



## Guía de Aprendizaje

Unidad: 1 – Gases Ideales

Subsector: Física

Nivel: 4° Medio

Objetivo Aprendizaje:

- > Identifican las variables de estado que describen a un gas.
- > Reconocen las condiciones físicas para que el comportamiento de un gas pueda tratarse usando el modelo del gas ideal.
- > Describen experimentos simples para encontrar las relaciones entre presión, volumen y temperatura de una masa gaseosa (transformación isotérmica e isobárica).
- > Aplican a situaciones cotidianas las leyes macroscópicas de un gas ideal que relacionan presión, volumen y temperatura.
- > Describen cómo las propiedades de un gas ideal conducen al concepto y valor del cero absoluto de la temperatura.
- > Resuelven problemas utilizando la ecuación de estado de un gas ideal.

Objetivo de la Guía: Resolver ejercicios propuestos sobre la unidad Mol y el Número de Avogadro.

Nombre: \_\_\_\_\_ Curso: 4° Medio Fecha: \_\_\_/\_\_\_/\_\_\_\_\_

Instrucciones:

- ✓ Lee atentamente esta guía, punto a punto.
- ✓ Analizar cada punto.
- ✓ Desarrolla las actividades

### CONTAR ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

Para contar átomos y moléculas primero debemos recordar cuál es la composición de los átomos. Un átomo está formado por Neutrones, Protones y Electrones, los que dependiendo de la cantidad, formaran distintos tipos de átomos. Su masa también dependerá de la cantidad de neutrones y protones que contenga, siendo la masa de los electrones despreciable ya que es 1886 veces más pequeña que la de un protón o neutrón.

$$\text{Masa del Atomo} = \text{Masa de los Protones} + \text{Masa de los Neutrones}$$

La Masa del Átomo puede ser visualizada en una tabla periódica, y se le conoce como UMA (Unidad de Masa Atómica) y equivale a  $1,7 \times 10^{-27}$  [Kg].



*El Átomo de Carbono tiene una masa atómica de 12 UMA.*

Las Moléculas son combinaciones de átomos (Como el H<sub>2</sub>O), por lo tanto su masa se calcula sumando la masa de cada uno de los átomos que la conforman, por ejemplo, calculemos la masa atómica de la Molécula de Agua (H<sub>2</sub>O).

$$H_2 = 1 [UMA] \times 2 = 2 [UMA]$$

$$O = 16 [UMA] \times 1 = 16 [UMA]$$

$$2 [UMA] + 16 [UMA] = 18 [UMA]$$

Entonces la masa de la molécula de H<sub>2</sub>O es 18 [UMA]. Ahora sigamos usando el ejemplo del H<sub>2</sub>O, si quisiésemos saber cuántas moléculas de agua, existen en un frasco, tendremos que introducirnos a un concepto llamado Mol. El mol es definido como la cantidad de materia que poseen las partículas, la masa de un mol de sustancia, llamada **Masa Molar**, es equivalente a la masa atómica o molecular (según se haya considerado un mol de átomos o de moléculas) expresada en gramos, por ejemplo la masa molecular del agua es 18 [UMA], por lo tanto su Masa Molar es 18 [gr/mol]. Como se aplica lo anterior, si pesásemos 18 [gr] de agua, tendríamos en otras palabras 1 [mol] de Agua.



El mol es un número que señala la cantidad de átomos o moléculas que tiene una sustancia y equivale a decir 6,02 x 10<sup>23</sup> Partículas, por lo tanto en 1 mol de cualquier sustancia, existe una cantidad de 6,02 x 10<sup>23</sup> Átomos o moléculas de esa sustancia. A ese número lo conocemos como el **Número de Avogadro**.



Matemáticamente podemos calcular los moles y la masa de una sustancia por medio de las siguientes expresiones:

$$n = \frac{N}{NA}$$

$$m = n \times M$$

Donde:

$n = \text{Moles [mol]}$

$N = \text{Numero de Moleculas o Atomos}$

$M = \text{Masa Molar [gr/mol]}$

$m = \text{Masa en gr [gr]}$

$NA = \text{Numero de Avogadro} = 6,023 \times 10^{23} \text{ [1/Mol]}$

### ¿CÓMO LO APLICO?

**Ejemplo:** Si tenemos un recipiente con 96 [gr] de O<sub>2</sub>, ¿Cuántos moles y moléculas de ese gas hay en el recipiente?

#### **Paso 1 - Identifica las incógnitas**

La incógnita es  $n$  y  $N$

#### **Paso 2 - Registra los datos**

Tenemos una masa de  $m=96$  [gr]

Calculamos la Masa Molar del O<sub>2</sub>, para ello recurrimos a la ayuda de la tabla periódica, donde nos entrega un valor de 16 [gr/mol], como cada molécula cuenta con 2 átomos de oxígeno,  $16 \times 2 = 32$ , la masa molar del O<sub>2</sub> es de  $M= 32$  [gr/mol]

El numero de avogadro es una constante y equivale a  $NA = 6,023 \times 10^{23}$  [1/Mol]

#### **Paso 3 - Utiliza modelos**

Primero calculamos el Número de moles del Gas

$$m = n \times M$$

$$96 \text{ [gr]} = n \times 32 \left[ \frac{\text{gr}}{\text{mol}} \right]$$

Despejamos  $n$

$$n = 3 \text{ [mol]}$$

Segundo calculamos el Número de moléculas del Gas

$$n = \frac{N}{NA}$$

$$3 \text{ [mol]} = \frac{N}{6,023 \times 10^{23} \text{ [1/Mol]}}$$

Despejamos N

$$N = 1,8069 \times 10^{24}$$

**Paso 4 - Comunica los resultados**

En 96 [gr] de O<sub>2</sub> existen 3 moles y 1,8069 x 10<sup>24</sup> Moléculas de Oxígeno.

**ACTIVIDAD – EJERCICIOS PROPUESTOS**

Desarrolla los siguientes ejercicios:

1) Si bebemos 200 [cm<sup>3</sup>] de agua ¿Cuántas moléculas de agua consumimos? (Aplica)

2) Calcular la masa de O<sub>2</sub> que acumulan 5,51 x 10<sup>22</sup> Moléculas del gas. (Aplica)

3) ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 1 [gr] de trinitrotolueno (C<sub>7</sub>H<sub>5</sub>N<sub>3</sub>O<sub>6</sub>)? (Analiza)