

CB041 Química y Electroquímica

Departamento de Química

T4: Magnitudes atómicas y moleculares



.UBAfiuba
FACULTAD DE INGENIERÍA

Dra. Ing. Adriana Romero

Masa real de un átomo

- La masa real de un átomo será la suma de las masas de sus partículas componentes.
- Masa átomo = masa de protones + masa neutrones + masa electrones
- Masa protón = $1,673 \cdot 10^{-27}$ Kg
- Masa neutrón = $1,675 \cdot 10^{-27}$ Kg
- Masa electrón = $9,11 \cdot 10^{-31}$ Kg
- Masa p+ / masa e- = 1836
- los electrones pesan casi 2000 veces menos que los protones y neutrones)
- **Masa átomo = masa de protones + masa neutrones**

Masa relativa de un átomo

- Para trabajar con números más cómodos, se crea la **u.m.a.** (unidad relativa de masa atómica)
- **1 u.m.a. = masa C^{12} /12**
- Masa protón = 1 uma
- Masa neutrón = 1 uma
- Masa electrón = 0 (aprox)
- **Masa relativa átomo = n° protones + n° neutrones = Ar**
- **Masa relativa molecular = suma Ar de sus átomos = Mr**

Avogadro hace un cálculo muy útil...

- Ejemplo: Ar (Ne) = 4 uma
- ¿Cuántos átomos habrá en 4 g de Ne?
- Ejemplo: Ar (O₂) = 32 uma
- ¿Qué cantidad de moléculas de O₂ pesarán 32 g?

- **Número de Avogadro (N_A):**
- **1 "mol" = 6,02 · 10²³ partículas**

*¿De dónde vienen
saldrán estos números
, no?*

- **1 mol de sustancia tiene el peso en gramos igual a su masa relativa en uma**
- 1 mol de Ne pesa 4g: 1 mol de O₂ pesa 32g

Surgen otras magnitudes...

- **Masa molar = masa de 1 mol de sustancia (g/mol)**
- Masa molar $O_2 = M_r(O_2) = 32 \text{ g/mol}$
- **Volumen molar = V_m = Volumen que ocupa 1 mol de gas**
- En CNPT (condiciones normales de P y T, 1 atm y 273K) el V_m de un gas ideal es 22,4 Litros/mol

Modelo de gases ideales

- **Condiciones: bajas presiones y altas temperaturas**

Σ Σ Σ

Ley de Boyle

En un sistema gaseoso, con masa constante y a temperatura constante, al aumentar el volumen, disminuye la presión de manera inversamente proporcional.

GAS	m (g)	V (dm ³)	P (atm)	t (°C)
nitrógeno	28,0	24,60	1,00	27,0
	28,0	49,20	0,50	27,0
	14,0	49,20	0,25	27,0
		24,60	0,50	27,0
		12,30	1,00	27,0
		6,15	2,00	27,0
		3,07	4,00	27,0
		11,20	1,00	0,0
		11,60	1,00	10,0
		12,01	1,00	20,0
		12,40	1,00	30,0
		12,83	1,00	40,0
		22,40	1,00	273,0
hidrógeno	2,0	98,40	0,25	27,0
		49,20	0,50	27,0
		24,60	1,00	27,0
		12,30	2,00	27,0
		6,15	4,00	27,0
		44,80	0,50	0,0
		22,40	1,00	0,0
		11,20	2,00	0,0
		5,60	4,00	0,0
		23,20	1,00	10,0
		24,03	1,00	20,0
		24,80	1,00	30,0
		25,70	1,00	40,0
		44,80	1,00	273,0
oxígeno	2,0	3,07	0,50	27,0
		1,54	1,00	27,0
		0,77	2,00	27,0
		0,38	4,00	27,0
		1,40	1,00	0,0
		1,50	1,00	20,0
		1,60	1,00	40,0
		2,80	1,00	273,0

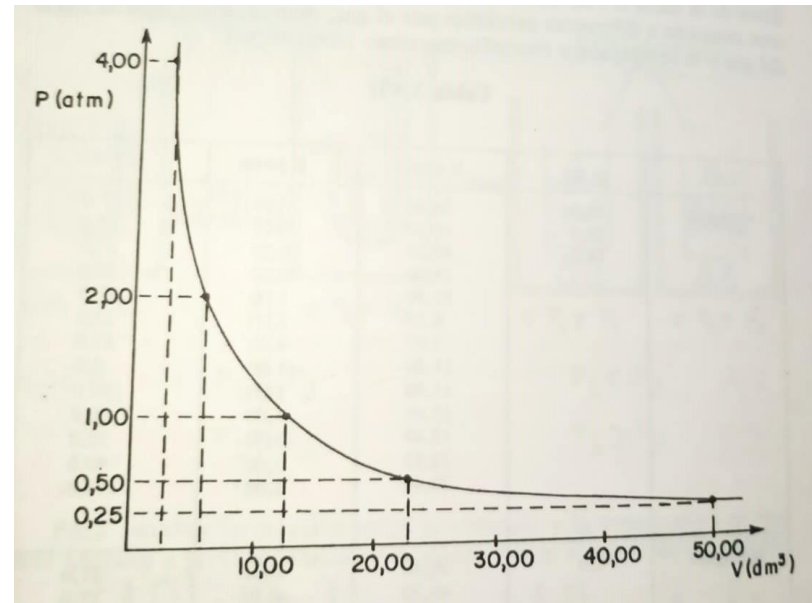
T y n = cte



P · V = cte

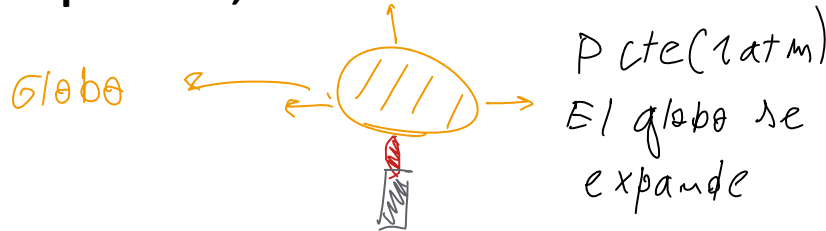


$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



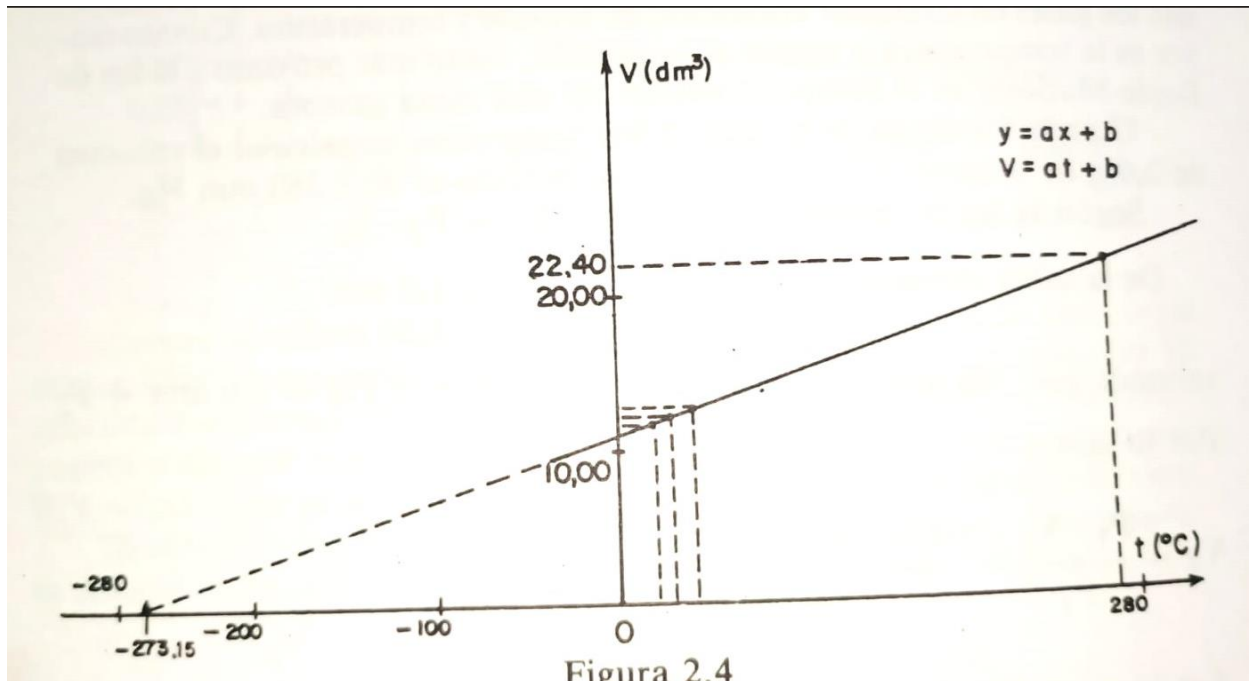
1° Ley de Charles y Guy Lussac

En un sistema gaseoso, con masa constante y a presión constante, al aumentar la temperatura, aumenta el volumen de manera directamente proporcional.



$$P \text{ y } n = \text{cte} \longrightarrow V / T = \text{cte}$$

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$



2° Ley de Charles y [Guy] Lussac

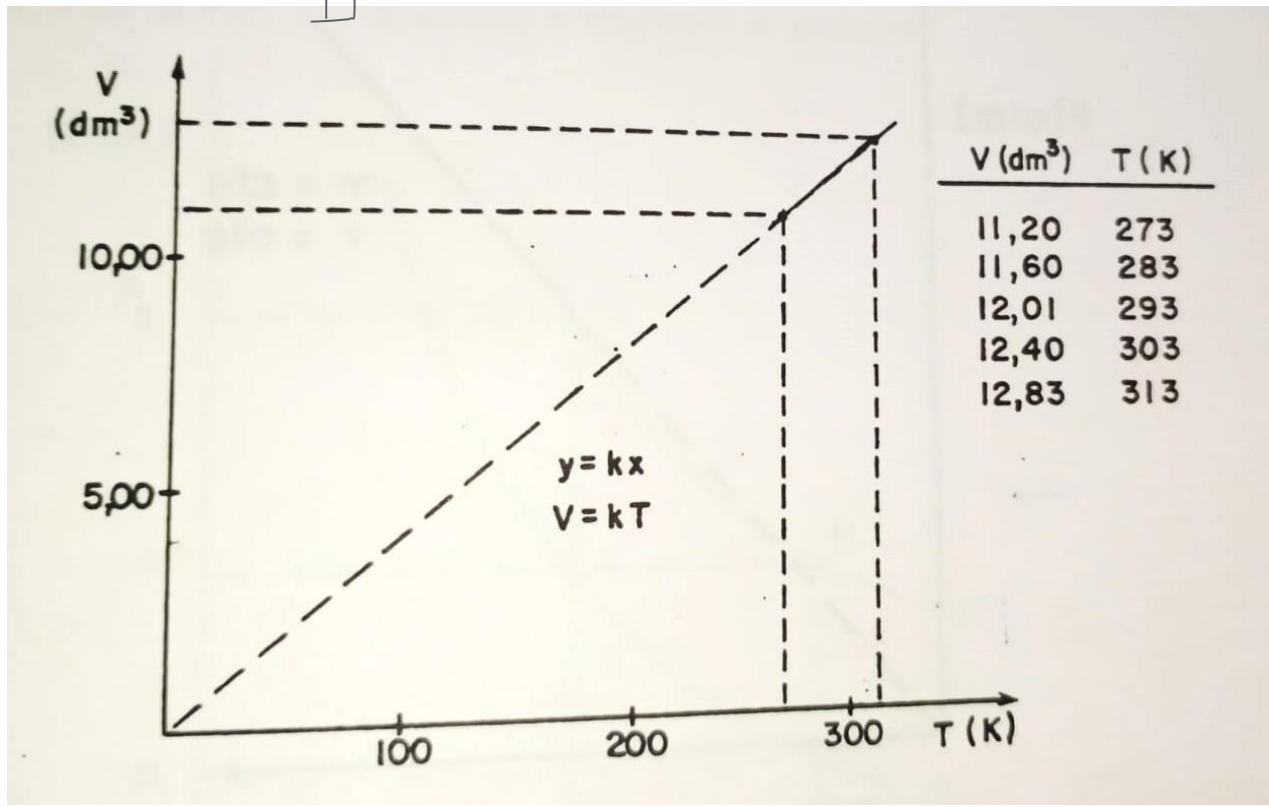
→ ??? → No les dio para poner Gay en una diapositiva

En un sistema gaseoso, con masa constante y a volumen constante, al aumentar la temperatura, aumenta la presión de manera directamente proporcional.



$V \text{ y } n = \text{cte} \rightarrow P / T = \text{cte}$

$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$



Ley de los Gases Ideales

¿Ecuación de estado?
¿Control?

$$\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot R$$

R = constante de los gases ideales
0,082 L.atm/mol.K
8,314 J /mol. K
1,987 cal /mol.K

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Perón vuelve y hace la República
de los Trabajadores

n = moles gaseosos

$$V_{\text{molar}} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ L.atm} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot \text{K.mol}} = 22,4 \text{ L}$$

Ejemplos:

13,5

- 1) Un recipiente contiene 432 g de $O_2(g)$. ¿Cuántos moles representan? ¿Que volumen ocupan a 300K y 1 atm? $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = 332,1 \text{ L}$
- 2) ¿cuántas moléculas hay en esa masa? $\hookrightarrow N_A \cdot 13,5 = 4160$
- 3) Si el volumen permanece constante, ¿que temperatura tendra el gas si la presión aumenta al doble?

$$T = \frac{V}{n \cdot R} \cdot P \rightarrow \text{Se duplica la temperatura} \rightarrow 600K$$

C+E

Fórmula mínima

Mínima relación entre los diferentes átomos que forman un compuesto.

Fórmula molecular

Si el compuesto es molecular, esta fórmula indica la cantidad real de diferentes átomos que componen una molécula.

Ejemplo:

El análisis del propeno gaseoso arrojó los siguientes resultados:

Elementos que lo componen: C, H

Composición centesimal: C= 85,71%; H= 14,29%

Masas atómicas relativas: C=12; H=1

Ejemplo:

El análisis del propeno gaseoso arrojó los siguientes resultados:

Elementos que lo componen: C, H

Composición centesimal: C= 85,71%; H= 14,29%

Masas atómicas relativas: C=12; H=1

Con estos datos podemos calcular los moles de átomos de cada elemento que hay en 100g de compuesto:

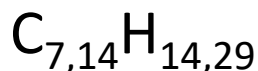
12g C _____ 1 mol C

1g H _____ 1 mol H

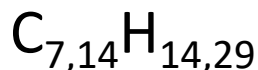
85,71g C _____x= 7,14 moles C

14,29g H _____x= 14,29 moles H

Lo que nos dice una relación de los elementos en el propeno:



Lo que nos dice una relación de los elementos en el propeno:



¿Cuál sería la relación mínima con números enteros?

Poniendo subíndice 1 al elemento con el menor valor, se puede ver que: **CH₂**

Esta es la fórmula mínima del propeno.

¿Cómo calculamos la fórmula molecular? Necesitamos más datos

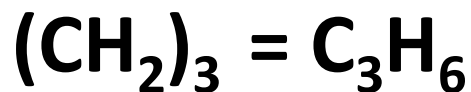
Si calculamos la masa relativa de esta fórmula, nos da:

$$\text{m.r.f.m.} = 12 + 2 = 14$$

Por otro lado, el propeno es un gas, y se puede determinar cuanto pesa el volumen molar en CNPT. Se encuentra que 22,4 L, en CNPT (1 mol) pesan 42g.

Ese valor no coincide con el de la fórmula mínima, pero es un múltiplo: $42/14 = 3$

Significa que la fórmula molecular es 3 veces la fórmula mínima:



Esta es su fórmula molecular.

Seguro hay ejercicios así en la guía. Pasos: 1) expresar los pesos en moles 2) Expresar la F.M. en múltiplos de el elemento menos abundante 3) Hallar el peso de un mol, 22,4 L es un mol de gas a CNPT 4) Encontrar la relación entre la masa de la F.M. y la masa molar

Ejemplo: Compuesto X

Elemento	% masa	Ar
C	56,8	12
H	6,5	1
O	28,4	16
N	8,3	14

En 100 g de compuesto tenemos:

$C = 56,8\text{g} / 12 \text{ g/mol} = 4,73 \text{ mol de átomos}$

$H = 6,5\text{g} / 1 \text{ g/mol} = 6,5 \text{ mol de átomos}$

$O = 28,4\text{g} / 16 \text{ g/mol} = 1,78 \text{ mol de átomos}$

$N = 8,3\text{g} / 14 \text{ g/mol} = 0,59 \text{ mol de átomos}$

Para la fórmula mínima, dividimos todos por el menos valor:

$$C / N = 4,73/0,59 = 8 \quad \text{OBS: la Fm expresa las proporciones de los}$$

$$H / N = 6,5/0,59 = 11 \quad \text{moles de cada elemento}$$

$$O / N = 1,78/0,59 = 3$$

Fórmula mínima; **C₈H₁₁O₃N**

Mediante un cálculo experimental, se estima la masa molar de la sustancia en 170,2 g/mol.

Veamos la masa de la fórmula mínima:

$$8*12 + 11*1 + 3*16 + 1*14 = 169$$

Valor similar al experimental. Se puede concluir que las fórmulas mínima y molecular coinciden, la pequeña diferencia se debe a errores de medición experimental.