

Tema 4: Disoluciones y Estequiometría.

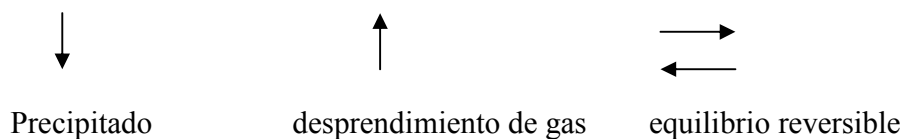
1. REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

Una ecuación química indica de forma simbólica los cambios que tienen lugar en una reacción química. En forma de:

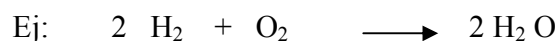


En toda reacción química ajustada debe cumplirse la conservación de la masa y de las cargas.

Símbolos: (s) : sólido (l) : líquido (g) : gas (aq) : sustancia disuelta



2. INTERPRETACIÓN DE UNA ECUACIÓN .

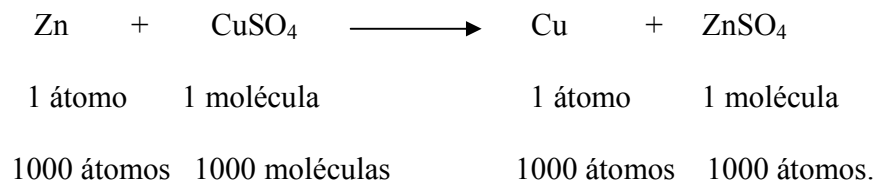


Fórmulas: H_2 , O_2 , $\text{H}_2 \text{O}$

Coefficientes estequiométricos: 1 y 2 .Indica el nº de especies químicas que intervienen proporcionalmente en la reacción.

Dan la siguientes información:

- **Interpretación microscópica:**



- **Interpretación macroscópica:** da información sobre el número de moles de cada elemento y compuesto que intervienen. En el caso anterior:

N átomos de cinc + N moléculas de sulfato de Cu (II) $\longrightarrow$ N átomos de Cu + N moléculas sulfato de cinc

1 mol de cinc + 1 mol de sulfato de cobre (II) $\longrightarrow$ 1 mol de cobre + 1 mol de sulfato de cinc(II)

-El mol corresponde con la cantidad de sustancia que contiene $6.022 \cdot 10^{23}$ átomos o moléculas de una determinada sustancia.

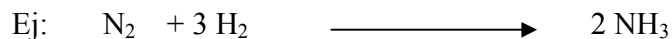
-Coincide con la masa atómica o molecular , expresada en gramos.

1 uma = $1.66 \cdot 10^{-24}$ g (DETERMINADA EXPERIMENTALMENTE CON ESPECTRÓMETRO DE MASAS)

Si un átomo un átomo de Carbono son 12 uma.:

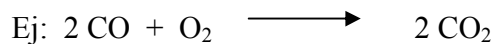
$\frac{6.022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}}{\text{mol de C}} \cdot \frac{12 \text{ uma}}{1 \text{ at C}} \cdot \frac{1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}} = 12 \text{ g/mol C}$
--

- **Relación de moles:** proporciona información sobre la relación de moles.



$$\frac{\text{moles de } \text{N}_2}{1} = \frac{\text{moles de } \text{H}_2}{3} = \frac{\text{moles de } \text{NH}_3}{2}$$

- **Relación de masas:** a través de las masas atómicas.



$$2 (\text{moles CO}) \cdot 28,01 (\text{g/mol}) = 56,02 \text{ g}$$

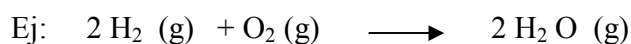
$$1 (\text{mol O}_2) \cdot 32 (\text{g/mol}) = 32 \text{ g}$$

$$2 (\text{mol O}_2) \cdot 44,01 (\text{g/mol}) = 88,02$$

Es decir: $56,02 \text{ g} + 32 \text{ g} = 88,02 \text{ g}$

$$88,02 \text{ g} = 88,02 \text{ g}$$

- **Relación entre volúmenes:** Si en la reacción intervienen gases en condiciones normales de P y T, como 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 l , entonces:



$$2 \cdot 22,4 \text{ L} \quad 22,4 \text{ L} \quad 2 \cdot 22,4 \text{ L}$$

Es decir los coeficientes estequiométricos de una ecuación química ajustada informan de la proporción entre moléculas, moles, gramos y, en su caso, litros de reactivos y productos.

Ej : 2

3. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

- **Con masas:** conocida la masa de una sustancia, calcular el resto de sustancias que intervienen en una reacción.

Ej: 3

- **Con equivalentes gramo (eq).** Equivalente gramo de un elemento es la cantidad del mismo que se combina o reemplaza a un mol de hidrógeno(atómico).

- Para un elemento : $1 \text{ eq} = \text{masa atómica/valencia}$

- Para un ácido: $1 \text{ eq} = \text{a la cantidad en g que produce un mol de H}^+$

- Para una base: $1 \text{ eq} = \text{a la cantidad en g que consume 1 mol de H}^+$ o que produce 1 mol de OH^- .

- En oxidación-reducción: 1 eq = a la cantidad de sustancia que consume 1 mol de electrones.

- **Reactivos con impurezas:** solo la parte pura interviene en la reacción.
- **Con reacciones sucesivas.**

4.- LEYES PONDERALES:

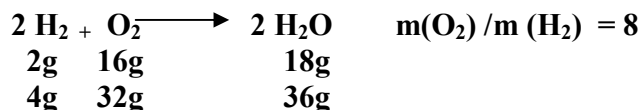
- *Ley de conservación de la masa de LAVOISIER , 1789:*

En una reacción química la masa de los reactivos coincide con la masa de los productos obtenidos.

Esta igualdad se explica se basa en que en una reacción química tiene que haber el mismo número de átomos antes y después de la reacción. En la reacción únicamente se produce un reordenamiento atómico.

- **Ley de proporciones definidas (PROUST, 1801):**

Cuando dos especies se combinan para formar un mismo compuesto , estos lo hacen siempre en la misma proporción .



- **Ley de las proporciones múltiples (DALTON,1803):**

Cuando dos especies se combinan para formar compuestos diferentes , si fijamos la cantidad de uno de ellas , la relación entre las cantidades de la segunda , es una relación de números enteros sencillos.

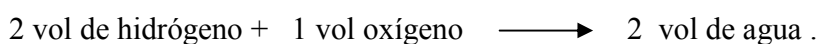


$$m\text{O}_2 (\text{CO}_2) / m\text{O}_2 (\text{CO}) = 2$$

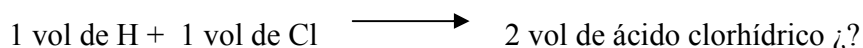
5.- LEYES VOLUMÉTRICAS.

Las relaciones existentes entre los reactivos se pueden aplicar tanto a sólidos como a 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. Las principales son:

- **Ley de los volúmenes de combinación de J.L. Gay-Lussac** en 1809 : “Los volúmenes de gases que reaccionan entre sí, medidos en las mismas condiciones de Presión y Temperatura, están en la relación de números enteros sencillos”.



La Teoría atómica de Dalton(1810) no permite justificar esta ley , como podemos observar en el siguiente ejemplo:



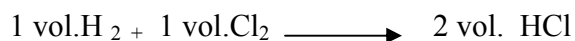
¿Cómo se formaban 2 volúmenes de ácido clorhídrico con 1 volumen de H y otro de Cl?

La solución la da Avogadro:

- **Hipótesis de Avogadro:** (1811):: “En condiciones iguales de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes tienen el mismo número de moléculas”.

Afirmó que ciertos gases formados por H, O , Cl, N...estaban formados por especies moleculares diatómicas.

Así:



En condiciones normales , 1 mol de cualquier gas ocupa siempre un volumen de 22.4 l. aprox. O lo que es lo mismo, en las mismas condiciones un mismo número de moléculas ocupa siempre el mismo volumen.

6 .-LEYES DE LOS GASES :

- **Ley de Boyle** (1662) : “ Para una masa dada de gas, a temperatura constante, el volumen es inversamente proporcional a la presión”.

$$p \, V = \text{constante} \qquad P_1 \, V_1 = P_2 \, V_2 = \dots$$

- **Ley de Charles-Gay Lussac(1808)** : « Para una masa de gas a Presion constante , el volumen es directamente proporcional a la temperatura”

$$V/T = \text{cte.} \quad V_1/T_1 = V_2/T_2 = \dots\dots$$

Por combinación de las anteriores Leyes y de la Ley de Avogadro , obtenemos la ecuación general para los gases ideales :

- **Ecuación de los gases ideales o ecuación de estado.**

$$p V = n R T$$

Ecuación válida para gases ideales , que se ponen de manifiesto cuando las presiones son bajas y las temperaturas moderadas .En otras condiciones los gases no se comportan como ideales , sino como gases reales que son. Los gases que tiene un comportamiento más cercano a la idealidad son aquellos que poseen estructura molecular más simple , tipo H_2 , N_2 ...

- **Ley de Dalton de las presiones parciales.**

La mezcla de dos o mas gases que no reaccionan entre sí, puede considerarse como una disolución entre gases donde se cumple:

$$p_i = P_T \frac{n_i}{n_T}$$

- Cada gas ejerce una presión parcial, p_i , igual a la que ejercería si ocupase él solo el volumen total.
- La presión parcial de cada gas es directamente proporcional a su fracción molar.
- La presión total es la suma de las presiones parciales.

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots\dots$$

6.-REACTIVO LIMITANTE

El reactivo limitante reacciona solamente con la cantidad adecuada de la otra sustancia, que se encuentra en exceso y de la que queda parte sin reaccionar.

Ej: Si se dispone de 400 kg de oxígeno y 300 kg de hidrógeno para obtener agua,

Resulta: que reaccionan 400 kg de oxígeno con 25 kg de hidrógeno para obtener 425 kg de agua, siendo el oxígeno el reactivo limitante y el hidrógeno el reactivo en exceso que es el que sobra.

Calculamos el reactivo limitante a partir de la proporción: $aA + bB \longrightarrow \dots$

$$\frac{\text{Moles sustancia A}}{a} > \frac{\text{Moles sustancia B}}{b}$$

Siendo a y b los respectivos coeficientes estequiométricos. La proporción menor nos dará el reactivo limitante.

7.-DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES.

- a) **Fórmula empírica:** indica la relación más sencilla entre los átomos constituyentes de la molécula. La glucosa $C_6H_{12}O_6$ se podría expresar mediante la fórmula empírica $(CH_2O)_n$.
- b) **Fórmula molecular:** relaciona la fórmula empírica con la masa molecular de dicho compuesto. Así para la glucosa si su molecular es, aproximadamente, 180 g/mol, podemos deducir que se trata de $C_6H_{12}O_6$ ya que el cociente entre su masa molecular y la masa de su fórmula empírica $180 / (12 + 2 \cdot 1 + 16) = 6$. O bien, $180 = (12 + 2 \cdot 1 + 16)n$ resultando $180 = 30n \longrightarrow n = 180/30 = 6$

Ejemplo:

Elemento	Comp.centesimal %	Mm	moles	mínima relación
C	60	12	5	$5/2.21 = 2.26 \quad \times 4 = 9$
H	4.48	1	4.48	$4.48/2.21 = 2 \quad \times 4 = 8$
O	35.5	16	2.21	$2.21/2.21 = 1 \quad \times 4 = 4$

Fórmula empírica: $C_9H_8O_4$

8.-DISOLUCIONES

8.1- CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN.

- **Porcentaje en masa.** Indica los gramos de soluto en 100 gramos de disolución.

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de disolución}}$$

- **Molaridad M.** Indica los moles de soluto existentes en 1 L de disolución.

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

- **Molalidad m .** Indica los moles de soluto por kg de disolvente.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$$

- **Normalidad N.** Representa el número de equivalentes gramo de soluto por litro de disolución.

$$N = \frac{\text{equivalente gramo de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

- **Fracción molar x_i .** Relaciona los moles de un componente y los moles totales.

$$x_i = \frac{n_i}{n_T}$$

8.2. CÁLCULOS CON REACTIVOS EN DISOLUCIÓN.

Es habitual en las reacciones químicas que uno o varios reactivos se encuentren disueltos, como ocurre con ácidos orgánicos comercializados en disolución acuosa.

8.2.1.-PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN:

-Para preparar un volumen de una disolución de una concentración dada, se calculan los moles necesarios de soluto puro, para ese volumen.

$$n = M \cdot \text{volumen}$$

-A partir de los moles calculamos los gramos a pesar necesario.

-A continuación se diluye el sólido en vaso de precipitados y finalmente se vierte en el MATRAZ AFORADO y se enrasa. (pag. 136 libro ANAYA).

8.2.2. -PREPARACIÓN A PARTIR DE OTRA DISOLUCIÓN:

En ocasiones se suele partir de una disolución concentrada y se procede a diluirla para obtener otra. Se suele realizar en muchas ocasiones a partir de disoluciones ácidas de concentración conocida.

Lo primero sería calcular la concentración molar de la disolución de ácido conocida. A partir de su densidad y de su % de riqueza en peso calculamos dicha concentración:

Ej : HCl $d = 1.37 \text{ g/cm}^3$ 35%

$$\frac{1.37 \text{ g. disolución}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{35 \text{ g. soluto HCl puro}}{100 \text{ g. disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36.5 \text{ g. HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ l}} = 13.14 \text{ M}$$

-Conocemos ahora los moles por litro de la disolución concentrada. Para preparar nuestra disolución diluida extraemos de la disolución concentrada, el volumen que contenga los moles necesarios para formar nuestra nueva disolución diluida.

Moles a extraer de la disolución concentrada = Moles para preparar la disolución diluida

$$V_{\text{a extraer}} M_{\text{don. conc.}} = V_{\text{a preparar}} M_{\text{don. diluida.}}$$

9. RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{masa obtenida}}{\text{masa teórica}} \cdot 100$$

EJERCICIOS DE CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

1. Ajusta la ecuación: $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{CH}_4$

Solución: $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4 \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{CH}_4$

2. Ajusta e interpreta la siguiente ecuación química: $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Solución: $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \longrightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$

a) 2 moléculas 13 moléculas 8 moléculas 10 moléculas

b) 2 moles 13 moles 8 moles 10 moles

c) $\text{moles C}_4\text{H}_{10} / 2 = \text{moles O}_2 / 13 = \text{moles CO}_2 / 8 = \text{moles H}_2\text{O} / 10$

d) 2 litros 13 litros 8 litros 10 litros (todos medios en c.n.)

3. En la descomposición del clorato de potasio se obtiene cloruro de potasio y oxígeno.
¿Cuántos gramos de cloruro de potasio se obtienen a partir de 1 kg de clorato de potasio?
Masas atómicas : K= 39 u, O = 16 u, Cl = 35,45 u.

Solución: se obtienen 608,00 g de cloruro de potasio.

4. Se hacen reaccionar 22,75 g de Zn que contienen un 7,25 % de impurezas con HCl suficiente. Calcula la masa de H_2 desprendida. Dato: masa atómica del Zn= 65,38 u.

Solución: 0,645 g de H_2

5. ¿Qué peso de CaC_2 se gastará en producir el acetileno necesario (C_2H_2) para obtener por combustión 10 litros de CO_2 a 1 atm y 25 ° ?

Solución: 13,12 g de CaC_2

5. En la combustión completa de 320 g de gas metano se obtienen 440 g de dióxido de carbono. ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono medido a la presión de 0,82 atm y a la temperatura de 293 K?

Solución: 293 litros.

7. Dada la reacción $\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_3$, ¿qué volumen de SO_3 se obtendrá a partir de 30 L de O_2 , medido en condiciones normales de presión y temperatura?

Solución: 60 litros de SO_3

8. ¿Cómo variará el volumen del trióxido de azufre obtenido en el ejercicio anterior si mantenemos constante la temperatura y duplicamos la presión?

Solución: el volumen se reducirá a la mitad.

9. Cómo variará el volumen del trióxido de azufre obtenido en el ejercicio nº 7, si mantenemos constante la presión y triplicamos la temperatura?

Solución: el volumen se triplica.

10. En un recipiente de 25 L se encierran (a 25 °C) 15 g de dióxido de carbono y 20 g de monóxido de carbono. A) ¿Cuál será la presión total ejercida? B) ¿Cuál será la presión parcial que ejerza cada uno?.

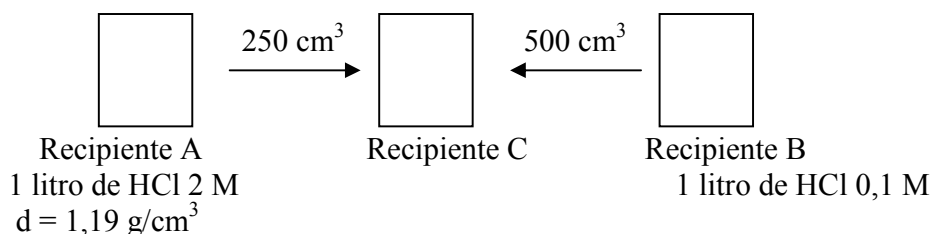
Solución: a) 1,03 atm b) $p_{\text{CO}_2} = 0,331 \text{ atm}$ $p_{\text{CO}} = 0,697 \text{ atm}$

11. Se hacen reaccionar 50 g de Zn con una disolución acuosa de ácido sulfúrico que contiene 60 g de ácido. Formula y ajusta la reacción producida e indica cuál es el reactivo limitante. Masas atómicas: Zn = 65,38 u; S= 32; O= 16 u; H= 1 u.

Solución: La ecuación ajustada de la reacción es $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
El ácido sulfúrico es el reactivo limitante.

12. A partir de los datos de la figura, responde a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuál es el porcentaje en masa en el recipiente A antes de extraer 250 cm³ ?
b) ¿Cuál será al final la molaridad de la disolución contenida en C?



Solución: a) 6,13 % b) 0,73 molar

13. Calcula el volumen de disolución 0,1 M de AgNO₃ que se necesita para reaccionar exactamente con 100 cm³ de Na₂S 0,1 M. Masas moleculares: AgNO₃ = 169,88 u; Na₂S = 78 u.

Solución: 200 cm³

14. Calcula la cantidad de sulfuro de hierro (II), FeS, del 906 % en masa y la cantidad de ácido sulfúrico 1 M que proporcionan 2 litros de H₂S medidos a 23 °C y 765 mm de Hg. Masas moleculares: FeS = 87,92 u.

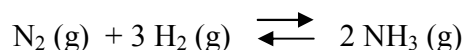
Solución: 8,04 g de muestra y 83 cm³ de ácido sulfúrico.

15. Se calcinan en un horno 143 g de carbonato de calcio (CaCO_3), obteniéndose 80 g de óxido de calcio (CaO) y 47,19 g de dióxido de carbono (CO_2). ¿Qué pérdidas tiene el horno? ¿Cuál es el rendimiento en CaO ? ¿Y en CO_2 ?

Pesos moleculares: $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ u}$; $\text{CaO} = 56 \text{ u}$; $\text{CO}_2 = 44 \text{ u}$.

Solución: pérdidas de 15,81 g
rendimiento de CaO del 100 % rendimiento de CO_2 del 75%

16. En la síntesis del amoníaco se produce la reacción reversible



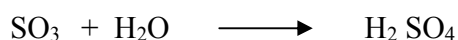
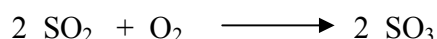
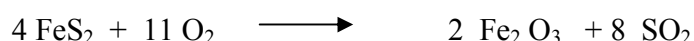
Si a partir de 3 g de hidrógeno se han obtenido 15,2 g de amoníaco, calcula el rendimiento de la reacción. Masas atómicas. $\text{N} = 14 \text{ u}$; $\text{H} = 1 \text{ u}$.

Solución: rendimiento 89,4 %.

17. Se desea obtener en el laboratorio un caudal de 1 litro por minuto de gas hidrógeno, medido en condiciones normales. El ácido clorhídrico disponible es $0,1 \text{ mol/dm}^3$. ¿Cuántas gotas por minuto deben dejarse caer sobre cinc? (en 1 mL hay aproximadamente 20 gotas de líquido.)

Solución: 17 860 gotas por minuto.

18. La producción de ácido sulfúrico a partir de pirita (FeS) tiene lugar según la siguiente serie de reacciones:



A partir de 100 kg de pirita, ¿cuál es la máxima cantidad (en kg) de ácido sulfúrico que se podrá obtener?

Masas moleculares: $\text{FeS}_2 = 119,97 \text{ u}$; $\text{H}_2 \text{SO}_4 = 98,08 \text{ u}$.

Solución: 163,51 kg

19. Se mezclan 200 mL de disolución de MgCl_2 2 N con 400 cm^3 de otra disolución de MgCl_2 2,5 M y se añaden 200 mL de agua al conjunto. ¿Cuál será la normalidad resultante?

Solución: $\text{N} = 3 \text{ eq/L}$

20. a) Se queman 1,95 g de un compuesto orgánico formado por C, N y S obteniéndose 2,94 g de CO_2 y 1,19 g de H_2O . Determina la fórmula empírica.
- c) Determina la fórmula molecular sabiendo que 1,51 g del compuesto ocupan en el gas 0,1 L medidos a 200°C y 0,45 atm.

Solución: a) $\text{C}_4\text{H}_8\text{S}_2$ b) $\text{C}_2\text{H}_4\text{S}$