

Aprobado 26/10/25

6.2

Completar y subir  
Al campus Fotos

Facultad de Ingeniería, Universidad de Buenos Aires  
63.01/83.01 - Química

Integrantes:

Monti, Martín

Coburn, Santino

Del Río, Francisco



## Trabajo Práctico N°2: PESO ATÓMICO MAGNESIO

### 1. Objetivo de la práctica

~~Inc~~ Determinación de Manera Empírica el peso atómico del magnesio, mediante la observación de los productos de una reacción con magnesio.

### 2. Completar los datos de las siguientes tablas con las condiciones y los resultados del trabajo práctico

Datos y Condiciones Experimentales	Valor	Unidades	Valor	Unidades
Temperatura ambiente ( $T_{AMB}$ )	25	°C	298	K
Presión atmosférica ( $P_{AMB}$ )	1016	HPa	762,06	mmHg
Presión parcial del vapor de agua a $T_{AMB}$ ( $P_{vap,AGUA}$ )	23,8	mmHg		
Masa de la cinta de Mg (m)	0,02g ± 0,001g	g		
Densidad Hg = 13,6 g/cm <sup>3</sup>			Densidad H <sub>2</sub> O = 1,0 g/cm <sup>3</sup>	
1 mmHg = 1,333 HPa			C. de los gases (R) = 0,082 L·atm/mol·K = 62,36 L·mmHg/mol·K	

Resultados Experimentales	Valor	Unidades	Valor	Unidades
Volumen de gas leído en la Probeta (V)	30 ± 0,1	mL	0,03	L
Altura de la columna de agua (hAGUA)	11,5 ± 0,1	cm	115 ± 1	mm

### 3. Calcular la presión de la columna de agua en mmHg (Pcol):

$$P_{col} = \frac{g_{H_2O}}{g_{Hg}} \cdot h_{H_2O} = \frac{1g/cm^3}{13,6g/cm^3} \cdot 115mm = 8,5 \text{ mmHg}$$

### 4. Calcular la presión parcial del H<sub>2</sub> (PH<sub>2</sub>):

$$P_{H_2} = P_{atm} - P_{vap} - P_{col,H_2O} = 762,0 \text{ mmHg} - 23,8 \text{ mmHg} - 8,5 \text{ mmHg} \\ = 729,7 \text{ mmHg} \rightarrow 0,958 \text{ atm}$$

### 5. Calcular los moles de H<sub>2</sub> producidos (nH<sub>2</sub>):

$$n_{H_2} = \frac{P_{H_2} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,958 \text{ atm} \cdot 0,03 \text{ L}}{0,0821 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 298 \text{ K}} = 1,175 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

6. Escribir la ecuación molecular completa de la reacción química ocurrida:



7. Calcular el número de moles de Mg que reaccionaron ( $n_{\text{Mg}}$ ):

Hay tantos moles de Mg como moles de  $\text{H}_2$

$$\Rightarrow n_{\text{Mg}} = n_{\text{H}_2} = 1,175 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

8. Calcular el peso atómico del Mg ( $M_{\text{Mg}}$  Experimental):

$$M_{\text{Mg}} = \frac{m_{\text{Mg}}}{n_{\text{Mg}}} = \frac{0,026 \text{ g}}{1,175 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} = 22,128 \text{ g/mol}$$

$$P_{\text{Mg}} \text{ Experimental} = 22,1 \text{ g/mol}$$

9. Calcular el error absoluto y relativo porcentual, con respecto al valor de tabla

$$\text{Peso Atómico Mg (por Tabla Periódica)} = 24,3 \text{ g/mol}$$

$$\epsilon_{\text{ABS}} = |V_{\text{medido}} - V_{\text{real}}| = |22,1 - 24,3| = 2,2 \text{ g/mol}$$

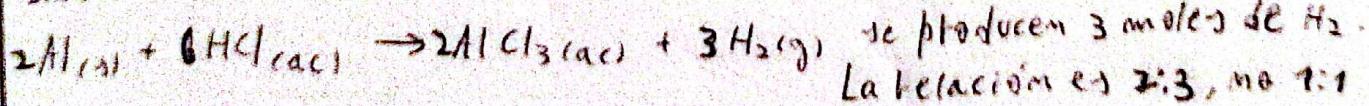
$$\epsilon_{\text{rel}} = \frac{|V_{\text{real}} - V_{\text{medido}}|}{V_{\text{real}}} = 0,092 \rightarrow \epsilon \% = 9,2\%$$

10. ¿El resultado experimental obtenido coincide con el valor de la Tabla? Indicar alguna posible fuente de error que pueda causar que el Peso Atómico Experimental determinado en el trabajo práctico haya sido mayor que el Peso Atómico de Tabla.

El Resultado es menor al de la Tabla, Con un error del 9,2%  
Si se sobreestima la altura de la columna de agua, se tendrá una medida menor. Un peso atómico mayor. Eso se puede producir por medir mal el volumen de la probeta o por la presencia de una burbuja de aire en la misma de la probeta. Una razón para que el resultado obtenido sea menor al esperado es que se haya perdido parte del gas, esto o que la tira de magnesio sea de mala calidad.

11. PREGUNTA TEÓRICA: Si en lugar de la cinta de Magnesio se hubiera utilizado una cinta de Aluminio con el mismo número de moles ¿se hubiera generado la misma cantidad de gas hidrógeno?

No. El número de oxidación del aluminio es +3. La ecuación habría sido



Ahora cada 2 moles de Al se producen 3 moles de  $\text{H}_2$ . La relación es 2:3, no 1:1