

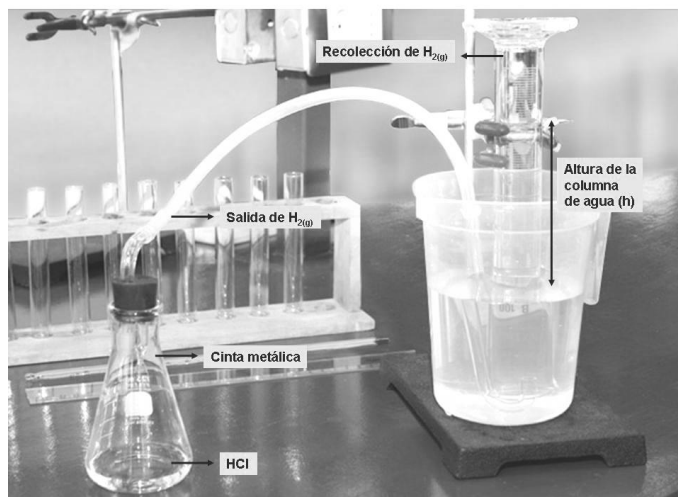
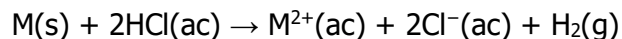
## Seminario 5

### Temas:

**Gases:** Leyes de los gases, teoría cinético molecular, Reacciones estequiométrica de gases

### I. Ley de los gases

- Se desea determinar la masa molar de un metal bivalente, para ello se hace reaccionar con suficiente ácido clorhídrico para que reaccione y disuelva todo el metal. El gas producido se recolectó en una probeta invertida llena de agua. Si la masa del metal es 0.504 g, el volumen del gas recolectado es de 190 mL, la temperatura de trabajo es 18 °C, la presión de vapor del agua a esa temperatura es 15.487 mmHg, la columna de agua es de 8.3 cm (1cm=0.74 mmHg) y la presión atmosférica es 756 mmHg. ¿Cuál es el metal?



### Datos:

Masa metal	0.504 g	Volumen gas (H <sub>2</sub> )	190 mL = 0.190 L
Temperatura	18 °C = 291 K	P atmosférica	756 mm Hg
P Vapor H <sub>2</sub> O (18 °C)	15.487 mmHg	Columna de agua	8.3 cm

$$n_{H_2} = \frac{P_{H_2} \times V_{H_2}}{R \times T}$$

$$P_T = P_{Atm} = P_{H_2} + P_{Vap} + P_{Col}$$

$$P_{Col} = 8.3 \text{ cm} \times \frac{0.74 \text{ mmHg}}{1 \text{ cm}} = 6.1 \text{ mmHg}$$

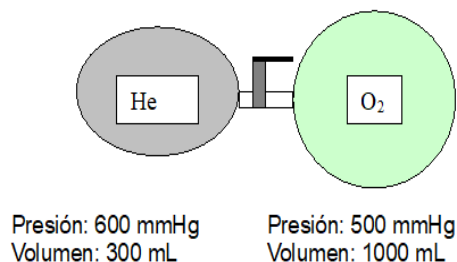
$$P_{H_2} = P_{Atm} - (P_{Vap} + P_{Col}) = 756 - (15.487 + 6.1) = 734 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0.966 \text{ atm}$$

$$n_{H_2} = \frac{0.966 \text{ atm} \times 0.190 \text{ L}}{0.08206 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 291 \text{ K}} = 7.69 \times 10^{-3} \text{ mol de } H_2$$

$$n_{Metal} = 7.69 \times 10^{-3} \text{ mol de } H_2 \times \frac{1 \text{ mol del Metal}}{1 \text{ mol de } H_2} = 7.69 \times 10^{-3} \text{ mol de metal}$$

$$M_{metal} = \frac{g}{mol} = \frac{0.504 \text{ g}}{7.69 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 65.5 \frac{g}{mol} = Zn$$

2. En un experimento de laboratorio se montó un equipo, como el que muestra la figura:



Los recipientes que contienen los gases son rígidos. La temperatura inicial del experimento era 27 °C. Inicialmente la llave que comunica ambos recipientes está cerrada. Se abre la llave de paso y se permite la mezcla de los gases. ¿Cuál es la presión parcial de cada gas y la presión total luego de abrir la llave a 27 °C?

$$K = 273 + 27 = 300 \text{ K}$$

$$P_{He} = 600 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0.789 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = 500 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0.658 \text{ atm}$$

$$moles_{He} = \frac{P_{He} \times V_{He}}{R \times T} = \frac{0.789 \text{ atm} \times 0.300 \text{ L}}{0.08206 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}} = 9.61 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$moles_{O_2} = \frac{P_{O_2} \times V_{O_2}}{R \times T} = \frac{0.658 \text{ atm} \times 1.000 \text{ L}}{0.08206 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}} = 2.67 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$V_{Total} = 300 \text{ mL} + 1000 \text{ mL} = 1300 \text{ mL} = 1.300 \text{ L}$$

$$P_T = \frac{(n_{He} + n_{O_2}) \times R \times T}{V}$$

$$P_T = \frac{(9.61 \times 10^{-3} \text{ mol} + 2.67 \times 10^{-2} \text{ mol}) \times 0.08206 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}}{1.300 \text{ L}} = 0.688 \text{ atm}$$

$$X_{He} = \frac{mol\ He}{(mol\ He + mol\ O_2)} = \frac{9.61 \times 10^{-3}\ mol}{(9.61 \times 10^{-3}\ mol + 2.67 \times 10^{-2}\ mol)} = 0.265$$

$$P_{He} = X_{He} \times P_T = 0.265 \times 0.688\ atm = 0.182\ atm$$

## II. Teoría cinético molecular

1. Una muestra de  $H_2$  difunde a través de la pared porosa de un recipiente a una velocidad 5 veces mayor que un gas desconocido. Calcule la masa molar del gas desconocido. M (g/mol):  $H_2=2.016$

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$$\frac{r_1}{5r_1} = \sqrt{\frac{2.016\ g/mol}{M_1}}$$

$$M_1 = 50.4\ g/mol$$

2. Calcule la masa molar de un gas que durante 81 s escapa a través de un orificio en una cantidad cuyo volumen es igual al que se escapa de nitrógeno ( $N_2$ ) en 68s.  
M (g/mol):  $N_2=28.01$

$$\frac{t_1}{t_2} = \sqrt{\frac{M_1}{M_2}}$$

$$\frac{81\ s}{68\ s} = \sqrt{\frac{M_1}{28.02\ g/mol}}$$

$$M_1 = 40\ g/mol$$

3. El óxido nítrico reacciona con oxígeno gaseoso según:  
 $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$

Si se mezclan 4.00 L de NO medidos a 0.500 atm y 25 °C con 2.00 L de oxígeno gas medidos a 1.00 atm. y 25 °C. Determine las presiones parciales de todos los gases presentes al final de la reacción, si el volumen del recipiente es de 6.00 L, la temperatura no cambia y la reacción ocurre con un 100 % de rendimiento.

$$\text{moles}_{NO} = \frac{P_{NO} \times V_{NO}}{R \times T} = \frac{0.500 \text{ atm} \times 4.00 \text{ L}}{0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}} = 8.18 \times 10^{-2} \text{ mol de NO}$$

$$\text{moles}_{O_2} = \frac{P_{O_2} \times V_{O_2}}{R \times T} = \frac{1.00 \text{ atm} \times 2.00 \text{ L}}{0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}} = 8.18 \times 10^{-2} \text{ mol de } O_2$$

	2NO(g)	+	O <sub>2</sub> (g)	→	2NO <sub>2</sub> (g)
<b>I (mol)</b>	8.18×10 <sup>-2</sup>		8.18×10 <sup>-2</sup>		–
<b>C (mol)</b>	–8.18×10 <sup>-2</sup>		–4.09×10 <sup>-2</sup>		+8.18×10 <sup>-2</sup>
<b>F (mol)</b>	0		4.09×10 <sup>-2</sup>		8.18×10 <sup>-2</sup>

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2} \times R \times T}{V}$$

$$P_{O_2} = \frac{4.09 \times 10^{-2} \times 0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}}{6.00 \text{ L}} = 0.167 \text{ atm}$$

$$P_{NO_2} = \frac{8.18 \times 10^{-2} \times 0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}}{6.00 \text{ L}} = 0.333 \text{ atm}$$

$$P_{NO} = 0 \text{ atm}$$