

Ejemplo: Calcular la densidad absoluta del amoníaco
 Fórmula: NH₃.
 Masa molar = 14+3(1)=17g/mol, d =
 (17g/mol)/22,4L/mol = 0,76g/L

Principio de Avogadro. Relaciones masa volumen.

Se le dio el nombre de Principio de Avogadro a una serie de relaciones entre los moles de las sustancias gaseosas y el volumen que ocupan esos moles.

La fundamental es que **un mol de un gas a 1 atm de presión y 0°C (condiciones conocidas como normales para los gases, cn), ocupan siempre 22,4 L.**

Por lo tanto conociendo la masa molar del gas, se podrá calcular la densidad absoluta del mismo (d = masa molar/22,4L)

Ejemplo 1

Calcular la densidad absoluta del propeno. Masas atómicas C=12, H=1

Se escribe la fórmula desarrollada o semidesarrollada CH₂=CH-CH₃

Se escribe la fórmula empírica, contando los carbonos y los hidrógenos (siempre número par): C₃H₆

Se calcula su masa molar conociendo las masas atómicas: 3(12)+6(1)=42g/mol

Se divide la masa entre el volumen molar para calcular la densidad= (42 g/mol)/ (22,4 litros/mol) = 1,88 g/L

ACTIVIDADES 1. MASAS ATÓMICAS NECESARIAS: H=1, C=12, O=16

1) Calcular la densidad absoluta del hidrógeno en cn.

2) Calcular la densidad absoluta del eteno

3) Hallar la densidad absoluta del dióxido de carbono en cn (condiciones normales)

El principio de Avogadro permite conocer el número de moles y por lo tanto de moléculas que hay en un volumen gaseoso dado en condiciones normales. (1 atm y 0°C) y también su masa ¿Cómo?

Ejemplo:

Cuántas moléculas hay en 100L de butano gaseoso en condiciones normales ¿Cuál sería su masa?

1º. Se calculan los moles de butano $\frac{100L}{22,4 \frac{L}{mol}} = 4,46 \text{ moles}$. Conociendo los moles, si se multiplica por el número de

Avogadro, se saben las moléculas que hay: $4,46 \text{ moles} \left(6 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} \right) = 2,68 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$

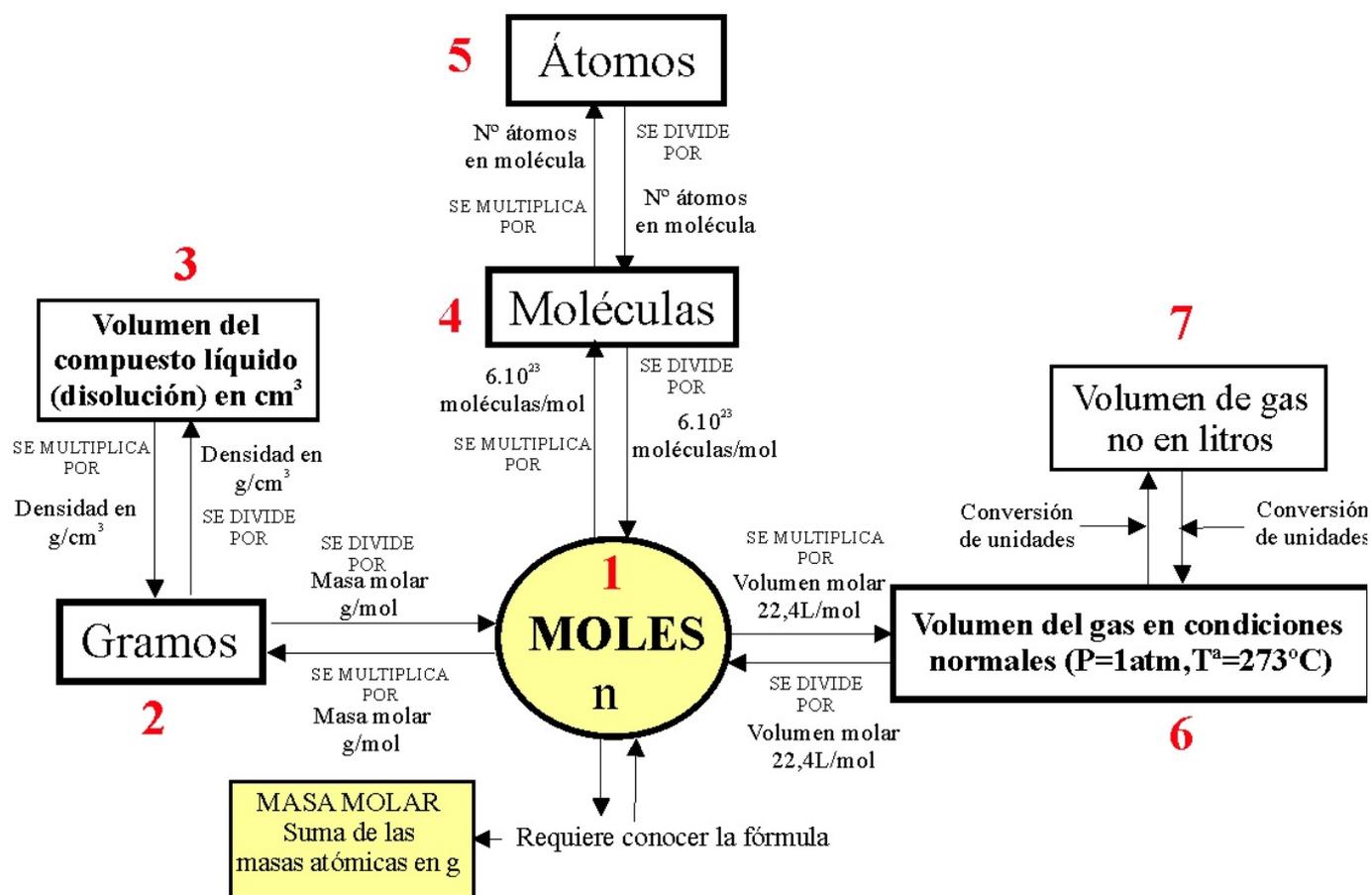
2º. Se escribe la fórmula y se halla su masa molar. C₄H₁₀, masa molar = 4(12)+ 10(1) = 58g/mol

3º. Se multiplican los moles por la masa molar para calcular los gramos: $4,46 \text{ moles} \left(58 \frac{g}{mol} \right) = 258,7 \text{ g}$

Observación

Si el compuesto fuera líquido, el conocer la densidad (d= m/V) nos permitiría pasar de volumen a masa, y por lo tanto calcular el número de moles a través de la masa molar.

Por lo tanto es fundamental para cualquier relación masa-volumen pasando por número de moléculas, centrarse en el cálculo previo del número de moles (1) en el cuadro adjunto



ACTIVIDAD 2. MASAS ATÓMICAS: C=12, H=1, O=16, Ca=40, N=14 ; Cl=35,5

- 1) Cuántas moléculas hay en 100g de agua.¿Cuántos átomos de hidrógeno?

- 2) Si se dispone de 71g de ácido clorhídrico, ¿Cuántos átomos de cloro tienes?

- 3) Averiguar cuantos átomos hay en 10 litros de monóxido de carbono en c.n ¿Cuál sería su masa?

- 4) Cuántos átomos de hidrógeno hay en 100g de hidróxido cálcico

- 5) Determinar cuantos átomos de carbono hay en 20g de propino

FICHA nº **MATERIA: Principio de Avogadro.Relaciones masa/volumen** **FECHA:**
CURSO: 3º ESO C **ALUMNO/A:** **NOTA:**