regla del Octeto se desprende que:

- los elementos anteriores al gas noble (Halógenos, Anfígenos, etc) tienen tendencia a ganar electrones para completar el octeto como lo demuestra la **alta electronegatividad** de los mismos
- los elementos posteriores al gas noble (Alcalinos, Alcalinotérreos, etc) tienen tendencia a perder electrones para quedarse con el octeto del gas noble anterior como lo demuestra la **baja electronegatividad** de los mismos.
- los Gases Nobles tienen la estructura más estable (8 electrones en última capa) por lo que **difícilmente reaccionarán para formar compuestos** con otros elementos

Electrones de Valencia

Son los electrones que se encuentran en la última capa electrónica (denominada orbitales de valencia) y tienen muchas posibilidades de participar en una reacción química.

También se puede decir que estos electrones son los electrones más alejados al núcleo del átomo, y en consecuencia los que pueden participar comúnmente en la formación de enlaces químicos.

Para determinar los electrones de valencia de los elementos representativos es decir los elementos del grupo A de la tabla periódica solo es verificar a que grupo pertenece dicho elemento ejemplo:

Determine los electrones de valencia para los siguientes elementos:

Cloro (Cl): ubicado en el grupo VIIA por lo tanto tiene 7 electrones de valencia

Sodio (Na): ubicado en el grupo IA por lo tanto tiene 1 electrones de valencia

azufre (S): ubicado en el grupo VIA por lo tanto tiene 6 electrones de valencia

Calcio (Ca): ubicado en el grupo IIA por lo tanto tiene 2 electrones de valencia

FÓRMULA DE LEWIS

Indica el número total de átomos de la molécula con sus respectivos electrones de valencia. Aquí se verán alrededor de 5 pasos sencillos para lograr una representación de Lewis de manera correcta:

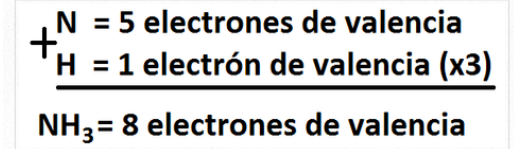
1. Contar los electrones de valencia de todos los átomos involucrados. Este número es el total de electrones a representar.
2. Dibujar el átomo central (o los átomos centrales) con sus electrones de valencia alrededor (representados por **x** o **puntos**).
3. Dibujar el resto de los átomos alrededor del átomo central, haciendo coincidir un electrón de valencia de este último (del átomo central) con un electrón de valencia del átomo secundario.
4. Contar el número de electrones alrededor de cada átomo. Los átomos H, Li y Be deben estar rodeados por dos electrones (correspondientes a los electrones del enlace) y los demás elementos deben estar rodeados por ocho electrones. Si se cumple el primer caso, entonces se dice que se cumple con la **regla del dueto**, y si se cumple el segundo caso, se dice que se cumple con la **regla del octeto**.* Si no se cumplen estas reglas, lea el 5to paso.

5. Si no se cumplen las reglas anteriores (paso 4) entonces tiene que hacerlas calzar. Si le sobran electrones, rompa algunos enlaces y si le faltan forme nuevos enlaces hasta que se cumplan las reglas.

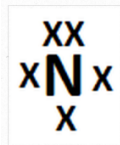
EJEMPLO 1:

Realice la fórmula de Lewis para el amoníaco NH₃.

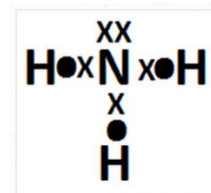
Paso 1:



Paso 2:



Paso 3:



Paso 4:

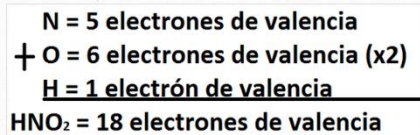
Análisis en sentido de las manecillas del reloj

- N = 8 electrones alrededor (regla del octeto)
- H = 2 electrones alrededor (regla del dueto)
- H = 2 electrones alrededor (regla del dueto)
- H = 2 electrones alrededor (regla del dueto)

EJEMPLO 2: Realice la fórmula de Lewis para el ácido nitroso HNO₂.

Paso 5: (a) dibujo final (b) conteo de electrones final

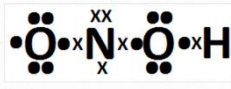
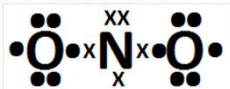
Paso 1:



Paso 2:



(a) Paso 3 para los oxígenos; (b) paso 3 para el hidrogeno



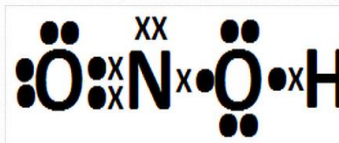
(a)

(b)

Paso 4:

Análisis de derecha a izquierda

- H = 2 electrones alrededor (regla del dueto)
- O = 8 electrones alrededor (regla del octeto)
- N = 7 electrones alrededor (no cumple regla del octeto)
- O = 7 electrones alrededor (no cumple regla del octeto)



(a)

Análisis de derecha a izquierda

- H = 2 electrones alrededor (regla del dueto)
- O = 8 electrones alrededor (regla del octeto)
- N = 8 electrones alrededor (regla del octeto)
- O = 8 electrones alrededor (regla del octeto)

(b)

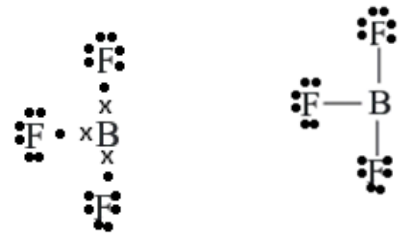
FÓRMULA ESTRUCTURAL: Indica la unión entre los átomos de una molécula a partir de los electrones que se comparten o se transfieren y se representan con guiones (-).

Para dibujar la formula estructural se toma como base la fórmula de Lewis y luego se representa con un guión los electrones que se transfirieron o se compartieron.

Ejemplo 1: representación de la fórmula de Lewis y estructural del BF_3 .

Ejemplo 2: representación de la fórmula de Lewis y estructural del HNO_2 .

Ejemplo 1:



Ejemplo 2:



ACTIVIDAD

1. Determine cuáles son las fórmulas mínimas o empíricas de las siguientes sustancias si sus fórmulas moleculares son:

- $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_8 \rightarrow$
- $\text{Fe}_4\text{H}_8\text{S}_4\text{O}_{16} \rightarrow$
- $\text{C}_6\text{H}_{30}\text{F}_{24} \rightarrow$
- $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_9 \rightarrow$
- $\text{C}_{10}\text{H}_{30}\text{O}_{50} \rightarrow$
- $\text{K}_4\text{H}_{12}\text{O}_{20} \rightarrow$

2. Relacione las dos columnas según corresponda

| | | | |
|---|------------------------|--|---|
| A | Electrones de valencia | | Indica el número total de átomos en la molécula. |
| B | Formula molecular | | Indica que los átomos alcanzan la estabilidad cuando completan ocho electrones en su último nivel de energía. |
| C | Formula de Lewis | | Indica la proporción en la que se encuentran los átomos en una molécula. |
| D | Ley del octeto | | Indica la unión entre átomos y se representa con guiones |
| E | Formula empírica | | Se encuentran ubicados en el último nivel de energía de un átomo |
| F | Formula estructural | | Indica el número total de átomos de la molécula con sus respectivos electrones. |

3. Realiza la fórmula estructural y de Lewis de las siguientes sustancias

- | | | |
|--------------------|-------------------------|-------------------------|
| a. SiS_2 | d. NH_3 | g. SO_3 |
| b. BaCl_2 | e. Br_2 | h. H_2O |
| c. BF_3 | f. H_2S | i. CCl_4 |