

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
| <br>Institución Educativa<br>Pedagógico Integral | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 1 de 26</b>     |

## Tabla de contenido

|  |           |
|--|-----------|
| <b>1. IDENTIFICACIÓN:</b> .....  | <b>2</b>  |
| COMPETENCIAS: .....  | 2         |
| RESULTADO DE APRENDIZAJE: .....  | 2         |
| <b>2. PRESENTACIÓN:</b> .....  | <b>2</b>  |
| <b>3. UNIDADES DE APRENDIZAJE:</b> .....   | <b>2</b>  |
| Unidad 1: TEORIA ATÓMICA .....   | 2         |
| ACTIVIDAD 1 .....  | 6         |
| Unidad 2: PARTÍCULAS SUBATÓMICAS .....   | 6         |
| ACTIVIDAD 2 .....  | 8         |
| ACTIVIDAD 3 .....  | 9         |
| Unidad 3: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS .....                                 | 9         |
| ACTIVIDAD 4 .....  | 10        |
| Unidad 4: ENLACE QUÍMICO .....   | 11        |
| ACTIVIDAD 5 .....  | 13        |
| ACTIVIDAD 6 .....  | 14        |
| ACTIVIDAD 7 .....  | 17        |
| Unidad 5: REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA .....                                       | 17        |
| ACTIVIDAD 8 .....  | 18        |
| ACTIVIDAD 9 .....  | 19        |
| Unidad 6: LEY DE LOS GASES IDEALES .....   | 20        |
| ACTIVIDAD 10 .....   | 21        |
| Unidad 7: TERMOQUÍMICA .....   | 22        |
| ACTIVIDAD 11 .....   | 23        |
| ACTIVIDAD 12 .....   | 24        |
| <b>4. GLOSARIO:</b> .....  | <b>24</b> |
| <b>5. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:</b> .....  | <b>25</b> |
| <b>6. CONTROL DEL DOCUMENTO:</b> .....   | <b>26</b> |
| <b>7. CONTROL DE CAMBIOS: (diligenciar únicamente si realiza ajustes a la guía).</b> ..... | <b>26</b> |

|   |  |                              |
|---|--|------------------------------|
| <br>Institución Educativa<br>Pedagógico Integral | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>       |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b>    |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b>           |
|   |  | Página <b>2</b> de <b>26</b> |

## 1. IDENTIFICACIÓN:

**ÁREA:** Ciencias Naturales (química)      **GRADO:** Décimo      **TIEMPO:** 10 meses

### COMPETENCIAS:

- Explica el concepto de átomo y la importancia del descubrimiento de los diferentes modelos atómicos.
- Identifica cada una de las partículas subatómicas que forman parte del átomo y sus características.
- Analiza los diferentes tipos de enlaces químicos que pueden formar ciertos tipos de elementos.
- Reconoce la importancia de los estados de oxidación de los átomos en la distribución electrónica.
- Comprende las variables que se presentan en las diferentes escaladas de temperaturas existentes.

### RESULTADO DE APRENDIZAJE:

- Explicación del concepto de átomo y los diferentes modelos que se presentaron desde la antigüedad hasta la actualidad.
- Establecimiento de relaciones entre los tipos de elementos químicos y los tipos de enlace que forman.
- Comprensión de la regla del octeto y su importancia en la distribución de electrones de un átomo en un elemento o compuesto.
- Resolución de ejercicios prácticos y problemas cotidianos utilizando las diferentes escalas de temperatura.

## 2. PRESENTACIÓN:

En esta guía el estudiante analizará la estructura atómica y cómo a partir de esta se facilita la comprensión del comportamiento y formación de diversos enlaces en los diferentes elementos químicos que encontramos. Identificando los números de oxidación y ubicándolos correctamente, logrará reconocer cómo estos se distribuyen una vez se forman los compuestos. Se busca también interpretar las variaciones que se presentan en las diferentes escalas de temperaturas y aplicar adecuadamente dichas escalas en la resolución de ejercicios prácticos.

## 3. UNIDADES DE APRENDIZAJE:

### **Unidad 1: TEORÍA ATÓMICA**

En física y química, la teoría atómica es una teoría de la naturaleza de la materia, que afirma que está compuesta por pequeñas partículas llamadas átomos.

Recordemos el concepto de átomo: es la unidad constituyente más pequeña de la materia que tiene propiedades de un elemento químico. También pensemos en que los elementos son indivisibles, es decir, no se pueden dividir mediante métodos químicos en algo más pequeño. Tengamos en cuenta esto para leer lo siguiente:

El primero en proponer una teoría atómica de la materia fue Demócrito, filósofo presocrático, quien en el siglo V a. C. afirmó que todo estaba compuesto por pequeñas piezas a las que llamó átomos (del griego *ἄτομον*, *indivisible*). Su teoría fue prontamente olvidada. Recién en el siglo XIX tal idea logró una extensa aceptación científica gracias a los descubrimientos en

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
| <br>Institución Educativa<br>Pedagógico Integral | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 3 de 26</b>     |

el campo de la estequiometría. Los químicos de la época creían que las unidades básicas de los elementos también eran las partículas fundamentales de la naturaleza (de ahí el nombre de átomo, «indivisible»). Sin embargo, a finales de aquel siglo, y mediante diversos experimentos con el electromagnetismo y la radiactividad, los físicos descubrieron que el denominado "átomo indivisible" era en realidad un grupo de diversas partículas subatómicas (principalmente electrones, protones y neutrones), que, aunque van juntas; pueden existir de forma aislada. De hecho, en ciertos ambientes, como en las estrellas de neutrones, la temperatura extrema y la elevada presión impide a los átomos existir como tales. El campo de la ciencia que estudia las partículas fundamentales de la materia (electrones, protones, neutrones y otros) se denomina física de partículas.

Los inicios de la teoría atómica se remontan al Siglo V antes de Cristo. En ese entonces, dos filósofos griegos, Leucipo y Demócrito, propusieron que la materia no podía dividirse infinitamente tal y como lo estipulaba Aristóteles. Ellos proponían que al final de la división llegarían a los átomos. Después de que en Grecia se estableció que "los átomos son partículas muy pequeñas, eternas e indivisibles que constituyen la materia"; muchos filósofos, físicos, químicos y demás científicos postularon otras teorías encaminadas a describir la composición y estructura del átomo, estos son algunos de ellos:

### Teoría atómica de Dalton (1808)

Durante el siglo XVIII y los primeros años del siglo XIX, en su afán por conocer e interpretar la naturaleza, los científicos estudiaron intensamente las reacciones químicas mediante numerosos experimentos. Estos estudios permitieron hallar relaciones muy precisas entre las masas de las sustancias sólidas o entre los volúmenes de los gases que intervienen en las reacciones químicas. Las relaciones encontradas se conocen como leyes de la química. Entre las **leyes fundamentales de la química**, hay algunas que establecen las relaciones entre masas, llamadas leyes gravimétricas y otras que relacionan volúmenes, denominadas leyes volumétricas. John Dalton desarrolló su modelo atómico, en la que proponía que cada elemento químico estaba compuesto por átomos iguales y exclusivos, y que aunque eran indivisibles e indestructibles, se podían asociar para formar estructuras más complejas (los compuestos químicos). Esta teoría tuvo diversos precedentes que permitieron llegar a las siguientes conclusiones:

1. Toda materia está constituida por partículas diminutas e indestructibles llamadas átomos.
2. Los átomos de un elemento dado son todas iguales en peso, tamaño y demás propiedades.
3. Durante las reacciones químicas los átomos pueden intercambiarse o las combinaciones de átomos pueden romperse, pero los átomos en si permanecen invariables.
4. Átomos de dos o más elementos pueden combinarse en más de una proporción para formar más de un compuesto.

Su teoría puede resumirse en cinco ideas básicas:

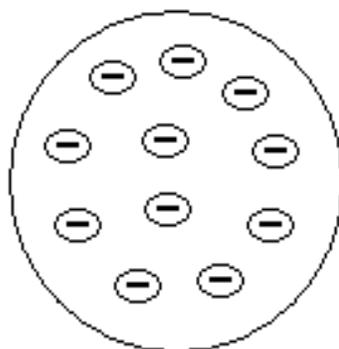
| LEYES   | OTRAS LEYES QUE CONCORDABAN CON LO EXPUESTO POR DALTON                  |
|---|---|
| La materia está formada por partículas indivisibles llamadas átomos. Los cuales no se crean ni se destruyen | (Ley de la conservación de la materia propuesta por Antoine Lavoisier). |
| Todos los átomos de un mismo elemento   |   |



|   |   |
|---|---|
| son iguales en peso, tamaño y propiedades químicas  |   |
| Los átomos de elementos diferentes también son diferentes   |   |
| Los átomos de diferentes elementos se combinan entre sí, en relaciones numéricas enteras y sencillas para formar compuestos | (Ley de las proporciones definidas de Proust) |
| Los átomos de diferentes elementos pueden combinarse en distintas proporciones numéricas para formar más de un compuesto    | (Ley de las proporciones múltiples)           |

### J.J. Thompson (1897)

J.J Thompson realiza una serie de experimentos con gases, descubre unas partículas cargadas negativamente a las que llama **electrones**. Según él la materia es eléctricamente neutra. Su modelo considera al átomo como una masa con carga positiva, donde se insertan los electrones en número y posiciones tales que el campo eléctrico resultante es nulo. “El modelo del pastel de pasas”.



La consecuencia de este descubrimiento fue bastante enorme ya que no se tenía ninguna evidencia de que el átomo podría tener un núcleo. Este científico lleva a pensar que los electrones se encontraban inmersos en una especie de sustancia con carga positiva que hacía contrarrestar la carga negativa de los electrones. Esto es lo que hacía que los átomos tuvieran la carga neutral. Lo que pensaba Thompson era que la parte positiva del átomo permanecía siempre de forma indefinida. Este modelo que creó en el año 1904 no tuvo una aceptación académica generalizada. Cinco años después Geiger y Marsden pudieron realizar un experimento con una lámina de oro que hizo que los descubrimientos de Thomson no fueran tan eficaces.

### Ernest Rutherford (1911)

Su experimento consiste en bombardear una delgada lámina de oro con un haz de partículas alfa. Se observa que la mayoría de las partículas atraviesan la lámina sin ser desviadas en su trayectoria; un pequeño número es desviado por alguna causa, y solo unas cuantas partículas rebotan.

De acuerdo a esto Rutherford propone el siguiente modelo atómico:

- Existe un núcleo cargado positivamente en el cual se encuentra concentrada toda la masa del átomo. El núcleo está constituido por partículas positivas llamadas protones y por partículas neutras llamadas neutrones.

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
|  | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 5 de 26</b>     |

- b) Existe un número de electrones igual a la carga nuclear que giran alrededor del núcleo.
- c) La carga positiva del núcleo coincide con el número atómico del elemento estudiado.
- d) Los átomos son en su mayor parte espacio vacío.

### Becquerel y los esposos Curie (1896)

Es descubierta por Becquerel y los esposos Curie. La radiactividad es el proceso de ruptura de los átomos durante el cual se emiten radiaciones. Al experimentar con elementos como el Uranio y el Radio se descubre que el haz de partículas subatómicas emitido esta conformado por:

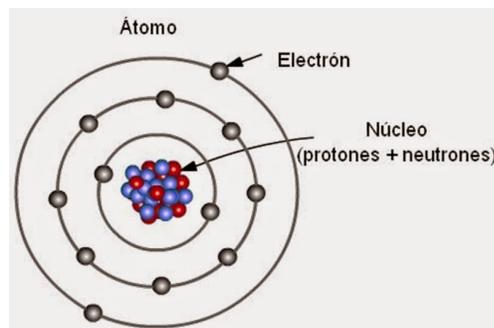
|                    | Composición   | Carga          |
|--------------------|---|----------------|
| <b>Rayos alfa</b>  | 2 protones y 2 neutrones (llamados también núcleos de Helio)            | 2 <sup>+</sup> |
| <b>Rayos beta</b>  | Electrones de alta energía  | 1 <sup>-</sup> |
| <b>Rayos gamma</b> | Radiación electromagnética de longitud de onda muy corta (Alta energía) | 0              |

### Modelo de Bohr (1913)

Se basó en los estudios de espectro de emisión de los átomos y en la teoría de los cuantos; Emisiones de los átomos: la luz que emite un elemento se conoce como su espectro y cada elemento tiene uno diferente. Teoría de los cuantos: Propuesta por Plank (1900). En una reacción química no puede intervenir una cantidad de materia inferior a un átomo. Igualmente hay una cantidad mínima de energía que se puede emitir, que es el **fotón** o cuanto.

El modelo atómico de Bohr contempla cuatro postulados:

1. Los electrones en los átomos están localizados en órbitas o niveles de energía alrededor del núcleo.
2. Los electrones en las órbitas más cercanas al núcleo tienen menor energía que aquellos localizados en órbitas más alejadas.
3. Cualquier electrón en un átomo puede tener sólo ciertos valores de energía permitidos. Esta energía.
4. Cualquier determina qué órbita ocupa un electrón.
5. Los electrones pueden moverse de una órbita a otra. Para esto debe ganar o perder una cantidad exacta de energía, un cuanto de energía.



### Max Plank (1900)

En 1900 Max Plank propone la teoría cuántica para la energía radiante: “La Energía Radiante sólo puede ser emitida o absorbida en cantidades discretas llamadas cuantos”. Plank desarrolló una ecuación que define la energía de un cuanto de Energía Radiante:

$$E = h \times v$$

|   |  |  |
|---|--|--|
|  | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>   |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>FECHA: Enero /2020</b><br><b>VERSIÓN: 01</b><br><b>Página 6 de 26</b> |

**E** = Energía Radiante

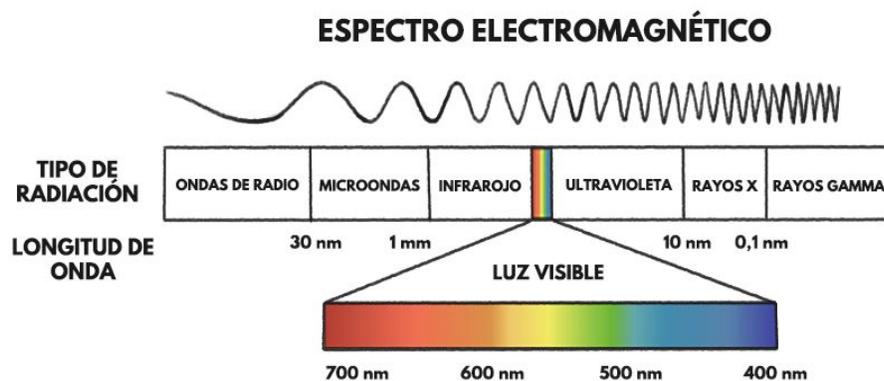
**h** = Constante de Plank ( $6.6262 \times 10^{-34}$  Joule-seg)

**v** = Frecuencia ( $seg^{-1}$ )

En 1905 Albert Einstein propuso que los cuantos son paquetes discontinuos llamados "**fotones**".

### El espectro electromagnético

Cuando un rayo de luz atraviesa un prisma, el rayo se desvía o se refracta. El grado de desviación depende de la **longitud de onda**. El espectro electromagnético representa el intervalo de longitudes de onda de la radiación eectromagnética, y abarca desde las ondas de radio, pasando por la luz, hasta los rayos x y gamma.



### ACTIVIDAD 1

1. Establezca diferencias entre los modelos atómicos.
2. ¿En qué consiste el modelo atómico de Schrodinger?
3. Represente este último modelo.

### Unidad 2: PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Los átomos no son partículas individuales como lo había pensado originalmente Dalton, sino que están compuestos de partículas más simples: en el núcleo del átomo, los neutrones y los protones cargados positivamente y rodeando al núcleo los electrones cargados negativamente.

#### El Electrón ( $e^-$ )

El electrón es una partícula subatómica que tiene carga negativa, su descubrimiento deriva de los experimentos realizados con Electricidad. Además Julius Plücker en 1859 realizó experimentos con Rayos Catódicos que consiste en lo siguiente: Dos Electrodo se encuentran dentro de un tubo sellado de vidrio al que se ha extraído casi completamente el aire. Cuando se aplica un **voltaje** alto a través de los electrodos, emerge un haz de rayos desde el electrodo negativo llamado **cátodo** hacia el electrodo positivo llamado **ánodo**.

Estos rayos tienen naturaleza negativa, ya que son repelidos por el extremo negativo de campos eléctricos (Cátodo) y magnéticos (Sur Magnético). En 1891 Stoney les llamó electrones. Finalmente, en 1897 Joseph J. Thomson determinó la relación carga-masa ( $e/m$ ) del electrón estudiando la desviación de los rayos Catódicos por los campos eléctrico y magnético.

$$e/m = -1.75 \times 10^8 \text{ coulomb/gramo}$$

En 1909 Robert A. Millikan determinó la carga del electrón que resultó ser:

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
| <br>Institución Educativa<br>Pedagógico Integral | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 7 de 26</b>     |

$$e^- = -1.608 \times 10^{-19} \text{ coulomb}$$

Al contar con el valor de  $e/m$  y con el de  $e$ , fue posible obtener el valor de  $m$  (masa del electrón) que resultó ser:

$$m_{e^-} = 9.1096 \times 10^{-28} \text{ g}$$

### El Protón ( $H^+$ o $p^+$ )

El protón es una partícula cargada positivamente, su estudio se debe en gran parte a Eugene Goldstein quien realizó experimentos con rayos catódicos en los cuales se introdujo hidrógeno gas a baja presión, observando la presencia de rayos que viajaban en dirección opuesta a los rayos catódicos. El llamó a estos “rayos positivos” protones. Se determinó la relación carga-masa para el protón resultando ser:

$$e/m = +9.5791 \times 10^4 \text{ coulomb/gramo}$$

A los protones se les asignó el símbolo  $H^+$  y se determinó que la carga del protón es igual a la del electrón sólo que de signo contrario (+).

$$e_{H^+} = +1.602 \times 10^{-19} \text{ coulomb}$$

Así mismo, se determinó la masa del Protón siendo ésta de:

$$m_{H^+} = 1.6716 \times 10^{-24} \text{ g}$$

### El Neutrón (n)

En 1932 Chadwick determinó mediante el estudio de reacciones nucleares la masa del Neutrón, el cual no posee carga (por eso le llamaron neutrón, de “neutro”) siendo ésta de:

$$m_n = 1.76750 \times 10^{-24} \text{ g}$$

### El núcleo

Es la parte central del átomo cargada positivamente: está compuesto principalmente de las partículas fundamentales llamadas protones y neutrones. Los electrones se mueven alrededor del núcleo. El núcleo contiene la mayor parte de la masa del átomo.

### Número atómico (Z)

Indica el número de protones que tiene un átomo en el núcleo, el cual es igual a la cantidad de electrones, ya que la materia es eléctricamente neutra. La cantidad de protones varía según el elemento, y es indicada en la tabla periódica como el **número atómico**.

Ejemplo:

El Magnesio (Mg) tiene  $Z = 12$ , es decir, es su número atómico, y también, el número de protones.

### Número de masa o masa atómica (A)

Es la suma del número de protones y neutrones contenidos en el núcleo.

$$A = Z + N$$

Ejemplo:

El Sodio (Na) tiene  $Z = 11$  y  $A = 23$ , por lo tanto, contiene 11 protones, 11 electrones y 12 neutrones:

$$N = A - Z$$

$$N = 23 - 11$$

$$N = 12$$

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
|  | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 8 de 26</b>     |

La masa atómica, en una definición más exacta, es la masa de un átomo expresada en relación al átomo de carbono-12 ( $^{12}\text{C}$ ).

### Carga atómica (CA)

Un átomo es aquel que posee igual número de protones y de electrones. Su carga por lo tanto es cero. Cuando un átomo neutro pierde electrones, adquiere tantas cargas positivas como electrones haya perdido. Cuando gana electrones las cargas adquiridas serán negativas. La carga atómica, es la carga adquirida por un átomo al ganar o perder electrones.

### ACTIVIDAD 2

1. Indique el número de electrones ganados o perdidos por cada uno de los siguientes átomos:

- a)  $\text{Na}^{+1}$  \_\_\_\_\_      b)  $\text{Br}^{-1}$  \_\_\_\_\_      c)  $\text{Ni}^{+2}$  \_\_\_\_\_  
d)  $\text{Al}^{+3}$  \_\_\_\_\_      e)  $\text{Ra}^{+2}$  \_\_\_\_\_      f)  $\text{Cl}^{-5}$  \_\_\_\_\_

2. Halle el número de electrones que deben ganar o perder los siguientes átomos para ser neutros:

- a)  $\text{Ca}^{+2}$  \_\_\_\_\_      b)  $\text{Cl}^{-1}$  \_\_\_\_\_      c)  $\text{O}^{-2}$  \_\_\_\_\_  
d)  $\text{Ga}^{+3}$  \_\_\_\_\_      e)  $\text{Ag}^{+1}$  \_\_\_\_\_      f)  $\text{I}^{-1}$  \_\_\_\_\_

3. Completa la siguiente información para un átomo de aluminio:

- a) Z: \_\_\_\_\_      b) A: \_\_\_\_\_      c)  $p^+$ : \_\_\_\_\_      d)  $n^{\circ}$ : \_\_\_\_\_

4. Complete el siguiente cuadro

| $p^+$ | $n^{\circ}$ | $e^-$ | Z  | A  | CA | SIMBOLO |
|-------|-------------|-------|----|----|----|---------|
| 7     |             |       |    | 14 | +3 |         |
|       | 49          |       |    |    | 0  |         |
| 20    |             | 18    |    | 40 |    |         |
|       |             |       | 35 | 80 | -1 | Br      |
|       | 65          | 49    |    |    | 0  |         |
| 1     |             | 1     |    | 1  |    |         |
|       |             | 18    |    | 16 |    |         |
|       | 4           |       | 3  |    | +1 | Li      |
| 87    | 136         |       |    |    |    |         |
|       |             |       | 34 | 79 | 0  |         |

### Números cuánticos

Los números cuánticos determinan la región del espacio-energía de mayor probabilidad para encontrar a un electrón. El desarrollo de la Teoría Cuántica fue realizado por Plank, Maxwell, Schrödinger, Pauling, Heisenberg, Einstein, De Broglie y Boltzmann

Descripción de los Números Cuánticos:

**Número Cuántico Principal:** Proporciona el Nivel y la distancia promedio relativa del  $n =$  electrón al Núcleo.  $n$  posee valores de 1, 2, 3, etc.

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
|  | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   |  | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 9 de 26</b>     |

**Número Cuántico Azimutal:** Proporciona el subnivel. cada orbital de un subnivel dado es equivalente en energía, en ausencia de un campo magnético. **l** posee valores desde 0 hasta n-1.

**Número Cuántico Magnético:** Define la orientación del Orbital. **m** posee valores desde -l pasando por 0 hasta +l

**Número Cuántico de Spin:** Define el giro del Electrón. **s** posee valores de +1/2 y -1/2.

#### **Principio de Incertidumbre de Heisenberg:**

“Es imposible determinar simultáneamente la posición exacta y el momento exacto del electrón”

#### **Principio de Exclusión de Pauli:**

“Dos electrones del mismo átomo no pueden tener los mismos números cuánticos idénticos y por lo tanto un orbital no puede tener más de dos electrones”.

El Número máximo de electrones por nivel es  $2(n)^2$

#### **ACTIVIDAD 3**

Determine los cuatro números cuánticos para los siguientes niveles y subniveles de energía:

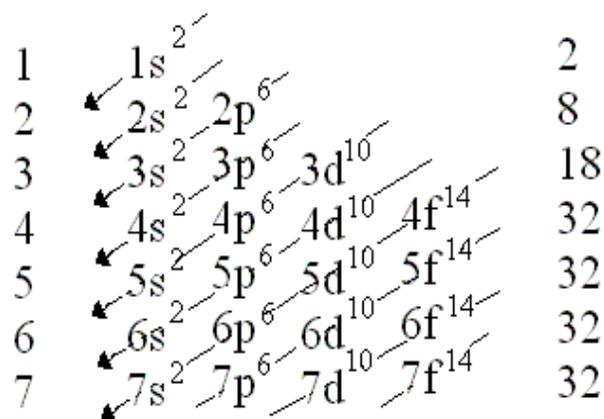
- a) 2p      b) 3      c) 2      d) 4f      e) 3d      f) 1s

### **Unidad 3: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS**

#### **Notación espectral**

Es la representación esquemática de la distribución de los electrones de un átomo, de acuerdo con el modelo atómico de Bohr. Los electrones tienden a ocupar orbitales de energía mínima.

La siguiente figura muestra el orden de llenado de los orbitales, siguiendo



Ejemplo:

Determine la distribución electrónica o notación espectral para un átomo de plata:

**Ag:**

**Z = 47**, recordar que este es el número atómico.



|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
|  | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   |  | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 10 de 26</b>    |

Es decir, en el nivel 1s hay dos electrones, en el nivel 2s hay dos electrones, en el nivel 2p hay seis electrones, y así sucesivamente, hasta que sumen 47 electrones.

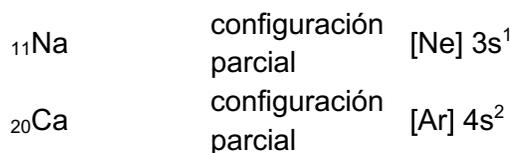
### Electrones de valencia

Son los electrones que un átomo posee en su último nivel. En los casos anteriores los electrones de valencia para el hidrogeno es 1, para el helio es 2 para el litio es 1 y para el berilio es 2 porque son los electrones que hay en el ultimo nivel de cada uno de estos átomos

Para representar una configuración electrónica por la notación convencional se usan dos métodos **(a) la configuración total**, que consiste en escribir todos los orbitales; y **(b) la configuración parcial**, en donde los niveles totalmente llenos se abrevian con la letra mayúscula apropiada: si (K) significa  $1s^2$ ; (K, L) significa  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Por ejemplo, para el átomo de sodio:

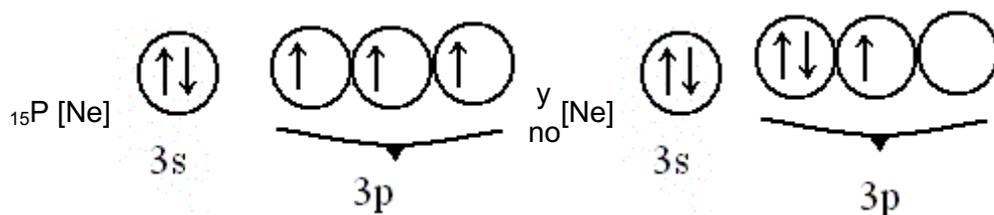
**Número atómico:**  ${}_{11}\text{Na}$ ; **configuración total:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; **configuración parcial:** (K,L)  $3s^1$

Otra manera alterna de escribir la configuración parcial, es escribiendo el símbolo del gas noble que le precede entre corchetes, seguido de los electrones presentes por encima del gas noble, por ejemplo, para el sodio y calcio sería:



### Regla de Hund

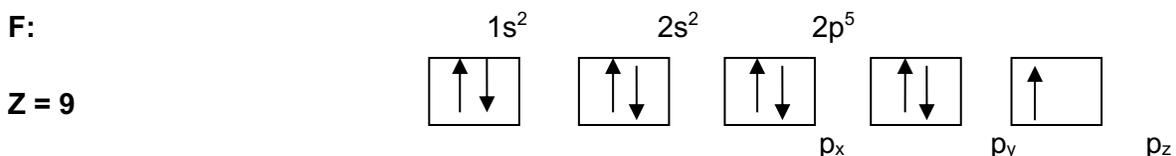
Se aplica la regla de Hund de máxima multiplicidad cuando un orbital **p**, **d**, o **f** es ocupado por más de un electrón. Esta regla dice que los electrones permanecen sin aparear con espines paralelos en orbitales de igual energía, hasta que cada uno de estos orbitales tiene , cuando menos un electrón. Por ejemplo, el diagrama orbital para el fósforo:



Ningún orbital **p** puede poseer dos electrones hasta que todos los orbitales **p** tengan un electrón cada uno.

Ejemplo:

Distribuya los electrones para un átomo de flúor



### ACTIVIDAD 4

1. Realice la notación espectral para los átomos de los siguientes elementos

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
| <br>Institución Educativa<br>Pedagógico Integral | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 11 de 26</b>    |

|    |    |   |    |
|----|----|---|----|
| a) | Ca | = | 20 |
| b) | Sb | = | 51 |
| c) | Pt | = | 78 |
| d) | Er | = | 68 |
| e) | Ce | = | 58 |

2. Distribuir en los orbitales los electrones de valencia de los siguientes átomos:

a) Zr = 40    b) Na = 11    c) Al = 13    d) Kr = 36    e) Eu = 63

#### **Unidad 4: ENLACE QUÍMICO**

Es el proceso por medio del cual átomos iguales o diferentes se unen para formar moléculas o compuestos, para formar un enlace los átomos reciben, ceden o comparten electrones con el fin de completar ocho electrones en el nivel energético más externo y así adquirir la estructura electrónica del gas noble más cercano en el sistema periódico. El comportamiento de un átomo depende del número de electrones de su capa de valencia.

#### **Energía de ionización**

Es la cantidad mínima de energía que hay que suministrar a un átomo neutro gaseoso y en estado fundamental para arrancarle el electrón enlazado con menor fuerza, es decir, mide la fuerza con la que está unido el electrón al átomo.

Es una energía muy elevada para los gases nobles y es necesaria una mayor cantidad de energía.

Las energías de ionización pequeña indican que los electrones se arrancan con facilidad. A medida que aumenta  $n$  el  $e^-$  está más lejos del núcleo, la atracción es menor y por lo tanto, la energía de ionización es menor.

En el mismo periodo aumenta la carga nuclear y la energía de ionización tiene valores más grandes.

#### **Electronegatividad**

Es una propiedad química que mide la capacidad de un átomo (o de manera menos frecuente un grupo funcional) para atraer hacia él los electrones, o densidad electrónica, cuando forma un enlace covalente en una molécula. También debemos considerar la distribución de densidad electrónica alrededor de un átomo determinado frente a otros, tanto en una especie molecular como en un compuesto no molecular.

La electronegatividad de un átomo determinado está afectada fundamentalmente por dos magnitudes, su masa atómica y la distancia promedio de los electrones de valencia con respecto al núcleo atómico. Esta propiedad se ha podido correlacionar con otras propiedades atómicas y moleculares. Fue Linus Pauling el investigador que propuso esta magnitud por primera vez en el año 1932, como un desarrollo más de su teoría del enlace de valencia. La electronegatividad no se puede medir experimentalmente de manera directa como, por ejemplo, la energía de ionización, pero se puede determinar de manera indirecta efectuando cálculos a partir de otras propiedades atómicas o moleculares.

Se han propuesto distintos métodos para su determinación y aunque hay pequeñas diferencias entre los resultados obtenidos todos los métodos muestran la misma tendencia periódica entre los elementos.



El procedimiento de cálculo más común es el inicialmente propuesto por Pauling. El resultado obtenido mediante este procedimiento es un número adimensional que se incluye dentro de la escala de Pauling: Es una escala que varía entre 0,7 para el elemento menos electronegativo y 4,0 para el mayor.

### Enlace iónico

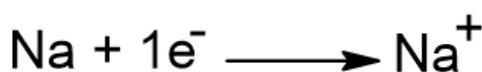
Se realiza por transferencia de electrones de un átomo muy electropositivo a otro muy electronegativo. Esta transferencia de electrones convierte los átomos en iones. Un ión es un átomo o grupo de átomos cargados eléctricamente, si el ión es positivo se llama catión y si es negativo se llama anión. Se puede determinar por diferencia de electronegatividad ya que cuando esta es igual o mayor a 1.7 el enlace es iónico.

Ejemplo:

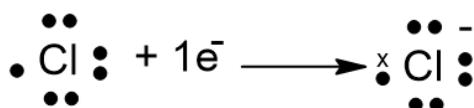
#### NaCl (sal común o sal de mesa)

**Na:** Elemento alcalino. Pertenece al grupo I. Posee un electrón de valencia. Poco electronegativo (0.9) cede electrones.

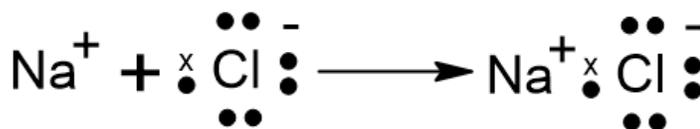
**Cl:** Elemento halógeno. Pertenece al grupo VII. Posee siete electrones de valencia. Muy electronegativo (3.0) gana electrones.



Sodio como catión.



Cloro como anión.



Forman cloruro de sodio.

### Enlace covalente

Se verifica por compartimiento de electrones entre dos átomos de electronegatividad semejante, cuando la diferencia de electronegatividad es menor a 1.7 se dice que el enlace es covalente, si dicha diferencia es cero se llama covalente no polar.

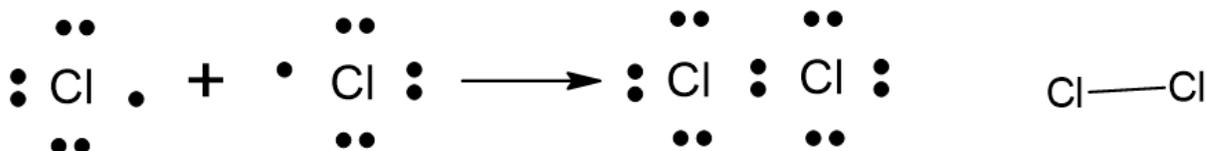
Este enlace se representa por un guion o línea entre los símbolos de los elementos comprometidos en él.

Si se comparte un par de electrones el enlace es covalente sencillo.

Si se comparten 2 pares de electrones el enlace es covalente doble.

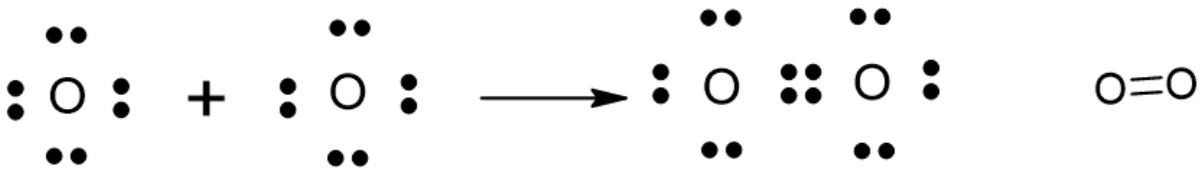
Si se comparten 3 pares de electrones el enlace es covalente triple.

Ejemplos:

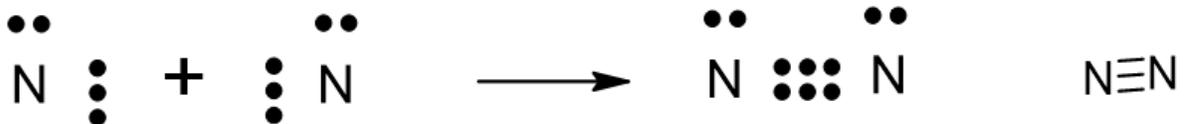


|   |  |  |
|---|--|--|
|  | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>                       |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>FECHA: Enero /2020</b>                    |
|   |  | <b>VERSIÓN: 01</b><br><b>Página 13 de 26</b> |

### Enlace covalente sencillo



### Enlace covalente doble

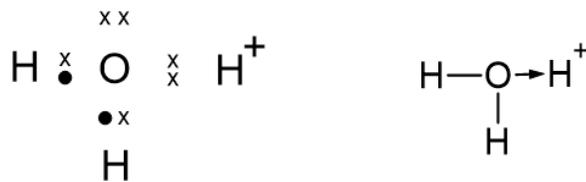


### Enlace covalente triple

### Enlace covalente coordinado

Se forma cuando el par de electrones compartidos pertenece a uno solo de los átomos. Este enlace se representa con una flecha que señala al átomo receptor del par electrónico.

Ejemplo:



### ACTIVIDAD 5

1. Dibuje los enlaces formados entre las siguientes parejas de elementos

- a) Sodio y Flúor  
c) Calcio y Cloro

- b) Magnesio y Oxígeno.  
d) Litio y Oxígeno.

2. Determine por diferencia de electronegatividad el enlace que se forma entre

- a) Sodio y Bromo  
c) Nitrógeno y Nitrógeno

- b) Carbono y oxígeno  
c) Hidrogeno y Oxígeno

### Valencia

Es la capacidad de combinación que presentan los átomos. Los electrones de valencia son los que se encuentran en el último nivel de energía. Cuando se hace una combinación, los electrones de valencia pasan del nivel de energía externo un átomo a otro o son compartidos por los niveles externos de los átomos que entran en la combinación. Los elementos de un mismo grupo presentan la misma valencia o capacidad de combinación con los otros elementos.

### Número de oxidación

Es la carga eléctrica que un átomo parece tener cuando forma parte de un compuesto.

Pautas para determinar el número de oxidación:

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
| <br>Institución Educativa<br>Pedagógico Integral | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   |  | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 14 de 26</b>    |

- Para cualquier átomo no combinado o elemento libre es cero.
- La suma de los números de oxidación de todos los átomos en una fórmula es igual a cero.
- El número de oxidación del oxígeno es  $-2$ , excepto en los peróxidos.
- El número de oxidación del hidrógeno es  $+1$ , excepto en los hidruros metálicos.
- Los metales del grupo IA su número de oxidación es  $+1$  y los del grupo IIA es  $+2$ .
- En compuestos binarios los halógenos su número de oxidación es  $-2$ .

Ejemplos:

Determine el estado de oxidación para cada uno de los átomos en las siguientes moléculas:

a)  $PO_4 =$

$$P^x O_4^{-2}$$

$$x + 4 * (-2) = 0$$

$$x - 8 = 0$$

$$x = 8$$

$$P^8 O_4^{-2}$$

b)  $KMnO_4 =$

$$K^{+1} Mn^x O_4^{-2}$$

$$1 + x + 4 * (-2) = 0$$

$$1 + x - 8 = 0$$

$$x - 7 = 0$$

$$x = 7$$

$$K^{+1} Mn^7 O_4^{-2}$$

### ACTIVIDAD 6

- ¿Cómo se enuncia la ley periódica?

---



---

- Ubique el grupo y el período de los siguientes elementos solo teniendo en cuenta su número atómico:

- Fe = 26 \_\_\_\_\_  
Grupo: \_\_\_\_\_ Período: \_\_\_\_\_
- Ra = 88 \_\_\_\_\_  
Grupo: \_\_\_\_\_ Período: \_\_\_\_\_
- Pm = 61 \_\_\_\_\_  
Grupo: \_\_\_\_\_ Período: \_\_\_\_\_
- Md = 101 \_\_\_\_\_  
Grupo: \_\_\_\_\_ Período: \_\_\_\_\_
- Br = 35 \_\_\_\_\_  
Grupo: \_\_\_\_\_ Período: \_\_\_\_\_

- Ordene en forma creciente de tamaño atómico los siguientes elementos:  
Mg, Li, Mn, Si, C, B, Ir y Fr: \_\_\_\_\_

- ¿Qué información presentan los cuadros pequeños en la tabla periódica? Mencione tres y defínalos:

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
| <br><small>Institución Educativa<br/>Pedagógico Integral</small> | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 15 de 26</b>    |

---



---



---

5. Deducir la valencia que deben presentar los elementos de los grupos IA y VIIA:

---



---



---

6. Ordene los elementos según la electronegatividad:  
Ca, Na, Zr, Cr; H, O, At y Fr: \_\_\_\_\_

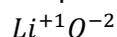
7. Determine el tipo de enlace con la ayuda de la electronegatividad que se presentan entre los siguientes elementos:

- a) Cr y O: \_\_\_\_\_ Tipo de enlace: \_\_\_\_\_  
 b) H y C: \_\_\_\_\_ Tipo de enlace: \_\_\_\_\_  
 c) Fe y O: \_\_\_\_\_ Tipo de enlace: \_\_\_\_\_  
 d) Br y K: \_\_\_\_\_ Tipo de enlace: \_\_\_\_\_  
 e) H y O: \_\_\_\_\_ Tipo de enlace: \_\_\_\_\_

8. De termine el numero de oxidación para cada uno de los átomos de las siguientes moléculas:

- a) Na:  
 b) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>:  
 c) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>  
 d) Li<sub>2</sub>O  
 e) Cl<sub>2</sub>

9. Con base en los estados de oxidación determine la fórmula molecular para los compuestos formados por las siguientes parejas de elementos. Para tal efecto, después de hallar los números de oxidación, entrecrúcelos como subíndices así:



- a) Al (+3) y O  
 b) Zn (+2) y S (-2)  
 c) Na (+1) y Cl (-1)  
 d) Cl (+7) y O

### Estructuras de Lewis

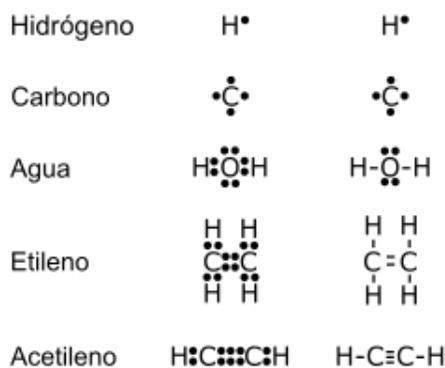
La estructura de Lewis, también llamada *diagrama de punto*, *modelo de Lewis* o *representación de Lewis*, es una representación gráfica que muestra los pares de electrones de enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir. Son representaciones adecuadas y sencillas de iones y compuestos, que facilitan el

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
| <br>Institución Educativa<br>Pedagógico Integral | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 16 de 26</b>    |

recuento exacto de electrones y constituyen una base importante para predecir estabildades relativas.

Esta representación se usa para saber la cantidad de electrones de valencia de un elemento que interactúan con otros o entre su misma especie, formando enlaces ya sea simples, dobles, o triples y estos se encuentran íntimamente en relación con los enlaces químicos entre las moléculas y su geometría molecular, y la distancia que hay entre cada enlace formado.

Las estructuras de Lewis muestran los diferentes átomos de una determinada molécula usando su símbolo químico y líneas que se trazan entre los átomos que se unen entre sí. En ocasiones, para representar cada enlace, se usan pares de puntos en vez de líneas. Los electrones despartados (los que no participan en los enlaces) se representan mediante una línea o con un par de puntos, y se colocan alrededor de los átomos a los que pertenece.



### Regla del octeto

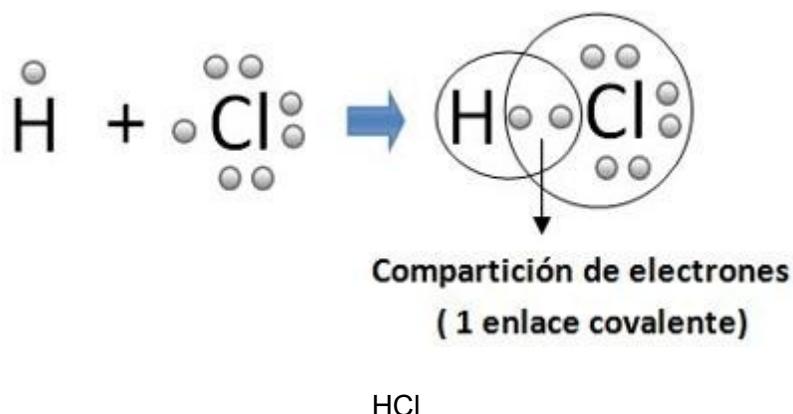
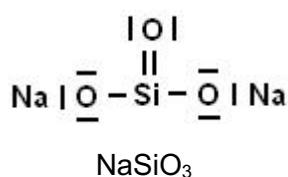
La regla del octeto, establece que los átomos se enlazan unos a otros en el intento de completar su capa de valencia (última capa de la electrosfera). La denominación "regla del octeto" surgió en razón de la cantidad establecida de electrones para la estabilidad de un elemento, o sea, el átomo queda estable cuando presenta en su capa de valencia 8 electrones. Para alcanzar tal estabilidad sugerida por la regla del octeto, cada elemento precisa ganar o perder (compartir) electrones en los enlaces químicos, de esa forma ellos adquieren ocho electrones en la capa de valencia. Veamos que los átomos de oxígeno se enlazan para alcanzar la estabilidad sugerida por la regla del octeto. La justificativa para esta regla es que las moléculas o iones, tienden a ser más estables cuando la capa de electrones externa de cada uno de sus átomos está llena con ocho electrones (configuración de un gas noble). Es por ello que los elementos tienden siempre a formar enlaces en la búsqueda de tal estabilidad.

Los átomos son más estables cuando consiguen ocho electrones en la capa de su estado de óxido, sean pares solitarios o compartidos mediante enlaces covalentes. Considerando que cada enlace covalente simple aporta dos electrones a cada átomo de la unión, al dibujar un diagrama o estructura de Lewis, hay que evitar asignar más de ocho electrones a cada átomo.

### Excepciones a la regla del Octeto

El hidrógeno tiene un sólo orbital en su capa de valencia la cual puede aceptar como máximo dos electrones, junto con el berilio que se completa con una cantidad de cuatro electrones y el boro que requiere de seis electrones para llevar a cabo esta función, de modo en que se elude a la normativa que especifica que todo elemento se completa con 8 electrones a su disposición. Por otra parte, los átomos no metálicos a partir del tercer período pueden formar "octetos expandidos" es decir, pueden contener más que ocho electrones en su capa de valencia, por lo general colocando los electrones extra en subniveles.

Ejemplos:



### ACTIVIDAD 7

Dibuje la estructura de Lewis de los siguientes compuestos

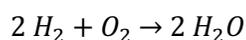
- $H_2SO_4$
- $H_3PO_4$
- $NH_3$
- $H_2S$

### Unidad 5: REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA

¿Qué sucede al mezclar vinagre con bicarbonato de sodio? El resultado producido es una inmediata y efervescente cascada de burbujas. Estas burbujas contienen dióxido de carbono, que se producen por la reacción química entre bicarbonato de sodio, y el ácido acético, que está en el vinagre.

En la unidad anterior se vieron fórmulas químicas para representar reacciones. Ahora, se obtendrá de ellas información cuantitativa sobre la cantidad de sustancia involucrada en aquellas reacciones. A esto se le denomina **estequiometría**, que es el área de estudio que examina las cantidades de sustancia que se consumen y se producen cuando pasan por reacciones químicas. Tener en mente que la materia no se crea ni se destruye, se transforma. Lo que estudia la estequiometría está basada en este concepto, conocido como la **ley de la conservación de la masa**.

Cuando el gas hidrógeno ( $H_2$ ) se quema, reacciona con el oxígeno ( $O_2$ ) en el aire, para formar agua ( $H_2O$ ). La forma en que se escribe en una ecuación química es:

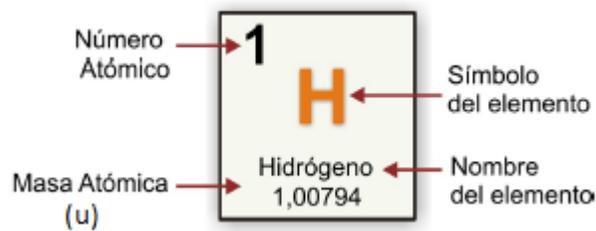


Se lee el signo + como “reacciona con”, y la flecha se lee como “produce”. Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha se llaman **reactivos**. Las fórmulas químicas a la derecha de la flecha se llaman **productos**. Los números al frente de las fórmulas se llaman coeficientes, que indican el número de moléculas en cada reacción. Como en álgebra, el coeficiente 1 no se escribe, pero está ahí.

### Peso molecular

El peso molecular (**PM**) de una sustancia es la suma de sus masas atómicas. Las masas atómicas son obtenidas de la tabla periódica:

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
|  | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 18 de 26</b>    |



Para calcular el peso molecular, es necesario también saber cuál es la fórmula química del compuesto deseado. Se expresa en **unidades (u)**. En el caso del agua, sería:

Fórmula del agua:  $H_2O$

Peso molecular del agua:

$$PM \text{ de } H_2O = 2 \times (PM \text{ de } H) + (PM \text{ de } O)$$

$$PM \text{ de } H_2O = 2 \times (1.0 \text{ u}) + (16.0 \text{ u})$$

$$PM \text{ de } H_2O = 18.0 \text{ u}$$

Ahora, para el caso del ácido sulfúrico:

Fórmula del ácido sulfúrico:  $H_2SO_4$

Peso molecular del ácido sulfúrico:

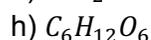
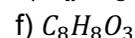
$$PM \text{ de } H_2SO_4 = 2 \times (PM \text{ de } H) + 1 \times (PM \text{ de } S) + 4 \times (PM \text{ de } O)$$

$$PM \text{ de } H_2SO_4 = 2 \times (1.0 \text{ u}) + 1 \times (32.1 \text{ u}) + 4 \times (16.0 \text{ u})$$

$$PM \text{ de } H_2SO_4 = 99.1 \text{ u}$$

### ACTIVIDAD 8

Calcular el peso molecular de los siguientes compuestos:



### Número de Avogadro y el mol

Una cucharadita de agua, que tiene cerca de 5 mililitros, contiene alrededor de  $2 \times 10^{23}$  moléculas de agua (¡es un número enorme!). En la vida diaria, usamos términos como docena para hablar de doce objetos. De la misma forma, en la química, se utiliza una unidad para contar átomos, iones o moléculas en una muestra de laboratorio, y se llama **mol**. Un mol es la cantidad de materia que contiene tantos objetos (átomos, moléculas, etc.) como el número de átomos en 12 gramos del isótopo carbono 12. En experimentos, se ha determinado que la cantidad de materia es  $6.02 \times 10^{23}$  átomos por mol.

Al volver al caso de la docena, es claro que es un mismo número, doce; sin importar si tenemos una docena de huevos o una docena de elefantes. Pero claramente, doce huevos no pesan lo mismo que doce elefantes. Así entonces es lo mismo con el mol. El mol es el mismo número ( $6.02 \times 10^{23}$ ), pero un mol de carbono (C) tendrá una masa de 12 u, y un mol

|   |  |  |
|---|--|--|
|  | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>                       |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b>                    |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b><br><b>Página 19 de 26</b> |

de magnesio ( $Mg$ ) tiene 24 u. Entonces, la masa en gramos de un mol se llama **masa molar** de una sustancia.

Ejemplo: Hallar la masa molar de la glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ :

Primero, se halla el peso molecular:

$$PM \text{ de } C = 6 \times 12 \text{ u} = 72 \text{ u}$$

$$PM \text{ de } H = 12 \times 1 \text{ u} = 12 \text{ u}$$

$$PM \text{ de } O = 6 \times 16 \text{ u} = 96 \text{ u}$$

Sumando todos los pesos moleculares, se obtiene el peso molecular de la glucosa:

$$PM \text{ de } C_6H_{12}O_6 = 72 + 12 + 96 = 180 \text{ u}$$

Como la glucosa tiene un peso molecular de 180 u, un mol de esta sustancia ( $6.02 \times 10^{23}$ ) tiene una masa de 180 g. En otras palabras,  $C_6H_{12}O_6$  tiene una masa molar de 180 g/mol.

### Interconvertir masas y números de partículas

El concepto de mol es el puente entre la masa y el número de partículas. Para ilustrar cómo funciona este puente, se calculará el número de átomos de cobre en una moneda. Esta moneda tiene una masa de 3 g, y para este ejemplo, se supondrá que la moneda es 100% cobre:

$$\text{Átomos de } Cu = 3 \text{ g } Cu \times \frac{1 \text{ mol } Cu}{63.5 \text{ g } Cu} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos } Cu}{1 \text{ mol } Cu}$$

$$\text{Átomos de } Cu = 3 \times 10^{22} \text{ átomos } Cu$$

Si son moléculas, o átomos lo que define el mol, es importante definir la naturaleza de lo que vamos a hallar durante la conversión por consistencia. Sin embargo, la conversión siempre será la misma. Por ejemplo, en moléculas, tenemos el siguiente ejemplo:

Hallar cuántas moléculas de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) hay en 5.23 g:

$$\text{Moléculas de } C_6H_{12}O_6 = 5.23 \text{ g de } C_6H_{12}O_6 * \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{180 \text{ g de } C_6H_{12}O_6} * \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}$$

$$\text{Moléculas de } C_6H_{12}O_6 = 1.75 \times 10^{22} \text{ moléculas de } C_6H_{12}O_6$$

Finalmente, como se puede observar, los ejercicios de interconversión implican realizar y practicar conversiones de unidades. En este sentido, la tabla periódica será de gran ayuda para buscar las masas atómicas para resolver los problemas que se planteen.

### ACTIVIDAD 9

1. A partir de los compuestos en la actividad 8, determinar la masa molar de cada uno de ellos.
2. Calcular las siguientes cantidades:
  - a) Número de moléculas en 13 g de benceno ( $C_6H_6$ )
  - b) Número de átomos de nitrógeno en 10 kg

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
| <br>Institución Educativa<br>Pedagógico Integral | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 20 de 26</b>    |

- c) Número de átomos de oxígeno en 2.63 kg
- d) Número de moléculas de sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) en un terrón de azúcar (4 g).
- e) Número de moléculas de agua ( $H_2O$ ) en el océano ( $1.3 \times 10^9$  kg).

### **Unidad 6: LEY DE LOS GASES IDEALES**

Existen cuatro variables que existen para definir la condición física, o el **estado** de un gas: temperatura (T), presión (P), volumen (V) y cantidad de gas, expresado en moles (n). Las ecuaciones que expresan la relación entre estas cuatro variables, se conocen como leyes de gases. Debido a que el volumen se mide fácilmente, las leyes de gases expresan el efecto de una de las variables en volumen. Para poder explicar y entender el comportamiento de los gases, existe un modelo teórico que se basa en los siguientes postulados:

- La materia está formada por pequeñas partículas.
- Entre las partículas que forman la materia no existe nada. Hay vacío.
- Existen unas fuerzas atractivas que tienden a juntar las partículas.
- Las partículas que forma un sistema material no están quietas, se mueven. La energía cinética que poseen es proporcional a la temperatura. Esto es, si la temperatura es baja, su movimiento será lento. Si la temperatura asciende, se mueven más rápidamente.

Esta es la **teoría cinética**. Según esta teoría, la presión de un gas es debida a los continuos choques de las partículas que lo forman contra las paredes del recipiente. Así se entiende que, si se mete más gas en el recipiente, la presión aumenta (más choques), y si se saca gas, la presión disminuye (menos choques).

Si se eleva la temperatura, las partículas se moverán más rápidamente, lo que provocará un aumento de los choques. Si enfriamos, se moverán más lentamente, y habrá menos choques.

#### **Ley de Boyle**

El volumen del gas incrementa cuando la presión ejercida sobre el gas disminuye. Por lo tanto, un globo lleno de helio, al ser liberado desde la superficie de la Tierra, se expande a medida que sube, debido a que la presión atmosférica disminuye con la altura. Robert Boyle (1627-1691), entonces expresó que:

$$PV = \text{constante}, \text{ o también: } V = \text{constante} \times \frac{1}{P}$$

#### **Ley de Charles**

El volumen de un globo inflado incrementa cuando la temperatura del gas dentro del globo se incrementa, y el volumen disminuye cuando la temperatura del gas baja. La relación entre el volumen del gas y la temperatura fue descubierta por Jacques Charles (1746-1823). Así entonces se expresó de la siguiente forma:

$$V = \text{constante} \times T, \text{ o también: } \frac{V}{T} = \text{constante}$$

#### **Ley de Avogadro**

Entre Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1823) y Amedeo Avogadro (1776-1856), descubrieron que, a una presión y temperatura dadas, el hecho de aumentar el número de moléculas de gas hacía que de igual forma aumentara el número de gas. Entonces, se expresó de la siguiente manera:

$$V = \text{constante} \times n, \text{ o también, } \frac{V}{n} = \text{constante}$$

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
|  | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   |  | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 21 de 26</b>    |

### La ley de gases ideales

Entonces, habiendo obtenido leyes que relacionan moles, volumen, presión y temperatura, se combinaron las leyes anteriores en una nueva, que es la forma absoluta de relacionar estas variables: Se denominó ley de los gases ideales. Así, entonces se expresa de la siguiente manera:

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

Donde  $P$  es presión,  $V$  es volumen,  $n$  es moles,  $T$  es temperatura; y  $R$  es la constante de gas, y cuyo valor es:

$$R = 8.314 \frac{m^3 \cdot Pa}{mol \cdot ^\circ C}$$

Dependiendo de la variable que se pida en un problema, se despeja esta variable, expresándose en términos de las demás, así, por lo tanto:

| Variable a hallar | Presión                             | Volumen                             | Temperatura                         | Moles                               |
|-------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|
| <b>Ecuación</b>   | $P = \frac{n \times R \times T}{V}$ | $V = \frac{n \times R \times T}{P}$ | $T = \frac{P \times V}{n \times R}$ | $n = \frac{P \times V}{T \times R}$ |

Ejemplo: Suponer que se tiene 100 moles de oxígeno ( $O_2$ ), con una presión  $P = 101325 Pa$ , y una temperatura de  $T = 10^\circ C$ . Hallar el volumen, pues es la única variable faltante. Así entonces:

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

Despejar  $V$ :

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

Al reemplazar los valores, tenemos:

$$V = \frac{100 \text{ mol} \times (8.314 \text{ m}^3 \cdot Pa / \text{mol} \cdot ^\circ C) \times 10^\circ C}{101325 Pa}$$

$$V = 0.082 \text{ m}^3, \text{ o, convertidos a litros: } V = 82 L$$

### ACTIVIDAD 10

1. Completar la siguiente tabla:

| Presión ( $P$ ) | Volumen ( $V$ )     | Moles ( $n$ ) | Temperatura ( $T$ ) |
|-----------------|---------------------|---------------|---------------------|
| 303980 Pa       | 0.3 m <sup>3</sup>  | 150 mol       |                     |
| 50663 Pa        | 0.75 m <sup>3</sup> |               | 27 °C               |
| 101330 Pa       |                     | 333 mol       | 27 °C               |
|                 | 0.8 m <sup>3</sup>  | 0.75 mol      | 25 °C               |

- Calcular el número de moles en una respiración profunda de aire, cuyo volumen es de 0.00225 m<sup>3</sup> (2.25 L) a temperatura corporal, 37°C, y una presión de 97990 Pa.
- La ballena azul tiene un volumen pulmonar de 5 m<sup>3</sup>. Calcular los moles de aire contenidos en los pulmones de una ballena azul, a 1°C y 101330 Pa.

|   |  |  |
|---|--|--|
|  | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>                       |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b>                    |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b><br><b>Página 22 de 26</b> |

- El tanque de aire de un buceador tiene 0.1 moles de oxígeno comprimidos en un volumen de  $0,011 \text{ m}^3$  (11 L). Con una temperatura de  $10^\circ\text{C}$ , calcular la presión del aire del tanque.
- Un globo tiene 10 moles de helio, y vuela cerca del nivel del mar ( $101325 \text{ Pa}$ ), cuya temperatura es de  $35^\circ\text{C}$ . Hallar el volumen del globo.

### Unidad 7: TERMOQUÍMICA

La Termoquímica consiste en el estudio de las transformaciones que sufre la energía calorífica en las reacciones químicas, surgiendo como una aplicación de la termodinámica a la química.

Frecuentemente podemos considerar que las reacciones químicas se producen a presión constante (atmósfera abierta, es decir,  $P=1 \text{ atm}$ ), o bien a volumen constante (el del receptáculo donde se estén realizando).

Para su total comprensión debemos conocer algunos aspectos representativos

#### Calor

Es la transferencia de energía entre diferentes cuerpos o diferentes zonas de un mismo cuerpo que se encuentran a distintas temperaturas. Este flujo siempre ocurre desde el cuerpo de mayor temperatura hacia el cuerpo de menor temperatura, ocurriendo la transferencia de calor hasta que ambos cuerpos se encuentren en equilibrio térmico. Recordar que el frío no es más que la ausencia de calor.

#### Temperatura

Es una medida de la intensidad de calor, la cual se hace con base en propiedades tales como la dilatación de los cuerpos.

#### Conversión de escalas de temperatura

Para pasar de Celsius a Fahrenheit:

$$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} \times ^{\circ}\text{C} + 32$$

Para pasar de Fahrenheit a Celsius:

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} \times (^{\circ}\text{F} - 32)$$

Para pasar de Celsius a Kelvin:

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

Ejemplos:

Convertir **70 °F** en **°C**:

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} \times (^{\circ}\text{F} - 32) \implies ^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} \times (70 - 32) \implies ^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} \times (38) \implies ^{\circ}\text{C} = 21.1$$

Convertir **50 °C** en **K**:

$$K = ^{\circ}\text{C} + 273 \implies K = 50 + 273 \implies K = 323$$



**ACTIVIDAD 11**

Convertir las siguientes escalas de temperatura:

- a) 14 °C en °F
- b) 42 °F en °C
- c) 31 °C en K
- d) 79 °F en °C
- e) 37 °C en °F
- f) 110 °F en °C
- g) 23 °C en K
- h) 120 °F en °C
- i) 97°F en K

**Capacidad calórica o calor específico**

Es la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de un gramo de sustancia en 1 °C:

$$C_p = \frac{Q}{m \times \Delta T}$$

En donde:

$Q$  = calor liberado o absorbido.

$m$  = masa.

$\Delta T$  = incremento de temperatura, es decir,  $\Delta T = (T_2 - T_1)$

| Calores específicos de algunas sustancia a 25 °C y presión atmosférica |                      |           |
|--|----------------------|-----------|
| Sustancia  | Calor específico $c$ |           |
|  | J/kg. °C             | cal/g. °C |
| <i>Sólidos elementales</i>   |                      |           |
| <b>Aluminio</b>  | 900                  | 0.215     |
| <b>Berilio</b>   | 1830                 | 0.436     |
| <b>Cadmio</b>  | 230                  | 0.055     |
| <b>Cobre</b>   | 387                  | 0.0924    |
| <b>Germanio</b>  | 322                  | 0.077     |
| <b>Oro</b>   | 129                  | 0.0308    |
| <b>Hierro</b>  | 448                  | 0.107     |
| <b>Plomo</b>   | 128                  | 0.0305    |
| <b>Silicio</b>   | 703                  | 0.168     |
| <b>Plata</b>   | 234                  | 0.056     |
| <i>Otros sólidos</i>   |                      |           |
| <b>Bronce</b>  | 380                  | 0.092     |
| <b>Vidrio</b>  | 837                  | 0.200     |
| <b>Hierro (-5 °C)</b>  | 2090                 | 0.50      |
| <b>Mármol</b>  | 860                  | 0.21      |
| <b>Madera</b>  | 1700                 | 0.41      |
| <i>Líquidos</i>  |                      |           |
| <b>Alcohol (etilico)</b>   | 2400                 | 0.58      |
| <b>Mercurio</b>  | 140                  | 0.033     |
| <b>Agua (15 °C)</b>  | 4186                 | 1.00      |
| <i>Gas</i>   |                      |           |
| <b>Vapor (100 °C)</b>  | 2010                 | 0.48      |

Ejemplo:

¿Cuánto calor se requiere para calentar 30 gramos de agua de 70 °C a 100 °C?

$$C_p = \frac{Q}{m \times \Delta T}$$

Despejar el calor, es decir,  $Q$ :

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
| <br>Institución Educativa<br>Pedagógico Integral | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
| <b>GUIAS</b>  |  | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 24 de 26</b>    |

$$Q = C_p \times m \times \Delta T$$

Se obtiene el valor del calor específico, o sea,  $C_p$ ; de la tabla anterior:  $C_p = 1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$  para el agua.

$$Q = \frac{1 \text{ cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \times 30 \text{ g} \times (100^\circ\text{C} - 70^\circ\text{C})$$

$$Q = 900 \text{ cal}$$

### ACTIVIDAD 12

1. Calcule la capacidad térmica del mercurio si 230 gr del metal absorben 130 calorías cuando cambian de  $50^\circ\text{C}$  a  $75^\circ\text{C}$ .
2. ¿Cuántas calorías se necesitan para calentar 250 gr de alcohol de  $87^\circ\text{C}$  a  $179^\circ\text{C}$ ?
3. ¿Cuánto calor se requiere para calentar 2500 gr de zinc de  $70^\circ\text{C}$  a  $190^\circ\text{C}$ ?
4. Para calentar 890 g de una sustancia de  $10^\circ\text{C}$  a  $90^\circ\text{C}$  fueron necesarias 4.760 cal. Determine la capacidad térmica de la sustancia.
5. Para calentar 2.980 g de una sustancia desde  $50^\circ\text{C}$  hasta  $90^\circ\text{C}$  fueron necesarias 12.980 cal. la capacidad térmica de la sustancia.
6. ¿Cuál es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 157 g de aluminio de  $17^\circ\text{C}$  a  $95^\circ\text{C}$ ?
7. Para calentar 760 g de una sustancia de  $25^\circ\text{C}$  a  $75^\circ\text{C}$  fueron necesarias 4.300 cal. Determine la capacidad térmica de la sustancia.
8. ¿Cuál es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 350 g de cobre de  $40^\circ\text{C}$  a  $70^\circ\text{C}$ ?

### 4. GLOSARIO:

**Anión:** ion de signo negativo, formado a partir de un átomo o grupo de átomos por ganancia de uno o más electrones.

**Átomo:** la mínima unidad material que representa las características de un elemento. Un elemento posee átomos iguales entre sí y diferentes a los de otro elemento. Está constituido por electrones, protones y neutrones.

**Catión:** ion de signo positivo, formado a partir de un átomo o grupo de átomos por pérdida de uno o más de sus electrones. El protón ( $\text{H}^+$ ) es el catión formado al extraer al átomo de hidrógeno su único electrón.

**Compuesto:** sustancia pura, con propiedades macroscópicas características, constituida a nivel microscópico por átomos o iones de dos o más elementos químicamente combinados en proporciones definidas de masa.

**Cuántico:** adjetivo que se utiliza en el campo de la física. El concepto se refiere a lo vinculado con unos ciertos saltos de la energía al emitir o absorber radiación, que se conocen como cuantos.

**Diatómica:** se refiere a las moléculas formadas por dos átomos. Por ejemplo,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ .

**Electrón:** tipo de partícula subatómica que presenta carga eléctrica negativa, y que se encuentra orbitando activamente el núcleo atómico.

**Electronegativa:** capacidad de un átomo para atraer electrones hacia sí mismo cuando se combina con otro átomo en un enlace químico.

**Electrones de valencia:** son los electrones formados en líneas con puntos que se encuentran en la capa de mayor nivel de energía del átomo, siendo estos los responsables de la interacción entre átomos de distintos elementos o entre los átomos del mismo elemento

**Energía cinética:** Energía propia del movimiento de un cuerpo.

**Energía de ionización:** es la energía necesaria para separar un electrón de un átomo.

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
| <br>Institución Educativa<br>Pedagógico Integral | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   |  | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 25 de 26</b>    |

**Enlace químico:** proceso químico responsable de las interacciones atractivas entre átomos y moléculas, y que confiere estabilidad a los compuestos.

**Molécula:** Entidad química que resulta de la unión de varios átomos mediante enlaces químicos. El agua se compone de moléculas de fórmula H<sub>2</sub>O

**Neutrón:** partícula subatómica que tiene una masa similar al protón y mucho mayor que la masa del electrón. No tiene carga y se halla en el núcleo del átomo, unido por fuerzas de gran intensidad a los protones.

**Numero de oxidación:** entidad molecular es un número positivo o negativo que representa la carga que quedaría en el átomo dado si los pares electrónicos de cada enlace que forma se asignan al miembro más electronegativo del par de enlace.

**Peso atómico:** peso relativo de un elemento con respecto a otro que se escoge como patrón. El elemento patrón actual es el <sup>12</sup>C (carbono).

**Protón:** partícula subatómica con carga eléctrica positiva que se encuentra dentro del núcleo atómico de los átomos.

**Regla del octeto:** se cumple cuando los elementos al unirse mediante enlace ceden o comparten electrones con el objetivo de completar 8 electrones en el último nivel de energía.

**Temperatura:** se define científicamente como la representación externa que mide la agitación de las partículas que componen la materia.

### 5. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:

Centro para la Innovación y Desarrollo de la Educación a Distancia (CIDEAD). El átomo y los modelos atómicos. Disponible en:

<http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/impresos/quincena5.pdf>

Centro para la Innovación y Desarrollo de la Educación a Distancia (CIDEAD). Concepto moderno del átomo. Disponible en:

[http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales\\_didacticos/EDAD\\_3eso\\_concepto\\_moderno\\_de\\_atomo/impresos/quincena6.pdf](http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/EDAD_3eso_concepto_moderno_de_atomo/impresos/quincena6.pdf)

Pérez Montiel, Héctor. (2015). Física para bachilleratos tecnológicos 2. Capítulo tres: interacciones materia-energía. Grupo editorial Patria. Ebook.

Picado, Ana. Álvarez, Milton. (2008). Química I. Capítulo uno: la materia, escalas de temperatura. Editorial Universidad Estatal a Distancia, San José, Costa Rica.

Pozas Magariños, Antonio y colaboradores. Química 2º bachillerato. Unidad dos: el enlace químico. McGrawHill Education.

Preuniversitario Pedro de Valdivia. Química común. Números cuánticos y configuración electrónica. Disponible en:

<http://www.windmill.cl/sitio/wp-content/uploads/2015/06/QC03N%C3%BAmeros-Cu%C3%A1nticos-y-Configuraci%C3%B3n-Electr%C3%B3nica.pdf>

Secretaría de Educación Pública. Instituto Politécnico Nacional. Glosario general de términos. Reaccionando con la química. Disponible en:

[https://www.aev.cgfie.ipn.mx/Materia\\_quimica/temas/glosario.html](https://www.aev.cgfie.ipn.mx/Materia_quimica/temas/glosario.html)

Universidad Autónoma de Hidalgo. Ejemplos de calor específico. Disponible en:

<https://repository.uaeh.edu.mx/bitstream/bitstream/handle/123456789/16713/LECT145.pdf?sequence=1&isAllowed=y>

Ule, Gabino. García, Manuel J. Fernández José. (2016). Química 2º bachillerato. Capítulo cuatro: el enlace químico. Paraninfo editorial.

|   |  |                           |
|---|--|---------------------------|
| <br>Institución Educativa<br>Pedagógico Integral | <b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA PEDAGÓGICO INTEGRAL</b> | <b>CODIGO: GA-G-01</b>    |
|   |  | <b>FECHA: Enero /2020</b> |
|   | <b>GUIAS</b>                                     | <b>VERSIÓN: 01</b>        |
|   |  | <b>Página 26 de 26</b>    |

**6. CONTROL DEL DOCUMENTO:**

| <b>Autor (es)</b> | <b>Nombre</b>              | <b>Cargo</b> | <b>Dependencia</b>   | <b>Fecha</b>  |
|-------------------|----------------------------|--------------|----------------------|---------------|
|                   | Heidy Galicia López Restan | Docente      | Área de C. Naturales | Enero de 2020 |

**7. CONTROL DE CAMBIOS: (diligenciar únicamente si realiza ajustes a la guía).**

| <b>Autor (es)</b> | <b>Nombre</b>                | <b>Cargo</b> | <b>Dependencia</b>   | <b>Fecha</b>   | <b>Razón del Cambio</b>                          |
|-------------------|------------------------------|--------------|----------------------|----------------|--|
|                   | Omar Andrés Pimienta Ramírez | Docente      | Área de C. Naturales | Agosto de 2021 | Adición de dos unidades, corrección de ejemplos. |