

MATERIA: QUÍMICA (QMC)

DOCENTE: PROF. FUENTES -email: rely8221@gmail.com -CLASSROOM: [yl4opjq](#)

TP N° 14-MOLARIDAD Y GASES IDEALES -Entregar: 13/11/20

Uno de los temas trabajados en el TP 1 fueron, formas de expresar concentraciones cuantitativas porcentuales (Tema de 2do año de Físicoquímica), repasemos:



Hay varias formas de expresar la concentración de una solución, que indican el porcentaje entre el soluto y el solvente. Estas formas de expresión pueden ser: porcentaje masa en masa (% m/m), porcentaje masa en volumen (% m/V) y porcentaje volumen en volumen (% V/V).

**Porcentaje masa en masa:
% m/m**

El porcentaje masa en masa es la masa de soluto (medida en gramos) que hay por cada 100 gramos de solución.

**Porcentaje masa en volumen:
% m/V**

El porcentaje masa en volumen es la masa de soluto (medida en gramos) que hay por cada 100 mililitros o cm^3 de solución.

Porcentaje volumen en volumen: % V/V

El porcentaje volumen en volumen es el volumen de soluto (en mililitros o cm^3) que hay por cada 100 mililitros o cm^3 de solución.

Leer el texto: LA MOLARIDAD , UNA FORMA DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN Y LOS GASES TAMBIÉN SE CONCENTRAN, luego resuelva:

Consigna 1- ¿Cómo se calcula la molaridad, la Normalidad y la Molalidad? ¿Cómo es el símbolo en cada caso? Investigue las que no figuren en el material.

Consigna 2- ¿Qué características presentan las soluciones gaseosas? ¿Cómo se calcula la concentración?

Consigna 3- ¿A qué se llama gas ideal? ¿Qué es la ecuación de estado de los gases ideales? ¿Para qué sirve?

Consigna 4- Define el concepto de densidad y mol. ¿Qué unidades se utilizan en cada caso?

Consigna 5- Averigüe qué son las condiciones normales de presión y temperatura ¿Cuáles son sus valores?

Consigna 6- A resolver algunos problemitas:

- a- Calcule la concentración molar del gas cloro (Cl_2) a 2,5 atm (atmósfera) de presión y 100 K (Kelvin) de temperatura.
- b- El He es un gas más liviano que el aire. Por esta propiedad se lo emplea para inflar diferentes tipos de globos. Calcule el volumen de un globo aerostático lleno de Helio que contiene 20 moles de ese gas medidos en CNPT.
- c- ¿Cuántos gramos de soluto son necesarios para preparar 100ml de solución 0,2 M de hipoclorito de sodio (HClO)?

Consigna 7- ¿En qué condiciones una reacción química alcanza el equilibrio químico?

La molaridad, una forma de expresar la concentración

Como estudiaste en años anteriores, las **soluciones** son sistemas homogéneos formados por más de un componente, como el agua mineral (figura 9-1). En general, al componente de mayor proporción se lo denomina **solvente** o **disolvente**, mientras que los **solutos** son los componentes en menor proporción. En el caso particular de soluciones acuosas, se toma el agua como solvente.

En este texto trabajaremos con soluciones binarias, es decir, aquellas que están formadas por dos componentes, el solvente y un único soluto.

Una de las formas de expresar la concentración de una solución más utilizadas en los laboratorios químicos es la **molaridad**, cuyo símbolo es **M**. La molaridad se define como los moles de soluto por cada litro de solución, y se expresa matemáticamente así: $M = \frac{n}{V}$, donde n es el número de moles del soluto y V es el volumen de la solución, expresado en litros. Por lo tanto, M lleva como unidades mol/l. Así, una solución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) puede ser 0,5 M; significa que 1 L de esa solución contiene 0,5 moles de NaOH.

Cálculos molares

En los laboratorios de química, a menudo es necesario resolver, mediante cálculos, algunos problemas planteados con las proporciones de un reactivo determinado. En general, pueden plantearse casos como los siguientes:

1. Se quiere preparar una solución con una concentración determinada a partir del soluto y el solvente.
2. Se quiere averiguar la cantidad necesaria de soluto o de solvente para fabricar una solución determinada.

Caso 1. Por ejemplo, ¿cómo se prepara una solución de cloruro de sodio (NaCl) 0,8 M?

Primero se necesita averiguar la masa molar del NaCl, es decir, la masa de un mol (M). En la tabla periódica de los elementos encontramos la masa atómica relativa (A_r) del Na, que es 23, mientras que la A_r del Cl es 35,5; por lo que podemos calcular la masa molecular relativa (M_r) del NaCl como la suma de las masas atómicas relativas:

$M_{rNaCl} = A_{rNa} + A_{rCl} = 23 + 35,5 = 58,5$
 La masa de un mol de NaCl, entonces, es de 58,5 g. Mediante una regla de tres simple, podemos calcular la masa de 0,8 moles de NaCl:

$$1 \text{ mol NaCl} \text{ ————— } 58,5 \text{ g}$$

$$0,8 \text{ mol NaCl} \text{ ——— } x = \frac{58,5 \text{ g} \cdot 0,8 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 46,8 \text{ g}$$

Por lo tanto, para preparar una solución acuosa 0,8 M en NaCl, es necesario introducir en un recipiente, por ejemplo, un matraz de 1 L, 46,8 g de NaCl, agregar agua y mezclar hasta alcanzar un volumen de 1 litro.

Ahora, consideremos un ejemplo para explicar el **caso 2**. Se desea saber qué cantidad de soluto es necesaria para preparar 20 ml de una solución acuosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,1 M. Para resolver este problema, se desarrolla el dato de la molaridad mediante una regla de tres simple, lo que permite averiguar el número de moles de H_2SO_4 necesarios:

$$1.000 \text{ ml solución} \text{ ——— } 0,1 \text{ mol de } H_2SO_4$$

$$20 \text{ ml solución} \text{ ————— } x = 0,002 \text{ mol de } H_2SO_4$$

Luego, a partir del dato de la masa molar del ácido sulfúrico (98 g/mol), se halla la masa de soluto necesaria:

$$1 \text{ mol } H_2SO_4 \text{ ————— } 98 \text{ g}$$

$$0,002 \text{ mol } H_2SO_4 \text{ ——— } x = 0,196 \text{ g de soluto}$$

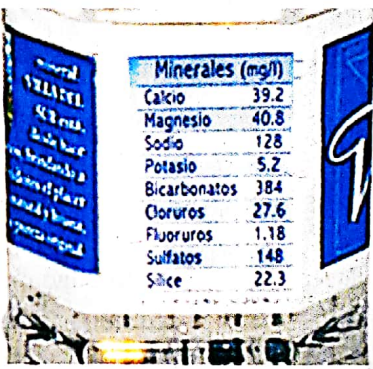


Fig. 9-1. El agua mineral es una solución que contiene muchos solutos disueltos. La concentración de cada uno de los solutos, por ejemplo, el ion potasio, se expresa en mg/l, es decir, miligramos de ion potasio por cada litro de solución de agua mineral.

ACTIVIDADES

5. Calculá el número de moles de ion potasio (K^+) presentes en una botella de agua mineral que contiene 10 mg de ese mineral, aplicando la fórmula: $n = \frac{m}{M}$, donde m es la masa en gramos.
Dato: $A_r K = 39,1$.
6. ¿Cuántos gramos de soluto son necesarios para preparar 100 ml de solución 0,2 M de hipoclorito de sodio ($HClO$)?
7. Averiguá la concentración molar de una solución que se prepara con 63 g de ácido nítrico (HNO_3), completando con agua hasta llegar a 0,5 l de solución.

Los gases también concentran

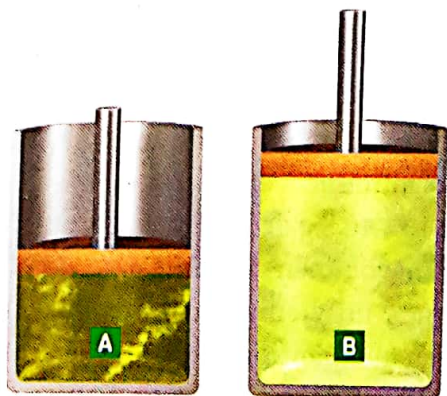


Fig. 9-2. Ambos sistemas contienen igual cantidad de gas cloro, pero el (A) es más concentrado que el (B), ya que el gas se distribuye en menor volumen.

Las soluciones pueden presentarse en cualquiera de los estados de agregación: líquido, sólido o gaseoso. En la página anterior viste casos referidos a soluciones líquidas cuyo solvente es el agua. En esta página verás soluciones cuyos componentes son gases, como el aire filtrado.

Muchas mezclas de gases permanecen estables, pero otras participan de reacciones químicas, algunas muy importantes desde el punto de vista de la producción industrial.

La concentración de un gas determinado, ya sea como soluto o como solvente, en una solución puede calcularse de la misma manera que en el caso de las soluciones líquidas, es decir, como el número de moles del gas por cada litro de solución.

Sin embargo, como ya sabés, los gases son muy compresibles, es decir que su volumen puede aumentar o disminuir fácilmente si varían las condiciones de presión y temperatura. Por ejemplo, si se introduce 1 mol de gas cloro dentro de una jeringa imaginaria de volumen 1 L, la concentración de ese gas será 1 M; aunque si se presiona el émbolo de la jeringa, disminuyendo el volumen del gas a la mitad (0,5 l), la concentración molar resultante se podrá calcular como: $M = \frac{n}{v} = \frac{1 \text{ mol}}{0,5 \text{ l}} = 2 \text{ M}$, es decir, el doble que la anterior (figura 9-2).

Ecuación de los gases y cálculos de concentraciones

El volumen de un gas es susceptible a cambios, de acuerdo con las condiciones de presión y temperatura. Estas variables pueden vincularse con el número de moles de gas, aplicando la conocida **ecuación de estado de los gases ideales**, cuya expresión matemática es:

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

La ecuación de estado es válida para todos los **gases ideales**. Estos gases se suponen formados por pequeñas partículas, indistinguibles entre sí, de cuyos choques no se gana ni se pierde energía, y que se encuentran en un recipiente de gran volumen (comparado con el volumen de las partículas del gas).

Un valor muy habitual es el volumen que ocupa un mol de gas, también llamado volumen molar (V_M) en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), es decir, 273 K y 1 atm resulta que:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ l} \cdot \text{atm} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot \text{K} \cdot \text{mol}} = 22,4 \text{ l}$$

Por lo tanto, un mol de cualquier gas en CNPT ocupa un volumen de 22,4 litros.

Si se desea averiguar la concentración de un gas, por ejemplo, hidrógeno (H_2), en determinadas condiciones de presión y temperatura (sin que el volumen y el número de moles sean datos), puede aplicarse el siguiente razonamiento: como la concentración molar de hidrógeno (a partir de ahora se simbolizará $[H_2]$) es igual a: $\frac{n}{v}$; despejando $\frac{n}{v}$ de la ecuación de estado queda que:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow \frac{P}{R \cdot T} = \frac{n}{v} \rightarrow [H_2] = \frac{P}{R \cdot T}$$

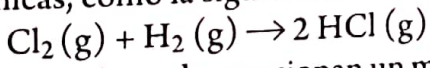
ACTIVIDADES

8. Teniendo en cuenta que la densidad, que se define como $d = \frac{m}{v}$; y sabiendo que $n = \frac{m}{M}$, escribí una expresión, partiendo de la ecuación de estado de los gases ideales, que vincule P, d, R, T y M.
9. ¿El volumen molar del agua (H_2O) en CNPT es 22,4 l? Justificá tu respuesta.
10. Calculá la concentración molar del gas cloro (Cl_2) a 2,5 atm de presión y 100 K de temperatura.

El equilibrio químico

Imaginá por un momento un viaje en un colectivo "especial", cuyos pasajeros son moléculas de las sustancias A y B. Salen de la terminal cinco moléculas de A (rojas) y cinco de B (azules), y en la primera parada bajan dos moléculas de A y una de B, pero suben dos nuevas moléculas de A y una molécula de B (figura 9-3). Aunque efectivamente haya movimiento de pasajeros, ya que algunos suben y otros bajan, desde el punto de vista de la cantidad y los tipos de pasajeros podemos decir que el sistema permanece inalterado. Esta situación describe lo que se conoce como **equilibrio dinámico**.

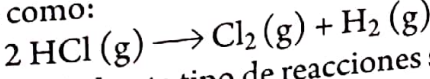
Veamos la relación de este ejemplo con los sistemas químicos. Hasta ahora habías estudiado que, en toda reacción química, determinadas sustancias, llamadas **reactivos**, reaccionan entre sí para que se obtengan otras sustancias, los **productos**. Las reacciones químicas, como recordarás, se representan mediante ecuaciones químicas, como la siguiente:



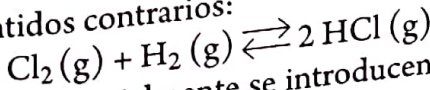
que puede leerse: "cuando reaccionan un mol de moléculas de cloro gaseoso con un mol de moléculas de hidrógeno gaseoso, se obtienen dos moles de moléculas de cloruro de hidrógeno gaseoso".

A las reacciones que ocurren en un único sentido, como en este caso, se las llama unidireccionales o **irreversibles**. Sin embargo, en determinadas condiciones, la mayoría de las reacciones químicas ocurren en ambos sentidos, es decir, son **reversibles**.

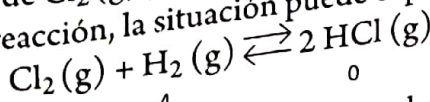
Para nuestro ejemplo, en cierto momento de la reacción y en determinadas condiciones, el cloruro de hidrógeno formado comienza a descomponerse en cloro e hidrógeno, y ocurre la reacción inversa, que puede representarse como:



Por comodidad, este tipo de reacciones se representan con ecuaciones que muestran dos flechas superpuestas, con sentidos contrarios:

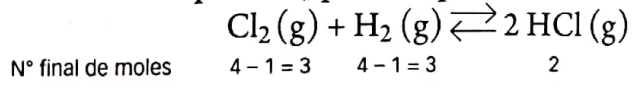


Suponé que inicialmente se introducen en un recipiente, en ciertas condiciones de presión y temperatura, 4 moles de $\text{Cl}_2(\text{g})$ y 4 moles de $\text{H}_2(\text{g})$. Antes de comenzar la reacción, la situación puede expresarse así:



Luego se deja al sistema reaccionar, y al cabo de cierto

tiempo se observa que se han formado 2 moles de $\text{HCl}(\text{g})$. Por la estequiometría de la reacción, sabemos que se forman 2 moles de HCl cuando reaccionan totalmente, 1 mol de Cl_2 y 1 mol de H_2 . Esta nueva situación, llamada "de equilibrio", puede expresarse como:



Condición de equilibrio químico

Una reacción química alcanza el **equilibrio químico** cuando, en forma espontánea, las concentraciones molares de los reactivos y los productos no cambian con el tiempo. Esto no significa que la reacción directa (hacia los productos) y la inversa (hacia los reactivos) se detengan, sino que ambas reacciones ocurren simultáneamente y a la misma velocidad. Además, en los sistemas químicos en equilibrio tampoco cambian la temperatura ni la presión.

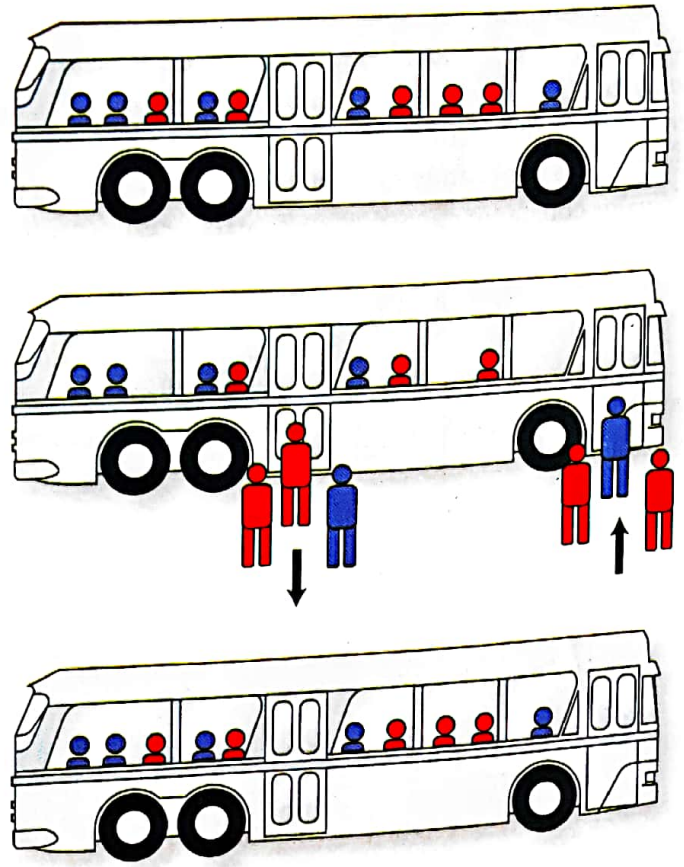


Fig. 9-3. Situación de equilibrio dinámico.