

- Escuela: EPET N° 9 “Dr. René Favaloro”
- Docente: Chirino Silvina
- Año: 4° 1°, Ciclo: Segundo
- Turno: Tarde
- Área curricular: Química General
- Título de la propuesta: Recordando lo aprendido

GUIA INTEGRADORA N°2

CONTENIDOS: : ESTEQUIOMETRIA

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

Concentraciones, soluciones diluidas, unidades de concentración. 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:

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

V

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= TEMERATURA, EXPRESADA EN K

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

$$R= 0,082 \text{ (L. atm/K.mol)} = 8,31 \text{ (J/K. mol)}$$

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 ₂	O ₂	CO ₂
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 ²³	6,02.10 ²³	6,02. 10 ²³	6,02. 10 ²³
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 N₂ confinado en un recipiente de 10L a 1atm de presión?

Suponemos que el N₂ se comporta como un gas ideal. De la ecuación de los gases ideales, despejamos la temperatura:

$$T = \frac{P \cdot V}{n \cdot R} = \underline{\hspace{2cm}}$$

- b) ¿Cuál es la densidad del ozono (O₃) a 5° C y 0,2atm?

Como la densidad es una propiedad intensiva, no importa cuanto 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 H₂ y 32g de O₂ contenidos en sendos recipientes ocupan el mismo volumen en iguales condiciones de presión y temperatura.
 2. 2ml de H₂ y 32g de O₂ en las mismas condiciones de presión y temperatura tienen igual número de moles.
 3. 2ml de H₂ y 2ml de O₂ 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.
- d) 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.

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

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/1L)

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 (NH₃) 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)

$$\text{MMM}_{(\text{NH}_3)} = 1 \times 14 \text{ g} + 3 \times 1 \text{ g} = 17 \text{ g}$$

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

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

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)

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

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

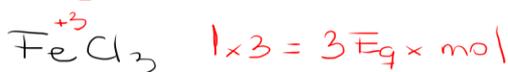
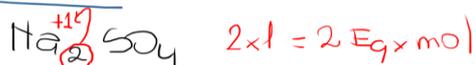
$n =$ equivalentes en 1 mol de sustancia.

<u>Oxido Metálico</u>	$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}$	$2 \times 1 = 2 \text{ Eq} \times \text{mol}$
	$\overset{+3}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}_3$	$2 \times 3 = 6 \text{ Eq} \times \text{mol}$
<u>Anhídrido</u>	$\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_5$	$2 \times 5 = 10 \text{ Eq} \times \text{mol}$
	$\overset{+4}{\text{S}}_4\text{O}_2$	$1 \times 4 = 4 \text{ Eq} \times \text{mol}$
<u>Ácidos</u>	$\text{H}\overset{+1}{\text{O}}\text{O}_3$	$1 \text{ Eq} \times \text{mol}$
	$\text{H}\overset{+2}{\text{S}}\text{O}_3$	$2 \text{ Eq} \times \text{mol}$
	$\text{H}\overset{+3}{\text{P}}\text{O}_4$	$3 \text{ Eq} \times \text{mol}$

Hidróxidos



Salés



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

Actividades:

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

ESTA GUIA DEBE SER PRESENTADA HASTA EL LUNES 30 DE NOVIEMBRE AL CORREO PERSONAL O WASAP
silvi.nico.chirino@gmail.com

DIRECTOR: ROBERTO SOLERA

VICEDIRECTOR: VICTOR PERA