

	Constante de Avogadro. Mol Gases	IES La Magdalena. Avilés. Asturias
---	---	---

- Calcular el número de átomos y moléculas presentes en:
 - En 0,5 moles de SO_2 .
 - En 14,0 g de nitrógeno (gas)
 - En 4,0 g de hidrógeno (gas)

Sol: a) $9,03 \cdot 10^{23}$ átomos; $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de SO_2
 b) $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de N; $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de N_2
 c) $2,41 \cdot 10^{24}$ átomos de H; $1,20 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2
- Se tienen 8,5 g de amoníaco y eliminamos $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas.
 - ¿Cuántos moles de amoníaco quedan?
 - ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?
 - ¿Cuántos gramos de amoníaco quedan?

Sol: a) 0,25 moles de NH_3 ; b) $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas; c) 4,3 g de NH_3
- En estado gaseoso las moléculas de azufre están formadas por agrupamientos de ocho átomos (S_8). Si consideramos una muestra de 5 g de azufre gaseoso, calcular:
 - El número de moles de moléculas (S_8)
 - El número de moléculas de azufre contenidas en la muestra.
 - El número de átomos de azufre.

Sol: a) 0,02 moles de S_8 ; b) $1,20 \cdot 10^{22}$ moléculas S_8 ; c) $9,62 \cdot 10^{22}$ átomos de S;
- Para realizar cierta reacción se necesitan 0,25 moles de zinc y el doble de ácido clorhídrico.
 - ¿Qué masa deberíamos pesar de cada sustancia?
 - Si en vez de ácido clorhídrico puro disponemos de ácido del 36 % de pureza (36 g de HCl /100 g ácido), cuánto deberíamos tomar?

Sol: a) 16,34 g de Zn y 18,25 g de HCl; b) 50,69 g de ácido del 36%
- Determinar el número de moles presentes en cada caso:
 - 80 g de hierro
 - 50 litros de CO_2 medido en c.n.
 - 10 litros de NH_3 medidos a 800 mm y 20°C

Sol a) 1,43 moles de Fe; b) 2,23 moles de CO_2 ; c) 0,47 moles de NH_3
- Calcular el número de moléculas presentes en 1 cm^3 de gas en c.n. (Número de Loschmidt) ¿Importa la naturaleza del gas para el cálculo?
 Sol: $2,7 \cdot 10^{19}$ moléculas
- Calcular el número de moléculas de agua presentes en 1 cm^3 de agua líquida ($d = 1 \text{ g/cm}^3$). Compara el resultado con el del ejercicio anterior ¿qué conclusión extraes de la comparación?
 Sol: $3,3 \cdot 10^{22}$ moléculas de H_2O
- Una botella de acero de 5 litros contiene oxígeno en c.n. ¿Qué cantidad de oxígeno deberá introducirse para que, manteniendo constante la temperatura, la presión se eleve a 4 atm?
 Sol: 21,45 g de O_2
- Una muestra de hidrógeno ocupa un volumen de 4,5 litros a 770 mm y 50°C . Calcular:
 - El volumen que ocuparía en c.n.
 - Manteniendo el mismo recipiente ¿qué habría que hacer para que la presión fuera como máximo de 700 mm?
 - La presión que ejercería si se trasvasa a un recipiente de 1,25 L manteniendo $T = \text{cte}$

Sol: a) 3,855 litros; b) Bajar la temperatura hasta 293,7 K ($20,4^\circ\text{C}$); c) 2772 mm (3,65 atm)

10. Un recipiente rígido de 28 L contiene He. Si la presión ejercida por el gas es de 1780 mm y su temperatura 30°C :
- ¿Qué masa de He hay en el recipiente?
 - Si la presión máxima que pueden soportar las paredes del recipiente es de 3 atm ¿Cuál sería el límite de temperatura al que se podría trabajar sin que se rompa el recipiente?
- Sol: a) 10,56 g He ; b) 388 K (115°C)
11. 2,49 g de un compuesto gaseoso se recogen en un recipiente de 2,18 litros a 27°C y 949 hPa de presión. (1 atm = 1013 hPa)
- Calcular el número de moles de gas presentes en el recipiente.
 - La masa molecular del gas
- Sol : a) 0,083 moles ; b) 30 g/mol
12. En un recipiente de 5 L en el que se ha hecho previamente el vacío se inyectan 5,32 g de aire. Si la presión ejercida es de 894 hPa (1 atm = 1013 hPa) y la temperatura 20°C
- ¿Cuál es la densidad del aire en c.n?
 - ¿Cuál será su densidad a 760 mm y 70°C ?
- DATO: $M_{\text{aire}} = 28,96 \text{ g/mol}$
- Sol: a) 1,29 g/L; b) 1,03 g/L
13. ¿Cuál es la masa molecular de un gas cuya densidad en c.n. es 3,17 g/L?
- Sol: 71 g/mol
14. A presión normal, ¿cuál es la temperatura a la que se deben calentar 1,29 g de aire para que ocupen un volumen de 1,29 litros?
- DATO: $M_{\text{aire}} = 28,96 \text{ g/mol}$
- Sol: 353 K (80°C)
15. El aire, aunque es una mezcla de gases, se puede considerar como “un gas”. Calcula la “masa molecular” del aire sabiendo que su densidad es 1,29 g/L en c.n.
- Sol: 28,87 g/mol
16. Se dispone de una muestra de un gas, cuya composición centesimal es: 82,76 % de C y 17,24% de H. 3,0 g de este mismo gas recogidos en un matraz de 2,0 litros y a 20°C ejercen una presión de 608 hPa. Determinar la fórmula empírica y la fórmula molecular para dicho gas.
- DATO: 1 atm = 1.013 hPa
- Sol: F. empírica: $(\text{C}_2\text{H}_5)_n$. F. molecular: C_4H_{10}
17. En un matraz de 1,0 L se recogen 1,6 g de gas. Se mide su temperatura y presión obteniéndose 18°C y 1.273 hPa, respectivamente. Si el análisis del gas arroja una composición centesimal de 80 % de carbono y 20% de hidrógeno. Determinar su fórmula empírica y su fórmula molecular.
- Sol: F. empírica: $(\text{CH}_3)_n$. F. molecular: C_2H_6
18. Determinar la fórmula empírica y molecular de un compuesto gaseoso sabiendo que su composición centesimal es 85,7 % de C y 14,3 % de H y que su densidad en condiciones normales es de 1,26 g/l.
- Sol: F. empírica: $(\text{CH}_2)_n$. F. molecular: C_2H_4
19. Tenemos 100 L de aire a 20°C y 780 mm de presión, saturado de humedad. Calcular los moles de aire y de agua presentes en el recipiente.
- DATO: Presión parcial del agua a 20°C es de 17,5 mm.
- Sol: 4,191 moles de aire y 0,096 moles de agua
20. Una mezcla de gases está formada por un 25% de O_2 , 10% de CO y 65 % de N_2 .
- Determinar la masa molecular aparente de la mezcla.
 - Calcular la presión total y las presiones parciales de cada gas cuando se introducen 5,7 g de la mezcla en un recipiente de 2,00 L a 17°C .
- Sol: 29,0 g/mol. $P = 2,34 \text{ atm}$. $p_{\text{O}_2} = 0,58 \text{ atm}$; $p_{\text{CO}} = 0,24 \text{ atm}$; $p_{\text{N}_2} = 1,50 \text{ atm}$