

Unidad 1. La actividad científica. Fundamentos de química

1. TIPOS DE SISTEMAS. SUSTANCIA, ELEMENTOS Y COMPUESTOS

Se llama **materia** a la parte sensible de que están constituidos todos los cuerpos.

Las propiedades químicas de los cuerpos son independientes de su tamaño y de su forma, pero no así las propiedades físicas, ya que la Tierra ejerce una acción atractiva sobre los cuerpos que se encuentran dentro de su campo gravitatorio dotándoles de un peso que depende, en general del tamaño y organización interna del cuerpo.

Las diversas especies de materia reciben el nombre de sustancia.

Sustancia química es una especie de materia definida por su composición química constante y pueden clasificarse en:

- Sustancias o sistemas heterogéneos** son los que están formados por partes diferentes con distintas propiedades llamadas fases. Ejemplos: granito, agua-aceite...
- Sustancias o sistemas homogéneos** son aquellos que presentan en todas sus partes constituyentes las mismas propiedades físicas y químicas. A su vez se clasifican:
 - Disoluciones que son mezclas homogéneas de dos o más sustancias cuya composición puede variarse y que pueden separarse con métodos físicos.
 - Sustancias puras que son mezclas homogéneas que poseen las mismas propiedades y composición idéntica en toda su masa. Pueden ser:
- Elementos:** formados por átomos de la misma naturaleza, o sea, todos con el mismo número atómico. Ejemplo; Fe, Ag, H₂...
- Compuestos:** formados por átomos distintos. Ejemplo; H₂O, NaOH, CaCO₃...

2. LEYES PONDERALES

Son leyes para tener en cuenta tanto en la formación de compuestos como en las ecuaciones químicas y son la base, junto con las leyes volumétricas, de los cálculos estequiométricos. Son 4, pero la más importante es:

- Ley de Lavoisier o ley de conservación de la masa: En toda reacción química, la suma de las masas de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las masas de los productos obtenidos. Ejemplo: $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{NaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

3. LEYES VOLUMÉTRICAS

Las relaciones existentes entre los reactivos se pueden aplicar tanto a sólidos como líquidos o gases, pero en las sustancias gaseosas, además de con pesos o masas, puede operarse con volúmenes y se deben tener en cuenta las leyes de los gases:

- Ley de los **volúmenes de combinación (Gay-Lussac)**: Los **volúmenes** de los **gases** que reaccionan entre sí, **medidos** en las **mismas condiciones**, de presión y temperatura están en una **relación de números enteros sencillos**. Ejemplo:
 - $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
 - Los coeficientes estequiométricos de la fórmula se pueden aplicar a los volúmenes de dichos gases.
- **Ecuación de los gases ideales**: relaciona la **presión** de una **masa gaseosa** con su **volumen** y su **temperatura**.
 - Es $pV = nRT$
- **Ley de Boyle**: A **temperatura constante**, el **volumen** ocupado por una masa gaseosa es **inversamente proporcional** a la **presión** que soporta.
 - Se define como $\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$ que equivale a $V_1 * P_1 = V_2 * P_2$ o a $P * V = cte$
- **Ley de Gay-Lussac**: A **volumen constante**, la **presión** de una masa gaseosa es **directamente proporcional** a la **temperatura** de dicha masa.
 - Se define como $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ que equivale a $P_1 T_2 = P_2 T_1$ o a $\frac{P}{T} = cte$
- **Ley de Charles**: A **presión constante**, el **volumen** de una masa de gas es **directamente proporcional** a su **temperatura**.
 - Se define como $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ que equivale a $V_1 T_2 = V_2 T_1$ o a $\frac{V}{T} = cte$
- **Ley de Avogadro**: En **condiciones iguales** de **presión** y **temperatura**, **volúmenes** iguales de gases diferentes tienen el **mismo número de moléculas**
- **Ley de Dalton de las presiones parciales**: La **mezcla** de **dos** o más **gases** que **no reaccionan** entre sí puede considerarse como una **disolución** entre **gases**, donde se cumple que:
 - Cada **gas** ejerce una **presión** parcial igual a la que ejercería si **ocupase el sólo el volumen total**.
 - La **presión parcial** de cada gas es **directamente proporcional** a su **fracción molar**
 - La presión parcial equivale a la fracción molar multiplicada por la presión total:
 - Tal que $p_a = x_a * p_T$ y $p_B = x_B * p_T$
 - X es la fracción molar: $\frac{p_a}{p_t} = \frac{n_a}{n_t} = x_a$
 - La **presión total** es la **suma** de las **presiones parciales**
 - Se define como $p_t = \Sigma p = p_1 + p_2 + p_3...$

4. CANTIDAD DE SUSTANCIA

A pesar de que el átomo es un ente muy complejo, su masa absoluta es tan pequeña que prácticamente no se puede apreciar. Por eso lo que interesa conocer es la masa relativa de los átomos deducida al comparar unos con otros. Surgen algunos conceptos para estudiarla:

- La **masa atómica** de un elemento es la razón entre la masa de su átomo y la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12
- La **masa molecular** es la suma de las masas atómicas de los átomos que componen la molécula
- El **mol** es el número de gramos de una sustancia que coincide con su masa atómica (si es un elemento) o con su masa molecular (si es un compuesto)
- El **número de Avogadro** es el número de partículas contenidas en un mol de sustancia. Su valor es $N_A = 6.022 * 10^{23}$ partículas.
- El **volumen molar** es el volumen que ocupa un mol de cualquier sustancia gaseosa. Si el gas está en condiciones normales (0°C y 1 atm de presión) el volumen molar vale 22.4L para todos los gases.
- **La fórmula empírica:** La fórmula empírica nos muestra la proporción entre los átomos de un compuesto químico. A veces puede coincidir con la fórmula molecular del compuesto. La fórmula empírica se puede usar tanto en compuestos formados por moléculas como en los que forman cristales y macromoléculas.
- **La fórmula molecular:** La fórmula molecular es la fórmula química que indica el número y tipo de átomos distintos presentes en una molécula. La fórmula molecular es la cantidad real de átomos que conforman una molécula. Sólo tiene sentido hablar de fórmula molecular si el elemento está formado por moléculas; en el caso de que se trate de cristales, se habla de su fórmula empírica.

5. ESTEQUIOMETRÍA

La estequiometría es el estudio de las relaciones cuantitativas entre las cantidades de los reactivos y productos en una reacción química. Cualquier cálculo que se haga sobre una reacción debe estar basado en la ecuación ajustada para esa reacción.

Los pasos a seguir en estos ejercicios son:

1. Escribo y ajusto la reacción.
2. Paso el dato a moles.
3. Comparo los moles del dato con los del problema (en la reacción).
4. Paso los moles del problema a la unidad que me pida.

6. DISOLUCIONES

Se llaman disoluciones las mezclas de cuerpos diferentes de aspecto homogéneo.

□ En una disolución hay que distinguir el soluto, que es el que se encuentra en menor proporción, y el disolvente, que es el componente que interviene en mayor cantidad. Ambos componentes pueden estar en cualquier estado de agregación de la materia.

Se dice que una disolución está saturada cuando no admite más soluto en disolución, de forma que si se añade más queda depositado en el fondo del recipiente.

Solubilidad es la concentración de la disolución saturada, es decir, a la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una determinada cantidad de disolvente. La solubilidad depende de la temperatura y, normalmente, aumenta con ella.

Disoluciones diluidas son aquellas que tienen poca cantidad de soluto; disoluciones concentradas, son aquellas que tienen mucho soluto. Si, por algún motivo, se logra pasar el punto de saturación obtendremos una disolución sobresaturada.

En general, la relación que existe entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente se denomina “concentración de la disolución” y se puede expresar de varias formas:

- **Porcentaje en masa:** indica los gramos de soluto en 100 gramos de disolución.
 - Forma: $\%m = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}}$
- **Molaridad:** indica los moles de soluto que hay por cada litro de disolución.
 - Forma: $M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{volumen disolución}}$
- **Molalidad:** indica los moles de soluto por cada kilogramo de disolvente.
 - Forma: $\mathcal{M} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg disolvente}}$
- **Fracción molar:**
 - Forma: $X = \frac{\text{moles soluto/disolvente}}{\text{moles soluto+moles disolvente}}$

7. REACCIONES QUÍMICAS

Los fenómenos o transformaciones que ocurren en un cuerpo material pueden ser físicos, si su cambio es de forma o accidental, y químicos, si cambia su naturaleza, es decir, deja de ser el cuerpo que era y se transforma en otra sustancia distinta.

En todas las reacciones químicas hay intercambio de energía con el entorno, si se absorbe calor, la reacción es endotérmica y si se desprende, exotérmica.

La entalpía es el calor a presión constante (el flujo de energía térmica en los procesos químicos efectuados a presión constante cuando el único trabajo es de presión-volumen)

□ Su forma es: $\Delta H \text{ reacción} = \Delta H \text{ productos} - \Delta H \text{ reactivos}$

Si la variación de entalpía es positiva (ΔH productos es mayor que la ΔH reactivos) decimos que la reacción es endotérmica mientras que, si la variación es negativa (ΔH productos es menor que la ΔH reactivos), la reacción es exotérmica.

En la práctica, las reacciones químicas pueden realizarse con reactivos impuros y también pueden producirse pérdidas durante el transcurso de esta. En esos casos, debemos aplicar dos nuevos conceptos:

- Pureza (o riqueza) del reactivo: se expresa en % y nos da los gramos de reactivo puro que hay en 100 gramos de muestra, mineral o sustancia impura que utilicemos para la reacción. Se aplica al reactivo en cuestión.
- Rendimiento de la reacción: también se expresa en % y nos dice los gramos, moles, litros... de productos obtenidos por cada 100 gramos, moles, litros que se debían haber obtenido (o sea, los teóricos). Sólo se aplica a los productos de la reacción.
- También es importante tener en cuenta el reactivo limitante, que determina la cantidad de producto que se puede formar.

8. COMPOSICIÓN CENTESIMAL

El primer paso para calcular la composición centesimal de un compuesto es calcular la masa molar total del compuesto. A continuación, multiplico la masa molar de cada elemento por el número de átomos que haya de ese elemento en la molécula. Por último, divido este valor entre la masa molar del compuesto y lo multiplico por cien, obteniendo así el porcentaje de cada elemento en la molécula.

9. EL ÁTOMO

- El número atómico (Z) es el número de protones contenidos en el núcleo de un átomo. Todos los átomos de un mismo elemento poseen el mismo Z .
- El número másico (A) es la suma de protones y neutrones.

El átomo tiene carga neutra porque el número de electrones es el mismo que de protones.

Hay que saber diferenciar entre dos conceptos, dos especies químicas diferentes:

- Isótopo: Átomos del mismo elemento que tienen diferente nº de neutrones (los protones y electrones son los mismos)
- Ion: Átomos de un elemento que han ganado o perdido electrones (no ganan ni pierden protones).