

UNIDAD  
DIDÁCTICA

# 2

# Conceptos fundamentales de la química

## SUMARIO

### ESQUEMA DE LOS CONTENIDOS

#### PRESENTACIÓN Y OBJETIVOS DE LA UNIDAD

#### DESARROLLO DE LA UNIDAD

1. Introducción.....	4
2. elementos químicos y compuestos. ....	6
3. Símbolos y fórmulas.....	6
4. Concepto de mol. Cálculo de masas moleculares.....	7
5. Las transformaciones químicas .....	10
5.1. Tipos de reacciones químicas .....	11
6. Leyes generales de la química.....	13

6.1.	Leyes ponderales .....	13
6.2.	Leyes volumétricas .....	13
7.	Disoluciones .....	14
7.1.	Clasificación de las disoluciones .....	14
7.2.	Cálculo de la concentración de las disoluciones .....	16
7.3.	Cálculo de la concentración en las mezclas de varias disoluciones .....	21
8.	Propiedades coligativas de las disoluciones .....	24
8.1.	Disminución del punto de congelación .....	25
8.2.	Aumento del punto de ebullición .....	25
8.3.	Presión osmótica.....	25
8.4.	Ósmosis .....	26
9.	Gases. Introducción .....	27
10.	Leyes que rigen el comportamiento de los gases ideales .....	28
10.1.	Ley o hipótesis de Avogadro.....	28
10.2.	Ley de Boyle. ....	29
10.3.	Ley de Charles-Gay Lussac.....	29
11.	Ecuación de Van der Waals para los gases reales .....	33

## **CONCEPTOS BÁSICOS A RETENER**

## **ACTIVIDADES DE AUTOCOMPROBACIÓN**

## **EJERCICIOS VOLUNTARIOS**

## **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS**



## PRESENTACIÓN Y OBJETIVOS DE LA UNIDAD

En esta unidad se presentan conceptos fundamentales de la química. Son conceptos básicos que algunos ya se deberían haber estudiado en cursos preuniversitarios, y que son fundamentales para el entendimiento del resto de los temas. Además, serán constantemente tratados a lo largo de la asignatura, por tanto, es una unidad que debe ser comprendida antes de pasar a temas siguientes, ya que de lo contrario será muy difícil poder entender la asignatura.



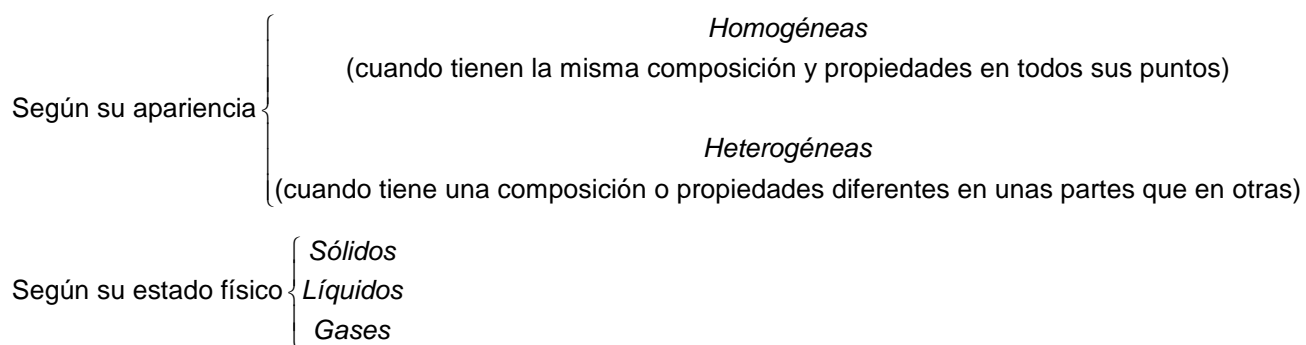
## DESARROLLO DE LA UNIDAD

### 1. INTRODUCCIÓN

La *Química* es una rama de la ciencia en la cual se estudia la composición, propiedades y transformaciones que afecten a la materia. Veamos algunos conceptos

*Materia* es todo aquello que tiene masa y ocupa espacio.

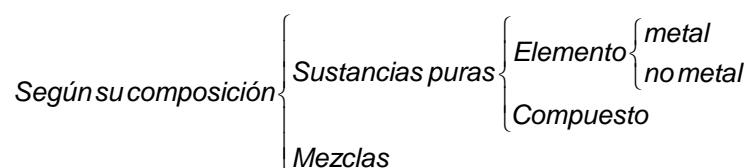
Existen muchas clasificaciones que se pueden hacer de la materia. Por ejemplo, vemos estas tres clasificaciones:



Siendo

- Un sólido es una cantidad de materia que tiene volumen y forma prácticamente constante y por tanto que opone resistencia a los cambios de volumen y de forma
- Un líquido es una cantidad de materia cuyo volumen puede considerarse constante y presenta una forma variable que depende del recipiente que lo contiene.
- Un gas es una cantidad de materia cuya forma y volumen son variables, adaptándose a la del recipiente que lo contiene.

También podemos clasificarlas según su composición



Vamos a ver un poco más en detalle esta clasificación

Una **sustancia pura** es aquella que presenta un único componente. No puede descomponerse en otras sustancias por métodos físicos, y además es homogénea. Estas **sustancias puras** pueden ser:

- **Elementos** son aquellas sustancias que no pueden descomponerse en otras más simples por métodos químicos ordinarios<sup>1</sup>. A día hoy, se conocen 118 elementos ordenados de acuerdo con sus propiedades químicas en la tabla periódica de los elementos.  
Se pueden clasificar genéricamente como *no metales* (aquellos que tienen tendencia a ganar electrones y por tanto pueden tener números de oxidación negativos) o bien como *metales* (aquellos que tienen tendencia a ceder electrones y por tanto pueden tener números de oxidación positivos).
- **Compuestos** son aquellas sustancias formadas por la unión química de varios elementos, en proporciones fijas, y cuyas propiedades físicas y químicas son diferentes a las de sus componentes. Los compuestos pueden descomponerse por métodos químicos ordinarios dando otras sustancias más simples.

Una **mezcla** es una porción de materia formada por la reunión de varias sustancias puras (elementos y/o compuestos) que entran en proporciones variables, mantienen sus propiedades y pueden separarse

---

<sup>1</sup> Son reacciones químicas en que no se producen reacciones nucleares, es decir los núcleos de los distintos átomos no se ven afectados, como sucedería en las reacciones de fisión dentro de un reactor nuclear, o de fusión en el interior de las estrellas.

por métodos físicos ordinarios. Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. A las mezclas homogéneas se las llama *disoluciones*

## 2. ELEMENTOS QUÍMICOS Y COMPUESTOS.

Sigamos viendo algunos conceptos importantes dentro de la materia

**Átomo** es la parte más pequeña de la materia que puede intervenir en un proceso químico. También podemos definirlo como la parte más pequeña en que puede dividirse un **elemento** conservando sus propiedades.

**Molécula** es la parte más pequeña en que puede dividirse un **compuesto** conservando sus propiedades. Las moléculas están formadas por varios átomos iguales o diferentes. Solamente las moléculas de los gases nobles están formadas por un solo átomo.

**Ion** es un átomo o molécula con carga eléctrica, por tanto, no es eléctricamente neutro. Se suele entender cómo que el átomo o molécula ha ganado o perdido electrones. Se representan con el símbolo y la carga. Así para  $\text{Al}^{3+}$  será el aluminio con tres cargas positivas, o el  $\text{O}^{2-}$  será el oxígeno con dos cargas negativas.

Dependiendo de la carga que tengan se conocen como *cationes* los que tienen carga positiva (por haber perdido electrones) y *aniones* los que tienen carga negativa (por haber ganado electrones). Dentro de los elementos, los metales tienden a ceder electrones y por tanto a formar cationes mientras que los no metales tienden a ganar electrones y así formar aniones. Los iones normalmente se forman en disoluciones acuosas, al interactuar con las moléculas de agua con el compuesto. En una disolución, las moléculas del agua se agrupan alrededor de los iones de la sustancia para mantenerlas alejadas unas de otras. También se pueden formar iones en estado gaseoso, cuando se forma un plasma que es un fluido gaseoso de iones. Además, también se forman iones cuando se funden compuestos iónicos, como veremos en la unidad siguiente.

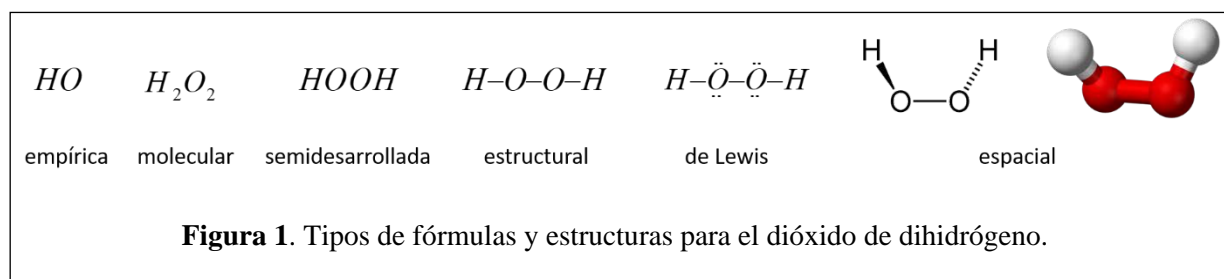
## 3. SÍMBOLOS Y FÓRMULAS.

**Símbolo** es la representación abreviada de un elemento. Está formado por una o dos letras, la primera mayúscula y la segunda minúscula.

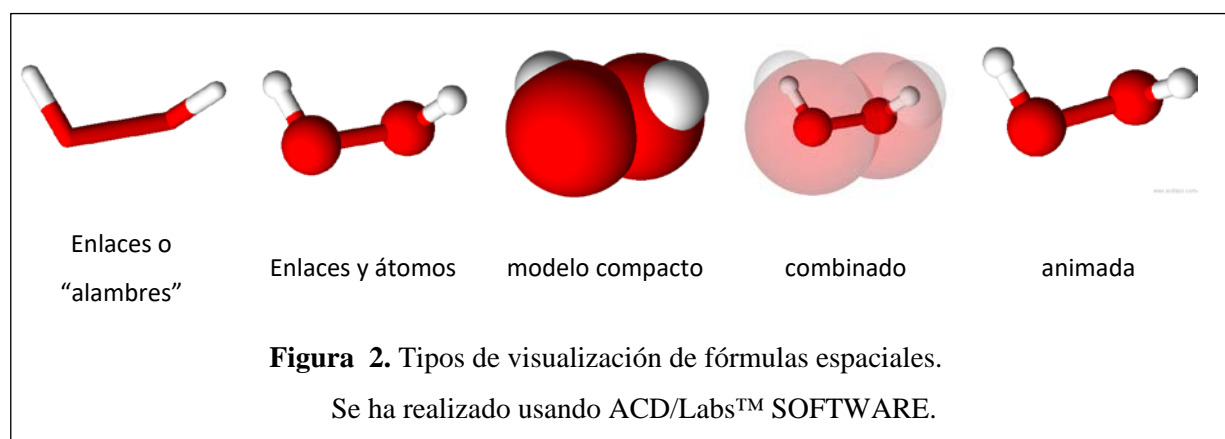
**Fórmula** es la representación abreviada de un compuesto. En ella se representan como mínimo los símbolos de los elementos que forman parte de dicho compuesto afectados por unos subíndices que nos indican el número de átomos de cada elemento que existen en la molécula.

Según las características que se indiquen, podemos tener varias clases de fórmulas, veámoslo con un ejemplo, la molécula de dióxido de hidrógeno o agua oxigenada:

- **Empírica** cuando se indica solamente la proporción en que entran los átomos que componen dicha molécula. En el caso del agua oxigenada: (HO)
- **Molecular** cuando se indica el número de átomos de cada elemento que componen una molécula de ese compuesto:  $H_2O_2$ .
- **Semidesarrollada** cuando se representan los enlaces más importantes de la molécula de ese compuesto: HOOH
- **Estructural o desarrollada** cuando se representan todos los enlaces existentes en la molécula de ese compuesto: H-O-O-H.
- **Espacial** cuando se representan todos los enlaces de la molécula y además su orientación espacial. Hay varias formas de hacer esta representación como se muestra en la siguiente figura.



También puede hacerse una clasificación en función de la forma de visualización como se puede apreciar en la siguiente imagen. Como es lógico la visualización animada solo es posible en la versión formatos digitales.



#### 4. CONCEPTO DE MOL. CÁLCULO DE MASAS MOLECULARES

Veamos ahora cómo podemos cuantificar la materia, para ello es necesario introducir una serie de conceptos nuevos que son el *número de Avogadro*, el *átomo-gramo* y *molécula-gramo* y la unidad de sustancia química, el **mol**.

Como unidad de medida de la masa de una sustancia se podría utilizar el átomo o la molécula, pero esta medida es muy pequeña e incómoda, y prácticamente nunca podremos trabajar con esos átomos o moléculas individuales, ya que cualquier cantidad que tengamos que pesar tendrá una gran cantidad de átomos o moléculas. Por este motivo se hizo necesario el uso de otras unidades, y ya finales del siglo XIX, en 1860 fue introducido tomándose del latín *Mole* que significa montón, y en 1960 se decidió adoptar como unidades de medida de cantidad de masa el átomo-gramo, molécula-gramo y mol, que traducen a un nivel observable (el de gramo) las relaciones que existen a nivel de átomos y moléculas.

- **Átomo-gramo:** es la cantidad de un elemento que contiene el número de Avogadro de átomos. Es decir, lo que pesa un mol de átomos de una sustancia. Es decir, lo que pesa un mol de átomos de una sustancia.
- **Molécula-gramo:** es la cantidad de un compuesto que contiene el número de Avogadro de moléculas. Es decir, lo que pesa un mol de moléculas de una sustancia.
- **Mol:** Es la cantidad de sustancia que contiene el número de Avogadro de partículas, este concepto engloba los de átomo-gramo y molécula gramo.
- **Número de Avogadro:** Se denota como  $N_A$ , y se define como el número de partículas (normalmente átomos o moléculas) que contiene un mol, y su valor se adoptó en 2019 igual a  $6,022\,140\,76 \cdot 10^{23}$ . Actualmente se define como el número de átomos en 12 gramos del isótopo carbono-12.
- **Volumen molar normal:** Un mol de cualquier gas ideal en Condiciones Normales (1 atm y 0 °C) ocupa 22,4 litros. (Ver pag 30)

La relación entre todos estos conceptos se establece en dos niveles, en un primer nivel se establecería la relación entre *moles*, *masa en gramos* y *volumen en litros* (si se trata de un gas), y en el segundo nivel se establecería la relación entre moléculas (o átomos) y masa en u. La relación entre las cantidades que aparecen en ambos niveles, vendría dada por el número de Avogadro.

Si esto lo aplicamos al caso concreto de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), que es un compuesto gaseoso cuyo peso molecular es 44, tendremos que:

$1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \Rightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2 \Rightarrow 44 \text{ gramos} \Rightarrow 22,4 \text{ litros en Condiciones Normales (C.N.)}$

Debemos ahora introducir nuevos conceptos para poder realizar medidas y pesadas

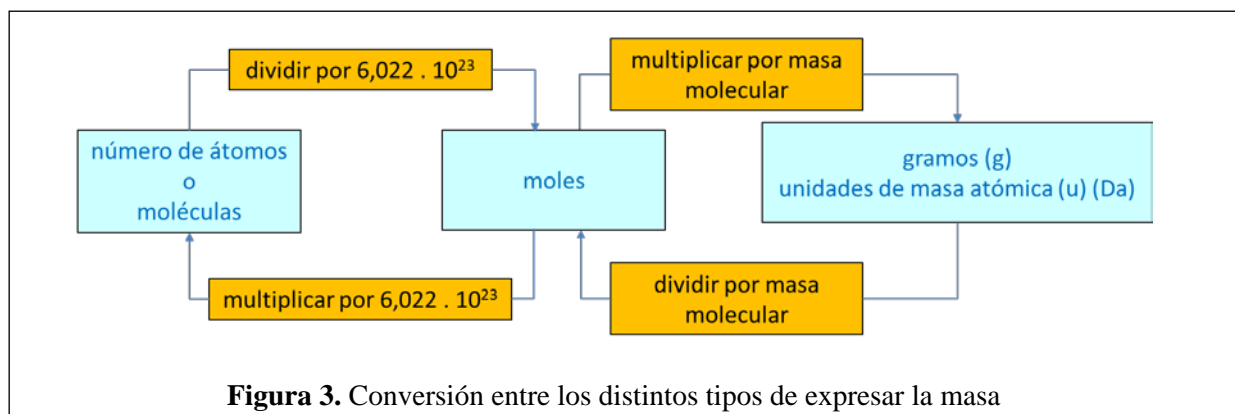


- **Unidad de masa atómica unificada**, cuyo símbolo es “u” o dalton (símbolo “Da”), y anteriormente conocida como “uma” es la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12. Su relación con el gramo viene dada también por el número de Avogadro:

$$1 \text{ gramo} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ Da}$$

- **Masa atómica** es el número de veces que la masa de un átomo contiene a la doceava parte de la masa de un átomo de C-12.
- **Masa molecular** es el número de veces que la masa de una molécula contiene a la doceava parte de la masa de un átomo de C-12. Es igual a la suma de las masas atómicas de todos los átomos que componen dicha molécula.
- **Peso atómico (1) o Masa atómica media** es la media ponderada de las masas atómicas de todos los isótopos de un mismo elemento.
- **Peso molecular o masa molecular media** es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que componen una molécula.

Aunque se verá con mayor profundidad en la siguiente unidad, es importante recordar que los elementos están compuestos por átomos que tienen diferente masa atómica, debido a que en su núcleo tienen diferente número de neutrones; son los isótopos, y cada uno de ellos está en una proporción. Debido a ello, para determinar la masa atómica de un átomo, debe calcularse la media aritmética de las masas atómicas de todos los isótopos de un mismo elemento teniendo en cuenta la proporción en que se encuentra cada uno. Esta masa atómica media recibe el nombre de **peso atómico** ya que, aunque realmente sea una masa (no un peso), la IUPAC acordó adoptar por convenio el nombre de peso atómico o molecular para indicar esas masas medias de los átomos o moléculas.



### Ejemplo 1. Calcula el peso molecular del ácido sulfúrico

El ácido sulfúrico, o dihidrogeno(tetraoxidosulfato) tiene de fórmula  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , por lo que su peso molecular será la suma de los pesos atómicos de 2 átomos de hidrógeno, 1 de azufre y 4 de oxígeno:

$$H_2 : 2 \cdot 1 = 2$$

$$S : 1 \cdot 32 = 32$$

$$O_4 : 4 \cdot 16 = 64$$

Total: 98  $\Rightarrow$  **Peso molecular del  $H_2SO_4$  = 98 g/mol**

Como acabamos de calcular, el peso molecular de este ácido es 98 g/mol, lo cual quiere decir que la masa de una molécula de este ácido es de 98 u, o 98 Da, y que la masa de un mol de mismo es de 98 g cantidad ésta en la que hay 2 g de hidrógeno, 32 g de azufre y 64 g de oxígeno.

## 5. LAS TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

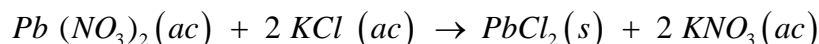
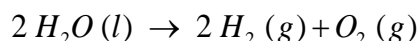
Tanto en la naturaleza, como en un laboratorio, se producen transformaciones, las cuales afectarán a la materia. Podemos encontrar dos tipos de transformaciones:

- Transformaciones, o cambios **físicos**, en las que no se produce una modificación de la estructura interna de la materia. Por ejemplo, los cambios de color o de estado físico como una congelación, una filtración, destilación, etc.
- Transformaciones, o cambios **químicos** en las que se modifica la estructura interna de la materia, es decir hay cambios en las moléculas y en los enlaces para formar otras distintas. Por ejemplo, una combustión, la electrolisis del agua para formar los gases oxígeno e hidrógeno, etc. Son unos procesos en los cuales desaparecen unas sustancias, denominados *reactivos* y aparecen otras diferentes, llamadas *productos de la reacción*, (o productos), y como veremos en la unidad 5 suelen ir acompañadas de variaciones de energía, es decir necesitan o producen calor.

Nos centraremos en las transformaciones químicas, y que se representan mediante ecuaciones químicas. Una ecuación química es una representación para indicar lo que está sucediendo, y para ello se utilizan un conjunto de símbolos y fórmulas con los que se representa de forma abreviada la reacción química.

Las ecuaciones químicas separan los reactivos de los productos de reacción por un símbolo de flecha ( $\rightarrow$ ,  $\Rightarrow$  o bien  $\rightleftharpoons$ ), que sirve para indicar el sentido en el que se produce la reacción.

Toda ecuación química debe ajustarse, es decir debe tener el mismo número de átomos de cada uno de los elementos de los reactivos que de los productos. Por tanto, habrá que colocar un coeficiente delante de la fórmula de cada una de las sustancias que intervienen. A veces viene indicado el estado de las sustancias que intervienen entre paréntesis, (s) sólido, (l) líquido, (g) gas, (ac) en disolución acuosa. Por ejemplo,

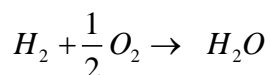
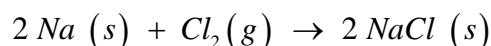


## 5.1. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

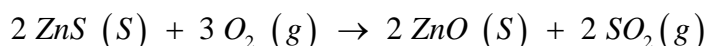
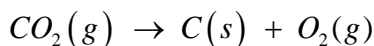
Las reacciones químicas pueden clasificarse en función de cómo sean los reactivos que intervienen y los productos y que se producen, es decir a cómo se intercambien los átomos entre los distintos reactivos, por ejemplo

- **Reacción de síntesis o de combinación** es en la que se produce la unión de dos o más reactivos para dar un único producto. Se representan genéricamente por  $A + B \rightarrow C$ .

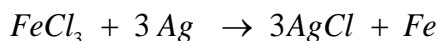
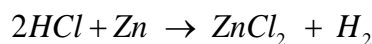
A veces, se expresa de forma que hay un único mol de reactivo, aunque haya que poner exponentes fraccionarios en los reactivos



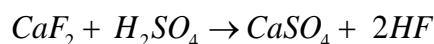
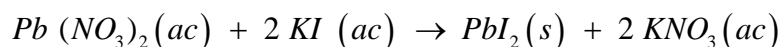
- **Reacción de descomposición** es en la que a partir de un reactivo se obtienen varios productos que sería  $A \rightarrow B + C$ , o bien se requiere de otro reactivo para que se produzca la descomposición, y que sería  $AB + C \rightarrow AC + BC$



- **Reacción de desplazamiento o sustitución** es en la que una sustancia sustituye a otra que forma parte de un compuesto, y se libera este elemento, y que se representaría  $AB + C \rightarrow AC + B$

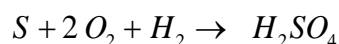
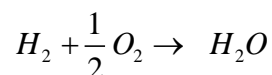


- **Reacción de doble sustitución o de doble desplazamiento** en la que dos compuestos intercambian algunos de sus elementos, o grupos de elementos, y que se representaría  $AB + CD \rightarrow AC + BD$

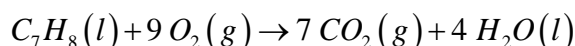
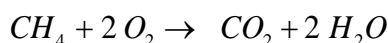


También se pueden clasificar en función del proceso químico que tiene lugar. En este caso tendremos

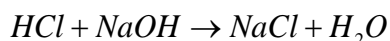
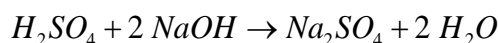
- **Reacción de formación** es en la que se obtiene un único mol de un compuesto, a partir de los elementos que la componen en su forma más estable. Veremos en la **unidad 5** que se utilizan mucho para expresar la energía asociada a la formación de un compuesto químico.



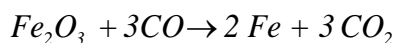
- **Reacción de combustión** es en la que un compuesto reacciona con un comburente (normalmente oxígeno, aunque no siempre) obteniéndose los correspondientes óxidos. Si la combustión es de un compuesto orgánico se forman siempre agua y dióxido de carbono, ya que está compuesto por carbono e hidrógeno.



- **Reacción de neutralización:** es en la reaccionan un ácido con una base, obteniéndose la sal correspondiente y agua.



- **Reacción de oxidación-reducción (redox)** es en la que se transfieren electrones, y por tanto varía el número de oxidación de algunos de los elementos que intervienen.



cambia el carbono que pasa de "+2" a "+4" (se oxida) y el hierro que pasa de "+3" a "0" (se reduce).

El ajuste de este tipo de reacciones se desarrolla en la **unidad 9**.

Otra clasificación, se puede hacer en función de la energía que se produzca en la reacción, como se detallará en la **unidad 5**

- **Reacción exotérmica:** Es aquella en las que se produce un desprendimiento de energía en forma de calor (desprenden calor).

- **Reacción endotérmica:** es aquella en la que es necesario suministrar calor a los reactivos para que se produzca la reacción (absorben calor).

## 6. LEYES GENERALES DE LA QUÍMICA

Son las leyes que sentaron los primeros principios de la Química. Se enunciaron entre los siglos XVIII y del XIX, son las que rigen las transformaciones químicas, y relacionan las cantidades de las sustancias que intervienen. Se clasifican en dos tipos, las leyes ponderales y las volumétricas.

### 6.1. LEYES PONDERALES

Las leyes ponderales que son las utilizan relaciones de masas

- **Ley de Lavoisier, o de conservación de la masa.** Fue enunciada en 1785, y dice: *"En toda reacción química ordinaria, la masa de las sustancias que reaccionan es igual a la de los productos de la reacción"*.
- **Ley de Proust, o de las proporciones definidas.** Fue enunciada en 1801, y dice: *"Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en una relación en pesos definida y constante"*.
- **Ley de Dalton, o de las proporciones múltiples.** Fue enunciada en 1803, y dice: *"Los pesos de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro elemento para dar en cada caso un compuesto diferente, están en la relación de números enteros pequeños"*.
- **Ley de Richter, o de las proporciones recíprocas.** Fue enunciada en 1792, y dice: *"Los pesos de elementos diferentes que se combinan con un mismo peso de un elemento dado, son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí, o bien sus múltiplos o submúltiplos"*. Esta ley es la que fundamenta el concepto de mol.

### 6.2. LEYES VOLUMÉTRICAS

Las leyes volumétricas que usan relaciones entre volúmenes.

**Ley de Gay Lussac, o de los volúmenes de combinación:** Fue enunciada en 1808, y dice: *"En cualquier reacción química, los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen están en una relación de números enteros sencillos"*.

## 7. DISOLUCIONES

Como ya se ha indicado anteriormente, la materia se puede clasificar teniendo en cuenta diferentes propiedades, así puede ser homogénea o heterogénea, según que su composición y propiedades sean idénticas en las distintas partes de la misma o bien sean diferentes. También puede clasificarse como sustancia pura o mezcla, según que tenga un solo componente o tenga varios.

Pues bien, cuando se tiene una mezcla homogénea, se le denomina **disolución**. Una disolución está formada por varios componentes: **disolvente** y los **solutos**.

El **disolvente** es el componente mayoritario de la disolución. No obstante, si uno de los componentes es el agua se la suele considerar como disolvente, aunque no sea el componente que se encuentre en mayor proporción. También puede tomarse como disolvente, en ocasiones, aquel componente que se encuentra en el mismo estado físico que la disolución. Por tanto, en una disolución solamente hay un disolvente. Los **solutos** son todos los demás componentes de la disolución.

### 7.1. CLASIFICACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

Las disoluciones podemos distribuirlas en varios grupos, según la propiedad que utilicemos para clasificarlas. Así, si nos fijamos en el estado físico del soluto y del disolvente podemos tener varios ejemplos que se muestran en la siguiente tabla

**Tabla 1.** Ejemplos de disoluciones según el estado físico de los componentes.

Se disuelve	un sólido	un líquido	un gas
en un sólido	acero	amalgama	hidrógeno en un metal
en un líquido	agua de mar	alcohol y agua	oxígeno en agua
en un gas	polvo en el aire	aire húmedo	gas en gas (como el aire)

Si ahora tenemos en cuenta el tamaño medio de las partículas del soluto:

- Las *dispersiones groseras o suspensiones*, que son turbias ya que las partículas del soluto son visibles a simple vista. No pueden atravesar los filtros corrientes ni las membranas, y sedimentan si se dejan un tiempo para reposar.
- Las *disoluciones verdaderas* son claras, las partículas de soluto son invisibles, atraviesan tanto los filtros, así como membranas, y no precipitan cuando se dejan en reposo.
- Las disoluciones coloidales o coloides también son claras, las partículas del soluto son visibles únicamente con ultramicroscopios, con los cuales puede verse el movimiento de las partículas del soluto

Quizás, una clasificación importante es según la proporción relativa en que se encuentran el soluto y el disolvente. Así, podemos encontrar clasificaciones de disoluciones:

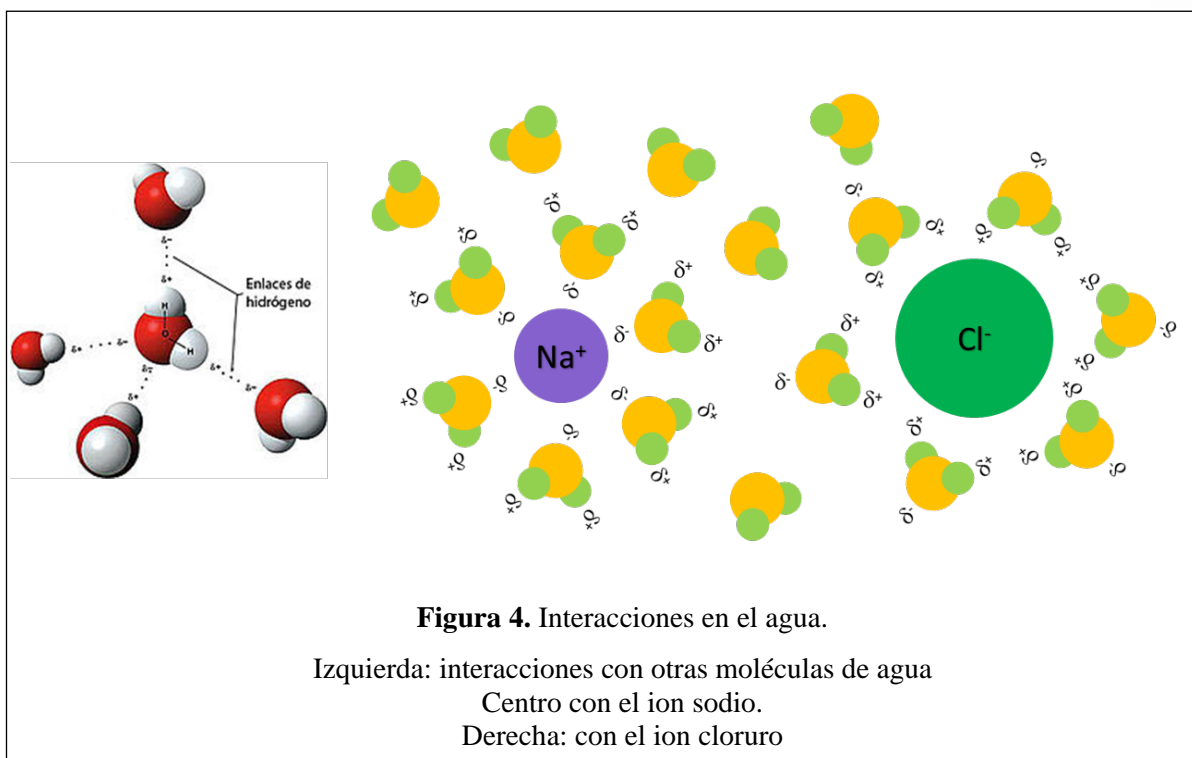
a) Comparando la cantidad de soluto frente a la cantidad de disolvente, y serán

- Disoluciones *concentradas* aquellas en la que la cantidad de soluto es grande en comparación con la del disolvente.
- Disoluciones *diluidas* aquellas en las que la cantidad de soluto es pequeña en comparación con la del disolvente.

b) Comparando la cantidad de soluto que contiene frente a la máxima cantidad que puede disolver el disolvente, como veremos en la **unidad 7** podemos clasificar las disoluciones en:

- Disoluciones *insaturadas* serán las que contienen menos cantidad de soluto de la cantidad máxima que pueden disolver.
- Disoluciones *saturadas* serán las que contienen la máxima cantidad de soluto que admite el disolvente, y habrá precipitará si se intenta disolver más.
- Disoluciones *sobresaturadas* serán las que contienen más cantidad de soluto de la máxima cantidad que pueden contener según las reglas de solubilidad. Son disoluciones inestables en las que cualquier modificación de las condiciones hace que precipite la cantidad de soluto en exceso.

Un caso particular, son las disoluciones en las que el disolvente es el agua, denominadas soluciones acuosas, y en que centraremos gran parte de las unidades por su gran importancia. El agua es un buen disolvente, y además bastante eficaz ya que debido el agua es una molécula polar, por tener una zona con carga negativa y otra con carga positiva, como veremos en temas posteriores, permite disolver iones y moléculas que también sean polares, al interaccionar las cargas de la molécula de agua con la de los iones. Como se muestra en la siguiente figura, la parte de la molécula de agua que presenta carga negativa (el oxígeno) puede interaccionar con partículas cargadas positivamente, produciéndose la disolución de los cationes, (en la parte derecha de la figura). De forma análoga, la parte de la molécula de agua que presenta carga positiva (los hidrógenos) puede interaccionar con partículas cargadas negativamente, produciéndose la disolución de los aniones.



Como veremos en más detalle en la unidad 8, en el mismo disolvente nos encontramos iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  producto de la propia hidrólisis del agua.

## 7.2. CÁLCULO DE LA CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

Entre las expresiones de la concentración que utilizan unidades físicas para la medida de la masa (gramos o kilogramos) que más se utilizan tenemos:

**gramos por litro** en la que se expresa el número de gramos de soluto que hay por cada litro de disolución.

Cuando se trata de disoluciones diluidas, el volumen de la disolución coincide casi exactamente con el volumen de disolvente, pero no sucede así cuando se trata de disoluciones concentradas.

$$\frac{\text{gramos de soluto}}{\text{litros de disolución}} \left( \frac{g}{L} \right)$$

**% en peso de soluto:** en el que se indican los gramos de soluto que hay por cada 100 gramos de disolución.

La masa total de la disolución se determina sumando la masa del soluto y la del disolvente.

$$\text{gramos de disolución} = \text{gramos de soluto} + \text{gramos de disolvente}$$

**Partes por millón (ppm) y partes por billón (ppb):** Se utiliza para expresar la concentración de disoluciones muy diluidas.



$$\frac{\text{mg de soluto}}{\text{kg de disolución}} \text{ (ppm)} \text{ o lo que es lo mismo } \frac{\text{kg de soluto}}{\text{kg de disolución}} 10^6 \text{ (ppm)}$$

Indica el número de partes de soluto que hay en cada millón de disolución: es decir, los miligramos de soluto que hay en cada kilogramo de disolución (generalmente suele referirse solamente a relaciones entre masas). Similar, para disoluciones más diluidas son las partes por billón (americano).

$$\frac{\mu\text{g de soluto}}{\text{kg de disolución}} \text{ (ppb)} \text{ o lo que es lo mismo } \frac{\text{kg de soluto}}{\text{kg de disolución}} 10^9 = \text{ppb}$$

Mientras que las expresiones de la concentración que utilizan unidades químicas para la medida de la masa (mol o equivalente gramo) son las siguientes:

**Molaridad (M)**, que es el número de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

Como la masa, en gramos, de cada mol de soluto nos la da su peso molecular:

$$M = \frac{\frac{\text{gramos}_{\text{soluto}}}{PM_{\text{soluto}}}}{\text{litros de disolución}}$$

las unidades son  $\text{L}^{-1}$  o lo que es lo mismo  $\frac{1}{\text{L}}$

**Normalidad (N)**, que es el número de equivalentes químicos de soluto que hay por litro de disolución.

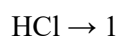
El *equivalente químico*, *equivalente gramo* o *peso equivalente* en la mayoría de las ocasiones es la masa de un equivalente, que es la masa de una sustancia dada que:

- Se deposita o se libera cuando circula 1 mol de electrones
- Sustituye o reacciona con un mol de iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) en una reacción ácido-base; o
- Sustituye o reacciona con un mol de electrones en una reacción redox

Para calcularlo se divide el peso atómico (o molecular si se trata de un compuesto) entre su “valencia”.

La “valencia” en el caso de un elemento, es su número de oxidación, pero en un compuesto hemos de tener en cuenta el tipo de compuesto de que se trata, así podemos tener:

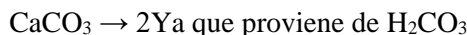
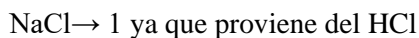
**ácidos**, en los que su valencia es el número de H que tiene la molécula:



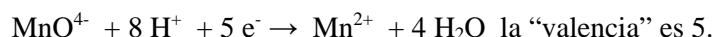
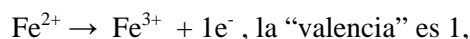
**bases**, que son los hidróxidos, en los que su valencia es el número de OH presentes en su molécula:



**sales**, en ellas, la valencia corresponde al número de H sustituidos (los que había en el ácido y que han sido sustituidos por metales para formar la sal)



**Reacciones redox**, la “valencia” en este tipo de reacciones corresponde al número de electrones intercambiados en dicha reacción. Así, las “valencias en las reacciones siguientes serán



Y así, nos quedará:

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{número equivalentes}_{\text{solute}}}{\text{litros}_{\text{disolución}}}$$

Como la masa, en gramos, de cada mol de soluto nos la da su peso molecular:

$$N = \frac{g_{\text{solute}} \text{ valencia}}{PM_{\text{solute}} L_{\text{disolución}}}$$

También se puede calcular la Normalidad multiplicando la Molaridad por la “valencia”

$$N = M * \text{valencia}$$

**Molalidad (m)**, que es el número de moles de soluto que hay por cada kg de disolvente.

$$\text{molalidad} = \frac{\text{número moles}_{\text{solute}}}{\text{kilos}_{\text{disolvente}}}$$

Como el número de moles es la masa (gramos) dividido por el peso molecular (gramos/mol) quedará,

$$m = \frac{g_{\text{solute}}}{PM_{\text{solute}} \text{ kg}_{\text{disolvente}}}$$

**Fracción molar (X)** es el cociente entre el número de moles de soluto y el número total de moles.

$$\text{fracción molar} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles totales}} = \frac{\text{moles}_{\text{solute}}}{\text{moles}_{\text{solute}} + \text{moles}_{\text{disolvente}}}$$

Cálculo de concentraciones en los problemas

Veamos algunos ejemplos de cómo usar las expresiones anteriores. Para calcular las diferentes expresiones de la concentración de una disolución, hemos de disponer de todos los datos del soluto, disolvente y disolución, los cuales ordenaremos en un cuadro para facilitar su uso.

Este cuadro tiene tres columnas en las que colocaremos los datos correspondientes al soluto, disolvente y disolución, respectivamente, y dos filas, en las cuales colocaremos en la primera los datos de masa y en la segunda los de volumen.

	Soluto		Disolvente		Disolución
Masa (g ó moles)	1	+	2	=	3
Volumen (L ó mL)	-----		4		5

La masa total de la disolución (cuadro 3) será la suma de las masas del soluto (cuadro 1) y disolvente (Cuadro 2), pero no podemos decir lo mismo de los volúmenes ya que el volumen del soluto no suele conocerse y, además, los volúmenes no son aditivos.

La relación entre masa y volumen la obtenemos a partir de la expresión de la densidad:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

en el caso del disolvente, si este es agua ( $d = 1 \text{ g/mL}$ ), los valores 2 y 4 que aparecerán en los cuadros serán idénticos.

Para el caso de la disolución, su densidad sí se suele conocer, por lo que con ella relacionaremos los datos que aparecen en los cuadros, 3 (masa de la disolución) y 5 (volumen de la disolución).

	Soluto		Disolvente		Disolución
Masa (g ó moles)	1	+	2	=	3
Volumen (L ó mL)	-----		4		5

En ocasiones, sobre todo cuando se trata de disoluciones muy diluidas, el volumen de la disolución será prácticamente igual al del disolvente, por lo que podemos igualar los datos 4 y 5 que nos aparecen en los cuadros:

	Soluto		Disolvente		Disolución
Masa (g ó moles)	1	+	2	=	3
Volumen (L ó mL)	-----		4		5

Para rellenar este cuadro de datos, podemos partir de uno cualquiera de los datos, pero en el momento que se elija uno de ellos, los demás datos debemos calcularlos partiendo de las propiedades de la disolución.

**EJEMPLO 1.** Determinar la concentración de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 14,7 gramos de dicho ácido en 750 mL de agua, si su densidad es de 1,018 kg/L

**Solución:** Los datos que tenemos corresponden a los gramos de soluto.

Pasamos los masa de soluto a moles de soluto (14,7 g que expresados también en moles será  $n = \text{peso}/P_m = 14,7/98 = 0,15$  moles), así como el volumen del disolvente, agua, cuya densidad es 1 g/mL, por lo que los gramos de disolvente serán también 750 g, mientras que los gramos de disolución serán  $14,7 + 750 = 764,7$  g de disolución y así, tendremos

	Soluto	Disolvente	Disolución
Masa (g ó moles)	14,7 g = 0,15 moles	750 g	764,7 g
Volumen (L ó mL)	-----	750 mL	751,18 mL

Teniendo en cuenta este dato y la densidad de la disolución, determinamos en volumen de la misma a partir de la expresión que define la densidad, podemos calcular en volumen como

$$V = \frac{764,7g}{1,018 \frac{g}{mL}} = 751,18 mL$$

Y ya con todos estos datos, podemos calcular ya cualquier expresión de concentración sin más que relacionar aquellos que nos interesen, así:

**gramos/litro:** Del cuadro anterior, hemos de tomar los datos siguientes: gramos de soluto (14,7 g) y los litros de disolución (0,75118 L):

$$\frac{14,7g}{0,75118L} = 19,57 \frac{\text{gramos}_{\text{solute}}}{\text{litros}_{\text{disolución}}} \left( \frac{g}{L} \right)$$

**% en peso:** los gramos de soluto (14,7 g) y los gramos totales (de disolución = 764,7 g) y así con una regla de tres se obtiene el porcentaje

$$\begin{array}{cc} 764,7 \text{ g de disolución} & 14,7 \text{ g de soluto} \\ 100 & x \\ x = \frac{100 \cdot 14,7g}{764,7g} = 1,92 \% \text{ de soluto} \end{array}$$

**p.p.m:** (esta expresión se usa solamente en disoluciones muy diluidas). Se tienen 14700 mg de soluto en 0,7647 kg totales

$$\frac{14700 \text{ mg}_{\text{solute}}}{0,7647 \text{ kg}_{\text{disolución}}} = 19223 \text{ ppm}$$

**Molaridad:** Del cuadro anterior, hemos de tomar los datos siguientes: el número de moles de soluto (0,15 moles) que habremos calculado antes dividiendo los gramos de soluto que tengamos entre su peso molecular, y los litros de disolución (0,75218 litros), o bien tomando directamente los gramos de soluto (14,7 g):

$$M = \frac{0,15 \text{ moles}_{\text{solute}}}{0,75118 \text{ L}_{\text{disolución}}} = 0,2 \text{ M} \quad M = \frac{14,7g_s}{98 \frac{g}{\text{mol}} \cdot 0,75218 \text{ L}_{\text{disolucc}}} = 0,2 \text{ M}$$

**Normalidad:** Al tratarse del ácido sulfúrico, cuya molécula tiene dos hidrógenos por lo que su valencia es 2, se toman del cuadro las cantidades correspondientes, al igual que en el caso anterior, por lo que nos quedará:

$$N = \frac{14,7 g_s \cdot 2 \frac{equi}{mol}}{98 \frac{g}{mol} \cdot 0,75218 L_{disolucc}} = 0,4 N$$

**Molalidad:** Para calcularla, hemos de tomar el número de moles de soluto (0,15 moles) o de gramos (14,7 g) así como los kg de disolvente (0,750 kg), y sustituir en la expresión de la molalidad:

$$m = \frac{14,7 g_s}{98 \frac{g}{mol} \cdot 0,750 kg_{disolv}} = 0,2 m$$

**Fracción molar:** Al igual que en los casos anteriores, se toman del cuadro el número de gramos de soluto (14,7) o de moles (0,15) y los de disolvente, para luego sustituirlos en la expresión correspondiente.

$$X_{soluta} = \frac{\frac{14,7}{98}}{\frac{14,7}{98} + \frac{750}{18}} = \frac{0,15}{0,15 + 41,66} = 0,0036$$

<https://youtu.be/TNmVfbwxYF0>

### 7.3. CÁLCULO DE LA CONCENTRACIÓN EN LAS MEZCLAS DE VARIAS DISOLUCIONES

Cuando se prepara una disolución mezclando otras varias, hemos de tener en cuenta que se va a obtener una nueva disolución en la cual la cantidad de soluto será la suma de las cantidades añadidas con cada una de las disoluciones que se mezclaron y análogamente sucederá con la cantidad de disolvente.

Para simplificar estos cálculos vamos a utilizar un cuadro similar al empleado para una sola disolución, en el cual vamos a indicar las cantidades de soluto y disolvente de todas las disoluciones a mezclar.

	soluto	disolvente	disolución
+ Masa 1	gramos y moles +	gramos, moles y kg =	gramos
+ Masa 2	gramos y moles +	gramos, moles y kg =	gramos
+ Masa 3	gramos y moles +	gramos, moles y kg =	gramos

= Masa total	gramos y moles +	gramos, moles y kg =	gramos
Volumen 1	-----		litros y mililitros
Volumen 2	-----		litros y mililitros
Volumen 3	-----		litros y mililitros
Vol. total	-----		<b>litros y mililitros</b>

En este cuadro, la masa de cada disolución será la suma de la masa de su soluto y su disolvente, la masa total de soluto será la suma de las masas del soluto de todas las disoluciones, la masa total de disolvente será la suma de las masas del disolvente de todas las disoluciones mientras que la masa total de la disolución resultante será la suma de la masa total de soluto y de la masa total de disolvente, pero también será igual a la suma de las masas de las disoluciones que se mezclan.

**IMPORTANTE:** En cuanto a los volúmenes, no podemos afirmar lo mismo, ya que en la mayor parte de las ocasiones los volúmenes no son aditivos, sin embargo, la relación entre el volumen y la masa de cada disolución están relacionados por la densidad de la misma.

**Esto lo que quiere decir es que, si mezclo dos disoluciones de un litro cada una, la disolución final no tiene por qué ser de dos litros.**

**EJEMPLO 2.** Determinar la concentración de una disolución obtenida al mezclar 200 mL de un ácido sulfúrico de concentración 19,6 g/L y densidad 1,015 g/mL, con 600 mL de un ácido sulfúrico del 39,68% y densidad 1,30 g/mL, a los que se le añade agua hasta completar un volumen total de un litro, obteniéndose una disolución de densidad 1,185 g/mL.

#### Solución

Para completar el cuadro hemos de realizar los mismos cálculos que si se tratara de disoluciones independientes.

En el caso de la disolución A se partiría de 200 mL, calculando la cantidad de soluto que contiene

$$19,6 \frac{g}{L} \cdot 0,2 L = \frac{3,92 g}{98 \frac{g}{mol}} = 0,04 \text{ moles}$$

y con la densidad, calcularíamos en volumen total de la disolución

$$200 \text{ mL} \times 1,015 \text{ g/mL} = 203 \text{ gramos de disolución}$$

y por diferencia, la masa del disolvente:

$$203 g - 3,92 g = 199,08 g$$

que expresándolo en moles serían

$$\frac{199,08 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 11,06 \text{ moles}$$

	Soluto	Disolvente	Disolución
Masa (g ó moles)	3,92 g = 0,04 mol	199,08g=11,06 mol	203 g
Volumen (L ó mL)	-----	199,08 mL	200 mL = 0,2 L

Seguidamente se realiza la misma operación con la segunda disolución

600 mL de un ácido sulfúrico del 39,68% y densidad 1,30 g/mL, en la que partimos de los 600 mL que se toman, calculando la masa que les corresponde mediante la densidad, se obtiene.

$$m = 600 \text{ mL} \cdot 1,30 \text{ g/mL} = 780 \text{ g de disolución}$$

de los que el 39,68% es de soluto

$$780 \times 0,3968 = 309,504 \text{ g de soluto} = 3,16 \text{ moles}$$

y el resto disolvente agua

$$780 - 309,5 = 470,5 \text{ g de disolvente agua} = 26,14 \text{ moles, que son también 470,5 mL}$$

y estos datos los trasladamos también a la tabla

	Soluto	Disolvente	Disolución
Masa (g ó moles)	309,5 g =3,16 moles	470,5 g =26,14 moles	780 g
Volumen (L ó mL)	-----	470,5 mL	600 mL = 0,6 L

Finalmente, el enunciado del problema nos dice: a los que se le añade agua hasta completar un volumen total de un litro, obteniéndose una disolución de densidad 1,185 g/mL, de lo que deducimos que el volumen total de la disolución es 1 litro, éste dato lo añadimos a la tabla, así como la masa de la disolución total, obtenida a partir de la densidad

$$m = 1000 \text{ mL} \cdot 1,185 \text{ g/mL} = 1185 \text{ g}$$

De este dato también podemos saber la cantidad de agua añadida, que será la diferencia entre estos 1185 g y las masas de las dos disoluciones anteriores:

masa de agua = 1185 - 203 - 780 = 202 g de agua que corresponden a 202 mL de agua, mientras que, de soluto la cantidad añadida será nula ya que el agua es solamente disolvente.

Con todos estos datos, completamos el cuadro general calculando las cantidades totales de soluto (masa), de disolvente (masa) y de disolución (masa y volumen) a partir de las que podremos determinar ya todas las expresiones de la concentración de la disolución resultante:

	soluto	disolvente	disolución
Masa 1	3,92 g = 0,04 moles +	199,08 g = 11,06 moles	= 203 g
Masa 2	309,5 g = 3,16 moles +	470,5 g = 26,14 moles	= 780 g
Masa 3	0 g = 0 moles +	202 g = 11,22 moles	= 202 g
Masa total	<b>313,42 g = 3,20 moles +</b>	<b>871,58 g = 48,42 moles</b>	<b>= 1185 g</b>
Volumen 1	-----	199,08 mL	200 mL = 0,2 L
Volumen 2	-----	470,5 mL	600 mL = 0,6 L
Volumen 3	-----	202 mL	202 mL
Volumen total	-----	?	<b>1000 mL = 1 L</b>

$$\text{g/litro} = 313,42 / 1 = 313,42 \text{ g/L}$$

$$\% \text{ en peso} = 313,42 \times 100 / 1185 = 26,45 \%$$

$$\text{p.p.m.} : 313420 \text{ mg soluto} / 1,185 \text{ kg disolución} = 264489 \text{ p.p.m.}$$

$$\text{Molaridad: } M = 3,20 \text{ moles/l litro} = 3,20 \text{ M}$$

$$\text{Normalidad: } N = M \times v = 3,20 \times 2 = 6,40 \text{ N}$$

$$\text{molalidad: } m = 3,20 \text{ moles soluto} / 0,87158 \text{ kg disolvente} = 3,67 \text{ m}$$

$$\text{Fracción molar: } X = 3,20 \text{ moles soluto} / (3,20 + 48,42) = 3,20 / 51,62 = 0,062$$

<https://youtu.be/TNmVFbwxYF0>

## 8. PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES

Algunas propiedades de las disoluciones dependen de la naturaleza de los componentes como es el caso del color o sabor (cuando se pueden probar) pero otras propiedades, que reciben el nombre de propiedades coligativas, y dependen exclusivamente de la concentración del soluto en la disolución, pero no de su naturaleza o tamaño.

Las propiedades coligativas de las disoluciones son cuatro:

- Disminución del punto de congelación o “descenso crioscópico”
- Aumento del punto de ebullición o “aumento ebulloscópico”
- Disminución de la presión de vapor del disolvente
- Presión osmótica



## 8.1. DISMINUCIÓN DEL PUNTO DE CONGELACIÓN

Las partículas de soluto impiden que se forme fácilmente la estructura del sólido y rebajan la temperatura de congelación. Cualquier disolución congela a una temperatura inferior a la del disolvente puro. Por ejemplo, el agua pura congela a 0 °C, y una disolución de agua y azúcar o agua y sal congelará a algún grado bajo cero.

El descenso del punto de congelación se denomina descenso crioscópico y depende de la naturaleza del disolvente y del número de partículas de soluto presente. El anticongelante de los coches no es más que un producto que se echa al agua del circuito de refrigeración, para que rebaje la temperatura de congelación y en invierno no se corra el peligro de averías, que se producirían al formarse el hielo y aumentar su volumen.

Esta disminución se calcula mediante la fórmula

$$\Delta T = K_c \cdot m$$

donde  $m$  es la molalidad y  $K_c$  es la constante crioscópica que depende del disolvente, siendo para el agua  $K$  crioscópica = 1,86.

## 8.2. AUMENTO DEL PUNTO DE EBULLICIÓN

Las partículas de soluto impiden a las moléculas del disolvente salir al exterior, pues están algo unidas a ellas; el efecto es el de tener que aumentar la temperatura de ebullición para que las moléculas del disolvente puedan sacudirse las partículas de soluto, abandonar el líquido y pasar al estado de vapor.

El aumento del punto de ebullición, provocado por un soluto fijo (sólido, como azúcar o sal) se llama aumento ebulloscópico y depende de la naturaleza del disolvente y de la cantidad de partículas de soluto presente.

El agua pura, cuando la presión atmosférica es de 1 atm, hierve a 100°C; en cambio sí se disuelve azúcar la disolución hierve por encima de 100°C.

$$\Delta T = K_e \cdot m$$

donde  $m$  es la molalidad y  $K_e$  es la constante ebulloscópica que depende del disolvente, siendo para el agua  $K$  ebulloscópica = 0,52

## 8.3. PRESIÓN OSMÓTICA

Existe un fenómeno universal que es el de la difusión. Siempre que dos sistemas distintos están en contacto tienden a mezclarse, formando un todo homogéneo; el proceso de intercambio material hasta lograrlo se llama difusión.

Cuando entre los sistemas que se difunden hay una membrana, el fenómeno recibe el nombre de ósmosis. Todo el intercambio entre las células y sus medios se hace a través de las membranas celulares, es decir, se hace por ósmosis; por ejemplo, los glóbulos de la sangre se alimentan y respiran y desechan las sustancias inservibles a través de sus membranas en fenómenos de ósmosis. Los vegetales toman agua y sales del suelo y oxígeno y dióxido de carbono del aire, a través de las membranas de sus células en fenómenos de ósmosis.

Las membranas pueden ser de tres tipos:

- Permeables: son aquellas que dejan pasar a su través tanto al soluto como al disolvente: (un papel de filtro, un trozo de tela, etc.)
- Impermeables, que son aquellas que no dejan pasar ni al soluto ni al disolvente (una lámina de plástico)
- Semipermeables, que son aquellas que solamente dejan pasar a su través a las partículas del disolvente, pero no al soluto.

Cuando, mediante una membrana semipermeable, separamos dos disoluciones que tengan diferente concentración, una parte del disolvente fluye a través de la membrana desde la disolución más diluida hacia la disolución más concentrada tendiendo a igualar las concentraciones de ambas, es la ósmosis.

## 8.4. ÓSMOSIS

Ósmosis es el proceso mediante el cual un disolvente pasa a través de una membrana semipermeable que separa dos disoluciones de diferente concentración. Esto origina una diferencia de presión, llamada Presión osmótica es la presión que hace que un disolvente fluya desde una disolución diluida a otra más concentrada.

El físico holandés Van't Hoff comprobó la analogía existente entre el comportamiento de las moléculas de los gases ideales y el comportamiento de las moléculas de los solutos en las disoluciones diluidas. En efecto, la presión osmótica es comparable a la presión de un gas encerrado en un recinto y, lo mismo que el gas, el soluto tenderá a ocupar un volumen tan grande como le sea posible. Así, podremos calcular la presión osmótica de un modo similar a como calculábamos la presión ejercida por una determinada cantidad de gas ideal.

Para los gases ideales sabemos que se cumple la relación  $PV = nRT$  y para las disoluciones diluidas se cumplirá la relación

$$\pi V = nRT$$

donde  $\pi$  representa la presión osmótica,  $V$  representa el volumen de la disolución,  $n$  representa el número de moles del soluto,  $R$  es la constante de los gases y  $T$  es la temperatura absoluta.

Si en esta expresión tenemos en cuenta que  $(n/V)$  es la concentración molar de la disolución, resulta que:

$$\pi = \left(\frac{n}{v}\right) RT = MRT$$

Según esto, la presión osmótica de una determinada disolución es directamente proporcional a la concentración molar de esta disolución para una temperatura determinada.

## 9. GASES. INTRODUCCIÓN

Los gases son uno de los tres estados de la materia, con unas propiedades que dependen mucho de la temperatura y la presión a la que se encuentren. En la vida real, por supuesto, la temperatura y la presión cambian con frecuencia por lo que las características de los gases también lo hacen. La investigación durante los últimos tres siglos ha permitido a los químicos formular una serie de leyes en relación con los gases y ver su respuesta frente a estos cambios.

Características de los gases ideales de acuerdo con la teoría cinética

El estudio de los tres estados de la materia se suele comenzar con los gases ya que este estado es el más sencillo de estudiar, conociéndose en la actualidad mucho mejor que los otros dos estados: sólido y líquido a pesar de ser éstos mucho más visibles.

Lo primero que necesitamos saber acerca de los gases es que comparten cinco características generales:

- **Expansión.** Los gases se expanden en forma indefinida y uniforme para llenar todo el espacio en el que se encuentran.
- **Forma o volumen indefinido.** Una determinada muestra de gas no tiene forma ni volumen definidos, ya que siempre se adapta a los del recipiente que los contiene.
- **Compresibilidad.** Los gases se pueden comprimir en gran medida. Por ejemplo, a presión en tanques se puede comprimir un volumen muy grande de gas oxígeno.
- **Baja densidad.** Las densidades de los gases son inferiores a las densidades de los sólidos o de los líquidos. Por tanto, en el sistema métrico, las densidades de los gases se miden en g/L en lugar de g/mL, como se hace con los sólidos y los líquidos.
- **Miscibilidad.** Normalmente dos o más gases no reactivos se mezclan por completo de una manera uniforme cuando se ponen en contacto entre sí. Veamos dos ejemplos. (a) Cuando un cuarto se llena de aire, somos capaces de respirar en cualquiera de sus áreas en todo momento, debido a que los gases que están en el aire se mezclan. Si esto no sucediera, habría suficiente oxígeno sólo en ciertas partes del cuarto. (b) Las compañías de gas aprovechan esta propiedad para facilitar la detección de fugas en las tuberías de gas natural. El gas natural es una mezcla inodora de gases

(principalmente metano,  $\text{CH}_4$ ). Las compañías de gas suelen adicionar trazas de un gas muy mal oliente ( $\text{C}_2\text{H}_2\text{S}$ ) al gas natural. El  $\text{C}_2\text{H}_2\text{S}$  se difunde con rapidez en el aire del ambiente y se puede detectar cuando existe una fuga en la tubería.

Estas características solamente las cumplen perfectamente los gases ideales, mientras que aquellos gases que no las cumplen son los gases reales, que son todos los que existen en la naturaleza.

Por ello, en resumen, un gas ideal será aquel que reúna las siguientes características:

- El volumen de sus moléculas es despreciable comparado con el volumen que ocupe el gas.
- No existen fuerzas de atracción o de repulsión entre las moléculas individuales.
- Los choques entre las moléculas del gas son perfectamente elásticos.

## 10. LEYES QUE RIGEN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES IDEALES

Dado que en el estado gaseoso las moléculas están separadas unas de otras por distancias mucho mayores que el diámetro real de las moléculas podremos despreciar el volumen de las moléculas frente al volumen total, por lo que resultará que el volumen ocupado por el gas ( $V$ ) depende de la presión a la que se encuentre sometido ( $P$ ), la temperatura ( $T$ ) y la cantidad de moles de gas ( $n$ ),

Recordemos que se llaman **condiciones normales** de un gas (C.N.) a  $0^\circ\text{C}$  (273 K) de temperatura y una presión atmosférica de 760 mm Hg (1 atm).

La temperatura de los gases suele medirse en grados centígrados ( $^\circ\text{C}$ ), pero cuando se usan las leyes de los gases la temperatura centígrada se debe convertir a la escala absoluta o temperatura Kelvin, de acuerdo con la siguiente relación (recordar que cuando se expresa la temperatura en grados Kelvin no se pone el símbolo de  $^\circ$ , simplemente se denota por el número seguido de K)

$$K = 273 + ^\circ C$$

El volumen de un gas coincide con el volumen del recipiente que lo contiene, ya que lo llena completamente, Como hemos indicado ya al enumerar las características de los gases.

Se llama **gas ideal** al gas que se comporta de acuerdo con las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac, las cuales relacionan idealmente el volumen de un gas con la presión y la temperatura. Como veremos en un gas ideal, el producto  $P V$  dividido por  $n T$  es una constante que se llama **constante universal de los gases, R**.

Todos los gases, independientemente de su naturaleza química o del tamaño de sus moléculas, responden a unas leyes muy sencillas, de las cuales las principales son

### 10.1.LEY O HIPÓTESIS DE AVOGADRO.

**Relación entre el volumen ocupado por una masa de gas y el número de moléculas del mismo.**

Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de Presión y Temperatura contienen el mismo número de moléculas, o, dicho de otra forma, un mismo número de moléculas de cualquier gas ocupa siempre el mismo volumen, si las condiciones de presión y temperatura son idénticas.

## 10.2.LEY DE BOYLE.

### **Relación entre la presión y el volumen ocupado por una masa de gas**

*El volumen que ocupa un gas ideal cuando la temperatura y el número de moles se mantienen constantes, es inversamente proporcional a la presión que se ejerce sobre ese gas*

Matemáticamente se expresa, así como

$$P V = cte$$

siendo la temperatura y el número de moles constante, o bien así:

$$P_{inicial} V_{inicial} = P_{final} V_{final}$$

## 10.3.LEY DE CHARLES-GAY LUSSAC.

### **Relación entre la temperatura y el volumen ocupado por una masa de gas**

*A presión constante, el volumen de una cantidad determinada de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.*

Es decir,  $V = K \cdot T$  o de la forma,  $\frac{V}{T} = K$  siendo la presión constante.

También se puede expresar como

$$\frac{V_{inicial}}{T_{inicial}} = \frac{V_{final}}{T_{final}}$$

Es importante destacar que esta ley se cumple sólo con la temperatura absoluta, y no con la temperatura Celsius o centígrada.

## 10.4.ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES

Esta ley se obtiene combinando las de Charles-Gay Lussac y Boyle, y se expresa así:

$$\frac{P \cdot V}{T} = cte$$

o bien

$$\frac{P_{inicial} \cdot V_{inicial}}{T_{inicial}} = \frac{P_{final} V_{final}}{T_{final}}$$

De acuerdo con el enunciado de la hipótesis de Avogadro, resulta que volúmenes iguales de todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas.

Se ha demostrado experimentalmente que, en condiciones normales (0 °C y 1 atm), un mol de cualquier gas ocupa aproximadamente 22,4 litros. Este valor, 22,4 litros por mol, y se denomina **volumen molar normal** de un gas ideal. Por tanto, es el volumen que ocupa un mol de gas en condiciones normales. Así pues, y tomando como ejemplo el oxígeno, podemos escribir esta cadena de equivalencias:

$$1 \text{ mol de O}_2 \Rightarrow 32 \text{ gramos de O}_2 \Rightarrow 22,4 \text{ litros en C.N.} \Rightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

### Ecuación de estado de los gases ideales. Ecuación de Clapeiron

Hemos visto que la presión ejercida por un gas es proporcional a la temperatura absoluta e inversamente proporcional al volumen. Pero si en la ecuación general de los gases ideales una de las condiciones las referimos a condiciones normales:

$T = 0 \text{ °C}$  ;  $P = 1 \text{ atm}$  y el volumen será:

$V = n \cdot 22,4 \text{ litros}$ , siendo  $n$  el número de moles, tendremos:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{(1 \text{ atm}) \left( n \cdot 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \right)}{273 \text{ K}}$$

de donde al simplificar queda

$$\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot \left( \frac{22,4 \text{ atm} \cdot \text{L}}{273 \text{ K} \cdot \text{mol}} \right)$$

donde el paréntesis recibe el nombre de constante universal de los gases,

$$R = 0,082 \left( \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right)$$

que en otras unidades sería

$$R = 0,082 \left( \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right) = 1,98 \left( \frac{\text{cal}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right) = 8,31 \left( \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right) = 62,36 \left( \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right)$$

La expresión normalmente se expresa como

$$P V = n R T$$

### Ley de Dalton de las presiones parciales

Para una mezcla de gases que no reaccionen químicamente entre sí, Dalton estableció lo siguiente: La presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales que cada uno de los gases.

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Esta la presión total de una mezcla de gases puede calcularse también aplicando la ecuación de Clapeyron al número total de moles de gas, ya que:

$$P_{total} \cdot V_{total} = n_1 \cdot R \cdot T + n_2 \cdot R \cdot T + n_3 \cdot R \cdot T + \dots = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) \cdot R \cdot T$$

es decir

$$P_{total} \cdot V_{total} = n_{total} \cdot R \cdot T$$

**Presión parcial** es la presión que ejercería un gas, componente de una mezcla, si ocupara él sólo el volumen total. Es igual al producto de la presión total de la mezcla por la fracción molar de dicho gas. En general, la presión parcial de cualquier componente en una mezcla se puede calcular multiplicando la presión total por la fracción molar de dicho componente en esa mezcla. Es decir:

$$P_i = X_i \cdot P_t$$

donde  **$X_i$**  es la **fracción molar** del componente  **$i$** , la cual como ya sabemos se obtiene dividiendo el número de moles de ese componente entre el número total de moles presentes en la mezcla.

Puede calcularse también aplicando la ecuación de Clapeyron a la cantidad de dicho gas que hay en el recipiente, es decir:

$$P_i \cdot V_t = n_i \cdot R \cdot T$$

dónde:

$P_i$  es la presión parcial del gas

$V_t$  es el volumen total del recipiente

$n_i$  es el número de moles de ese gas

Gases ideales y gases reales

Los gases pueden clasificarse en dos tipos:

- **Gases ideales**, que son aquellos que cumplen exactamente las leyes generales de los gases ideales. En la naturaleza no hay ningún gas ideal, aunque el comportamiento de la mayor parte de los gases simples a presiones bajas se asemeje mucho al de los gases ideales.
- **Gases reales**, que son todos los demás. Todos los gases que existen en la naturaleza son gases reales.

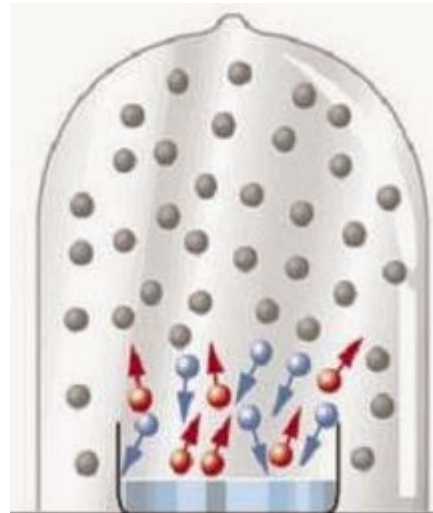
### Presión de vapor

Recibe el nombre de vapor la fase gaseosa de cualquier sustancia que en las condiciones ambientales se encuentra en equilibrio con el estado sólido o líquido.

Todas las partículas de un sólido o de un líquido tienen siempre una energía de vibración, cuyo valor medio es constante, pero algunas de ellas pueden, en un momento determinado adquirir una energía superior a la media de manera que sea suficiente para vencer las fuerzas atractivas de las demás

y escaparse en forma de vapor; en este caso se dice que el sólido se sublima, y si es un líquido, se evapora.

Si estos fenómenos tienen lugar en un recipiente abierto, dichas moléculas se difundirán ininterrumpidamente en la atmósfera, con lo que la cantidad de líquido o sólido irá disminuyendo paulatinamente, pero si se producen en un recipiente cerrado, algunas de estas moléculas al chocar con la superficie pueden volver a ella (es la sublimación inversa en el caso de los sólidos o condensación en el caso de los líquidos). Cuando ambas velocidades: la de paso a vapor y la vuelta de éste al sólido o líquido se igualan, se alcanza un equilibrio dinámico manteniéndose constante la cantidad de vapor en el recipiente. Dicho vapor, como un gas que es, ejercerá una cierta presión sobre las paredes del recipiente, esta presión recibe el nombre de presión de vapor.

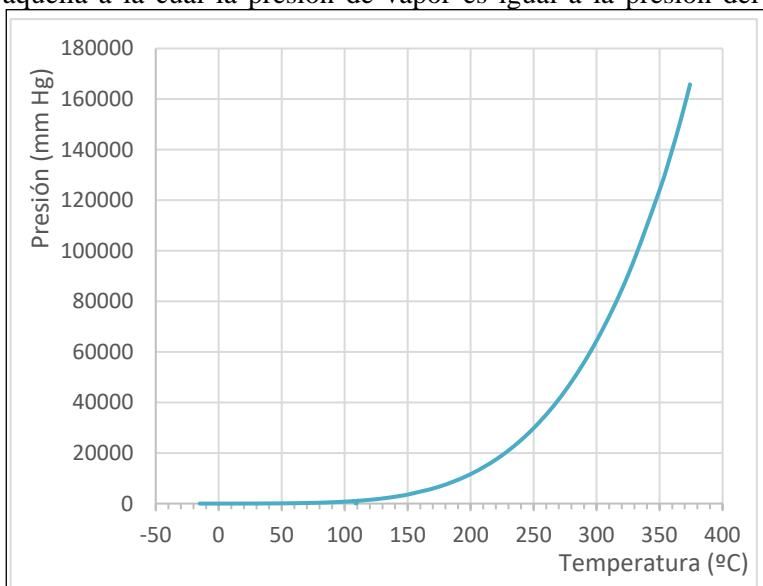


Depende exclusivamente de la temperatura, ya que cuanto mayor sea ésta, mayor será la energía de vibración de las partículas y más fácilmente pasarán a estado de vapor.

En el diagrama de fases en el cual se representa el estado físico de una sustancia de acuerdo con las condiciones de presión y temperatura, la línea que separa el estado gaseoso del líquido o sólido, representa el valor de la presión de vapor de esa sustancia a la correspondiente temperatura.

La temperatura de ebullición es aquella a la cual la presión de vapor es igual a la presión del recipiente, así, para el agua a 1 atm, esta temperatura es 100°C.

Además, cuanto más pequeña sea la presión, menor será la temperatura de ebullición. Si además, la presión a la que se somete esa sustancia es menor que la correspondiente al punto triple (condiciones de P y T para las cuales coexisten los tres estados físicos de una sustancia), pasará directamente de sólido a gas.



**Figura 5.** Presión de vapor frente a la temperatura



**Tabla 1.** Presión de vapor a distintas temperaturas.

T (°C)	P (mm Hg)	T (°C)	P (mm Hg)	T (°C)	P (mm Hg)
-15	1,436	70	233,71	150	3570,48
-10	2,149	75	289,10	175	6694,08
-5	3,163	80	355,11	200	11659,16
0	4,579	85	433,62	225	19123,12
5	6,543	90	525,76	250	29817,84
10	9,209	95	633,9	275	44580,84
15	12,788	95	633,9	300	64432,8
20	17,535	<b>100</b>	<b>760</b>	325	90447,6
25	23,756	105	906,07	350	124001,6
30	31,824	110	1074,56	360	139893,2
35	42,175	115	1267,98	365	148519,2
40	55,324	120	1489,14	370	157692,4
45	71,882	125	1740,93	371	159584,8
50	92,511	130	2026,10	372	161507,6
55	118,04	135	2347,26	373	163468,4
60	149,38	140	2710,92	374	165467,2
65	187,54	145	3116,76	<b>374,11</b>	<b>165808,0</b>

## 11. ECUACIÓN DE VAN DER WAALS PARA LOS GASES REALES

Es la más conocida de las ecuaciones de los gases reales ya que su forma se adapta a la de la ecuación de Clapeyron de los gases ideales.

$$\left(P + \frac{n^2 \cdot a}{V^2}\right) \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

donde las constantes *a* y *b* son características de cada gas.

*a* recibe el nombre de "presión interna" y trata de corregir el efecto que ejerce la atracción entre las propias moléculas del gas sobre la presión.

*b* recibe el nombre de "covolumen" y trata de corregir el efecto que ejerce el volumen de las moléculas del gas sobre el volumen total del recipiente.

## PROBLEMAS RESUELTOS

**Problema 1.** Calcular el peso molecular del agua.

*Solución*

La fórmula del agua es  $H_2O$

Átomos de H =2, peso atómico H=1  $2 \times 1 = 2$

Átomos de O = 1, peso atómico O=16  $1 \times 16 = 16$

Suma  $18$

Por tanto, el peso molecular del agua será 18 g/mol

**Problema 2.** Calcular el peso molecular del sulfato de cobre, sabiendo que, en su estructura, cuando se forman los cristales lo hace con 5 moléculas de agua.

*Solución*

La fórmula será  $Cu_2SO_4 \cdot 5H_2O$

Vamos a multiplicar cada uno de los pesos atómicos por el número de átomos para obtener el peso total de la molécula

Átomos de Cu =2, peso atómico Cu=63,6  $2 \times 63,6 = 127,2 \text{ g/mol}$

Átomos de S =1, peso atómico S=32  $1 \times 32 = 32 \text{ g/mol}$

Átomos de O = 9, peso atómico O=16  $9 \times 16 = 144 \text{ g/mol}$

Átomos de H =10, peso atómico H=1  $10 \times 1 = 10 \text{ g/mol}$

Suma  $313,2 \text{ g/mol}$

**Problema 3.** ¿Cuántos moles hay en:

50 g de calcio?

46 g de sodio?

100 g de cloruro de sodio (sal común)?

1 kg de agua?

*Solución*

Sabiendo los pesos atómicos, para el calcio 40 y para el sodio 23, podemos calcular el peso molecular del NaCl que será 58 g/mol; y para el agua lo hacemos de forma análoga obteniendo un peso molecular de 18 g/mol.

Por tanto 1 mol de Calcio serán 40 g, 1 mol sodio serán 23 g, 1 mol de NaCl serán 58,5 g, 1 mol de H<sub>2</sub>O serán 18 g.

$$\text{Moles de Ca} \frac{\text{peso}}{\text{PM}} = \frac{50}{40} = 1,25 \text{ moles de Ca}$$

$$\text{Moles de Na} \frac{\text{peso}}{\text{PM}} = \frac{46}{23} = 2 \text{ moles de Na}$$

$$\text{Moles de NaCl} \frac{\text{peso}}{\text{PM}} = \frac{100}{58,5} = 1,71 \text{ moles de NaCl}$$

$$\text{Moles de H}_2\text{O} \frac{\text{peso}}{\text{PM}} = \frac{1000}{18} = 55,55 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

**Problema 4.** Calcúlese la masa de  $10^{25}$  moléculas del heptaoxidodicromato de disodio (o dicromato de sodio). ¿Cuántos átomos de cada elemento hay?

*Solución*

La fórmula del heptaoxidodicromato de disodio es: Na<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, y su peso molecular (o masa molecular media) será

$$\text{PM del Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 2.23 + 2.52 + 7.16 = 262 \text{ g/mol}$$

Por tanto, podemos establecer las relaciones entre moles - moléculas y gramos, tanto las generales como calcular las referentes a este problema, pudiendo resolver así las correspondientes reglas de tres:

$$1 \text{ mol de Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \quad 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \quad 262 \text{ g de Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$\text{X moles} \quad 10^{25} \text{ moléculas} \quad \text{Y gramos}$$

y de ahí que:

$$X = \frac{10^{25} \cdot 1}{6,023 \cdot 10^{23}} = 16,6 \text{ moles de Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$Y = \frac{10^{25} \cdot 262}{6,023 \cdot 10^{23}} = 4350 \text{ g de Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

El número de átomos de cada elemento lo deducimos de la propia fórmula de Na<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, en la que vemos que cada molécula contiene dos átomos de sodio, dos átomos de cromo y siete átomos de oxígeno

$$\text{N}^\circ \text{ átomos de sodio} = \text{N}^\circ \text{ de átomos de cromo} = 2 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de oxígeno} = 7 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

**Problema 5.** Teniendo en cuenta los pesos equivalentes del nitrógeno en el amoníaco y del oxígeno en el agua, razone si se podría formar un compuesto combinando exactamente 24 g de oxígeno y 14 g de nitrógeno.

*Solución*

De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de Proust, la relación entre las masas de dos elementos que se combinan para formar un determinado compuesto es siempre constante; por ello, y teniendo en cuenta que dos elementos se combinan siempre equivalente a equivalente, la relación entre el peso equivalente del Oxígeno y la del Nitrógeno debe ser la misma que entre los 24 g de oxígeno y los 14 g de nitrógeno.

Por otra parte, el peso equivalente de cualquier sustancia que reacciona o sustituye exactamente a 1,00 g de Hidrógeno, por tanto, en el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) el peso equivalente del Nitrógeno, teniendo en cuenta que cada át-g de nitrógeno (14 g) se combina con 3 át-g de hidrógeno ( $3 \cdot 1,00$ ) es:

$$P_{eqN} = \frac{14}{3 \cdot 1} = 4,667$$

En el agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) el peso equivalente del Oxígeno, teniendo en cuenta que cada át-g de oxígeno (16 g) se combina con 2 át-g de hidrógeno ( $2 \cdot 1,00$ ) es:

$$P_{eqO} = \frac{16}{2 \cdot 1} = 8$$

Las relaciones entre ambos pesos equivalentes son

$$\frac{P_{eqO}}{P_{eqN}} = \frac{8}{4,667} = 1,714$$

Las relaciones entre las dos cantidades a combinar son

$$\frac{PesoO}{PesoN} = \frac{24}{14} = 1,714$$

Como ambas relaciones son idénticas, sí se podrá formar este compuesto

**Problema 6.** Calcule la masa de la siguiente mezcla: 0,150 moles de aluminio,  $4,5 \cdot 10^{22}$  átomos de aluminio y 0,0025 kg de aluminio

*Solución*

Se determina la masa de las tres cantidades dadas, teniendo en cuenta que un mol de Aluminio contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos y tiene una masa de 27,0 g

$$\text{a) } 0,150 \text{ moles de Al} \sim 0,150 \text{ mol} \cdot 27,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4,05 \text{ g de Al}$$

$$\text{b) } 4,5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Al} \sim \frac{4,5 \cdot 10^{22}}{6,023 \cdot 10^{23}} = 0,075 \text{ mol} \rightarrow 0,075 \text{ mol} \cdot 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,025 \text{ g de Al}$$

$$\text{c) } 0,0025 \text{ kg de Al} = 2,5 \text{ g}$$

Así, la masa total de la mezcla es:  $4,05 + 2,025 + 2,5 = 8,575$  g de aluminio total

**Problema 7.** Una gota de ácido sulfúrico ocupa 0,025 mL. Si la densidad del mismo es 1,981 g/mL, calcule el número de moles y de moléculas de ácido sulfúrico que hay en esa gota, así como el número de átomos de oxígeno presentes en la misma.

DATOS: Pesos atómicos: H = 1 ; O = 16 ; S = 32

### Solución

Necesitamos determinar cuál es la masa de esa gota, para lo cual hemos de utilizar el concepto de densidad:

$$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow 1,981 = \frac{m}{0,025} \quad m = 0,049 \text{ g}$$

El peso molecular del compuesto ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) que nos dan es:  $2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$

El número de moles es:  $\frac{\text{peso}}{PM} = \frac{0,049}{98} = 0,0005 \text{ moles}$

Nº moléculas =  $0,0005 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 3,0 \cdot 10^{20}$  moléculas del compuesto

Para calcular el número de átomos de oxígeno, tenemos que tener presente la fórmula del compuesto,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en la que podemos ver que en cada molécula del mismo hay 4 átomos de oxígeno, por lo que en las  $3,0 \cdot 10^{20}$  moléculas del compuesto tendremos:

$$3,0 \cdot 10^{20} \cdot 4 = 1,2 \cdot 10^{21} \text{ átomos de oxígeno}$$

**Problema 8.** Durante la combustión de un cierto metal, 2,70 g del mismo se combinaron con 2,40 g de oxígeno. Determinar la cantidad de hidrógeno que puede reaccionar con 3,57 g de dicho metal

### Solución

Como ya sabemos, el equivalente químico, peso equivalente o equivalente gramo de una sustancia es la cantidad de la misma que se combina exactamente con 1,008 g de Hidrógeno o con 8,000 g de Oxígeno. Por tanto, vamos a determinar cuál es en peso equivalente partiendo de los datos que nos ofrecen para el oxígeno, con una simple regla de tres

$$\begin{array}{ll} 2,7 \text{ g de metal} & 2,4 \text{ g de O} \\ x \text{ g} & 8 \text{ g de O} \end{array}$$

de donde  $x = 9,000 \text{ g}$ , que es el peso equivalente de este metal

Por tanto, esos 9,000 g será la cantidad que se combinará exactamente con 1,008 g de Hidrógeno, de manera que

$$\begin{array}{ll} 9 \text{ g de metal} & 1,008 \text{ g de H} \\ 3,57 \text{ g metal} & X \text{ g de H} \end{array}$$

y así obtenemos  $x = 0,4 \text{ g de hidrógeno}$

**Problema 9.** El análisis de una mezcla de monóxido y dióxido de carbono dio un 33,28% de carbono. Determinar la composición de esta mezcla de gases.

*Solución*

Dado que nos dan el dato del 33,28% de carbono, vamos a partir de una muestra de 100 g., en la cual tendremos, por tanto, 33,28% de carbono y el resto:  $100 - 33,28 = 66,72$  g es oxígeno.

Puesto que la masa total de la muestra es de 100 g, también sumarán 100 g las cantidades de CO y de CO<sub>2</sub>, de este modo, si llamamos “a gramos” a la cantidad de CO que tenemos, la cantidad de CO<sub>2</sub> será = (100 – a) gramos.

La cantidad total de carbono que tenemos (33,28 g) estará repartida entre el CO y el CO<sub>2</sub>, teniendo en cuenta que en un mol de CO (28 g) hay un átomo-gramo (12 g) de carbono y que en un mol de CO<sub>2</sub> (44 g) hay 12 gramos de carbono, tendremos:

$$\text{Cantidad de Carbono en "a" gramos de CO} = \frac{12}{28} \cdot a$$

$$\text{y entonces la cantidad de Carbono en "100 - a" gramos de CO}_2 = \frac{12}{44} \cdot (100 - a)$$

$$\frac{12}{28} \cdot a + \frac{12}{44} \cdot (100 - a) = 33,28$$

donde, al resolver la ecuación para calcular “a” nos da:

$$12,44 a + 1200,28 - 12,28 a = 33,28 \cdot 28 \cdot 44$$

$$528 a - 336 a = 41000,96 - 33600$$

$$192 a = 7400,96$$

$$\text{de donde } a = 38,55 \text{ g de CO}$$

es decir que la composición de la muestra será: 38,55% de CO y el resto: 61,45% de CO<sub>2</sub>

**Problema 10.** Al analizar un compuesto de azufre e hidrógeno se encuentran 13,232 g de azufre por cada 0,832 g de hidrógeno. Por otra parte, el análisis de un compuesto de azufre y cadmio nos indica que hay 9,016 g de cadmio por cada 2,572 g de azufre. Determinar el peso equivalente del cadmio.

*Solución*

El equivalente químico se define como: “La cantidad de una sustancia que reacciona o sustituye exactamente a 1,008 g de H o bien a 8,000 g de O”. Además, hemos de tener en cuenta que todas las sustancias reaccionan o se combinan entre sí “equivalente a equivalente”.

Por tanto, vamos a calcular cual es el peso equivalente del S en su combinación con el H:

$$\begin{array}{rcl} 13,332 \text{ g de S} & & 0,832 \text{ g de H} \\ \text{X} & & \text{g 1,008 H} \end{array}$$

$$\text{de aquí sacamos } x = 16,152 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

Por tanto, el peso equivalente del S es de 16,152 g, por lo que el peso equivalente o equivalente químico del Cadmio será la cantidad de éste que se combine con 16,152 g de S, por lo que:

$$\begin{array}{rcl} 9,016 \text{ g de Cd} & & 2,572 \text{ g S} \\ \text{X g} & & 16,152 \end{array}$$

$$\text{de aquí sacamos que para el Cd } x = 56,620 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

**Problema 11.** Si 24 g de magnesio se combinan exactamente con 16 g de oxígeno para formar óxido de magnesio, a) ¿cuántos gramos de óxido se habrán formado?; b) a partir de 6 g de magnesio ¿cuántos gramos de oxígeno se combinarán? Especifique que Ley ponderal se aplica en cada caso.

### Solución

a) De acuerdo con la Ley de Lavoisier o de Conservación de la Masa, si reaccionan exactamente esas cantidades, la masa del producto que se forma será la suma de las masas de los dos reactivos:  $24 + 16 = 40 \text{ g}$

b) De acuerdo con lo establecido en el apartado anterior, sabemos que se combinan exactamente 24 g de Mg con 16 de O, por lo que de acuerdo con la Ley de Proust o de las proporciones definidas, ambos elementos se combinarán siempre en esa proporción, y si hacemos una sencilla regla de tres:

$$\begin{array}{rcl} 24 \text{ g de Mg} & & 16 \text{ de O} \\ 6 \text{ g de Mg} & & x \text{ de O} \end{array}$$

$$\text{de donde } x = \frac{6 \cdot 16}{24} = 4 \text{ g de oxígeno se necesitan}$$

**Problema 12.** Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 52,17% de C, 13,04% de hidrógeno y el resto oxígeno. ¿Cuál es su fórmula empírica? Sabiendo que su vapor a 1 atm y 150°C tiene una densidad de 3,98 g/litro, determine su fórmula molecular.

### Solución

A partir de los datos correspondientes a la composición centesimal determinamos la fórmula empírica. Para ello suponemos una cantidad de 100 g del compuesto, por lo que de cada elemento tendremos, en gramos, el mismo número que nos indica su composición: 52,17 g de C, 13,04 g de H y 34,79 g de O, y con estas tres cantidades se calcula el nº de átomos-gramo de cada uno que habrá en esos 100 g:

$$\begin{aligned}
 C &\rightarrow \frac{52,17}{12} = 4,35 \text{ at} - g \text{ de } C \\
 H &\rightarrow \frac{13,04}{1} = 13,04 \text{ at} - g \text{ de } H \\
 O &\rightarrow \frac{34,79}{16} = 2,17 \text{ at} - g \text{ de } O
 \end{aligned}$$

Ahora dividimos entre el menor de los valores que hemos obtenido, para que al menos uno de ellos tenga valor 1. En caso de que el resto de valores sean enteros habremos obtenido la fórmula empírica. En caso contrario deberíamos multiplicar por algún número sencillo para así, obtener la fórmula.

$$C_{4,35} H_{13,04} O_{2,17} \rightarrow \frac{C_{4,35}}{2,17} \frac{H_{13,04}}{2,17} \frac{O_{2,17}}{2,17}$$

quedaría que la fórmula empírica es  $C_2 H_6 O \rightarrow (C_2 H_6 O)_n$

Para determinar el valor de “n”, calculamos su peso molecular a partir de los datos de la densidad de su vapor, al que consideramos como un gas ideal, y así:

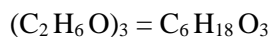
$$\begin{aligned}
 P.V &= \frac{\text{peso}}{PM} . R.T \Rightarrow P.PM = \frac{\text{peso}}{V} . R.T \Rightarrow P.PM = \rho . R.T \\
 1.PM &= 3,98 . 0,082 . 423 \Rightarrow PM = 138 \frac{g}{mol}
 \end{aligned}$$

y este peso molecular es el mismo que el que se obtenga a partir de la fórmula:

$$n.(2 . 12,0 + 6 . 1,0 + 16) = 138,1$$

$$46 . n = 138 \Rightarrow n = 3$$

por lo que la fórmula molecular es:



**Problema 13.** La combustión de 7,49 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O produce 14,96 g de dióxido de carbono y 6,13 g de agua. Para determinar su peso molecular, se disuelven 19,04 g del mismo en 150 g de tetracloruro de carbono, obteniéndose un descenso del punto de congelación de 3,62°C. Calcular sus fórmulas empírica y molecular.

DATOS:

Pesos atómicos (g/mol): C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0

Constante crioscópica molal para el CCl<sub>4</sub>: K<sub>c</sub> = - 5,02 °C/m

*Solución*

Al quemarse el compuesto, todo el C irá a parar al dióxido de carbono y todo el H irá al agua, por lo que las cantidades de ambos elementos pueden determinarse directamente, pero el O que contenía el compuesto se repartirá entre ambos, junto con el O del aire necesario para la combustión, por lo que la



cantidad de oxígeno se determinará por diferencia entre la cantidad inicial de muestra y las cantidades de C e H.

$$\text{gramos de C en el CO}_2 \text{ serán } 14,96 \cdot \frac{12}{44} = 4,08 \text{ g de C}$$

$$\text{gramos de H en el H}_2\text{O serán } 16,13 \cdot \frac{2}{18} = 0,68 \text{ g de H}$$

Por lo que la cantidad de O que había en la cantidad inicial del compuesto orgánico es:

$$7,49 - 4,08 - 0,68 = 2,73 \text{ g de O}$$

Teniendo en cuenta estas cantidades, determinamos el número de átomos gramo de cada elemento que hay en estas cantidades

$$\begin{aligned} \text{gramos de C} &\rightarrow \frac{4,08}{12} = 0,34 \text{ C} \rightarrow \frac{0,34}{0,17} = 2 \\ \text{gramos de H} &\rightarrow \frac{0,68}{1} = 0,68 \text{ H} \rightarrow \frac{0,68}{0,17} = 4 \\ \text{gramos de O} &\rightarrow \frac{2,73}{16} = 0,17 \text{ O} \rightarrow \frac{0,17}{0,17} = 1 \end{aligned}$$

En este caso tendríamos que dividir por 1 para obtener la fórmula empírica.

quedaría que la formula empírica es  $\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O} \rightarrow (\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O})_n$

Para determinar el peso molecular de este hidrocarburo, hay que tener en cuenta la expresión que nos da el descenso del punto de congelación de una disolución:

$$\Delta T = K_c \cdot m = K_c \cdot \frac{g_{\text{solute}}}{PM_{\text{solute}} \cdot kg_{\text{disolvente}}}$$

donde, al sustituir:

$$3,62 = 5,02 \cdot \frac{19,04}{PM_{\text{solute}} \cdot 0,15} \rightarrow PM = 5,02 \cdot \frac{19,04}{3,62 \cdot 0,150} \rightarrow PM = 176,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Para determinar su fórmula molecular, dado que se conoce el peso molecular es 176,02, por lo que se calcula  $n$  de fórmula empírica

$$176,02 = n \cdot (2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 1 \cdot 16) \Rightarrow n = 4$$

y así, la fórmula molecular es



**Problema 14.** Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de HCl (ácido clorhídrico) del 18,43% en peso y densidad 1,130 g/mL.

*Solución.*

Hemos de realizar varios cálculos, el primero de los cuales es siempre la determinación del peso molecular del soluto, en este caso  $\text{HCl} \rightarrow 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$

Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la casilla correspondiente

	Soluto		Disolvente		Disolución
Masa (g ó moles)	208,26g = 5,7 mol	+	921,74 g	=	1130 g
Volumen (L ó mL)	-----		921,74 mL		1000 mL

A partir de este litro de disolución, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,13 g/mL), por tanto, será:

$$m = v \cdot d = 1000 \text{ mL} \cdot 1,13 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1130 \text{ g}$$

De esta cantidad sabemos que el 18,43% es soluto, entonces

$$g_{\text{solute}} = 1130 \cdot 0,1843 = 208,26 \text{ g}_{\text{solute}}$$

dato que colocamos en la tabla, expresándolo también en moles

$$n = \frac{208,26 \text{ g}}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,70 \text{ moles}$$

y con estos datos, se calcula la masa del disolvente, que la expresamos en gramos, kilogramos y moles (en este caso al dividir los gramos entre 18, que es el peso molecular del agua)

$$1130 \text{ g} - 208,26 \text{ g} = 921,74 \text{ g} = 0,92174 \text{ kg} \Rightarrow 51,21 \text{ moles}$$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/mL.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$\text{gramos/litro} = 208,26 \text{ g} / 1 \text{ L} = 208,26 \text{ g/L}$$

$$\% \text{ en peso} = 208,26 \times 100 / 1130 = 18,43 \%$$

$$\text{p.p.m.} : 208260 \text{ mg soluto} / 1,13 \text{ kg disolución} = 184301 \text{ p.p.m}$$

**Molaridad:**  $M = 5,70 \text{ moles/l litro} = 5,70 \text{ M}$

**Normalidad:**  $N = M \times v = 5,70 \times 1 = 5,70 \text{ N}$

**molalidad:**  $m = 5,70 \text{ moles soluto} / 0,92174 \text{ kg disolvente} = 6,18 \text{ m}$

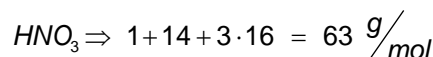
**Fracción molar:**  $X = 5,70 \text{ moles soluto} / (5,70 + 51,21) = 5,70 / 56,91 = 0,100$

<https://youtu.be/EBDNYfGVlaY?t=12m34s>

**Problema 15.** Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de ácido nítrico 6 molal y densidad 1,15 g/mL.

*Solución*

Como hacemos siempre lo primero es determinar del peso molecular del soluto, en este caso:



Para completar la tabla que nos ayudará a obtener todos los valores de concentración, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 kilogramo de disolvente, dato éste que colocaremos en la tabla en la casilla correspondiente, y a partir de este calculamos el soluto y la disolución.

	Soluto		Disolvente		Disolución
Masa (g ó moles)	6 moles = 378 g	+	1000 g = 55,55 mol	=	1378 g
Volumen (L ó mL)	-----		1000 mL	=	1198,16 mL

Sabiendo que tenemos 1000 g de disolvente determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de molalidad (nº moles de soluto que hay por cada kilogramo de disolvente) al tener 1 kg, tendremos 6 moles de soluto, cuya masa será

$$m = 6 \cdot 63 = 378 \text{ g de soluto}$$

y con este dato, determinamos la masa total de disolución, que será la suma de las masas del soluto y del disolvente:

$$378 + 1000 = 1378 \text{ g de disolución}$$

y a partir de la masa de la disolución calculamos el volumen de la misma con ayuda de la densidad de la disolución (1,15 g/mL), que es:

$$v = \frac{m}{d} = \frac{1378 \text{ g}}{1,15 \text{ g/L}} = 1198,26 \text{ mL de disolución}$$

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$\text{gramos/litro} = \frac{378 \text{ g}}{1,198 \text{ L}} = 315,53 \text{ g/L}$$

$$\% \text{ en peso} = \frac{378}{1378} \cdot 100 = 27,43 \%$$

$$\text{p.p.m.} = \frac{378000 \text{ mg}}{1,378 \text{ kg}} = 274311 \text{ p.p.m.}$$

$$\text{Molaridad } M = \frac{6 \text{ mol}}{1,198 \text{ L}} = 5,01 \text{ M}$$

$$\text{Normalidad: } N = M \cdot v = 5,01 \cdot 1 = 5,01 \text{ N}$$

$$\text{molalidad } m = \frac{6 \text{ moles}}{1 \text{ kg}} = 6 \text{ m} \text{ (Es el dato que se nos proporciona en el enunciado del problema)}$$

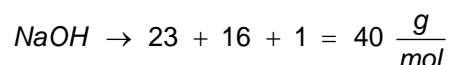
$$\text{Fracción molar: } X = \frac{6 \text{ moles}}{(6 + 55,56)} = \frac{6}{61,56} = 0,097$$

<https://youtu.be/MmupWEZZ7RA>

**Problema 16.** Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de hidróxido de sodio 5,64 Molar y densidad 1,19 g/mL

*Solución.*

Como en todos los casos determinamos del peso molecular del soluto, que en este caso es el



Para completar esta tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia un litro de disolución, dato éste que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

A partir de él, determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de molalidad (nº moles de soluto que hay por cada litro de disolución) al tener 1 litro, tendremos 5,46 moles de soluto, entonces la masa será de

$$m_{\text{sol}} = \frac{5,64 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g}}{\text{mol}} = 225,48 \text{ g de soluto}$$

También partiendo del dato inicial, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,19 g/mL), que es:

$$m_{\text{disolución}} = V \cdot \rho = 1000 \text{ mL} \cdot 1,19 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1190 \text{ g}$$

y con este dato, podemos determinar la masa del soluto, que será la diferencia entre la masa de la disolución y la del solvente:

$$1190 - 225,48 = 964,52 \text{ g de disolvente}$$

Finalmente, se determina el volumen de disolvente, aunque no sea necesario su cálculo en la mayoría de las ocasiones, y que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/mL.

	Soluto	Disolvente	Disolución
Masa (g ó moles)	5,64 mol=225,48 g	+ 964,52 g=53,58 mol	= 1190 g
Volumen (L ó mL)	-----	964,52 mL	1000 mL

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en los ejemplos anteriores.

$$\text{gramos/litro} = \frac{225,48 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 225,48 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\% \text{ en peso} = \frac{225,48 \text{ g}}{1190 \text{ g}} \cdot 100 = 18,95 \%$$

$$\text{p.p.m.:} \frac{225480 \text{ mg}}{1,19 \text{ kg}} = 189479 \text{ p.p.m.}$$

$$\text{Molaridad: } M = \frac{5,64 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 5,64 \text{ M} \text{ (Es el dato que se nos facilita en el enunciado)}$$

$$\text{Normalidad: } N = M \cdot v = 5,64 \cdot 1 = 5,64 \text{ N}$$

$$\text{molalidad: } m = \frac{5,64 \text{ moles}}{0,96452 \text{ kg}} = 5,85 \text{ m}$$

$$\text{Fracción molar: } \chi = \frac{5,64 \text{ moles}}{(5,64 + 53,58) \text{ moles}} = \frac{5,64}{59,22} = 0,095$$

<https://youtu.be/MmupWEZZ7RA>

**Problema 17.** El sistema de refrigeración de un automóvil se llena con una disolución acuosa de etilenglicol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ ) al 20% en peso. Se pide la temperatura mínima a la cual puede estar expuesto el

automóvil sin que se congele la disolución refrigerante, así como la temperatura máxima de funcionamiento sin que dicha disolución comience a hervir.

DATOS: Constante crioscópica del agua  $1,86^{\circ}\text{C}/(\text{mol}/\text{kg})$ , constante ebulloscópica del agua  $0,52^{\circ}\text{C}/(\text{mol}/\text{kg})$ . Pesos atómicos del H=1,0; C=12,0 y O=16,0 g/mol.

### Solución

La molalidad (nº de moles de soluto por kg de agua) de la solución refrigerante será:

$$\text{molalidad} = \frac{n^{\circ} \text{ moles}_{\text{solute}}}{\text{kg}_{\text{disolvente}}} = \frac{g_{\text{solute}}}{PM_{\text{solute}} \cdot \text{kg}_{\text{disolvente}}}$$

y  $PM_{\text{solute}}(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2)=62 \text{ g/mol}$

$$m = \frac{200}{62 \cdot 0,8} = 4,03 \text{ m}$$

Por lo tanto, el descenso crioscópico de la disolución, que viene dado por la fórmula

$$\Delta T = K_c \cdot m = -1,86 \cdot 4,03 = -7,49^{\circ}\text{C}$$

El ascenso ebulloscópico será

$$\Delta T = K_e \cdot m = 0,52 \cdot 4,03 = 2,09^{\circ}\text{C}$$

$$\text{Puntodeebullición} = 100 + 2,09 = 102,9^{\circ}\text{C}$$

**Problema 18.** ¿Cuántos átomos contiene la molécula de fósforo si 2,4 g de fósforo disueltos en 100 gramos de sulfuro de carbono producen una elevación del punto de ebullición de  $0,443^{\circ}\text{C}$  sabiendo que la elevación molar del punto de ebullición para el sulfuro de carbono es de  $2,29^{\circ}\text{C} / (\text{mol}/\text{kg})$ ?

### Solución

Partiendo del dato que nos ofrece el enunciado sobre la elevación de la temperatura de ebullición del sulfuro de carbono podemos determinar el peso molecular de la molécula de fósforo, que será

$$\Delta T = K_e \cdot m = K_e \cdot \frac{g_{\text{solute}}}{PM_{\text{solute}} \cdot \text{kg}_{\text{disolvente}}}$$

Aplicando la expresión con los datos que tenemos, quedará

$$0,443 = 2,29 \cdot m = 2,29 \cdot \frac{2,4}{PM_{\text{solute}} \cdot 0,1} \rightarrow PM_{\text{solute}} = \frac{2,29 \cdot 2,4}{0,443 \cdot 0,1} \rightarrow PM_{\text{solute}} = 124,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

La fórmula de la molécula de fósforo es  $P_n$ , por lo que su peso molecular será

$$PM = n \cdot 31$$

y sustituyendo valores y despejando, tendremos

$$124 = n \cdot 31 \Rightarrow n = 4$$

es decir, que cada molécula de fósforo contiene 4 átomos de dicho elemento. Por tanto, la fórmula de la molécula de fósforo será  $P_4$

**Problema 19.** El “humo blanco” que se puede ver en muchos espectáculos se obtiene del “hielo seco”. Este hielo seco es dióxido de carbono sólido a una temperatura inferior a  $-55^\circ\text{C}$  y a presión atmosférica. Una muestra de hielo seco de 0,050 g se coloca en un recipiente cuyo volumen es de 4,6 L que se calienta hasta  $50^\circ\text{C}$ .

a) Calcule la presión, en atm, dentro del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en gas.

b) Explique si se producen cambios en la presión y en la cantidad de moles gaseosos si el experimento lo realizáramos calentando hasta  $60^\circ\text{C}$ .

*Solución*

A) Aplicamos la ecuación general de los gases ideales ya que conocemos tanto la cantidad de gas (0,050g) como su masa molecular ( $\text{CO}_2$  44 g/mol), el volumen del recipiente (4,6 L) y la temperatura ( $50^\circ\text{C} = 323\text{K}$ ):

$$P.V = \frac{\text{peso}}{PM} . R.T \Rightarrow P.4,6 = \frac{0,050}{44} 0,082 . 323 \Rightarrow P = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

B) La cantidad de gas existente en el recipiente no varía, aunque al aumentar la temperatura hasta los  $60^\circ\text{C}$

(333K) la presión también aumentará ligeramente. La calculamos con la ecuación general de los gases ideales de la misma forma que en el caso anterior:

$$P.V = \frac{\text{peso}}{PM} . R.T \Rightarrow P.4,6 = \frac{0,050}{44} 0,082 . 333 \Rightarrow P = 6,74 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

**Problema 20.** En el interior de una lámpara de incandescencia (una bombilla de las antiguas) cuyo volumen es de 100 mL se ha hecho vacío y en su interior hay una presión de  $1,2 \cdot 10^{-5}$  mm de Hg a  $27^\circ\text{C}$ . Cuando comienza a funcionar, alcanza una temperatura de  $127^\circ\text{C}$ . Calcular:

a) número de moléculas de gas existentes en el interior de la lámpara

b) Presión en su interior cuando está funcionando (en mm de Hg).

*Solución*

Se trata, en definitiva, de un recipiente lleno de gas, por lo que le es aplicable la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow \frac{1,2 \cdot 10^{-5}}{760} \cdot 0,1 = n \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow n = 6,42 \cdot 10^{-11} \text{ moles de gas}$$

$$N^{\circ} \text{ moléculas} = 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 6,42 \cdot 10^{-11} = 3,86 \cdot 10^{13} \text{ moléculas}$$

Cuando está funcionando, la única diferencia con la situación anterior es el cambio de temperatura, que ahora es de 127 °C = 400 K, por lo que se le puede aplicar nuevamente la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{P.V}{T} = \frac{P'.V'}{T'} \Rightarrow \frac{1,2 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1}{300} = \frac{P' \cdot 0,1}{400} \Rightarrow P' = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mm de Hg}$$

**Problema 21.** ¿Qué peso de oxígeno existirá en un recipiente cilíndrico de 1 metro de altura y 30 cm de diámetro que está a 20 °C y a 20 atmósferas de presión?

*Solución*

El volumen del cilindro que está lleno de oxígeno es:

$$V = A.r^2.h = \Pi \cdot 0,15^2 \cdot 1 = 0,0707 \text{ m}^3 = 70,7 \text{ dm}^3 = 70,7 \text{ L}$$

y, con este dato, le aplicamos la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que las moléculas del oxígeno son diatómicas, por lo que su peso molecular es  $PM = 2 \cdot 16,0 = 32,0 \text{ g/mol}$

$$P.V = \frac{\text{peso}}{PM} \cdot R.T \Rightarrow 20 \cdot 70,7 = \frac{\text{peso}_{\text{solute}}}{32} \cdot 0,082 \cdot 293 \Rightarrow \text{peso}_{\text{solute}} = 1883,3 \text{ g de O}_2$$

**Problema 22.** Si la densidad del nitrógeno líquido es 1,25 g/mL, ¿a qué volumen se reducirá un litro de nitrógeno gaseoso, medido en condiciones normales, al condensarse?

DATOS: Masa atómica del Nitrógeno: 14,00

*Solución*



La cantidad de nitrógeno (en gramos) que se tiene en un litro de nitrógeno gaseoso ( $N_2$ ) se calcula mediante la ecuación de los gases ideales:

$$P.V = \frac{\text{peso}}{PM} . R.T \Rightarrow 1.1 = \frac{\text{peso}_{\text{solute}}}{28} 0,082.273 \Rightarrow \text{peso}_{\text{solute}} = 1,25g \text{ de } N_2(\text{gas})$$

Cuando se licúa este Nitrógeno, tendremos 1,25 g de nitrógeno líquido, y si conocemos su densidad, podemos determinar el volumen que ocupará:

$$\frac{m}{V} = d \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{1,12}{1,25} = 1mL \text{ ocupará una vez licuado}$$

**Problema 23.** Un gas ocupa un volumen de 100 litros a 720 mm Hg y una cierta temperatura. ¿A qué presión debe someterse isotérmicamente para que ocupe 5 litros?

#### Solución

Con los datos que nos ofrecen, aplicamos la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que la temperatura permanece constante, por lo que se trata también en realidad de una aplicación directa de la Ley de Boyle

$$\frac{P.V}{T} = \frac{P'.V'}{T'} \Rightarrow P.V = P'.V' \Rightarrow \frac{720}{760} . 100 = P'.5 \Rightarrow P' = \frac{720 . 100}{760 . 5} = 18,95 \text{ atm}$$

**Problema 24.** Se llena de hidrógeno un recipiente de 5 litros a 10°C y 730 mm Hg. ¿Cuántos gramos y moles hemos introducido? ¿Cuál debería ser la temperatura para que la presión se redujera a la mitad?

#### Solución

La cantidad de gas, podemos expresarla en moles o en gramos, teniendo en cuenta que el peso molecular de la molécula de hidrógeno  $H_2$  es:  $2 . 1,0 = 2,0$ . Y la calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales aplicada a ese recipiente

$$P = 730 \text{ mm Hg} = \frac{730}{760} \text{ atm}$$

$$V = 5 \text{ L}$$

$$T = 10^\circ C = 10 + 273 = 283 \text{ K}$$

Tenemos que calcular el número de moles

$$P.V = n.R.T \Rightarrow \frac{730}{760} \cdot 5 = n \cdot 0,082 \cdot 283 \Rightarrow n = \frac{730 \cdot 5}{760 \cdot 0,082 \cdot 283} = 0,207 \text{ moles}$$

$$0,207 \cdot 2 = 0,414 \text{ g de } H_2$$

Vamos a utilizar la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que al tratarse del mismo recipiente, el volumen no cambia, por lo que las condiciones iniciales y finales son

Condiciones iniciales	Condiciones finales
P = 730 mm Hg	P' = 730/2 mm Hg
V = 5,0 L	V' = 5,0 L
T = 10°C = 283 K	T' = ?

Al sustituir en la ecuación general de los gases es:

$$\frac{P.V}{T} = \frac{P'.V'}{T'} \Rightarrow \frac{\frac{730}{760} \cdot 5}{283} = \frac{\frac{730}{2 \cdot 760} \cdot 5}{T'} \Rightarrow T' = \frac{\frac{730}{2 \cdot 760} \cdot 5 \cdot 283}{\frac{730}{760} \cdot 5} = \frac{283}{2} = 141,5 K = -131,5 ^\circ C$$

**Problema 25.** Se dispone en el laboratorio de un recipiente vacío cuya masa es de 70 g. Se llena de oxígeno gaseoso y su masa alcanza 72 g. Se llena después con otro gas desconocido en las mismas condiciones de presión y temperatura y su masa es de 72,75 g. Calcule el peso molecular de este gas.

DATO: Peso atómico del oxígeno: 16,00 g/mol

*Solución*

De acuerdo con la Hipótesis de Avogadro: “Volúmenes iguales de diferentes gases, en las mismas condiciones de Presión y Temperatura, contienen el mismo número de moléculas”.

Por tanto, si ambos gases están en las mismas condiciones de presión y temperatura y ocupan el mismo volumen, contendrán el mismo número de moléculas, y por tanto de moles

Nº moles de O<sub>2</sub> = Nº moles del otro gas, siendo, en ambos casos

$$N^\circ \text{ moles} = \frac{\text{peso}}{PM}$$

$$\frac{72 - 70}{32} = \frac{72,75 - 70}{PM} \Rightarrow PM = \frac{2,75 \cdot 32}{2} = 44 \frac{g}{mol}$$

**Problema 26.** Tres compuestos gaseosos A, B y C están contenidos en un recipiente. La presión parcial de A es 0,6 atm. La fracción molar del compuesto B es doble que la de C. Si la presión total es de 1900 mm Hg, Calcule las fracciones molares y las presiones parciales de cada componente.

*Solución*

La presión total: 1900 mm Hg debe pasarse a atmósferas  $P = \frac{1900}{760} = 2,5 \text{ atm}$

La expresión que nos permite calcular la Presión parcial de un gas es

$$P_A = X_A \cdot P_t$$

Para el gas A, conocemos su presión parcial, por lo que con esta fórmula podemos calcular su fracción molar

$$X_A = \frac{P_A}{P_t} = \frac{0,6}{2,5} = 0,24$$

Por otra parte, sabemos que la suma de todas fracciones molares es la unidad, entonces,

$$X_A + X_B + X_C = 1$$

además, conocemos  $X_A = 0,24$

y sabemos que  $X_B = 2 X_C$ , de esta manera, al sustituir nos queda  $0,24 + 2X_C + X_C = 1$ , y despejando obtenemos,

$$X_C = 0,253 \quad \text{y} \quad X_B = 2 \cdot 0,253 \Rightarrow X_B = 0,507$$

Y ya con estas fracciones molares, determinamos las presiones parciales de B y C

$$P_B = X_B \cdot P_{total} ; P_B = 0,507 \cdot 2,5 = 1,27 \text{ atm}$$

$$P_C = X_C \cdot P_{total} ; P_C = 0,253 \cdot 2,5 = 0,632 \text{ atm}$$

**Problema 27.** Un matraz de 11 litros contiene 20 g. de gas neón y un peso desconocido de hidrógeno. Teniendo en cuenta que la densidad de la mezcla es 0,002 g/mL a 0 °C. Calcular

- La masa molecular media.
- El número de gramos de hidrógeno presentes

c) La presión en el interior del matraz.

*Solución*

La cantidad de Hidrógeno se obtiene a partir de la expresión de la densidad:

$$\text{densidad} = \frac{m}{V} \Rightarrow 0,002 = \frac{20 + x}{11000} = 0,24 \Rightarrow x = 2 \text{ g de } H_2$$

Para determinar la presión en el interior del matraz, utilizamos la Ley de Dalton de las Presiones parciales:  $P_{\text{Total}} = P_{\text{Neón}} + P_{\text{Hidrógeno}}$  pudiendo calcular estas dos presiones parciales por medio de la ecuación de Clapeyron:

$$P \cdot V = \frac{\text{peso}}{PM} R \cdot T$$

$$P_{\text{Neón}} \cdot 11 = \frac{20}{20} 0,082 \cdot 273 \Rightarrow P_{\text{Neón}} = 2,03 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Hidrógeno}} \cdot 11 = \frac{2}{2} 0,082 \cdot 273 \Rightarrow P_{\text{Hidrógeno}} = 2,03 \text{ atm}$$

Con lo cual la presión total es

$$P_{\text{total}} = 2,03 + 2,03 = 4,06 \text{ atm}$$

La masa molecular media se puede calcular con la ecuación de Clapeyron:

$$P \cdot V = \frac{\text{peso}}{PM} R \cdot T \Rightarrow P \cdot PM = \frac{\text{peso}}{V} R \cdot T \Rightarrow P \cdot PM = \rho R \cdot T$$

donde, al sustituir, teniendo, en cuenta las unidades de la densidad, es:  $0,002 \text{ g/mL} = 2 \text{ g/L}$

$$4,06 \cdot PM = 2 \cdot 0,082 \cdot 273 \Rightarrow PM = 11,03 \text{ g/mol}$$

**Problema 28.** Si el análisis del aire expresado en % en peso es el siguiente: 75,2% de nitrógeno, 23,2% de oxígeno y 1,6% de vapor de agua, determínese la densidad de dicho aire a 20°C y 740 mm de Hg.

*Solución*

Partimos de una masa de aire de 100 g, en la cual tenemos: 75,2 g de  $N_2$ , 23,2 g de  $O_2$  y 1,6 g de  $H_2O$

Calculamos el número de moles de cada uno de estos tres gases:

$$N_2 = 75,2/28 = 2,686 \text{ moles de } N_2$$

$$O_2 = 23,2/32 = 0,725 \text{ moles de } O_2$$

$$H_2O = 1,6/18 = 0,089 \text{ moles de } H_2O$$

Le aplicamos ahora la ecuación general de los gases al número total de moles para calcular el volumen total de ese aire, mezcla de los tres gases

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{740}{760} V = (2,686 + 0,725 + 0,089) 0,082 \cdot 293 \Rightarrow V = 86,36 \text{ L}$$

Y con este volumen y la masa total del aire (100 g), determinamos su densidad

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{100}{86,36} \Rightarrow \rho = 1,158 \frac{g}{L}$$

**Problema 29.** Se han recogido sobre agua 100 mL de oxígeno a 20°C y 749 mm de Hg. Calcular el volumen, en condiciones normales, del oxígeno seco. (Presión de vapor del agua a 20°C = 17,5 mm Hg)

### Solución

Cuando un gas se recoge sobre agua, este se encontrará mezclado con el vapor de agua que siempre existe en contacto con la fase líquida de la misma. Este vapor, como cualquier otro gas, ejerce una presión parcial en la mezcla que se denomina presión de vapor, pero esta presión depende exclusivamente de la temperatura de manera que si se conoce la temperatura a la que se encuentra la mezcla, se puede saber cuál es la presión de vapor sin más que consultar las correspondientes tablas. En este caso la mezcla de gases se encuentra a 20°C y a esa temperatura la presión de vapor del agua es 17,5 mm Hg.

Por tanto, de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales, la presión de la mezcla de oxígeno y de vapor de agua será igual a la suma de las presiones parciales de ambos

$$P_{TOTAL} = P_{oxígeno} + P_{vapor\ de\ agua} \quad 749 = P_{oxígeno} + 17,5$$

$$P_{oxígeno} = 749 - 17,5 = 731,5 \text{ mm Hg}$$

Para calcular el volumen que ocupará en condiciones normales (1 atm y 0°C) puede emplearse cualquiera de las formas de la ecuación general de los gases

$$\frac{P.V}{T} = \frac{P'.V'}{T'} \Rightarrow \frac{731,5 \cdot 100}{293} = \frac{760 \cdot V'}{273} \Rightarrow V' = 89,68 \text{ mL}$$

**Problema 30.** Una muestra de oxígeno recogida sobre agua a 20°C y 790 mm Hg ocupa un volumen de 486 mL.

¿Cuántos gramos de oxígeno se tienen? ¿Cuántas moles? ¿Cuántas moléculas?

DATOS: Peso atómico: O = 16 ; Presión de vapor del agua a 20°C = 17,5 mm Hg

*Solución.*

Al recogerse el oxígeno sobre agua, en la fase gaseosa habrá una mezcla de dos gases: el propio Oxígeno y el vapor de agua. Por ello, teniendo en cuenta la Ley de las presiones parciales de Dalton, la presión total será la suma de las presiones parciales de ambos gases, de las cuales conocemos la del agua: 17,5 mm Hg, por lo que podemos determinar la del Oxígeno:

$$P(O_2) = 790 - 17,5 = 772,5 \text{ mm Hg}$$

$$P.V = n.R.T \Rightarrow \frac{772,5}{760} \cdot 0,486 = n \cdot 0,082 \cdot 293 \Rightarrow n = \frac{772,5 \cdot 0,48}{760 \cdot 0,082 \cdot 293} = 0,021 \text{ mol } O_2$$

Dado que la Presión parcial es la presión que ejercería un gas, componente de una mezcla si ocupara él solo el volumen total, podemos aplicarle la ecuación general de los gases al oxígeno utilizando su presión parcial y el volumen total, y así:

$$0,021 \text{ moles de } O_2 = 0,021 \cdot 32 = 0,658 \text{ g de } O_2$$

$$0,021 \text{ moles de } O_2 = 0,021 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,24 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } O_2$$

**Problema 31.** Se tienen dos balones de vidrio unidos por una llave, inicialmente cerrada. El primero tiene un volumen de 2 litros contiene 100 mL de agua líquida y se encuentra lleno de Nitrógeno ( $N_2$ ) a una presión total de 2 atm. El segundo tiene un volumen de 3 litros y se encuentra lleno de Oxígeno a una presión total de 3 atm. Si ambos se encuentran a una temperatura de  $27^\circ C$ , calcular:

- Cantidades de ambos gases que hay en el sistema.
- Presiones parciales de todos los gases cuando se abre la llave y se comunican ambos, después de dejar pasar el tiempo suficiente para que la mezcla sea completa
- Presión total en el recipiente de 3 litros (Despréciase la variación de volumen debida a la posible evaporación de agua).

Dato  $P$  vapor ( $27^\circ C$ ) = 26,7 mm Hg

### Solución

Vamos a calcular el número de moles de Nitrógeno y Oxígeno, que será el mismo antes y después de unir ambos recipientes.

El Nitrógeno se encuentra en un recipiente de 2 litros que contiene 100 mL de agua, por lo que el volumen real ocupado por el Nitrógeno será de 1,9 litros, mientras que su presión parcial será la total del recipiente menos la ejercida por el agua, que nos indican que a esa temperatura es de 26,7 mm Hg, entonces:

$$P_{\text{Nitrógeno}} = 2 \cdot (760) - 26,7 = 1493,3 \text{ mm Hg}$$

Y ya con estos datos, mediante la ecuación general de los gases ideales podemos calcular el número de moles de Nitrógeno:

$$\begin{aligned} P \cdot V &= n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{1493,3}{760} \cdot 1,9 = (n_{\text{nitrógeno}}) \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow (n_{\text{nitrógeno}}) \\ &= 0,152 \text{ moles de } H_2 \end{aligned}$$

El Oxígeno por su parte se encuentra solo en el recipiente, por lo que le aplicaremos directamente la ecuación general de los gases para calcular su número de moles

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 3 \cdot 3 = (n_{\text{oxígeno}}) \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow (n_{\text{oxígeno}}) = 0,366 \text{ moles de } O_2$$

Cuando se abre la llave y se comunican ambos recipientes, ambos gases se difunden, así como el vapor de agua, que ahora ocupará también parte del recipiente de 3 litros. La presión que ejerce este vapor de agua depende exclusivamente de la temperatura, por lo que al no cambiar ésta, seguirá siendo la misma de antes: 26,7 mm Hg

Por su parte, al despreciarse la variación de volumen debida a la cantidad de agua que debe evaporarse para seguir manteniendo esa presión en el conjunto de ambos recipientes, tenemos que ahora ambos gases se encontrarán en un volumen igual a la suma de los volúmenes de ambos recipientes ( $3 + 1,9 = 4,9$  litros), y así, determinaremos sus presiones parciales aplicándoles la ecuación general de los gases a cada uno:

$$N_2 : P \cdot 4,9 = 0,152 \cdot 0,082 \cdot 300 ; P_N = 0,763 \text{ atm} = 580 \text{ mm Hg}$$

$$O_2 : P \cdot 4,9 = 0,366 \cdot 0,082 \cdot 300 ; P_N = 1,837 \text{ atm} = 1396,1 \text{ mm Hg}$$

La presión total será la suma de las presiones parciales de todos los gases presentes:  $N_2$ ,  $O_2$  y vapor de agua.

$$P_{TOTAL} = P_N + P_O + P_{VAPOR AGUA} = 580 + 1396,1 + 26,7 = 2002,8 \text{ mm Hg} = 2,635 \text{ atm}$$

Esta presión total será la misma en ambos recipientes, ya que se encuentran unidos





## CONCEPTOS BÁSICOS A RETENER

De esta Unidad didáctica 2 es imprescindible conocer los siguientes conceptos clave:

Átomo

Ion

Concentración

Mol

Molécula



## PROBLEMAS PROPUESTOS

**Problema 1.** Un recipiente de 22,4 litros, provisto de llave de paso, se llena con 71 g de gas de cloro a la presión ambiente, cuando la temperatura es de  $T$  K. Se calienta el recipiente hasta una temperatura  $30^{\circ}\text{C}$  mayor y se abre la llave de paso de modo que la presión en su interior vuelve a su valor inicial, quedándole dentro 64 g de cloro.

Se desea saber:

El valor de la temperatura Kelvin.

La presión ambiente, expresada en mm de mercurio.

*Solución* a)  $T = 274,3$  K; b)  $P = 1,0$  atm

**Problema 2.** Se llena de hidrógeno un recipiente de 10 litros a  $33^{\circ}\text{C}$  y 790 mm Hg. ¿Cuántos gramos y moles hemos introducido? ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de gas, medida en Condiciones Normales?

*Solución* 0,414 moles; 0,828 g;  $V = 9,27$  L

**Problema 3.** Un recipiente de 5,0 litros, al que se ha hecho previamente el vacío, se llena de hidrógeno gaseoso. Si la temperatura es  $27^{\circ}\text{C}$  y la presión 700 mm Hg. a) ¿Cuántas moléculas de  $\text{H}_2$  contiene el matraz?; b) ¿Cuál es la densidad del gas en estas condiciones?

*Solución* a)  $1,13 \cdot 10^{23}$  moléculas; b) 0,0748 g/L

**Problema 4.** Si la densidad del nitrógeno líquido es 1,25 g/mL, ¿a qué volumen se reducirá un litro de nitrógeno gaseoso, medido en condiciones normales, al condensarse?

DATOS: Masa atómica del Nitrógeno: 14,00

*Solución* 1mL

**Problema 5.** Una mezcla de 0,99 g formada por óxido de cobre(I) y óxido de cobre(II) reacciona en caliente con hidrógeno y se obtienen 0,85 g de cobre. Calcula la composición de la mezcla inicial de ambos óxidos.

*Solución:* 33,0% de CuO y 67,0% de Cu<sub>2</sub>O

**Problema 6.** En un sobrecito de azúcar de los que se dan con el café, caben 10 gramos de azúcar, que es sacarosa, cuya fórmula es: C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub> Calcular:

- a) el número de moles y de moléculas de ese compuesto que hay en el sobrecito
- b) Número de átomos de cada elemento que hay en el sobrecito

*Solución* a)  $1,76 \cdot 10^{22}$  moléculas;

b)  $2,11 \cdot 10^{23}$  átomos de C;  $3,87 \cdot 10^{23}$  átomos de H;  $1,94 \cdot 10^{23}$  átomos de O

**Problema 7.** En 200 g de heptaoxidodicromato de dipotasio, (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>)

- a) ¿Cuántos moles de dicromato de potasio hay?; b) ¿Cuántos moles de átomos hay de cada elemento?;
- c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay?

Datos: Masas atómicas: O = 16; K = 39; Cr = 52

*Solución* a) 0,68 moles

b) 1,36 moles de átomos de K; 1,36 moles de átomos de Cr; 4,76 moles de átomos de O

c)  $2,87 \cdot 10^{24}$

**Problema 8.** Un frasco contiene 33,4 g de tricloruro de aluminio sólido. Calcule en esta cantidad: a) el número de moles, b) el número de moléculas, c) el número de átomos de cloro. (Pesos atómicos: Al = 27, Cl = 35,5).

*Solución* a) 0,25 moles

b)  $1,5 \cdot 10^{23}$  moléculas

c)  $4,5 \cdot 10^{23}$  átomos

**Problema 9.** Indique razonadamente en cuál de las siguientes cantidades hay mayor número de moles:

- a) 1,17 gramos de cloruro de sodio.
- b)  $1,2 \cdot 10^{22}$  moléculas de tetraoxidosilicato de dihierro.
- c) 3,7 gramos de dihidróxido de calcio.

*Solución* C > B = A

**Problema 10.** Una mezcla que contiene 0,50 moles y tiene una masa de 6,50 g está formada por metano e hidrógeno ¿cuántos moles hay de cada gas?

Dato: Masas atómicas C = 12,0 H = 1,0

*Solución* 0,39 moles de Metano y 0,11 moles de hidrógeno

**Problema 11.** El análisis de una muestra de un compuesto puro presenta el siguiente resultado: 52,17% de C, 13,04% de hidrógeno y el resto oxígeno. Si su masa molecular es de 138, calcule sus fórmulas empírica y molecular.

*Solución* empírica  $C_2H_6O$  molecular  $C_6H_{18}O_3$

**Problema 12.** Determinar la fórmula empírica y molecular de una sustancia que tiene la siguiente composición centesimal: 40,0% de carbono, 6,67% de hidrógeno y el resto oxígeno. Para ello hemos disuelto 30 g de esta sustancia en 0,2 L de agua y medimos el punto de congelación de esta disolución siendo  $-1,55^\circ C$ .

Dato: Constante crioscópica  $K_c = 1,86$ .

*Solución*  $C_6H_{12}O_6$

**Problema 13.** Cuando se analizó un óxido de cromo se obtuvo que en su composición elemental presentaba un 68,42% Cr.

a) ¿Cuál es el óxido? b) ¿Cuántos gramos del óxido se obtendrán con 0,547 g de cromo?

*Solución* trióxido de dicromo:  $Cr_2O_3$ ; 0,80 g de óxido

**Problema 14.** Calcular la concentración molar de un litro de agua pura que está a la temperatura de  $4^\circ C$  y a una presión de 760 mm de mercurio. ¿Cuál es su fracción molar?

*Solución*  $X=1$

**Problema 15.** Hallar la normalidad y la molaridad de una disolución acuosa de dihidróxido de bario que contiene 42,8 g. en 5 litros disolución

*Solución* 0,05 M; 0,10 N

**Problema 16.** ¿Cuántos gramos de tetraoxidosulfato de disodio (sulfato de sodio) se necesitan para preparar 250 mL de una disolución 0,500 Molar?

*Solución 17,75 g*

**Problema 17.** Deducir el valor de la fracción molar de una disolución acuosa que es 1,5 molal.

*Solución 0,0263*

**Problema 18.** Hallar los gramos de ácido sulfúrico contenidos en 46 mL de una disolución 1/6N.

*Solución 0,376 g*

**Problema 19.** Evaporamos hasta sequedad 300 mL de una disolución de la sal  $\text{NaClO}_3$  (aq). Si se continúa calentando, la sal seca se descompone químicamente en  $\text{NaCl}$  (s) y  $\text{O}_2$  (g), obteniéndose 2,24 litros de oxígeno medidos a  $27^\circ\text{C}$  y 1 atm. Calcular cuál era la concentración de la disolución de partida.

*Solución 0,20 M*

**Problema 20.** Calcular el volumen de una disolución de HCl (ácido clorhídrico) de densidad 1,083 g/mL y del 52% de riqueza en peso necesario para preparar 5 litros de disolución de concentración 2M.

*Solución 648,1 mL*

**Problema 21.** Se toman 50 mL de un ácido nítrico del 30% en peso y densidad 1,18 g/mL y se ponen en un matraz aforado de 500 mL, añadiéndole después agua hasta llenarlo. Calcule la concentración de la disolución resultante, expresándola como Molaridad, molalidad y % en peso.

DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; N = 14,0 O = 16,0

*Solución 0,56 M; 0,57 m*

**Problema 22.** Se mezclan las siguientes cantidades de hidróxido de calcio en un matraz: 0,435 g;  $1,55 \cdot 10^{-3}$  moles; 30 mL de una disolución 0,011 M en esta sustancia; 50 mL de una disolución que contiene 0,61 moles de este compuesto en 1 litro de disolución. Suponiendo que el volumen final de disolución es de 78 mL y que la densidad de la disolución final es igual a 1,053 g/mL. Calcule:

a) La molaridad de la disolución resultante.

b) La molalidad de la misma.

*Solución 0,49 M; 0,48 m;*

**Problema 23.** Se mezclan 1 L de ácido nítrico de densidad 1,5 g/mL y riqueza del 60% con 0,7 L de ácido nítrico de densidad 1,2 g/mL y de 30% de riqueza. Calcular: a) La riqueza del ácido resultante y b) Su concentración molar.

DATOS: Densidad del ácido resultante 1,3 g/mL

Pesos atómicos: H = 1,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0

*Solución* 49,23% 10,16 M

**Problema 24.** Se queman 24,8 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O, obteniéndose 35,2 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua. Si se sabe, además, que al disolver 93 g de dicho compuesto en 250 mL de agua el punto de congelación de ésta desciende hasta los  $-11,16^{\circ}\text{C}$ , Determine las fórmulas empírica y molecular de dicho compuesto.

Dato: Constante crioscópica  $K_c = 1,86$ .

*Solución* fórmula empírica  $\text{CH}_3\text{O}$  fórmula molecular  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$



## REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

### Básica

González, MRM, & Montagut, BP 2014, Química, Larousse - Grupo Editorial Patria, México, D.F., MX. Available from: [ProQuest ebrary](#). [23 September 2016].

### En la red:

<https://www.bipm.org/en/worldwide-metrology/>

<http://ocwus.us.es/arquitectura-e-ingenieria/pp-2/material-de-clase/>

<https://www.acdlabs.com/resources/freeware/chemsketch/>

### Complementaria:

Sienko, M, & Plane, R 1986, Química: principios y aplicaciones, McGraw-Hill Interamericana, México, D.F., MX. Available from: [ProQuest ebrary](#). [23 September 2016].