

FUNDAMENTOS DE QUÍMICA Y CÁLCULOS QUÍMICOS (SÍNTESIS DEL TEMA)

Juan Francisco González Hernández

Resumen

Se resumen los contenidos y conceptos del tema de análisis químico.

Índice

1. LEYES PONDERALES DE LAS REACCIONES QUÍMICAS	4
1.1. Ley de conservación de la masa de Lavoisier	4
1.2. Ley de las proporciones definidas de Proust	4
1.3. Ley de las proporciones múltiples de Dalton	5
1.4. Reactivo limitante	5
1.5. Composición centesimal	6
2. LEYES PONDERALES Y TEORÍA ATÓMICA	6
2.1. Modelo atómico de Dalton	7
2.2. Interpretación atómica de las leyes ponderales	7
3. LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN DE LOS GASES	8
4. HIPÓTESIS DE AVOGADRO	8
5. ESCALA DE MASAS RELATIVAS	9
5.1. Unidad de masa atómica (u=u.m.a.)	9
5.2. Masa atómica y masa molecular	9

6. MOL	10
6.1. Átomo-gramo y molécula-gramo	10
6.2. Definición de mol y número de Avogadro	10
6.3. Fórmulas para el cálculo de moles	11
7. ECUACIÓN DE ESTADO DE UN GAS IDEAL	11
7.1. Definición de gas ideal	11
7.2. Ecuación del gas ideal	12
7.3. Leyes de los gases y ecuación del gas ideal	12
7.4. Condiciones de presión y temperatura	13
8. FÓRMULAS Y ECUACIONES QUÍMICAS	13
8.1. Fórmula empírica	13
8.2. Fórmula molecular	14
9. CÁLCULOS QUÍMICOS CON DISOLUCIONES	14
9.1. Modos de expresar concentraciones de disoluciones	14
9.2. Solubilidad	15
10. PROPIEDADES COLIGATIVAS DE DISOLUCIONES	15
10.1. Presión de vapor	16
10.2. Puntos de fusión y ebullición	16
10.3. Presión osmótica	16
A. EJERCICIOS RESUELTOS	17
A.1. Composición centesimal: ejemplo nº1	17
A.2. Composición centesimal: ejemplo nº2	18
A.3. Hipótesis de Avogadro: un ejemplo	18
A.4. Cálculo de masas moleculares	19
A.5. Determinación de composición molecular, ejemplo 3º	19
A.6. Determinación de fórmula molecular	20
A.7. Preparación de disoluciones y concentraciones, ejemplo 1º	21
A.8. Presión de vapor	21
A.9. Presión osmótica	22
A.10. Preparación de disoluciones y concentraciones, ejemplo 2º	22
A.11. Preparación de disoluciones y concentraciones, ejemplo 3º	23
A.12. Preparación de disoluciones y concentraciones, ejemplo 4º	23
A.13. Preparación de disoluciones y concentraciones, ejemplo 5º	23
A.14. Un “gedankenexperiment/gedankenversuch” (experimento mental) con gotas de agua	24
A.15. Otro problema de una disolución sencillo	24

A.16.Un problema con una sal hidratada	25
A.17.Presión osmótica: dos problemas en uno	25
A.18.Mezcla complicada de dos disoluciones	25
A.19.Otra mezcla de disoluciones complicada	26
A.20.Cálculo de molaridad	27
B. FORMULARIO	28

1. LEYES PONDERALES DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

En el siglo XVIII, los químicos empezaron a usar la balanza de forma sistemática para medir masas de diferentes sustancias químicas. Los experimentos que realizaban en términos de masas de diferentes tipos de materia originaron lo que se vino en llamar **leyes ponderales de la Química**, dado que ponderal significa “relativo al peso”. Se enunciaron de esta forma, para la explicación de los diferentes experimentos, tres leyes relativas a las masas de las sustancias químicas.

1.1. Ley de conservación de la masa de Lavoisier

Esta ley señala que:

“En toda reacción química, la suma de las masas de las sustancias que tenemos antes de que ocurra la reacción, llamadas *reactivos*, debe ser igual a la suma de las masas de las sustancias que aparecen tras acabar la reacción, denominadas *productos*.”

Esta ley fue enunciada por Lavoisier en 1785. Imaginemos que tenemos un recipiente cerrado herméticamente con hierro y azufre, con 14 gramos de cada uno de ellos. Calentamos ese recipiente hasta que se forma un determinado compuesto diferente a esas dos sustancias. Pesamos de nuevo el recipiente y observamos que la masa de todo lo que hay dentro sigue siendo de 28 gramos. La masa se ha conservado porque en ambos casos, antes y después de la reacción, había 28 gramos.

Esta ley se puede expresar de forma matemática como sigue:

$$\sum_i m_i(\text{reactivos}) = \sum_i m'_i(\text{productos})$$

1.2. Ley de las proporciones definidas de Proust

Esta ley señala lo siguiente:

“Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto determinado, la relación o cociente entre las masas que se combinan de dichos elementos es constante.”

Matemáticamente, para el caso de dos elementos A y B para obtener un compuesto C, si las masas de los elementos son m_A y m_B , tenemos que

$$\frac{m_A}{m_B} = \text{constante} = k$$

Esta ley fue enunciada por J. Proust en 1801, haciendo varios experimentos donde controlaba la masa de cada una de las sustancias que actuaban como reactivos.

1.3. Ley de las proporciones múltiples de Dalton

El enunciado de esta ley ponderal reza como sigue:

“Cuando dos elementos se pueden combinar para formar varios compuestos diferentes, la misma masa de un elemento que se combina con masas diferentes del otro elemento está una relación de números enteros sencillos, 1:1, 1:2, 1:3, 2:3, . . .”

Matemáticamente, esta ley se puede expresar como sigue. Suponiendo de nuevo dos elementos A y B, una masa de A m_A , y dos masas diferentes de B, que simbolizamos como m_B y m'_B , se tiene que:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{m_A}{m'_B} \cdot \frac{n}{m}$$

y en donde n y m son dos números enteros positivos no nulos arbitrarios (1,2,3, . . .).

1.4. Reactivo limitante

La Ley de las proporciones definidas dice que, independientemente de las cantidades o procedimiento que tengamos de reactivos, éstos se combinan de forma que su proporción no varía. Una conclusión de esto es que si la masa de uno de los reactivos se agota, la reacción química dejará de tener lugar, mientras que del otro quedará, por lo general, un exceso sin reaccionar. Más aún, la propia reacción química tenderá a evolucionar precisamente en la dirección en que se logre este hecho.

El reactivo que se agota primero y que determina cuándo termina una reacción química se llama reactivo limitante.

Se llama análisis químico a la determinación, tanto cualitativa como cuantitativa, de la composición elemental de una sustancia. En el caso de que fuese una mezcla, nos indicaría los diferentes compuestos o elementos que la forman.

El análisis cualitativo nos indica qué elementos forman parte de la sustancia o qué compuestos forman la mezcla. El análisis cuantitativo informa en qué proporción y cantidad se encuentran los elementos o compuestos, es decir, la llamada composición centesimal de los mismos. Los diferentes tipos de análisis que se realizan mediante las diversas técnicas instrumentales y experimentales pertenece a la rama de la Química denominada Química Analítica.

1.5. Composición centesimal

Debido a la Ley de las proporciones definidas, conociendo las cantidades que reaccionan para formar un compuesto podemos definir la composición centesimal del mismo.

“Se llama *composición centesimal* de un determinado compuesto, a la relación de la masa de cada uno de los elementos que lo forman respecto de la masa total del compuesto”.

Por ejemplo, el carbonato de sodio, Na_2CO_3 está formado por un 43,40 % de sodio, un 11,32 % de Carbono, y un 45,28 % de oxígeno. Así, estos porcentajes se refieren a la cantidad de sodio, carbono y oxígeno que hay en 100 gramos de carbonato de sodio.

2. LEYES PONDERALES Y TEORÍA ATÓMICA

Las leyes ponderales proporcionan una explicación de los fenómenos empíricos de la mayoría de las reacciones químicas. Sin embargo, por sí solas, no daban una explicación convincente de por qué razón funcionaban. El químico inglés John Dalton, recuperando una idea que ya debatieron los griegos más filósofica que científicamente, estableció que la causa de las leyes ponderales era a través de la Teoría Atómica.

Leucipo y Demócrito, entre otros filósofos de la antigua civilización griega, habían ya debatido acerca de la divisibilidad última de la materia. Leucipo

y Demócrito postularon la existencia de partículas indivisibles, denominadas átomos (en griego $\alpha\tau\omicron\mu\omicron\varsigma$ significa “sin partes”). Dalton, inspirándose en estas ideas, propuso un modelo atómico que daba cuenta de la fenomenología de reacciones químicas, y, en particular, de las leyes ponderales.

2.1. Modelo atómico de Dalton

Dalton publicó su Teoría o Modelo atómico en 1808, estableciendo una serie de postulados:

1. La materia está formada por elementos químicos, que no pueden subdividirse en otros más simples.
2. Los elementos están formados por partículas muy pequeñas, indestructibles e indivisibles llamadas átomos.
3. Los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa y las mismas propiedades químicas.
4. Los átomos de elementos se combinan en diferentes proporciones numéricas sencillas de números enteros para formar compuestos. Es decir, diferentes números de átomos de uno o varios elementos se combinan para dar diferentes compuestos.
5. Las reacciones químicas se producen por la unión o separación de los diferentes tipos de átomos.

2.2. Interpretación atómica de las leyes ponderales

Explicación atómica de la Ley de Lavoisier: Como los átomos no se pueden dividir, todos los que se encuentren inicialmente seguirán existiendo al final de la reacción, y, como cada átomo tiene una masa característica, ésta se mantendrá constante en toda la reacción.

Explicación atómica de la Ley de Proust: Si un átomo A se combina con otro átomo B para dar un compuesto AB, la proporción en la que se combinan debe ser siempre la misma, tanto en número de átomos, como en masa porque cada átomo tiene una masa bien definida. Si el compuesto fuera AB_2 , es evidente que la proporción de masa sería proporcional también, pero *siempre la misma para cada compuesto*.

Explicación atómica de la Ley de Dalton: Si un átomo A se combina para dar AB con otro B, y también para dar AB_2 , esto quiere decir que si se

combinan n átomos de A con n de B, la proporción de masa es 1:1, mientras que si se combinan n átomos de A con $2n$ átomos de B para dar n átomos de AB_2 la proporción de masa de A, con una misma cantidad de B, será de 1:2.

3. LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN DE LOS GASES

La realización de múltiples experimentos con gases a finales del s.XVIII y principios del s.XIX, llevó a estudiar la relación de los volúmenes de los distintos gases que participan en una reacción química. Por ejemplo, se observó que cuando un volumen de oxígeno reaccionaba con dos volúmenes de hidrógeno se formaban dos volúmenes de agua (en las mismas condiciones de presión y temperatura).

J.Gay-Lussac comprobó que esta relación entre volúmenes se daba *en todas las reacciones químicas gaseosas*, con lo que, en 1808, enunció la denominada **Ley de los volúmenes de combinación de los gases**:

Los volúmenes de los reactivos y productos gaseosos que intervienen en una reacción química, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, se encuentran en una proporción de números enteros sencillos.

4. HIPÓTESIS DE AVOGADRO

Las observaciones de Gay-Lussac no podían ser explicadas mediante la Teoría Atómica de Dalton. La razón es la siguiente observación: Dalton aceptaba que volúmenes iguales de gases, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contenían el mismo número de átomos, un volumen dado de, por ejemplo, hidrógeno contendría n átomos y un volumen de cloro contendría n átomos también. Al unirse para formar cloruro de hidrógeno los n átomos de hidrógeno con los n átomos de cloro ocuparían el mismo volumen que cualquiera de los reactivos. El hecho de que se obtuvieran 2 volúmenes de cloruro de hidrógeno es algo sorprendente desde el punto de vista de la Teoría Atómica. La resolución de esta aparente paradoja fue usando un nuevo concepto “molécula”, y que fue propuesta por Amedeo Avogadro en 1811:

“Hipótesis molecular de Avogadro: Volúmenes iguales de dos o más gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo

número de moléculas. Una molécula es una agrupación o conjunto concreto de átomos.”

De esta forma, volviendo al ejemplo anterior, observamos que la solución a la aparente incompatibilidad de la Teoría Atómica con la Ley de Gay-Lussac no es tal. Simplemente, lo que está ocurriendo es que los gases de hidrógeno y de cloro son diatómicos, es decir, los gases se agrupan en moléculas más que en átomos aislados en general. Desde el punto de vista matemático y químico, lo que fallaba era el ajuste numérico de la composición molecular de los gases (en moléculas mono, di, tri, tetra,...atómicas).

5. ESCALA DE MASAS RELATIVAS

Dalton dedujo de su modelo que los átomos poseían una determinada masa, pero el problema es que al ser tan pequeño los átomos resultaban imposibles de medir en esos momentos.

5.1. Unidad de masa atómica (u=u.m.a.)

Era conocido el hecho que por las leyes ponderales se podían relacionar las masas de todos los elementos químicos entre sí. Así, si se tomaba la masa de uno de ellos como unidad patrón, se podían referir el resto de masas a ese mismo elemento. Aunque en un principio se escogió el hidrógeno, y se pusieron todas las masas en función de la del mismo, después se tomó como patrón el oxígeno. Finalmente, para ponerse de acuerdo, se fijó que la unidad de masa atómica se fijaría respecto al átomo de carbono, y, para ser precisos, se define así:

La **unidad de masa atómica** (simbolizada por u o por $u.m.a.$) es exactamente la doceava parte de la masa del átomo de carbono 12, de forma que éste posee **12 u** como masa atómica.

La unidad de masa atómica, o uma, tiene un valor en kilogramos igual a:

$$1u = 1,66 \cdot 10^{-27} kg$$

5.2. Masa atómica y masa molecular

Las masas atómicas relativas al carbono 12 se pueden obtener por diversos procedimientos, y se encuentran dadas en la mayoría de las Tablas Periódicas comerciales o no con la que se trabaja en Química. Esta masa atómica tiene,

además, en cuenta, la abundancia relativa de los diferentes tipos de átomos de cada elemento (o isótopos).

Las masas moleculares relativas de los compuestos se determinan con las mismas técnicas experimentales, o bien, conocidas las masas atómicas de los elementos que forman los mismos, simplemente se suman las masas atómicas de cada átomo que los forman.

6. MOL

La hipótesis molecular de Avogadro señala que para un determinado volumen de gas, hay un número fijo de moléculas suponiendo constantes la presión y la temperatura. El problema consiste, entonces, en contar ese número. Además, como normalmente se trabaja en Química con gramos, o de ese orden, se decidió definir una unidad de cantidad de sustancia o materia nueva que fuera más grande que el átomo o la propia molécula de Avogadro.

6.1. Átomo-gramo y molécula-gramo

Inicialmente se propusieron dos unidades, el *átomo-gramo* y la *molécula-gramo*, para medir estas cantidades atómicas. El **átomo-gramo** es simplemente la masa atómica de un elemento expresada en gramos, mientras que la **molécula-gramo** es la masa molecular relativa al carbono 12 expresada en gramos. Finalmente, se acuñó una nueva unidad, denominada mol, que vino a englobar y unificar estos conceptos.

6.2. Definición de mol y número de Avogadro

Mol es la unidad fundamental de cantidad de sustancia o materia en el S.I., y se define como sigue:

“Mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades o partículas elementales como átomos posee 12 gramos de carbono 12. Equivalentemente, un mol es también la cantidad de sustancia que posee el número de Avogadro de unidades elementales. El número de Avogadro vale $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$.”

De esta forma, y en relación al apartado anterior, se puede observar que la masa atómica o molecular de un mol, llamada masa atómica o molecular

molar, respectivamente, coincide con el valor de la masa atómica o molecular de un elemento o compuesto químico expresada en gramos. Y, además, un mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de partículas fundamentales.

6.3. Fórmulas para el cálculo de moles

Hay dos fórmulas muy importantes que debemos recordar para los cálculos con moles.

La primera es cómo se calcula el número de moles de una sustancia sabiendo su masa en gramos y su masa atómica o molecular (en el caso que proceda):

$$n = \frac{m(g)}{MM}$$

en donde n es el número de moles, m es la masa en gramos y MM es la masa atómica o molecular calculada a partir de los datos de las masas atómicas que proporciona la Tabla Periódica de los elementos.

La segunda ecuación me da el número N de unidades (átomos, moléculas, etc) que hay sabiendo el número de moles n de dicha unidad. De esta forma se tiene que:

$$N = nN_A \longleftrightarrow n = \frac{N}{N_A}$$

7. ECUACIÓN DE ESTADO DE UN GAS IDEAL

Hemos visto en el tema anterior que un gas ideal general se rige por la ley combinada

$$\frac{PV}{T} = \text{constante}$$

7.1. Definición de gas ideal

Gas ideal es toda sustancia gaseosa en la que las moléculas de los gases se comportan de forma que las moléculas son partículas puntuales que no interactúan entre sí (o lo hacen de forma despreciable), y están dotadas de un movimiento aleatorio térmico que obedece a la ley de conservación de

la energía en un volumen lo suficientemente grande en comparación a los tamaños moleculares (de forma que efectivamente no se produzca el choque entre las moléculas ni interactúen)¹.

7.2. Ecuación del gas ideal

El valor de la constante para la ley combinada del gas ideal es, en el sistema internacional de unidades y en unidades comúnmente usadas en Química Analítica:

$$R = 8,31 JK^{-1}mol^{-1} = 0,082 atmLK^{-1}mol^{-1}$$

De esta forma, la ecuación fundamental de estado de un gas ideal será:

$$PV = nRT$$

o bien, si usamos el volumen molar $V/n = V_m$:

$$PV_m = RT$$

También se puede expresar usando la fórmula de la densidad $d = m/V$ de una sustancia como sigue:

$$d = \frac{MM \cdot P}{RT}$$

en donde MM es la masa molecular y d la densidad.

7.3. Leyes de los gases y ecuación del gas ideal

La ley del gas ideal permite obtener, si se conoce, *todas las leyes de los gases* que hemos estudiado, manteniendo constante uno de los parámetros de la misma.

- Ley de Boyle-Mariotte. Si mantenemos constante la temperatura

$$T = cte. \longrightarrow nRT = cte. \longrightarrow PV = cte.$$

- Ley de Charles. Si mantenemos constante la presión

$$P = cte. \longrightarrow \frac{nR}{P} = cte. \longrightarrow \frac{V}{T} = cte.$$

- Ley de Gay-Lussac. Si mantenemos constante el volumen

$$V = cte. \longrightarrow \frac{nR}{V} = cte. \longrightarrow \frac{P}{T} = cte.$$

¹Este modelo de gas falla a temperaturas muy bajas o presiones muy altas, dado que en ese caso las moléculas están muy cerca y pueden interactuar entre sí.

7.4. Condiciones de presión y temperatura

Hay varias condiciones de presión y temperatura de utilidad en Química. En el pasado, todavía usadas en algunos lugares, se tienen las denominadas **condiciones normales** de presión y temperatura, que equivalen a una *presión de 1 atm y 0°C de temperatura*. Existen también otras condiciones, denominadas **condiciones estándar**, que equivalen a *1 atm de presión y 25°C de temperatura*.

Hoy día, sin embargo, la IUPAC establece como condiciones normales de referencia presión de 100 kPa= 1 barn y temperatura de 0°C. En cambio, las compañías de gas natural en Europa y Sudamérica tienen como condiciones estándar de referencia una presión de 1 atm y una temperatura de 15°C. Estados Unidos tiene como condiciones estándar en la actualidad una presión de 1 atm y una temperatura de 20°C o 25°C, según el organismo y empresa que es quien decide dichas condiciones de referencia para sus funciones e intereses.

8. FÓRMULAS Y ECUACIONES QUÍMICAS

Una fórmula química expresa qué elementos forman un determinado compuesto y en qué proporción se hallan los elementos que lo forman. Por ejemplo, son fórmulas químicas CO_2 , O_3 , HCl . Además, tenemos que distinguir entre dos tipos de fórmulas químicas: las fórmulas empíricas y las fórmulas moleculares. Para obtener la fórmula empírica y molecular de un compuesto, debemos conocer primero el tipo de átomos que lo forman.

8.1. Fórmula empírica

Es toda fórmula química que indica la proporción de átomos que hay de cada elemento en el compuesto o molécula. Por ejemplo, el eteno es el compuesto orgánico de fórmula empírica CH_2 , pero la molécula de eteno, de igual manera que le ocurría a Dalton con los gases, podría ser en principio ésta o también $(CH_2)_n$, donde n sería un número entero positivo no nulo.

Para determinar la fórmula empírica, es suficiente con calcular la cantidad de moles de cada átomo que hay en una cantidad de compuesto. Determinando el cociente de este número de moles, podemos determinar los números sencillos de que constan.

8.2. Fórmula molecular

Es toda fórmula química que da el número exacto de cada tipo de átomos en una molécula o compuesto. En el caso del eteno, su fórmula molecular es C_2H_4 . Aunque podría polimerizarse, el eteno, la especificación del número de átomos determina de forma unívoca la fórmula molecular.

Para determinar la fórmula molecular de un compuesto, se debe calcular la masa molecular del compuesto y compararla con la fórmula empírica. Determinando cuántas veces debe repetirse la fórmula empírica para dar la masa molecular del compuesto podemos determinar la fórmula molecular.

9. CÁLCULOS QUÍMICOS CON DISOLUCIONES

El trabajo en un laboratorio requiere una buena instrumentación y preparación de los equipos, pero también conocer el funcionamiento y la aplicación sistemática de las leyes ponderales y volumétricas de las sustancias químicas y de los gases. Además, es necesario igualmente conocer la manera de trabajar con disoluciones, en particular la manera de preparar disoluciones y la forma de calcular sus concentraciones.

9.1. Modos de expresar concentraciones de disoluciones

La concentración de una disolución mide la cantidad de soluto presente en la disolución y puede expresarse de diferentes formas. Las que vamos a estudiar son las siguientes:

- **Gramos por litro.** Se define la concentración en gramos por litro como la cantidad de masa en gramos de soluto por cada volumen de un litro de disolución. Matemáticamente se expresa así:

$$C(g/L) = \frac{m(g)_{solute}}{V(L)_{dis}}$$

- **Concentración molar o molaridad.** Se define como molaridad o concentración molar a la cantidad de moles de soluto que hay por cada volumen de un litro de disolución. Matemáticamente se expresa así:

$$C(M) = \frac{n_{solute}}{V(L)_{dis}}$$

- **Molalidad.** Se define como molalidad o concentración molal a la cantidad de moles de soluto que hay por cada masa en kilogramos de disolvente puro. Matemáticamente se expresa así:

$$C(m) = \frac{n_{\text{soluto}}}{M(\text{kg})_{\text{dis}}}$$

- **Tanto por ciento en masa y tanto por ciento en volumen.** Se define el tanto por ciento en masa o volumen como la cantidad de masa o volumen que hay de soluto por cada masa o volumen de disolvente. Matemáticamente se tiene que:

$$C(\%, m) = \frac{m(g)_{\text{soluto}}}{m(g)_{\text{dis}}} \cdot 100$$

$$C(\%, v) = \frac{V(l)_{\text{soluto}}}{V(l)_{\text{dis}}} \cdot 100$$

- **Fracción molar.** Se llama fracción molar a la cantidad de moles de un determinado componente (átomo, molécula, ión,...) que hay en el número total de moles del compuesto del que forma parte. Matemáticamente se expresa como sigue:

$$\chi = \frac{n_X}{n_{\text{tot}}}$$

9.2. Solubilidad

Cuantitativamente, la **solubilidad** indica la cantidad máxima de una sustancia que puede disolverse en un determinado disolvente. Se expresa en general en unidades de gramos de soluto por litro de disolvente, o gramos de soluto por cada cien gramos de disolvente. La solubilidad de una sustancia no es constante, sino que depende de la temperatura. A mayor temperatura, mayor solubilidad como regla general.

10. PROPIEDADES COLIGATIVAS DE DISOLUCIONES

Se llaman propiedades coligativas a aquellas propiedades que cambian al modificarse las concentraciones de las componentes de una disolución, y que no dependen de la naturaleza o tamaño de las partículas de la disolución. En una disolución, los puntos de fusión y ebullición, la llamada presión de vapor y la presión osmótica cambian al modificarse la proporción de soluto en la mezcla.

10.1. Presión de vapor

La presión de vapor de la disolución es simplemente la presión a la que se encuentran los gases evaporados en equilibrio químico sobre las fases no gaseosas de la misma disolución. La presión de vapor es, entonces, una medida del ritmo de evaporación de la fase líquida de una disolución y es característica de cada tipo de líquido. Además, la presión de vapor de una disolución formada por un solo soluto y un solo disolvente es inferior a la del disolvente puro, debido a que en la disolución las moléculas de soluto dificultan el escape de las moléculas de disolvente. Este comportamiento puede resumirse en una ley, llamada Ley de Raoult, que señala lo siguiente:

“El descenso de la presión de vapor de la disolución respecto a la del disolvente puro es directamente proporcional a la fracción molar de soluto”.

Matemáticamente, la Ley de Raoult puede expresarse como sigue:

$$\Delta P = P_0 \chi_{\text{soluto}}$$

y en donde $\Delta P = P_0 - P$ es la diferencia entre la presión de vapor del disolvente P_0 , y la presión de la disolución P , mientras χ_{soluto} es la fracción molar de soluto.

10.2. Puntos de fusión y ebullición

La disminución de la presión de vapor de un disolvente conlleva de forma inevitable el aumento del punto de ebullición y la disminución del punto de congelación de dicho disolvente puro. A este aumento y descenso se les conoce, respectivamente, bajo el nombre de ascenso ebulloscópico y descenso crioscópico, y se les representa por unos incrementos de temperatura que depende de una constante y de la concentración molal (m) de la disolución

$$\text{Aumento ebulloscópico} \rightarrow \Delta T_b = K_b m$$

$$\text{Descenso crioscópico} \rightarrow \Delta T_f = K_f m$$

y en donde las constantes K_f y K_b tienen unidades de $K \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

10.3. Presión osmótica

Ciertas membranas, muy interesantes tanto desde el punto de vista biológico como físico o químico, son semipermeables. Es decir, permiten el paso a

través de ellas de cierto tipo de moléculas pequeñas, que pasan a través de sus poros, mientras que las grandes rebotan al llegar a ellas.

“Se llama **ósmosis** al fenómeno que tiene lugar cuando en dos disoluciones de diferente concentración, separadas por una membrana semipermeable, tiene lugar el paso de las moléculas pequeñas de la disolución más diluida a la más concentrada, cuyas moléculas son más grandes. Una manera equivalente de definirla es como la difusión de un disolvente a través de una membrana semipermeable, desde la disolución menos concentrada a la más concentrada.”

Durante la ósmosis se libera energía, que puede usarse para hacer “trabajo”. El flujo de disolvente que pasa por la membrana se mantiene hasta que la diferencia entre niveles de líquido a ambos lados de la membrana contrarresta el flujo de disolvente. La presión hidrostática que se ejerce debido a esta diferencia de niveles de líquido a ambos lados de la membrana, necesaria para detener el flujo de disolvente, se denomina **presión osmótica**, se representa por la letra π , y para una determinada temperatura depende de la concentración molar, M , de la disolución es una ecuación de forma muy similar a la ecuación de un gas ideal

$$\pi = MRT$$

A. EJERCICIOS RESUELTOS

A.1. Composición centesimal: ejemplo nº1

Determinar la composición centesimal del dicloruro de hierro, $FeCl_2$. Solución:

Las masas atómicas del cloro y del hierro son, respectivamente, 35,5 y 56g mol^{-1} . Por lo tanto, suponiendo una misma cantidad de dicloruro, podremos calcular la composición centesimal de dicloruro de hierro, cuya masa molecular vale $56+71 = 127\text{g mol}^{-1}$. Si supongo un mol de dicloruro, tendremos 127 gramos. Así, la composición centesimal de dicloruro respecto de sus componentes de hierro y cloro será:

$$Fe \longrightarrow \frac{56}{127} = 0,4409 \longrightarrow 44,09\%$$

$$Cl \longrightarrow \frac{71}{127} = 0,5591 \longrightarrow 55,91\%$$

A.2. Composición centesimal: ejemplo n°2

La composición centesimal de un óxido de cobre arroja los siguientes datos: 79,9%Cu, 20,1%O. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto inorgánico? ¿Qué masa de cada elemento debe combinarse para formar 5 gramos de este compuesto?Solución:

Para responder a la primera pregunta, suponemos que hay 100 gramos de compuesto. Entonces tenemos 79.9 g de Cu y 20.1 g de O. La masa atómica del cobre es 65.5 gramos por mol, mientras que la del oxígeno es de 16 gramos partido mol. Averiguamos entonces los moles de cada elemento en nuestro compuesto:

$$\begin{aligned}Cu &\longrightarrow \frac{79,9}{65,5} = 1,22 \text{ mol de Cu} \\O &\longrightarrow \frac{20}{16} = 1,25 \text{ mol de O}\end{aligned}$$

Dividiendo ambos números por el menor, sale que están en relación de 1 a 1. El compuesto es, pues, CuO, óxido de cobre (II).

Para resolver el segundo apartado o cuestión, es simplemente cuestión de multiplicar los porcentajes de la composición centesimal por los 5 gramos de compuesto, para obtener la masa de cada elemento. Así, tendremos que habrá de cobre y oxígeno unas masas de :

$$\begin{aligned}Cu &\longrightarrow \frac{79,9}{100} \cdot 5 = 3,995 \text{ g de Cu} \\O &\longrightarrow \frac{20,1}{100} \cdot 5 = 1,005 \text{ g de O}\end{aligned}$$

A.3. Hipótesis de Avogadro: un ejemplo

Calcula el número de átomos de azufre que hay en: 1 gramo de ácido sulfúrico, 0.005 moles de pirita (sulfuro de cobre), 1 litro de gas dióxido de azufre medido en condiciones normales, $0,5 \cdot 10^{23}$ átomos de azufre. Solución: En el caso del ácido sulfúrico, tenemos que hay

$$1 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{1 \text{ mol}} = 6,14 \cdot 10^{21} \text{ átomos de S}$$

En el caso de la pirita, tendremos

$$0,005 \text{ moles } FeS \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{1 \text{ mol}} = 3,01 \cdot 10^{21} \text{ átomos de S}$$

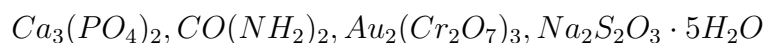
En el caso del dióxido de azufre, tendremos que calcular primero los moles usando la ecuación de los gases ideales $PV = nRT$. En condiciones normales, se tiene que $T = 273K$, $P = 1atm$, y sale que tenemos 0,0447 moles de dióxido de azufre. Para pasar a átomos, operamos como antes:

$$0,00447 \text{ moles } SO_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{1 \text{ mol}} = 2,69 \cdot 10^{22} \text{ átomos de S}$$

En el último caso, ya está puesto en número de átomos, no hay que operar.

A.4. Cálculo de masas moleculares

Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos:



Solución:

Para el fosfato, nuestro primer compuesto, obtenemos:

$$MM = 3 \cdot 40 + 2 \cdot (31 + 4 \cdot 16) = 310 \text{ g mol}^{-1}$$

Para el compuesto orgánico de urea, el segundo compuesto, tenemos que:

$$MM = 12 + 16 + 2 \cdot (14 + 1 \cdot 2) = 60 \text{ g mol}^{-1}$$

Para el dicromato de oro (III) su masa molar será

$$MM = 2 \cdot 197 + 3 \cdot (2 \cdot 52 + 7 \cdot 16) = 1042 \text{ g mol}^{-1}$$

Y, finalmente, para el tiosulfato de sodio pentahidratado

$$MM = 2 \cdot 23 + 2 \cdot 32 + 3 \cdot 16 + 5 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 248 \text{ g mol}^{-1}$$

A.5. Determinación de composición molecular, ejemplo 3º

Determina la composición centesimal del dicromato de potasio, $K_2Cr_2O_7$ y de la aspirina, $C_9H_8O_4$. Solución:

Para el dicromato, cuya masa molecular son 294 g mol^{-1} se tiene

$$K \longrightarrow \frac{78}{294} = 0,265 \longrightarrow 26,5 \%$$

$$Cr \longrightarrow \frac{104}{294} = 0,354 \longrightarrow 35,4 \%$$

$$O \longrightarrow \frac{112}{294} = 0,381 \longrightarrow 38,1 \%$$

Para la aspirina, cuya masa molar es 180 g mol^{-1}

$$C \longrightarrow \frac{108}{180} = 0,6 \longrightarrow 60 \%$$

$$H \longrightarrow \frac{8}{180} = 0,044 \longrightarrow 4,4 \%$$

$$O \longrightarrow \frac{64}{180} = 0,356 \longrightarrow 35,6 \%$$

A.6. Determinación de fórmula molecular

Calcula la fórmula molecular de:

- a) Un óxido de cloro con un 52.5 por ciento de cloro.
 b) Una sustancia con carbono en un 63,1 %, hidrógeno en un 8,7 %, y oxígeno en un 28,2 %, sabiendo que 1.65 gramos de esta sustancia, en estado gaseoso, ocupan 629 mL a 250°C y 750 mmHg .
 c) Una sustancia obtenida mediante la aplicación de cloro a 0.490 g de aluminio, obteniéndose 2.422 gramos de compuesto. Solución:

a) Suponiendo 100 gramos de compuesto, tendremos 52.5 gramos de Cl, y 47.5 g de O. La masa atómica del cloro es 35.5 u y la del oxígeno 16 u. Dividiendo tenemos:

$$Cl \longrightarrow \frac{52,5}{35,5} = 1,48$$

$$O \longrightarrow \frac{47,5}{16} = 2,97$$

Dividiendo entre el 1.48, se ve que el oxígeno está en proporción 2 a 1 frente al cloro. La fórmula es ClO_2 .

b) Calculamos la masa molecular de la sustancia, medida a $250 + 273 = 523 \text{ K}$, y sabiendo que ocupa un volumen de 0.629 L y $P = 750 \text{ mmHg} = 0,987 \text{ atm}$:

$$PV = nRT = \frac{m(g)}{MM} RT \longrightarrow MM = \frac{m(g)RT}{PV}$$

Sustituyendo los valores anteriores se obtiene que $MM = 114 \text{ u}$. Usando la composición centesimal para determinar la proporción de cada átomo en el compuesto como en ejercicios anteriores, sale que

$$C \longrightarrow \frac{63,1}{12} = 5,26$$

$$H \longrightarrow \frac{8,7}{1} = 8,7$$

$$O \longrightarrow \frac{22,8}{16} = 1,76$$

Dividiendo entre 1.43, sale que la proporción C:H:O es 3:5:1. Por tanto, la fórmula empírica tendrá una estructura $(C_3H_5O)_n$. Sustituyendo los valores de las masas atómicas de cada elemento, e igualando a la masa molecular, 114 gramos partido mol, se obtiene que $n=2$ y la fórmula molecular $(C_3H_5O)_n$.

c) Tenemos $2,422 - 0,490 = 1,932g$ de Cl , y 0.490 gramos de aluminio. Dividiendo entre la masa atómica de cada elemento, se tiene que hay

$$Al \longrightarrow \frac{0,490}{27} = 0,018$$

$$Cl \longrightarrow \frac{1,932}{35,5} = 0,054$$

De aquí, dividiendo entre 0.018 se ve que la proporción Al:Cl es 1:3. La fórmula será $FeCl_3$.

A.7. Preparación de disoluciones y concentraciones, ejemplo 1º

¿Qué volumen de dos disoluciones de HCl 0.5M y 0.1M deben tomarse para obtener, mezclándolas, 2L de disolución 0.2M? Solución:

Planteamos un sistema de ecuaciones sencillo que resuelve el problema. Supongamos, además, que los volúmenes de las disoluciones sean aditivos. Entonces, sean V_1 y V_2 los volúmenes de dichas disoluciones que queremos calcular. En primer lugar, tenemos que $2 = V_1 + V_2$. Como además, la masa de soluto también es aditiva y debe ser la misma que la que teníamos al principio, debemos tener en total 0.4 moles de soluto, HCl, en total de las dos disoluciones. Esto es, deberemos tener que $0,4 = 0,5V_1 + 0,1V_2$. En conclusión, tenemos el sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} 2 = V_1 + V_2 \\ 0,4 = 0,5V_1 + 0,1V_2 \end{cases}$$

La solución de este sistema es $V_1 = 0,5L$, y $V_2 = 1,5L$.

A.8. Presión de vapor

Calcula el descenso de la presión de vapor del agua si se añaden 10 gramos de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, en 400 gramos de agua a $25^\circ C$. Dato: $P_0(H_2O) =$

23,8mmHg. Solución:

Para el agua su masa molar será

$$MM = 18\text{gmol}^{-1}$$

Para la glucosa

$$MM = 180\text{gmol}^{-1}$$

El número de moles de agua y de glucosa que tengo con los datos dados es igual a:

$$n(H_2O) = \frac{400\text{g}}{18} = 22,22$$

$$n(\text{glucosa}) = \frac{10}{180} = 0,056$$

Calculamos ahora la fracción molar de glucosa:

$$\chi(\text{glucosa}) = \frac{0,056}{22,22 + 0,056} = \frac{0,056}{22,3} = 2,51 \cdot 10^{-3}$$

Finalmente, por la ley de Raoult, el descenso de presión de vapor será igual a:

$$\Delta P = 23,8\text{mmHg} \cdot 2,51 \cdot 10^{-3} = 0,06\text{mmHg}$$

A.9. Presión osmótica

Calcula la presión osmótica de 10 g de glucosa, en 0.4 L de disolución y a 20°C de temperatura. Solución:

Sabiendo que la glucosa tiene una masa molar de 180 u, 180 gramos por mol, la molaridad es :

$$M = \frac{\frac{10}{180}}{0,4} = 0,14$$

La presión osmótica valdrá entonces $\pi = MRT = 0,14 \cdot 0,082 \cdot 293 = 3,36\text{atm}$

A.10. Preparación de disoluciones y concentraciones, ejemplo 2º

Una disolución de HCl contiene un 83.3 gramos de ácido por cada litro de disolución. Si la densidad de la disolución es 1,039g/mL, calcula la molaridad y tanto por ciento en masa. Solución:

Suponiendo un volumen de disolución igual a un litro, tendremos 83.3 gramos de ácido y 1039 gramos de disolución. El tanto por ciento en masa será pues igual a $\frac{83,3}{1039} \cdot 100 = 8\%$. La molaridad, será igual a dividir los gramos de ácido entre el volumen elegido, es decir, $M = 83,3/36,5 = 2,28$.

A.11. Preparación de disoluciones y concentraciones, ejemplo 3º

¿Cuántos gramos de NaOH deben tomarse para preparar 1L de disolución 6M? ¿Qué volumen de dicha disolución debe tomarse para obtener añadiendo agua 250 mL de otra disolución de NaOH pero de molaridad 1 M? Solución:

La masa molar del NaOH, consultando la tabla periódica, vale 40 g/mol. Para un volumen de 1L y molaridad 6M sale 240 gramos de NaOH, simplemente multiplicando el volumen por la molaridad y por el masa molecular. Al añadir agua, no alteramos la cantidad de soluto: seguirán siendo los 240 gramos. Pero ahora tenemos un volumen de disolución igual a 0.25 L. Entonces, como sigo teniendo 6 moles de soluto, se cumplirá que $M_1V_1 = M_2V_2$. Entonces:

$$6 \cdot V_1 = 1 \cdot 0,25$$

Sale que $V_1 = 0,0417L = 41,7mL$.

A.12. Preparación de disoluciones y concentraciones, ejemplo 4º

Se quiere preparar 500mL de disolución 0.5M de HCl a partir de un ácido clorhídrico concentrado de concentración 18M. ¿Qué volumen de ácido debo tomar? Solución:

Como hemos visto en el ejercicio anterior, este tipo de problemas se puede resolver aplicando una sencilla ecuación, $M_1V_1 = M_2V_2$. Sustituyendo $M_1 = 0,5$, $V_1 = 500mL$, $M_2 = 18$, sale que el volumen pedido es de 13,8mL, aproximadamente 14 mL.

A.13. Preparación de disoluciones y concentraciones, ejemplo 5º

Una disolución 2M de ácido nítrico, HNO_3 , tiene una densidad de $1,066 \frac{g}{L}$. Calcula su tanto por ciento en masa y su molaridad. Solución:

La masa molar del ácido nítrico es $63 \frac{g}{mol}$. Entonces:

$$2M = \frac{2mol HNO_3}{1L de HNO_3} = \frac{2 \cdot 63}{1L} = 126g L^{-1} HNO_3$$

Para la concentración en tanto por ciento en masa, simplemente calculamos los gramos de disolución con la densidad, que para 1L nos sale 1066g. Luego

el tanto por ciento en masa es

$$c(\%, m) = \frac{126}{1066} \cdot 100 = 11,8\%$$

A.14. Un “gedankenexperiment/gedankenversuch” (experimento mental) con gotas de agua

En ciertos instrumentos químicos se vierten 20 gotas por cada mL. ¿Cuántas moléculas de agua hay en una gota de agua? Si el diámetro de las moléculas es de 2 angstroms, $2 \cdot 10^{-10}m$. ¿Qué longitud alcanzarían si se colocaran una detrás de otra? La densidad del agua es 1 gramo por cada mL. Solución:

Como la masa molar del agua es 18g/mol, tenemos que:

$$N = \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{gotas}}{1 \text{molH}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{molH}_2\text{O}}{18 \text{gH}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{mL}}{20 \text{gotas}} \cdot \frac{1 \text{gH}_2\text{O}}{1 \text{mL}} = 1,67 \cdot 10^{21} \text{moléculas de agua}$$

La longitud que ocuparían puestas una detrás de otra es de:

$$d = N \cdot 2 \cdot 10^{-10}m = 3,34 \cdot 10^{11}m$$

Para que nos hagamos una idea de cuánto es esta distancia, pensemos que la distancia media de la Tierra al Sol es de $1,5 \cdot 10^{12}m$, es decir, puestas una detrás de otra es un veinte por ciento de la distancia media Tierra-Sol... Si recordamos que la distancia media Tierra-Luna son trescientos mil kilómetros, esta distancia es también unas mil veces la distancia media Tierra-Luna. Hum... ¡No está nada mal! ¿Verdad?

A.15. Otro problema de una disolución sencillo

Calcular la cantidad de $KMnO_4$ necesario para preparar 500mL de una disolución 0.02M. Solución:

La masa molecular del permanganato es 158g/mol. Entonces

$$\frac{0,02 \text{molesKMnO}_4}{1 \text{Ldis.}} \cdot 0,5 \text{Ldis.} \cdot \frac{158 \text{gKMnO}_4}{1 \text{molKMnO}_4} = 1,58 \text{gKMnO}_4$$

A.16. Un problema con una sal hidratada

El tiosulfato de sodio se presenta en forma de sólido blanco pentahidratado, $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$. ¿Qué cantidad se necesita de tiosulfato para, añadiendo agua, lograr una disolución de 250mL y 0.1M en tiosulfato? Solución:

La masa molar del tiosulfato es igual a: $46+64+48+5(18) = 248g/mol$. Entonces,

$$\frac{0,1mol}{1L} \cdot 0,25L \cdot \frac{248g}{mol} = 6,2g$$

A.17. Presión osmótica: dos problemas en uno

1°. Calcula la presión osmótica de una disolución de urea, $CO(NH_2)_2$, que contiene 3g de esta sustancia en 300mL de agua a 20°C. Solución:

La masa molar de la urea es 60g/mol. Entonces, calculando la molaridad $M = \frac{n}{V} = \frac{3/60}{0,3} = 0,167$. Aplicando la ecuación de la presión osmótica

$$\pi = MRT = 0,167 \cdot 0,082 \cdot 293 = 4,01atm$$

2°. Al disolver 1.71g de una sustancia en 500mL de agua a 25°C, la presión osmótica es 185.7mmHg. ¿Cuánto vale la masa molecular de la sustancia? Solución:

Pasando la presión a atmósferas: $P = 0,244atm$. Aplicando la ecuación de la presión osmótica tenemos

$$M = \frac{\pi}{RT} = \frac{0,244atm}{0,082 \cdot 298} = 0,010M$$

Y ahora, simplemente operando

$$0,01 \frac{mol}{L} \cdot 0,5L = 0,0050mol$$

de donde para sacar la masa molecular simplemente dividimos la masa dada entre estos moles que acabamos de calcular, para obtener que $MM = 342g/mol$.

A.18. Mezcla complicada de dos disoluciones

Se mezclan 150mL de disolución de ácido sulfúrico al 44 por ciento en masa y densidad 1.34 gramos por mililitro con 100 mL de disolución de ácido sulfúrico, pero ahora ésta tiene una concentración 1M y densidad 1.06 gramos por mililitro. Calcula la molaridad y molalidad de la disolución resultante.

Solución:

La masa molecular del ácido sulfúrico es 98 g/mol. Tomando 0.15 L de la primera disolución, tendremos 201 gramos de disolución para mezclar, simplemente multiplicando el volumen por la densidad. Los 201 gramos de disolución, debido al tanto por ciento en masa, contienen 88.44 gramos de ácido (que son 0.9 moles, dividiendo por 98g/mol), y el resto, 122.56g serán agua. De la segunda disolución, como tenemos 1.06g/mL=1060g/L, tomando 100mL tendremos 106 gramos para la mezcla. Y como su molaridad es 1M, multiplicando por el volumen obtenemos 0.1 mol de soluto, ácido, que son 9.8 gramos, y $106 - 9,8 = 96,2g$ de agua. Ahora sólo tenemos que sustituir en las fórmulas:

$$M = \frac{0,9 + 0,1}{0,25} = 4$$

mientras que para la molalidad tendremos que

$$m = \frac{0,9 + 0,1}{0,12256 + 0,0962} = 4,8$$

A.19. Otra mezcla de disoluciones complicada

¿Qué volumen de una disolución de hidróxido de sodio al veinte por ciento en masa y densidad 1.22 gramos por mililitro se debe añadir a 100mL de hidróxido de sodio 2M para obtener una disolución 3M? Solución:

Este problema es algo sutil y difícil. El peso molecular del hidróxido es 40 g/mol.

Debe hacerse este problema, por ejemplo, mediante un planteamiento que involucra una ecuación con dos variables. Al mezclar las dos disoluciones de ácido, se tiene que

$$3 = \frac{n + 0,2}{V + 0,1}$$

en donde n es el número de moles de soluto de la primera disolución, y V su volumen en litros. Que el número de moles de soluto de la segunda disolución es 0.2 se obtiene simplemente multiplicando la molaridad de la segunda disolución por el volumen de la misma. Por otra parte, como el tanto por ciento en masa de la primera disolución es del veinte por ciento, se cumple que

$$\frac{\text{Masa soluto}}{\text{Masa disolución}} = 0,2 \longrightarrow m_s = 0,2m_{dis}$$

Usando la expresión de la masa del soluto en función del número de moles, y la masa de la disolución en función de la densidad, se tiene que

$$m_s = 0,2m_{dis} \longrightarrow n = 0,2d_{dis}V$$

de donde despejando n, el número de moles de soluto de la primera disolución, se obtiene

$$n = 6,1V$$

Ahora tenemos dos ecuaciones que ligan n y V. Sustituyendo esta última ecuación en la ecuación de la molaridad que veíamos antes, podemos calcular V, que es lo que queremos:

$$3 = \frac{6,1V + 0,2}{V + 0,1}$$

Finalmente, resolviendo la ecuación, obtenemos un volumen de 0.032L, equivalentemente 32mL.

A.20. Cálculo de molaridad

Calcula la molaridad de las siguientes sustancias:

a) Una disolución preparada tomando 50mL de ácido sulfúrico al 20 por ciento en masa y densidad 1.14g/mL, a la que se añade agua hasta completar 250mL.

b) Una disolución de amoníaco al 12 por ciento en masa con densidad 0.95 g/mL. Solución:

a) Operando, hallamos la molaridad pedida si calculamos primero los moles de soluto (cuya masa molecular es de 98g/mol)

$$50mL \cdot \frac{1,14g}{1mL} \cdot \frac{20gH_2SO_4}{100g} \cdot \frac{1molH_2SO_4}{98g} = 0,116molH_2SO_4$$

Dividiendo entre el volumen, tenemos que la molaridad es de 0.47M.

b) Operando, tomando 1mL como volumen de disolución de referencia, se tiene

$$1mL \cdot \frac{0,95g.dis}{1mL} \cdot \frac{12g.soluto}{100g.dis} \cdot \frac{1mol.NH_3}{17g} = 0,0067mol.NH_3$$

Como supusimos un volumen de 1mL, esto significa que la molaridad es de 6.7, simplemente dividiendo los moles anteriores entre ese mililitro de disolución.

B. FORMULARIO

Ley de Lavoisier o de conservación de la masa

$$\sum_i m_i(\text{reactivos}) = \sum_i m'_i(\text{productos})$$

De las proporciones definidas

$$\frac{m_A}{m_B} = \text{constante} = k$$

Ley de las proporciones múltiples

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{m_A}{m'_B} \cdot \frac{n}{m}$$

Fórmulas para el cálculo con número de moles

$$n = \frac{m(g)}{MM}$$

$$N = nN_A \longleftrightarrow n = \frac{N}{N_A}$$

Ley general de los gases

$$\frac{PV}{T} = \text{constante}$$

Ley del gas ideal

$$PV = nRT$$

$$PV_m = RT$$

Densidad y ecuación de los gases combinada

$$d = \frac{MM \cdot P}{RT}$$

en donde MM es la masa molecular y d la densidad.

Ley de Boyle-Mariotte

$$T = \text{cte.} \rightarrow nRT = \text{cte.} \rightarrow PV = \text{cte.}$$

Ley de Charles

$$P = \text{cte.} \rightarrow \frac{nR}{P} = \text{cte.} \rightarrow \frac{V}{T} = \text{cte.}$$

Ley de Gay-Lussac

$$V = \text{cte.} \rightarrow \frac{nR}{V} = \text{cte.} \rightarrow \frac{P}{T} = \text{cte.}$$

Gramos por litro

$$C(\text{g/L}) = \frac{m(\text{g})_{\text{soluto}}}{V(\text{L})_{\text{dis}}}$$

Concentración molar o molaridad

$$C(\text{M}) = \frac{n_{\text{soluto}}}{V(\text{L})_{\text{dis}}}$$

Molalidad

$$C(\text{m}) = \frac{n_{\text{soluto}}}{M(\text{kg})_{\text{dis}}}$$

Tanto por ciento en masa y tanto por ciento en volumen

$$C(\%, \text{m}) = \frac{m(\text{g})_{\text{soluto}}}{m(\text{g})_{\text{dis}}} \cdot 100$$

$$C(\%, \text{v}) = \frac{V(\text{l})_{\text{soluto}}}{V(\text{l})_{\text{dis}}} \cdot 100$$

Fracción molar

$$\chi = \frac{n_X}{n_{\text{tot}}}$$

Ley de Raoult

$$\Delta P = P_0 \chi_{soluto}$$

y en donde $\Delta P = P_0 - P$ es la diferencia entre la presión de vapor del disolvente P_0 , y la presión de la disolución P , mientras χ_{soluto} es la fracción molar de soluto.

Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico

$$\text{Aumento ebulloscópico} \rightarrow \Delta T_b = K_b m$$

$$\text{Descenso crioscópico} \rightarrow \Delta T_f = K_f m$$

Presión osmótica

$$\pi = MRT$$