

Ejemplo: Calcular la densidad absoluta del amoníaco
Formula: NH_3 .
Masa molar = $14 + 3(1) = 17 \text{ g/mol}$, $d =$
 $(17 \text{ g/mol}) / 22,4 \text{ L/mol} = 0,76 \text{ g/L}$

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 ($d = \text{masa molar} / 22,4 \text{ L}$)

Ejemplo 1

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

Se escribe la fórmula desarrollada o semidesarrollada $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$

Se escribe la fórmula empírica, contando los carbonos y los hidrógenos (siempre número par): C_3H_6

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

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

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)

4) Un hidrocarburo gaseoso tiene una densidad absoluta de 1,96 g/L, determina su masa molar

5) Un compuesto gaseoso de carbono y oxígeno, tiene una densidad de 1,96g/L. Determina su masa molar
Masas atómicas: C=12, O=16

¿Cuál crees que sería su fórmula? ¿Cómo se llamaría?

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

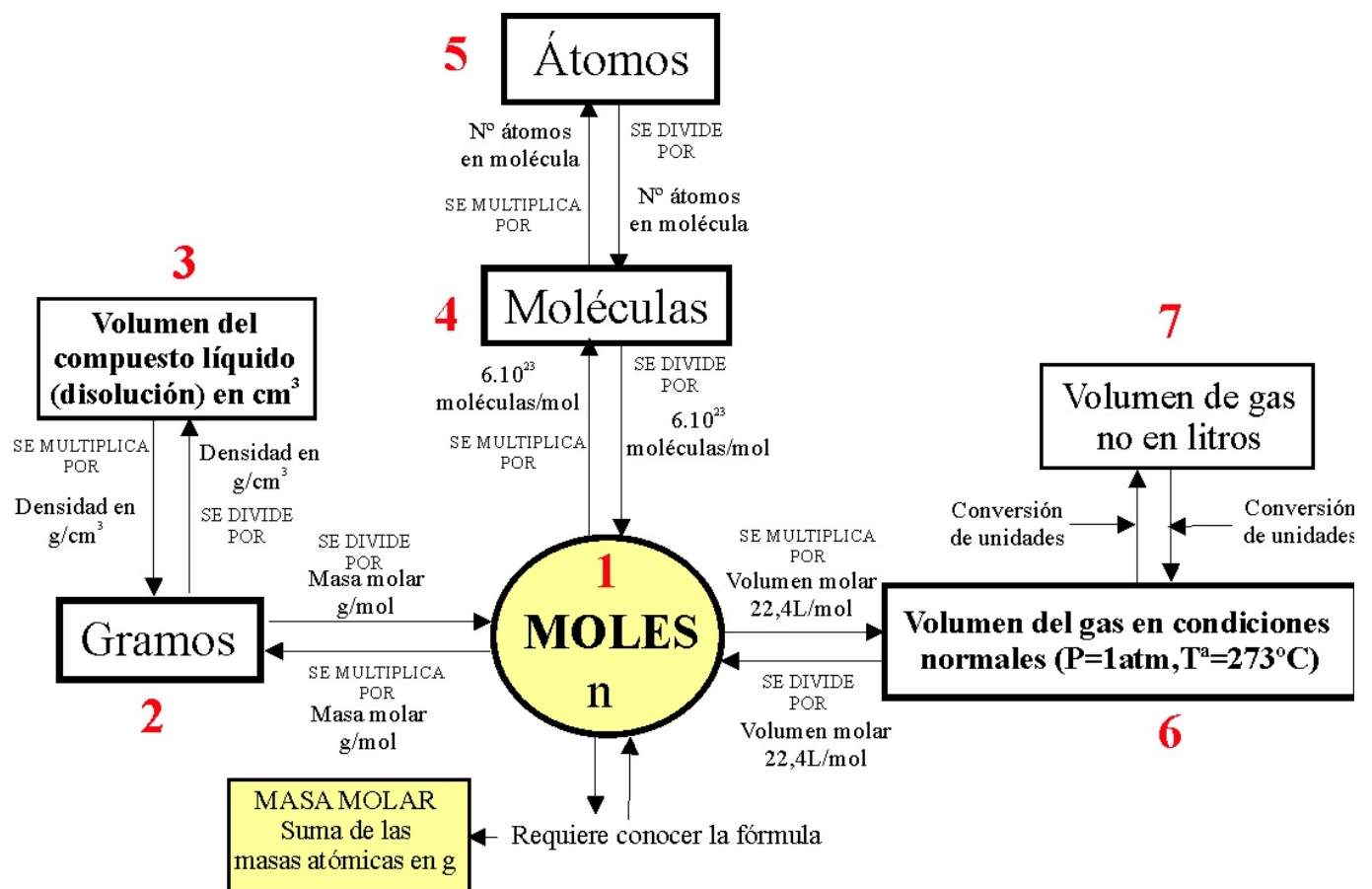
2º. Se escribe la fórmula y se halla su masa molar. C_4H_{10} , masa molar = $4(12) + 10(1) = 58g/mol$

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

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



8) Si se dispone de 10cm^3 de ácido sulfúrico ($d=1,8\text{g/cm}^3$) ¿Cuántas moléculas tienes?

9) Determinar la masa y el volumen de $0,6 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco en condiciones normales. ¿Cuántos átomos de H tendrías?

10) Se disponen de 50L de propino en c.n. ¿Cuántos átomos de C tienes?

11) Un metro cúbico de dióxido de carbono en condiciones normales, ¿qué masa tendría?

¿Cuántas moléculas?

¿Cuántos átomos de oxígeno?

12) Tienes 100mL de ácido clorhídrico de densidad 1,1 g/mL. ¿Cuántos átomos de hidrógeno tienes?