

- Escuela: EPET N° 9 “Dr. René Favalaro”
- Docente: Julieta A. Lavalle
- Año: 4º 2º, Ciclo: Segundo
- Turno: Tarde
- Área curricular: Química General
- Título de la propuesta: Continuamos recordando lo aprendido

GUIA INTEGRADORA N°2

CONTENIDOS

Gases ideales. Condiciones de presión y temperatura. Ecuación de gases ideales.

Concentraciones molares, normales y porcentuales. Problemas de concentración

REVISIÓN

ECUACIÓN DE LOS GASES IDEALES:

El sistema más simple que podemos analizar es el de un conjunto de moléculas en el cual cada una se comporta como si las restantes no existieran. Para este sistema, llamado **Gas Ideal**. Podemos construir un modelo que nos permite predecir sus propiedades.

Estos datos experimentales pueden expresarse a través de la siguiente relación matemática:

$$P = n \cdot R \cdot T$$

LA ECUACION DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES SE EXPRESA:

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

P= PRESIÓN

V=VOLUMEN

n=NÚMERO DE MOLES:  $n = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$

T= TEMPERATURA, EXPRESADA EN K

R= Es una constante de proporcionalidad conocida como constante de los gases ideales.

R= 0,082 (L. atm/K.mol) = 8,31 (J/K. mol)

**En conclusión: para cualquier gas ideal, el volumen de un mol en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), es decir, a 0° C y 1 atm de presión, es de 22,4L**

Otra consecuencia de la ecuación de los gases ideales es que **la presión y la temperatura de un mol de gas ideal depende del volumen en que esté confinado.**

Comparemos ahora 1 mol de cuatro gases diferentes a 0° C y 1 atm

	He	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>
P	1 atm	1atm	1atm	1atm
T	0° C(273K)	0°C (273K)	0° C (273K)	0° C(273K)
N° de moléculas	6.02.10 <sup>23</sup>	6,02.10 <sup>23</sup>	6,02. 10 <sup>23</sup>	6,02. 10 <sup>23</sup>
V	22,4l	22,4L	22,4L	22,4L
Masa	4,003g	28,02g	32,00g	44,01g
densidad	0,179g/L	1,25g/L	1,43g/L	1m,83g/L

Como vemos, **a la misma presión y temperatura, el volumen de un mol de cualquier gas ideal es el mismo.** Sin embargo, la densidad aumenta al aumentar la masa molar de dicho gas.

Actividades:

a) ¿A qué temperatura se encuentra un mol de N<sub>2</sub> confinado en un recipiente de 10L a 1atm de presión?

Suponemos que el N<sub>2</sub> se comporta como un gas ideal. Dela ecuación de los gases ideales, despejamos la temperatura:

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

b) ¿Cuál es la densidad del ozono (O<sub>3</sub>) a 5° C y 0,2atm?

Como la densidad es una propiedad intensiva, no importa cuánto ozono tenemos sino qué relación hay entre la masa y el volumen. Necesitamos conocer la masa y el volumen.

Podemos suponer que tenemos un mol de ozono, 278K y 0,2 atm, ocupa un volumen.

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

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa del material}}{\text{Volumen que ocupa}}$$

c) Colocar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Justificar

1. 2g de H<sub>2</sub> y 32g de O<sub>2</sub> contenidos en sendos recipientes ocupan el mismo volumen en iguales condiciones de presión y temperatura.

2. 2ml de H<sub>2</sub> y 32g de O<sub>2</sub> en las mismas condiciones de presión y temperatura tienen igual número de moles.
3. 2ml de H<sub>2</sub> y 2ml de O<sub>2</sub> en iguales condiciones de presión y temperatura tienen el mismo número de moles, densidad.
4. Un mol de cualquier gas ideal ocupa un volumen de 22,4L a 1atm y cualquier temperatura.
5. Un mol de cualquier gas ideal ocupa un volumen de 22,4L a cualquier presión y temperatura.
6. 5,6 gramos de un gas ocupan 5,7L a 750mmHg y 70° C. ¿Cuál es su densidad?

Concentración de la solución:

La concentración de una solución es la magnitud intensiva que relaciona la cantidad de soluto con la cantidad de solvente, o de solución.

La concentración se define como el cociente entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente o entre la cantidad de soluto y la cantidad de solución. La concentración es una variable intensiva puesto que su valor no se modifica con el tamaño de la muestra.

Concentración=

$$\frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Cantidad de solvente}} \text{ o } \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Cantidad de solución}}$$

Las concentraciones de las soluciones se expresan por molaridad, molalidad o fracción molar, o en concentraciones porcentuales % m/m, % m/v, % v/v.

Las medidas físicas de las concentraciones químicas y sus fórmulas son las siguientes:

Porcentaje masa-masa ) %m/m

Concentración masa sobre masa (m/m) expresa el porcentaje de masa de soluto en relación a la masa de solución:

$$\%m/m = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$$

La masa de la solución es igual a la suma de las masas del soluto y del solvente.

Molaridad (moles/lL)

Para calcular la molaridad de una solución se debe usar la siguiente fórmula:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Para determinar el número de moles de un soluto se debe calcular la masa del soluto a través de la siguiente fórmula:

$$\text{N}^\circ \text{ de moles} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{MMM}}$$

Por ejemplo, para calcular el número de moles que tienen una masa de 100 gramos de amoníaco (NH<sub>3</sub>) como soluto, primero se determina la masa molar del amoníaco sumando:

la masa atómica del nitrógeno 14 g (un mol de amoníaco tiene 1 mol de átomos de N)

la masa atómica del hidrógeno 1 g (un mol de amoníaco tiene 3 moles de átomos de H)

$$MMM_{(NH_3)} = 1 \times 14 \text{ g} + 3 \times 1 \text{ g} = 17 \text{ g}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de moles} = \frac{100 \text{ g de amoníaco}}{17 \text{ g}}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de moles} = 5,88$$

### Molalidad

$$\text{molalidad (m)} = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{kilogramos de disolución}}$$

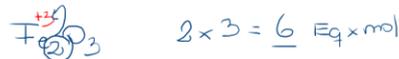
Para el cálculo de moles de un soluto se busca la masa atómica o masa molar que se encuentra debajo de cada elemento químico de la tabla periódica.

### Normalidad (N)

$$\text{NORMALIDAD} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de equivalentes de soluto}}{\text{Volumen de solución (L)}}$$

Para calcular el número de equivalentes de un soluto se debe tener en cuenta si el soluto es un ácido o un hidróxido (OH) u otro tipo de compuesto

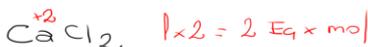
Nº equivalentes en 1 mol de sustancia.



### Hidróxidos



### Salas



$$\text{N}^\circ \text{ de equivalente de sustancia} = \frac{\text{masa de soluto} \times \text{n}^\circ \text{ equivalentes en 1 mol}}{\text{MMM}}$$

Actividades:

1. Un jarabe antialérgico contiene como droga activa difenhidramina. Se lo comercializa con una concentración de 2,5g/L. Para un adulto se recomienda no superar un consumo diario de 100mg de difenhidramina.

a) Expresa la concentración %m/v del jarabe  
b) ¿qué volumen máximo de jarabe puede ingerir un adulto que sufre un proceso de alergia?

2. Se preparó una solución de NaCl agregando 7,8g de sal en 100ml de agua. ¿Cuál es la concentración de la solución expresada en % (m/m)?

3. Un medicamento contiene ibuprofeno. Se comercializa con una concentración al 4% v/v. Para niños de 11 a 15 kg se recomienda una dosis diaria de 2,5ml del principio activo del medicamento. ¿Qué volumen máximo debe consumir un niño de 12kg?

4. Se preparó una solución de NaCl con una concentración de 10,5% (p/p) en 100ml. ¿Qué cantidad de sal se utilizó en 100ml de agua?

ACLARACIÓN:

- Comunicación: a través del grupo de whatsApp, todos deben estar en él. (mi número de teléfono es 264-6724408, por si alguno no lo tiene)

- Debemos ser respetuosos en el grupo, solo consultas relacionadas con Química General o información de importancia que deba transmitirles.

- Presentación: 27 de Noviembre.

- **ENVÍO DE GUIAS SOLO DE LUNES A VIERNES DE 8 A 18 HS**

- La resolución se presenta enviando las fotos por msm privado al WhatsApp.: las fotos en orden, indicando GUÍA INTEGRADORA N° 2, materia en la primera foto y numero de orden en las siguientes fotos. Cada hoja debe tener el nombre del alumno/a.

Por favor, las fotos deben ser legibles, y en posición vertical.

DIRECTOR: ROBERTO SOLERA