

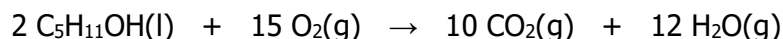
**CERTAMEN 2-PAUTA**  
**Química General I 531.140**  
**11 de junio Semestre I-2022**

**Datos:**

$PV = nRT$	$w = -P\Delta V$	$R = 8.314 \text{ J/mol K}$ $R = 0.08206 \text{ atm L/mol K}$	$P_i = X_i P_t$	$1 \text{ J} = \text{kg m}^2/\text{s}^2$
$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$	$T(\text{K}) = ^\circ\text{C} + 273$	$\overline{Ec} = \frac{3}{2}RT = \frac{1}{2}M\overline{u}^2$	$\Delta E = \Delta H - RT \Delta n$	
$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$	$\frac{t_1}{t_2} = \sqrt{\frac{M_1}{M_2}}$	$u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$	$\Delta H^\circ_r = \sum n \Delta H^\circ_f \text{ productos} - \sum n \Delta H^\circ_f \text{ reactivos}$	
$\Delta E = q + w$	$q = ms\Delta T$	$q = C_{cat}\Delta T$	Calor específico del agua = $4.184 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$	

**Balance de materia (estequiometría)****1 Cálculo Estequiométrico**

La combustión de un alcohol, de fórmula  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ , se quemó con un exceso de oxígeno. La reacción Química de combustión es:



¿Cuál es el volumen, en mL, del alcohol que reaccionó si se obtienen 15.24 g de  $\text{CO}_2$ ?. La densidad del alcohol es  $0.8247 \text{ g/mL}$

M (g/mol):  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}=88.15$ ;  $\text{CO}_2= 44.01$

**7.403 mL**

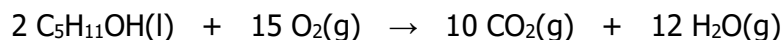
5.916 mL

12.43 mL

9.919 mL

$$\frac{15.24 \text{ g CO}_2}{44.01 \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol C}_5\text{H}_{11}\text{OH}}{10 \text{ mol CO}_2} \times \frac{88.15 \text{ g}}{\text{mol C}_5\text{H}_{11}\text{OH}} \times \frac{1 \text{ mL C}_5\text{H}_{11}\text{OH}}{0.8247 \text{ g}} = 7.403 \text{ mL de C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$$

La combustión de un alcohol, de fórmula  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ , se quemó con un exceso de oxígeno. La reacción Química de combustión es:



¿Cuál es el volumen, en mL, del alcohol que reaccionó si se obtienen 12.18 g de  $\text{CO}_2$ ?. La densidad del alcohol es  $0.8247 \text{ g/mL}$

M (g/mol):  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}=88.15$ ;  $\text{CO}_2= 44.01$

**5.916 mL**

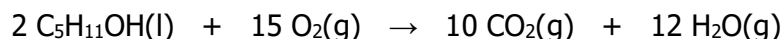
7.403 mL

8.918 mL

12.43 mL

$$\frac{12.18 \text{ g } CO_2}{44.01 \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol } C_5H_{11}OH}{10 \text{ mol } CO_2} \times \frac{88.15 \text{ g}}{\text{mol } C_5H_{11}OH} \times \frac{1 \text{ mL } C_5H_{11}OH}{0.8247 \text{ g}} = 5.916 \text{ mL de } C_5H_{11}OH$$

La combustión de un alcohol, de fórmula  $C_5H_{11}OH$ , se quemó con un exceso de oxígeno. La reacción Química de combustión es:



¿Cuál es el volumen, en mL, del alcohol que reaccionó si se obtienen 18.36 g de  $CO_2$ ?. La densidad del alcohol es 0.8247 g/mL

M (g/mol):  $C_5H_{11}OH=88.15$ ;  $CO_2= 44.01$

8.918 mL

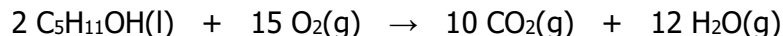
9.919 mL

7.403 mL

12.43 mL

$$\frac{18.36 \text{ g } CO_2}{44.01 \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol } C_5H_{11}OH}{10 \text{ mol } CO_2} \times \frac{88.15 \text{ g}}{\text{mol } C_5H_{11}OH} \times \frac{1 \text{ mL } C_5H_{11}OH}{0.8247 \text{ g}} = 8.918 \text{ mL de } C_5H_{11}OH$$

La combustión de un alcohol, de fórmula  $C_5H_{11}OH$ , se quemó con un exceso de oxígeno. La reacción Química de combustión es:



¿Cuál es el volumen, en mL, del alcohol que reaccionó si se obtienen 25.24 g de  $CO_2$ ?. La densidad del alcohol es 0.8134 g/mL

M (g/mol):  $C_5H_{11}OH=88.15$ ;  $CO_2= 44.01$

12.43 mL

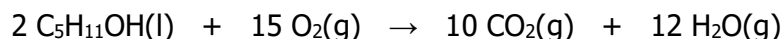
9.919 mL

7.403 mL

8.918 mL

$$\frac{25.24 \text{ g } CO_2}{44.01 \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol } C_5H_{11}OH}{10 \text{ mol } CO_2} \times \frac{88.15 \text{ g}}{\text{mol } C_5H_{11}OH} \times \frac{1 \text{ mL } C_5H_{11}OH}{0.8134 \text{ g}} = 12.43 \text{ mL de } C_5H_{11}OH$$

La combustión de un alcohol, de fórmula  $C_5H_{11}OH$ , se quemó con un exceso de oxígeno. La reacción Química de combustión es:



¿Cuál es el volumen, en mL, del alcohol que reaccionó si se obtienen 20.14 g de  $CO_2$ ?. La densidad del alcohol es 0.8134 g/mL

M (g/mol):  $C_5H_{11}OH=88.15$ ;  $CO_2= 44.01$

9.919 mL

12.43 mL

7.403 mL

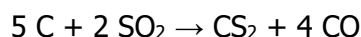
5.916 mL

$$\frac{20.14 \text{ g } CO_2}{44.01 \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol } C_5H_{11}OH}{10 \text{ mol } CO_2} \times \frac{88.15 \text{ g}}{\text{mol } C_5H_{11}OH} \times \frac{1 \text{ mL } C_5H_{11}OH}{0.8134 \text{ g}} = 9.919 \text{ mL de } C_5H_{11}OH$$

## 2 (Reactivo Limitante)

El disulfuro de carbono,  $CS_2$ , se puede obtener a partir del dióxido de azufre,  $SO_2$ , un producto de desecho en muchos procesos industriales. ¿Cuál es la máxima cantidad de  $CS_2$  que se puede obtener cuando reaccionan 200 g de C con 350 g de  $SO_2$ , de acuerdo a la siguiente reacción?.

Datos: M (g/mol): C = 12.01;  $SO_2$  = 64.07;  $CS_2$  = 76.14; CO = 28.01



208 g

254 g

416 g

 $1.27 \times 10^3 \text{ g}$ 

$$\text{mol C} = \frac{200 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 16.65 \text{ mol C}$$

$$\text{mol } SO_2 = \frac{350 \text{ g}}{64.07 \text{ g/mol}} = 5.46 \text{ mol } SO_2$$

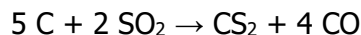
$$RL \text{ C} = \frac{16.65 \text{ mol C}}{5} = 3.33$$

$$RL \text{ } SO_2 = \frac{5.46 \text{ mol } SO_2}{2} = 2.73 \text{ es el reactivo limitante}$$

$$\text{Masa de } CS_2 = 5.46 \text{ mol } SO_2 \times \frac{1 \text{ mole de } SO_2}{2 \text{ moles de } O_2} \times \frac{76.14 \text{ g de } CS_2}{1 \text{ mol de } CS_2} = 208 \text{ g de } CS_2$$

El disulfuro de carbono,  $CS_2$ , se puede obtener a partir del dióxido de azufre,  $SO_2$ , un producto de desecho en muchos procesos industriales. ¿Cuál es la máxima cantidad de  $CS_2$  que se puede obtener cuando reaccionan 300 g de C con 400 g de  $SO_2$ , de acuerdo a la siguiente reacción?.

Datos: M (g/mol): C = 12.01;  $SO_2$  = 64.07;  $CS_2$  = 76.14; CO = 28.01



238 g

380 g

475 g

 $1.90 \times 10^3 \text{ g}$

$$\text{mol C} = \frac{300 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 25.0 \text{ mol C}$$

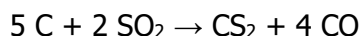
$$\text{mol SO}_2 = \frac{400 \text{ g}}{64.07 \text{ g/mol}} = 6.24 \text{ mol SO}_2$$

$$\text{RL C} = \frac{25.0 \text{ mol C}}{5} = 5$$

$$\text{RL SO}_2 = \frac{6.24 \text{ mol SO}_2}{2} = 3.12 \text{ es el reactivo limitante}$$

$$\text{Masa de CS}_2 = 6.24 \text{ mol SO}_2 \times \frac{1 \text{ mole de SO}_2}{2 \text{ moles de O}_2} \times \frac{76.14 \text{ g de CS}_2}{1 \text{ mol de CS}_2} = 238 \text{ g de CS}_2$$

El disulfuro de carbono, CS<sub>2</sub>, se puede obtener a partir del dióxido de azufre, SO<sub>2</sub>, un producto de desecho en muchos procesos industriales. ¿Cuál es la máxima cantidad de CS<sub>2</sub> que se puede obtener cuando reaccionan 250 g de C con 450 g de SO<sub>2</sub>, de acuerdo a la siguiente reacción?.  
Datos: M (g/mol): C = 12.01; SO<sub>2</sub>= 64.07; CS<sub>2</sub>= 76.14; CO=28.01



267 g

316 g

534 g

1.58×10<sup>3</sup> g

$$\text{mol C} = \frac{250 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 20.8 \text{ mol C}$$

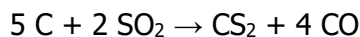
$$\text{mol SO}_2 = \frac{450 \text{ g}}{64.07 \text{ g/mol}} = 7.02 \text{ mol SO}_2$$

$$\text{RL C} = \frac{20.8 \text{ mol C}}{5} = 4.16$$

$$\text{RL SO}_2 = \frac{7.02 \text{ mol SO}_2}{2} = 3.51 \text{ es el reactivo limitante}$$

$$\text{Masa de CS}_2 = 7.02 \text{ mol SO}_2 \times \frac{1 \text{ mole de SO}_2}{2 \text{ moles de O}_2} \times \frac{76.14 \text{ g de CS}_2}{1 \text{ mol de CS}_2} = 267 \text{ g de CS}_2$$

El disulfuro de carbono, CS<sub>2</sub>, se puede obtener a partir del dióxido de azufre, SO<sub>2</sub>, un producto de desecho en muchos procesos industriales. ¿Cuál es la máxima cantidad de CS<sub>2</sub> que se puede obtener cuando reaccionan 400 g de C con 500 g de SO<sub>2</sub>, de acuerdo a la siguiente reacción?.  
Datos: M (g/mol): C = 12.01; SO<sub>2</sub>= 64.07; CS<sub>2</sub>= 76.14; CO=28.01



297 g

507 g  
594 g  
 $2.54 \times 10^3$  g

$$\text{mol } C = \frac{400 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 33.3 \text{ mol } C$$

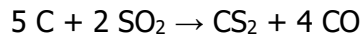
$$\text{mol } SO_2 = \frac{500 \text{ g}}{64.07 \text{ g/mol}} = 7.80 \text{ mol } SO_2$$

$$RL \text{ } C = \frac{33.3 \text{ mol } C}{5} = 6.66$$

$$RL \text{ } SO_2 = \frac{7.80 \text{ mol } SO_2}{2} = 3.90 \text{ es el reactivo limitante}$$

$$\text{Masa de } CS_2 = 7.80 \text{ mol } SO_2 \times \frac{1 \text{ mole de } SO_2}{2 \text{ moles de } O_2} \times \frac{76.14 \text{ g de } CS_2}{1 \text{ mol de } CS_2} = 297 \text{ g de } CS_2$$

El disulfuro de carbono,  $CS_2$ , se puede obtener a partir del dióxido de azufre,  $SO_2$ , un producto de desecho en muchos procesos industriales. ¿Cuál es la máxima cantidad de  $CS_2$  que se puede obtener cuando reaccionan 350 g de C con 550 g de  $SO_2$ , de acuerdo a la siguiente reacción?.  
Datos: M (g/mol): C = 12.01;  $SO_2$  = 64.07;  $CS_2$  = 76.14; CO = 28.01



327 g  
444 g  
653 g  
 $2.22 \times 10^3$  g

$$\text{mol } C = \frac{350 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 29.1 \text{ mol } C$$

$$\text{mol } SO_2 = \frac{550 \text{ g}}{64.07 \text{ g/mol}} = 8.58 \text{ mol } SO_2$$

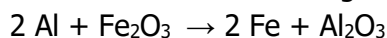
$$RL \text{ } C = \frac{29.1 \text{ mol } C}{5} = 5.83$$

$$RL \text{ } SO_2 = \frac{8.58 \text{ mol } SO_2}{2} = 4.29 \text{ es el reactivo limitante}$$

$$\text{Masa de } CS_2 = 8.58 \text{ mol } SO_2 \times \frac{1 \text{ mole de } SO_2}{2 \text{ moles de } O_2} \times \frac{76.14 \text{ g de } CS_2}{1 \text{ mol de } CS_2} = 327 \text{ g de } CS_2$$

### 3 (Rendimiento de reacción)

DP-HA\_El proceso de obtención de la "termita" es de interés práctico como método para soldar hierro y tiene un 65.0 % de eficiencia. De acuerdo con la siguiente reacción:



¿Cuántos gramos de aluminio se necesitan para obtener 500 g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?

Datos: M (g/mol): Al =26.98;  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ =159.7; Fe=55.85;  $\text{Al}_2\text{O}_3$ =102.0

407 g

203 g

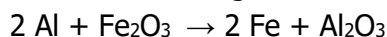
265 g

626 g

$$\text{Rend. Teórico} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\% \text{ reacción}} \times 100 = \frac{500 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3}{65.0\%} \times 100 = 769 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3$$

$$\text{Masa Al} = 769 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{Al}_2\text{O}_3}{102.0 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol } \text{Al}_2\text{O}_3} \times \frac{26.98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 407 \text{ g de Al}$$

El proceso de obtención de la "termita" es de interés práctico como método para soldar hierro y tiene un 70.0 % de eficiencia. De acuerdo con la siguiente reacción:



¿Cuántos gramos de aluminio se necesitan para obtener 600 g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?

Datos: M (g/mol): Al =26.98;  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ =159.7; Fe=55.85;  $\text{Al}_2\text{O}_3$ =102.0

453 g

227 g

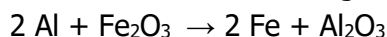
295 g

698 g

$$\text{Rend. Teórico} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\% \text{ reacción}} \times 100 = \frac{600 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3}{70.0\%} \times 100 = 857 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3$$

$$\text{Masa Al} = 857 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{Al}_2\text{O}_3}{102.0 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol } \text{Al}_2\text{O}_3} \times \frac{26.98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 453 \text{ g de Al}$$

CH-KP\_El proceso de obtención de la "termita" es de interés práctico como método para soldar hierro y tiene un 80.0 % de eficiencia. De acuerdo con la siguiente reacción:



¿Cuántos gramos de aluminio se necesitan para obtener 700 g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?

Datos: M (g/mol): Al =26.98;  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ =159.7; Fe=55.85;  $\text{Al}_2\text{O}_3$ =102.0

463 g

231 g

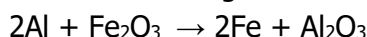
301 g

712 g

$$\text{Rend. Teórico} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\% \text{ reacción}} \times 100 = \frac{700 \text{ g de } Al_2O_3}{80.0\%} \times 100 = 875 \text{ g de } Al_2O_3$$

$$\text{Masa Al} = 875 \text{ g de } Al_2O_3 \times \frac{1 \text{ mol de } Al_2O_3}{102.0 \text{ g de } Al_2O_3} \times \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol } Al_2O_3} \times \frac{26.98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 463 \text{ g de Al}$$

El proceso de obtención de la "termita" es de interés práctico como método para soldar hierro y tiene un 75.0 % de eficiencia. De acuerdo con la siguiente reacción:



¿Cuántos gramos de aluminio se necesitan para obtener 800 g de  $Al_2O_3$ ?

Datos: M (g/mol): Al =26.98;  $Fe_2O_3$ =159.7; Fe=55.85;  $Al_2O_3$ =102.0

566 g

282 g

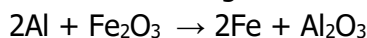
367 g

868 g

$$\text{Rend. Teórico} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\% \text{ reacción}} \times 100 = \frac{800 \text{ g de } Al_2O_3}{75.0\%} \times 100 = 1.07 \times 10^3 \text{ g de } Al_2O_3$$

$$\text{Masa Al} = 1.07 \times 10^3 \text{ g de } Al_2O_3 \times \frac{1 \text{ mol de } Al_2O_3}{102.0 \text{ g de } Al_2O_3} \times \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol } Al_2O_3} \times \frac{26.98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 566 \text{ g de Al}$$

El proceso de obtención de la "termita" es de interés práctico como método para soldar hierro y tiene un 60.0 % de eficiencia. De acuerdo con la siguiente reacción:



¿Cuántos gramos de aluminio se necesitan para obtener 400 g de  $Al_2O_3$ ?

Datos: M (g/mol): Al =26.98;  $Fe_2O_3$ =159.7; Fe=55.85;  $Al_2O_3$ =102.0

453 g

176 g

229 g

543 g

$$\text{Rend. Teórico} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\% \text{ reacción}} \times 100 = \frac{400 \text{ g de } Al_2O_3}{60.0\%} \times 100 = 667 \text{ g de } Al_2O_3$$

$$\text{Masa Al} = 667 \text{ g de Al}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3}{102.0 \text{ g de Al}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \times \frac{26.98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 353 \text{ g de Al}$$

## Disoluciones

### 4 (conversión de unidades de concentración)

¿Cuál es la concentración molar de una disolución de  $\text{K}_2\text{CO}_3$  0.620 mol/L? La densidad de la disolución es 1.0715 g/mL y la masa molar del  $\text{K}_2\text{CO}_3$  es 138.2 g/mol.

0.629 molal

0.579 molal

7.24 molal

3.64 molal

$$\begin{aligned} m_{\text{disolución}} &= V_{\text{disolución}} \times d_{\text{disolución}} = 1000 \text{ mL} \times 1.0715 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1071.5 \text{ g} \\ \text{masa } \text{K}_2\text{CO}_3 &= 0.620 \text{ mol} \times 138.2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 85.7 \text{ g} \\ m_{\text{disolvente}} &= m_{\text{disolución}} - m_{\text{soluta}} = 1071.5 - 85.7 = 985.8 \text{ g de disolvente} \\ \text{molalidad} &= \frac{0.620 \text{ mol } \text{K}_2\text{CO}_3}{985.8 \text{ g de H}_2\text{O}} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 0.629 \text{ m} \end{aligned}$$

¿Cuál es la concentración molar de una disolución de  $\text{K}_2\text{CO}_3$  1.33 mol/L? La densidad de la disolución es 1.1490 g/mL y la masa molar del  $\text{K}_2\text{CO}_3$  es 138.2 g/mol.

1.38 molal

1.16 molal

7.24 molal

2.15 molal

$$\begin{aligned} m_{\text{disolución}} &= V_{\text{disolución}} \times d_{\text{disolución}} = 1000 \text{ mL} \times 1.1490 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1149.0 \text{ g} \\ \text{masa } \text{K}_2\text{CO}_3 &= 1.33 \text{ mol} \times 138.2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 184 \text{ g} \\ m_{\text{disolvente}} &= m_{\text{disolución}} - m_{\text{soluta}} = 1149.0 - 184 = 965 \text{ g de disolvente} \\ \text{molalidad} &= \frac{1.33 \text{ mol } \text{K}_2\text{CO}_3}{965 \text{ g de H}_2\text{O}} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 1.38 \text{ m} \end{aligned}$$

¿Cuál es la concentración molar de una disolución de  $\text{K}_2\text{CO}_3$  2.14 mol/L? La densidad de la disolución es 1.2320 g/mL y la masa molar del  $\text{K}_2\text{CO}_3$  es 138.2 g/mol.

2.29 molal

1.74 molal



7.24 molal

3.13 molal

$$\begin{aligned}
 m_{\text{disolución}} &= V_{\text{disolución}} \times d_{\text{disolución}} = 1000 \text{ mL} \times 1.2320 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1232.0 \text{ g} \\
 \text{masa } K_2CO_3 &= 2.14 \text{ mol} \times 138.2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 296 \text{ g} \\
 m_{\text{disolvente}} &= m_{\text{disolución}} - m_{\text{soluta}} = 1232.0 - 296 = 936 \text{ g de disolvente} \\
 \text{molalidad} &= \frac{2.14 \text{ mol } K_2CO_3}{936 \text{ g de } H_2O} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 2.29 \text{ m}
 \end{aligned}$$

¿Cuál es la concentración molal de una disolución de  $K_2CO_3$  3.56 mol/L? La densidad de la disolución es 1.3665 g/mL y la masa molar del  $K_2CO_3$  es 138.2 g/mol.

4.07 molal

2.61 molal

7.24 molal

3.29 molal

$$\begin{aligned}
 m_{\text{disolución}} &= V_{\text{disolución}} \times d_{\text{disolución}} = 1000 \text{ mL} \times 1.3665 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1366.5 \text{ g} \\
 \text{masa } K_2CO_3 &= 3.56 \text{ mol} \times 138.2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 492 \text{ g} \\
 m_{\text{disolvente}} &= m_{\text{disolución}} - m_{\text{soluta}} = 1366.5 - 492 = 874 \text{ g de disolvente} \\
 \text{molalidad} &= \frac{3.56 \text{ mol } K_2CO_3}{874 \text{ g de } H_2O} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 4.07 \text{ m}
 \end{aligned}$$

¿Cuál es la concentración molal de una disolución de  $K_2CO_3$  5.57 mol/L? La densidad de la disolución es 1.5404 g/mL y la masa molar del  $K_2CO_3$  es 138.2 g/mol.

7.23 molal

3.62 molal

7.43 molal

5.27 molal

$$\begin{aligned}
 m_{\text{disolución}} &= V_{\text{disolución}} \times d_{\text{disolución}} = 1000 \text{ mL} \times 1.5404 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1540.0 \text{ g} \\
 \text{masa } K_2CO_3 &= 5.57 \text{ mol} \times 138.2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 770 \text{ g} \\
 m_{\text{disolvente}} &= m_{\text{disolución}} - m_{\text{soluta}} = 1540.0 - 770 = 771 \text{ g de disolvente} \\
 \text{molalidad} &= \frac{5.57 \text{ mol } K_2CO_3}{771 \text{ g de } H_2O} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 7.22 \text{ m}
 \end{aligned}$$

## 5 (concentración)

Si se dispone de 200.0 g de un disolvente, ¿cuántos gramos de un soluto se deben pesar para preparar una disolución al 10.0% m/m?

22.2 g

20.0 g

10.0 g

18.2 g

$$\% \frac{m}{m} = \frac{g \text{ soluto}}{g \text{ Disolución}} \times 100$$

$$10.0 \% \frac{m}{m} = \frac{g \text{ soluto}}{200.0 g \text{ disolvente} + g \text{ soluto}} \times 100$$

$$g \text{ soluto} = 22.2 g$$

Si se dispone de 250.0 g de un disolvente, ¿cuántos gramos de un soluto se deben pesar para preparar una disolución al 20.0% m/m?

62.5 g

50.0 g

12.5 g

30.0 g

$$\% \frac{m}{m} = \frac{g \text{ soluto}}{g \text{ Disolución}} \times 100$$

$$20.0 \% \frac{m}{m} = \frac{g \text{ soluto}}{250.0 g \text{ disolvente} + g \text{ soluto}} \times 100$$

$$g \text{ soluto} = 62.5 g$$

Si se dispone de 150.0 g de un disolvente, ¿cuántos gramos de un soluto se deben pesar para preparar una disolución al 25.0% m/m?

50.0 g

37.5 g

12.5 g

6.00 g

$$\% \frac{m}{m} = \frac{g \text{ soluto}}{g \text{ Disolución}} \times 100$$

$$25.0 \% \frac{m}{m} = \frac{g \text{ soluto}}{150.0 g \text{ disolvente} + g \text{ soluto}} \times 100$$

$$g \text{ soluto} = 50.0 \text{ g}$$

Si se dispone de 300.0 g de un disolvente, ¿cuántos gramos de un soluto se deben pesar para preparar una disolución al 15.0% m/m?

52.9 g

20.0 g

45.0 g

7.94 g

$$\% \frac{m}{m} = \frac{g \text{ soluto}}{g \text{ Disolución}} \times 100$$

$$15.0 \% \frac{m}{m} = \frac{g \text{ soluto}}{300.0 \text{ g disolvente} + g \text{ soluto}} \times 100$$

$$g \text{ soluto} = 52.9 \text{ g}$$

Si se dispone de 100.0 g de un disolvente, ¿cuántos gramos de un soluto se deben pesar para preparar una disolución al 30.0% m/m?

42.9 g

30.0 g

12.9 g

3.33 g

$$\% \frac{m}{m} = \frac{g \text{ soluto}}{g \text{ Disolución}} \times 100$$

$$30.0 \% \frac{m}{m} = \frac{g \text{ soluto}}{100.0 \text{ g disolvente} + g \text{ soluto}} \times 100$$

$$g \text{ soluto} = 42.9 \text{ g}$$

## 6 (dilución)

Por error se agregaron 50.0 mL de NaOH 40.0 % m/m a un recipiente que contenía 200 mL de NaOH 10.0 % m/m. ¿Cuál es la concentración final NaOH en % m/m de la mezcla resultante?. Considere que las densidades de ambas disoluciones son 1.00 g/mL.

16.0 % m/m

25.0 % m/m

50.0 % m/m

4.00 % m/m

$$C_{NaOH} = \frac{50.0 \text{ mL} \times 40.0\% \text{ m/m}}{250 \text{ mL}} = 8.00\% \frac{\text{m}}{\text{m}}$$

$$C_{NaOH} = \frac{200 \text{ mL} \times 10.0\% \text{ m/m}}{250 \text{ mL}} = 8.00\% \frac{\text{m}}{\text{m}}$$

$$C_{final} = 8.00\% \frac{\text{m}}{\text{m}} + 8.00\% \frac{\text{m}}{\text{m}} = 16.00\% \frac{\text{m}}{\text{m}}$$

Por error se agregaron 60.0 mL de NaOH 35.0 % m/m a un recipiente que contenía 250 mL de NaOH 15.0 % m/m. ¿Cuál es la concentración final NaOH en % m/m de la mezcla resultante?. Considere que las densidades de ambas disoluciones son 1.00 g/mL.

18.9 % m/m

25.0 % m/m

50.0 % m/m

5.85 % m/m

$$C_{NaOH} = \frac{60.0 \text{ mL} \times 35.0\% \text{ m/m}}{310 \text{ mL}} = 6.77\% \frac{\text{m}}{\text{m}}$$

$$C_{NaOH} = \frac{250 \text{ mL} \times 15.0\% \text{ m/m}}{310 \text{ mL}} = 12.1\% \frac{\text{m}}{\text{m}}$$

$$C_{final} = 6.77\% \frac{\text{m}}{\text{m}} + 12.1\% \frac{\text{m}}{\text{m}} = 18.9\% \frac{\text{m}}{\text{m}}$$

Por error se agregaron 70.0 mL de NaOH 30.0 % m/m a un recipiente que contenía 300 mL de NaOH 20.0 % m/m. ¿Cuál es la concentración final NaOH en % m/m de la mezcla resultante?. Considere que las densidades de ambas disoluciones son 1.00 g/mL.

21.9 % m/m

25.0 % m/m

50.0 % m/m

8.10 % m/m

$$C_{NaOH} = \frac{70.0 \text{ mL} \times 30.0\% \text{ m/m}}{370 \text{ mL}} = 5.68\% \frac{\text{m}}{\text{m}}$$

$$C_{NaOH} = \frac{300 \text{ mL} \times 20.0\% \text{ m/m}}{370 \text{ mL}} = 16.2\% \frac{\text{m}}{\text{m}}$$

$$C_{final} = 5.68\% \frac{\text{m}}{\text{m}} + 16.2\% \frac{\text{m}}{\text{m}} = 21.9\% \frac{\text{m}}{\text{m}}$$

Por error se agregaron 80.0 mL de NaOH 35.0 % m/m a un recipiente que contenía 350 mL de NaOH 25.0 % m/m. ¿Cuál es la concentración final NaOH en % m/m de la mezcla resultante?. Considere que las densidades de ambas disoluciones son 1.00 g/mL.

26.9 % m/m

30.0 % m/m

60.0 % m/m

11.6 % m/m

$$C_{NaOH} = \frac{80.0 \text{ mL} \times 35.0\% \text{ m/m}}{430 \text{ mL}} = 6.51 \% \frac{m}{m}$$

$$C_{NaOH} = \frac{350 \text{ mL} \times 25.0\% \text{ m/m}}{430 \text{ mL}} = 20.3 \% \frac{m}{m}$$

$$C_{final} = 6.51 \% \frac{m}{m} + 20.3 \% \frac{m}{m} = 26.8 \% \frac{m}{m}$$

Por error se agregaron 90.0 mL de NaOH 25.0 % m/m a un recipiente que contenía 400 mL de NaOH 30.0 % m/m. ¿Cuál es la concentración final NaOH en % m/m de la mezcla resultante?. Considere que las densidades de ambas disoluciones son 1.00 g/mL

29.1 % m/m

27.5 % m/m

55.0 % m/m

14.3 % m/m

$$C_{NaOH} = \frac{90.0 \text{ mL} \times 25.0\% \text{ m/m}}{490 \text{ mL}} = 4.59 \% \frac{m}{m}$$

$$C_{NaOH} = \frac{400 \text{ mL} \times 30.0\% \text{ m/m}}{490 \text{ mL}} = 24.5 \% \frac{m}{m}$$

$$C_{final} = 4.59 \% \frac{m}{m} + 24.5 \% \frac{m}{m} = 29.1 \% \frac{m}{m}$$

## 7 (Unidades concentración)

Se disuelven 5.00 g de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  en 250 mL de agua. ¿Cuál es la concentración, en mol/L, de los iones  $\text{Al}^{3+}$  en la disolución? Dato:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342.2 \text{ g/mol}$

0.117 mol/L

$5.84 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

0.175 mol/L

$2.92 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{5.00 \text{ g}}{342.2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \times \frac{1}{250 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 5.84 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}^{3+} = 5.84 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{2 \text{ mol de } \text{Al}^{3+}}{1 \text{ mol de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0.117 \text{ mol/L}$$

Se disuelven 5.00 g de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  en 250 mL de agua. ¿Cuál es la concentración de los iones  $\text{SO}_4^{2-}$  en la disolución? Dato:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342.2 \text{ g/mol}$

0.175 mol/L

0.117 mol/L

$5.84 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

$1.95 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{5.00 \text{ g}}{342.2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \times \frac{1}{250 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 5.84 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{SO}_4^{2-} = 5.84 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{3 \text{ mol de } \text{SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0.175 \text{ mol/L}$$

Se disuelven 8.00 g de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  en 250 mL de agua. ¿Cuál es la concentración de los iones  $\text{Al}^{3+}$  en la disolución? Dato:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342.2 \text{ g/mol}$

0.187 mol/L

$9.35 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

0.281 mol/L

$4.68 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{8.00 \text{ g}}{342.2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \times \frac{1}{250 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 9.35 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}^{3+} = 9.35 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{2 \text{ mol de } \text{Al}^{3+}}{1 \text{ mol de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0.187 \text{ mol/L}$$

Se disuelven 8.00 g de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  en 250 mL de agua. ¿Cuál es la concentración de los iones  $\text{SO}_4^{2-}$  en la disolución? Dato:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342.2 \text{ g/mol}$

0.281 mol/L

0.187 mol/L

$9.35 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

$3.12 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{8.00 \text{ g}}{342.2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \times \frac{1}{250 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 9.35 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{SO}_4^{2-} = 9.35 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{3 \text{ mol de } \text{SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0.187 \text{ mol/L}$$

Se disuelven 7.50 g de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  en 250 mL de agua. ¿Cuál es la concentración de los iones  $\text{Al}^{3+}$  en la disolución? Dato:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342.2 \text{ g/mol}$

**0.175 mol/L**

$8.77 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

0.263 mol/L

$4.39 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{7.50 \text{ g}}{342.2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \times \frac{1}{250 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 8.77 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}^{3+} = 8.77 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{2 \text{ mol de } \text{Al}^{3+}}{1 \text{ mol de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0.175 \text{ mol/L}$$

Se disuelven 7.50 g de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  en 250 mL de agua. ¿Cuál es la concentración de los iones  $\text{SO}_4^{2-}$  en la disolución? Dato:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342.2 \text{ g/mol}$

**0.263 mol/L**

0.175 mol/L

$8.77 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

$2.92 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

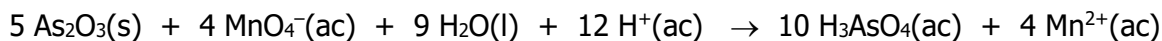
$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{7.50 \text{ g}}{342.2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \times \frac{1}{250 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 8.77 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{SO}_4^{2-} = 8.77 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{3 \text{ mol de } \text{SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0.263 \text{ mol/L}$$

## 8 (Titulación)

Una disolución de  $\text{KMnO}_4$  se estandariza por valoración con  $\text{As}_2\text{O}_3$ . Una muestra de 0.1078 g de  $\text{As}_2\text{O}_3$  necesita 22.15 mL de  $\text{MnO}_4^-$  para su valoración. ¿Cuál es la concentración de  $\text{MnO}_4^-$ ?

Dato M (g/mol):  $\text{As}_2\text{O}_3 = 197.8$



**$1.968 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$**

$$2.461 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$9.842 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$1.190 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

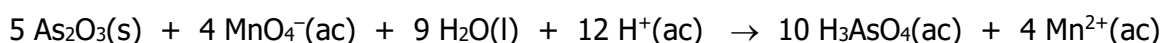
$$\text{mol de As}_2\text{O}_3 = \frac{0.1078 \text{ g}}{197.8 \text{ g/mol}} = 5.450 \times 10^{-4} \text{ mol de As}_2\text{O}_3$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de MnO}_4^- = 5.450 \times 10^{-4} \text{ mol de As}_2\text{O}_3 \times \frac{4 \text{ mol de MnO}_4^-}{5 \text{ mol de As}_2\text{O}_3} \times \frac{1}{22.15 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} =$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de MnO}_4^- = 1.968 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Una disolución de  $\text{KMnO}_4$  se estandariza por valoración con  $\text{As}_2\text{O}_3$ . Una muestra de 0.1500 g de  $\text{As}_2\text{O}_3$  necesita 15.46 mL de  $\text{MnO}_4^-$  para su valoración. ¿Cuál es la concentración de  $\text{MnO}_4^-$ ?

Dato M (g/mol):  $\text{As}_2\text{O}_3 = 197.8$



$$3.924 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$4.905 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$1.962 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$8.437 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

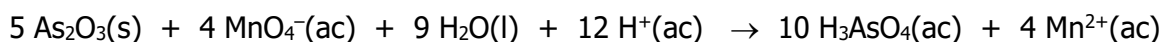
$$\text{mol de As}_2\text{O}_3 = \frac{0.1500 \text{ g}}{197.8 \text{ g/mol}} = 7.583 \times 10^{-4} \text{ mol de As}_2\text{O}_3$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de MnO}_4^- = 7.583 \times 10^{-4} \text{ mol de As}_2\text{O}_3 \times \frac{4 \text{ mol de MnO}_4^-}{5 \text{ mol de As}_2\text{O}_3} \times \frac{1}{15.46 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} =$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de MnO}_4^- = 3.924 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Una disolución de  $\text{KMnO}_4$  se estandariza por valoración con  $\text{As}_2\text{O}_3$ . Una muestra de 0.2000 g de  $\text{As}_2\text{O}_3$  necesita 12.52 mL de  $\text{MnO}_4^-$  para su valoración. ¿Cuál es la concentración de  $\text{MnO}_4^-$ ?

Dato M (g/mol):  $\text{As}_2\text{O}_3 = 197.8$



$$6.461 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$8.076 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$3.230 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$1.247 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

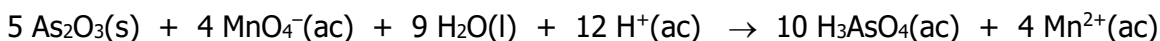
$$\text{mol de As}_2\text{O}_3 = \frac{0.2000 \text{ g}}{197.8 \text{ g/mol}} = 1.011 \times 10^{-3} \text{ mol de As}_2\text{O}_3$$



$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{MnO}_4^- = 1.011 \times 10^{-3} \text{ mol de } \text{As}_2\text{O}_3 \times \frac{4 \text{ mol de } \text{MnO}_4^-}{5 \text{ mol de } \text{As}_2\text{O}_3} \times \frac{1}{12.52 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} =$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{MnO}_4^- = 6.461 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Una disolución de  $\text{KMnO}_4$  se estandariza por valoración con  $\text{As}_2\text{O}_3$ . Una muestra de 0.2500 g de  $\text{As}_2\text{O}_3$  necesita 18.62 mL de  $\text{MnO}_4^-$  para su valoración. ¿Cuál es la concentración de  $\text{MnO}_4^-$ ?  
Dato M (g/mol):  $\text{As}_2\text{O}_3 = 197.8$



$$5.430 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$6.788 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$2.715 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

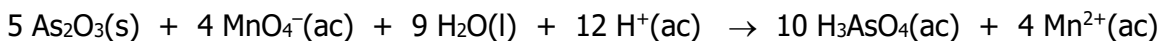
$$1.272 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{mol de } \text{As}_2\text{O}_3 = \frac{0.2500 \text{ g}}{197.8 \text{ g/mol}} = 1.264 \times 10^{-3} \text{ mol de } \text{As}_2\text{O}_3$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{MnO}_4^- = 1.011 \times 10^{-3} \text{ mol de } \text{As}_2\text{O}_3 \times \frac{4 \text{ mol de } \text{MnO}_4^-}{5 \text{ mol de } \text{As}_2\text{O}_3} \times \frac{1}{18.62 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} =$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{MnO}_4^- = 5.430 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Una disolución de  $\text{KMnO}_4$  se estandariza por valoración con  $\text{As}_2\text{O}_3$ . Una muestra de 0.1750 g de  $\text{As}_2\text{O}_3$  necesita 20.64 mL de  $\text{MnO}_4^-$  para su valoración. ¿Cuál es la concentración de  $\text{MnO}_4^-$ ?  
Dato M (g/mol):  $\text{As}_2\text{O}_3 = 197.8$



$$3.429 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$4.287 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$1.715 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$8.392 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{mol de } \text{As}_2\text{O}_3 = \frac{0.1750 \text{ g}}{197.8 \text{ g/mol}} = 8.847 \times 10^{-4} \text{ mol de } \text{As}_2\text{O}_3$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{MnO}_4^- = 8.847 \times 10^{-4} \text{ mol de } \text{As}_2\text{O}_3 \times \frac{4 \text{ mol de } \text{MnO}_4^-}{5 \text{ mol de } \text{As}_2\text{O}_3} \times \frac{1}{20.64 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} =$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{MnO}_4^- = 3.429 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

**Gases****9 Gases leyes P, V y T (ejercicio)**

Un tanque con aire comprimido que utilizan en los equipos de buceo tiene un volumen de 8.00 L y una presión de 110 atm a 20 °C. ¿Cuál es la cantidad de aire, en litros, que contiene el tanque si es medido en condiciones estándar, 0° C y 1.00 atm?

**820 L**

671 L

953 L

22.4 L

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \frac{110 \text{ atm} \times 8.00 \text{ L} \times 273 \text{ K}}{293 \text{ K} \times 1 \text{ atm}} = 820 \text{ L}$$

Un tanque con aire comprimido que utilizan en los equipos de buceo tiene un volumen de 6.00 L y una presión de 120 atm a 20 °C. ¿Cuál es la cantidad de aire, en litros, que contiene el tanque si es medido en condiciones estándar, 0° C y 1.00 atm?

**671 L**

820 L

550 L

22.4 L

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \frac{110 \text{ atm} \times 8.00 \text{ L} \times 273 \text{ K}}{293 \text{ K} \times 1.00 \text{ atm}} = 820 \text{ L}$$

Un tanque con aire comprimido que utilizan en los equipos de buceo tiene un volumen de 6.00 L y una presión de 140 atm a 25 °C. ¿Cuál es la cantidad de aire, en litros, que contiene el tanque si es medido en condiciones estándar, 0° C y 1.00 atm?

**770 L**

671 L

820 L

22.4 L

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \frac{140 \text{ atm} \times 6.00 \text{ L} \times 273 \text{ K}}{298 \text{ K} \times 1.00 \text{ atm}} = 770 \text{ L}$$

Un tanque con aire comprimido que utilizan en los equipos de buceo tiene un volumen de 6.00 L y una presión de 100 atm a 25 °C. ¿Cuál es la cantidad de aire, en litros, que contiene el tanque si es medido en condiciones estándar, 0° C y 1.00 atm?

**550 L**

671 L

820 L

22.4 L

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \frac{100 \text{ atm} \times 6.00 \text{ L} \times 273 \text{ K}}{298 \text{ K} \times 1.00 \text{ atm}} = 550 \text{ L}$$

Un tanque con aire comprimido que utilizan en los equipos de buceo tiene un volumen de 8.00 L y una presión de 130 atm a 25 °C. ¿Cuál es la cantidad de aire, en litros, que contiene el tanque si es medido en condiciones estándar, 0° C y 1.00 atm?

**953 L**

820 L

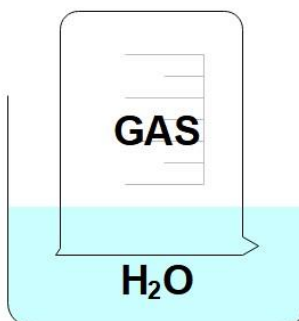
770 L

22.4 L

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \frac{130 \text{ atm} \times 8.00 \text{ L} \times 273 \text{ K}}{298 \text{ K} \times 1.00 \text{ atm}} = 953 \text{ L}$$

## 10 (Ecuación Gas Ideal)



1.42 g de un gas ocupa un volumen de 0.365 L medidos sobre agua a 727 mm de Hg y 30°C. Si la presión de vapor del agua a esa temperatura es 31.82 mm de Hg, ¿cuál es la masa molar del gas?.

**106 g/mol**

103 g/mol

173 g/mol

113 g/mol

$$P_{gas} = P_T - P_{Vapor} = (727 - 31.82)mmHg = 695 mmHg \times \frac{1 atm}{760 mmHg} = 0.914 atm$$

$$moles\ de\ gas = \frac{0.914 atm \times 0.365 L}{0.08206 \frac{atm L}{mol K} \times 303 K} = 1.34 \times 10^{-2} mol$$

$$M = \frac{1.42}{1.34 \times 10^{-2} mol} = 106 g/mol$$

1.62 g de un gas ocupa un volumen de 0.250 L medidos sobre agua a 740 mm de Hg y 30°C. Si la presión de vapor del agua a esa temperatura es 31.82 mm de Hg, ¿cuál es la masa molar del gas?.

**173 g/mol**

165 g/mol

142 g/mol

106 g/mol

$$P_{gas} = P_T - P_{Vapor} = (740 - 31.82)mmHg = 708 mmHg \times \frac{1 atm}{760 mmHg} = 0.932 atm$$

$$moles\ de\ gas = \frac{0.932 atm \times 0.250 L}{0.08206 \frac{atm L}{mol K} \times 303 K} = 9.37 \times 10^{-3} mol$$

$$M = \frac{1.62}{9.37 \times 10^{-3} mol} = 173 g/mol$$

1.84 g de un gas ocupa un volumen de 0.350 L medidos sobre agua a 732 mm de Hg y 30°C. Si la presión de vapor del agua a esa temperatura es 31.82 mm de Hg, ¿cuál es la masa molar del gas?.

**142 g/mol**

136 g/mol

120 g/mol

173 g/mol

$$P_{gas} = P_T - P_{Vapor} = (732 - 31.82)mmHg = 700 mmHg \times \frac{1 atm}{760 mmHg} = 0.921 atm$$

$$\text{moles de gas} = \frac{0.921 \text{ atm} \times 0.350 \text{ L}}{0.08206 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 303 \text{ K}} = 1.30 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$M = \frac{1.84}{1.30 \times 10^{-2} \text{ mol}} = 142 \text{ g/mol}$$

2.02 g de un gas ocupa un volumen de 0.450 L medidos sobre agua a 738 mm de Hg y 30 °C. Si la presión de vapor del agua a esa temperatura es 31.82 mm de Hg, ¿cuál es la masa molar del gas?

120 g/mol

115 g/mol

125 g/mol

142 g/mol

$$P_{\text{gas}} = P_T - P_{\text{vapor}} = (738 - 31.82) \text{ mmHg} = 706 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0.929 \text{ atm}$$

$$\text{moles de gas} = \frac{0.929 \text{ atm} \times 0.450 \text{ L}}{0.08206 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 303 \text{ K}} = 1.68 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$M = \frac{2.02}{1.68 \times 10^{-2} \text{ mol}} = 120 \text{ g/mol}$$

2.15 g de un gas ocupa un volumen de 0.500 L medidos sobre agua a 750 mm de Hg y 30 °C. Si la presión de vapor del agua a esa temperatura es 31.82 mm de Hg, ¿cuál es la masa molar del gas?

113 g/mol

108 g/mol

120 g/mol

142 g/mol

$$P_{\text{gas}} = P_T - P_{\text{vapor}} = (750 - 31.82) \text{ mmHg} = 718 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0.945 \text{ atm}$$

$$\text{moles de gas} = \frac{0.945 \text{ atm} \times 0.500 \text{ L}}{0.08206 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 303 \text{ K}} = 1.90 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$M = \frac{2.15}{1.90 \times 10^{-2} \text{ mol}} = 113 \text{ g/mol}$$

## 11 (Presión parcial)

En un cilindro de 300 mL de capacidad se introducen 500 mL de  $N_2(g)$  medidos a 298 K y 0.500 atm y 250 mL de  $H_2(g)$  medidos a 298 K y 0.500 atm. ¿Cuál es la presión total dentro del cilindro a 298 K?

1.25 atm

1.00 atm

1.50 atm

0.500 atm

$$V_{N_2} = 500 \text{ mL} = 0.500 \text{ L}; \quad T_{N_2} = 298 \text{ K} \quad ; \quad P_{N_2} = 0.500 \text{ atm}$$

$$V_{H_2} = 250 \text{ mL} = 0.250 \text{ L}; \quad T_{H_2} = 298 \text{ K} \quad ; \quad P_{H_2} = 0.500 \text{ atm}$$

$$V_{Total} = 300 \text{ mL} = 0.300 \text{ L}$$

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

$$P_{N_2} = \frac{P_{N_2} \times V_{N_2}}{V_T} = \frac{0.500 \text{ atm} \times 0.500 \text{ L}}{0.300 \text{ L}} = 0.833 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = \frac{P_{N_2} \times V_{N_2}}{V_T} = \frac{0.500 \text{ atm} \times 0.250 \text{ L}}{0.300 \text{ L}} = 0.417 \text{ atm}$$

$$P_{Total} = P_{N_2} + P_{H_2} = 0.833 \text{ atm} + 0.417 \text{ atm} = 1.250 \text{ atm}$$

En un cilindro de 250 mL de capacidad se introducen 600 mL de  $N_2(g)$  medidos a 298 K y 0.400 atm y 300 mL de  $H_2(g)$  medidos a 298 K y 0.600 atm. ¿Cuál es la presión total dentro del cilindro a 298 K?

1.68 atm

1.00 atm

1.48 atm

1.25 atm

$$V_{N_2} = 600 \text{ mL} = 0.600 \text{ L}; \quad T_{N_2} = 298 \text{ K} \quad ; \quad P_{N_2} = 0.400 \text{ atm}$$

$$V_{H_2} = 300 \text{ mL} = 0.300 \text{ L}; \quad T_{H_2} = 298 \text{ K} \quad ; \quad P_{H_2} = 0.600 \text{ atm}$$

$$P V = nRT \Rightarrow n_{gas} = \frac{PV}{RT}$$

$$n_{N_2} = \frac{0.400 \text{ atm} \times 0.600 \text{ L}}{0.0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 298 \text{ K}} = 9.81 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = \frac{0.600 \text{ atm} \times 0.300 \text{ L}}{0.0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 298 \text{ K}} = 7.36 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_T = n_{N_2} + n_{H_2} = 9.81 \times 10^{-3} \text{ mol} + 7.36 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1.72 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$P V = nRT \Rightarrow P_T = \frac{n_T RT}{V} ; V = 250 \text{ mL} = 0.250 \text{ L}$$

$$P_T = \frac{1.72 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 0.0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 298 \text{ K}}{0.250 \text{ L}} = 1.68 \text{ atm}$$

En un cilindro de 400 mL de capacidad se introducen 300 mL de  $N_2(g)$  medidos a 298 K y 0.600 atm y 600 mL de  $H_2(g)$  medidos a 298 K y 0.650 atm. ¿Cuál es la presión total dentro del cilindro a 298 K?

1.43 atm

1.25 atm

1.68 atm

1.39 atm

$$V_{N_2} = 300 \text{ mL} = 0.300 \text{ L} ; \quad T_{N_2} = 298 \text{ K} \quad ; \quad P_{N_2} = 0.600 \text{ atm}$$

$$V_{H_2} = 600 \text{ mL} = 0.600 \text{ L} ; \quad T_{H_2} = 298 \text{ K} \quad ; \quad P_{H_2} = 0.650 \text{ atm}$$

$$V_{Total} = 400 \text{ mL} = 0.400 \text{ L}$$

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

$$P_{N_2} = \frac{P_{N_2} \times V_{N_2}}{V_T} = \frac{0.600 \text{ atm} \times 0.300 \text{ L}}{0.400 \text{ L}} = 0.450 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = \frac{P_{H_2} \times V_{H_2}}{V_T} = \frac{0.650 \text{ atm} \times 0.600 \text{ L}}{0.400 \text{ L}} = 0.975 \text{ atm}$$

$$P_{Total} = P_{N_2} + P_{H_2} = 0.450 \text{ atm} + 0.975 \text{ atm} = 1.425 \text{ atm}$$

En un cilindro de 350 mL de capacidad se introducen 300 mL de  $N_2(g)$  medidos a 298 K y 0.700 atm y 500 mL de  $H_2(g)$  medidos a 298 K y 0.550 atm. ¿Cuál es la presión total dentro del cilindro a 298 K?

1.39 atm

1.25 atm

1.68 atm

1.43 atm

$$V_{N_2} = 300 \text{ mL} = 0.300 \text{ L} ; \quad T_{N_2} = 298 \text{ K} \quad ; \quad P_{N_2} = 0.600 \text{ atm}$$

$$V_{H_2} = 600 \text{ mL} = 0.600 \text{ L}; \quad T_{H_2} = 298 \text{ K}; \quad P_{H_2} = 0.650 \text{ atm}$$

$$P V = nRT \Rightarrow n_{\text{gas}} = \frac{PV}{RT}$$

$$n_{N_2} = \frac{0.600 \text{ atm} \times 0.300 \text{ L}}{0.082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}} = 7.37 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = \frac{0.650 \text{ atm} \times 0.600 \text{ L}}{0.082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}} = 0.0160 \text{ mol}$$

$$n_T = n_{N_2} + n_{H_2} = 7.37 \times 10^{-3} \text{ mol} + 0.0160 \text{ mol} = 0.0234 \text{ mol}$$

$$P V = nRT \Rightarrow P_T = \frac{n_T RT}{V}; \quad V = 400 \text{ mL} = 0.400 \text{ L}$$

$$P_T = \frac{0.0234 \text{ mol} \times 0.082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}}{0.400 \text{ L}} = 1.43 \text{ atm}$$

En un cilindro de 200 mL de capacidad se introducen 500 mL de  $N_2(g)$  medidos a 298 K y 0.800 atm y 250 mL de  $H_2(g)$  medidos a 298 K y 0.900 atm. ¿Cuál es la presión total dentro del cilindro a 298 K?

3.13 atm

1.70 atm

2.54 atm

2.97 atm

$$V_{N_2} = 300 \text{ mL} = 0.300 \text{ L}; \quad T_{N_2} = 298 \text{ K}; \quad P_{N_2} = 0.600 \text{ atm}$$

$$V_{H_2} = 600 \text{ mL} = 0.600 \text{ L}; \quad T_{H_2} = 298 \text{ K}; \quad P_{H_2} = 0.650 \text{ atm}$$

$$V_{\text{Total}} = 200 \text{ mL} = 0.200 \text{ L}$$

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

$$P_{N_2} = \frac{P_{N_2} \times V_{N_2}}{V_T} = \frac{0.500 \text{ atm} \times 0.800 \text{ L}}{0.200 \text{ L}} = 2.00 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = \frac{P_{H_2} \times V_{H_2}}{V_T} = \frac{0.250 \text{ atm} \times 0.900 \text{ L}}{0.200 \text{ L}} = 1.13 \text{ atm}$$

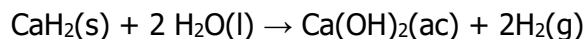
$$P_{\text{Total}} = P_{N_2} + P_{H_2} = 2.00 \text{ atm} + 1.13 \text{ atm} = 2.13 \text{ atm}$$

## 12 (estequiometría gases)

Una forma de producir hidrógeno gaseoso es por medio de la reacción de hidruro de calcio,  $CaH_2$ , y agua. ¿Cuántos litros de hidrógeno se producen a 25°C y 1.00 atm, si reaccionan completamente 500 g de hidruro de calcio?

Dato: M (g/mol):  $CaH_2=42.09$





582

290

48.7

97.5

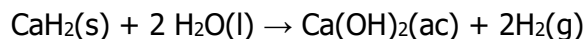
$$n_{\text{CaH}_2} = 500 \text{ g CaH}_2 \times \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{42.09 \text{ g}} = 11.9 \text{ mol CaH}_2$$

$$11.9 \text{ mol CaH}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol CaH}_2} = 23.8 \text{ mol H}_2$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{23.8 \text{ mol} \times 0.08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \times 298 \text{ K}}{1.00 \text{ atm}} = 582 \text{ L}$$

Una forma de producir hidrógeno gaseoso es por medio de la reacción de hidruro de calcio,  $\text{CaH}_2$ , y agua. ¿Cuántos litros de hidrógeno se producen a  $20^\circ\text{C}$  y  $1.00 \text{ atm}$ , si reaccionan completamente  $450 \text{ g}$  de hidruro de calcio?

Dato:  $M \text{ (g/mol): CaH}_2=42.09$



514

257

35.1

17.5

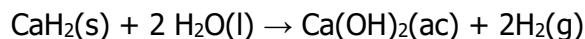
$$n_{\text{CaH}_2} = 450 \text{ g CaH}_2 \times \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{42.09 \text{ g}} = 10.7 \text{ mol CaH}_2$$

$$10.7 \text{ mol CaH}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol CaH}_2} = 21.4 \text{ mol H}_2$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{21.4 \text{ mol} \times 0.0821 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \times 293 \text{ K}}{1.00 \text{ atm}} = 515 \text{ L}$$

Una forma de producir hidrógeno gaseoso es por medio de la reacción de hidruro de calcio,  $\text{CaH}_2$ , y agua. ¿Cuántos litros de hidrógeno se producen a  $30^\circ\text{C}$  y  $1.00 \text{ atm}$ , si reaccionan completamente  $350 \text{ g}$  de hidruro de calcio?

Dato:  $M \text{ (g/mol): CaH}_2=42.09$



413

207

40.9

20.5

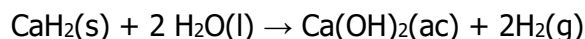
$$n_{\text{CaH}_2} = 350 \text{ g CaH}_2 \times \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{42.09 \text{ g}} = 8.32 \text{ mol CaH}_2$$

$$8.32 \text{ mol CaH}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol CaH}_2} = 16.6 \text{ mol H}_2$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{16.6 \text{ mol} \times 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 303 \text{ K}}{1.00 \text{ atm}} = 413 \text{ L}$$

Una forma de producir hidrógeno gaseoso es por medio de la reacción de hidruro de calcio,  $\text{CaH}_2$ , y agua. ¿Cuántos litros de hidrógeno se producen a  $22^\circ\text{C}$  y  $1.00 \text{ atm}$ , si reaccionan completamente  $600 \text{ g}$  de hidruro de calcio?

Dato:  $M \text{ (g/mol): CaH}_2=42.09$



692

345

51.5

25.7

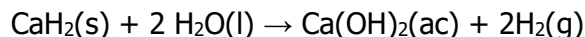
$$n_{\text{CaH}_2} = 600 \text{ g CaH}_2 \times \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{42.09 \text{ g}} = 14.3 \text{ mol CaH}_2$$

$$14.3 \text{ mol CaH}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol CaH}_2} = 28.6 \text{ mol H}_2$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{28.6 \text{ mol} \times 0.08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 295 \text{ K}}{1.00 \text{ atm}} = 692 \text{ L}$$

Una forma de producir hidrógeno gaseoso es por medio de la reacción de hidruro de calcio,  $\text{CaH}_2$ , y agua. ¿Cuántos litros de hidrógeno se producen a  $18^\circ\text{C}$  y  $1.00 \text{ atm}$ , si reaccionan completamente  $700 \text{ g}$  de hidruro de calcio?, a las condiciones finales de la reacción?.

Dato:  $M \text{ (g/mol): CaH}_2=42.09$



793

397

19.1

24.6

$$n_{\text{CaH}_2} = 700 \text{ g CaH}_2 \times \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{42.09 \text{ g}} = 16.6 \text{ mol CaH}_2$$

$$16.6 \text{ mol CaH}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol CaH}_2} = 33.2 \text{ mol H}_2$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{33.2 \text{ mol} \times 0.08206 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol K}} \times 291 \text{ K}}{1.00 \text{ atm}} = 793 \text{ L}$$

### 13 (Teoría cinética de los gases)

¿A qué temperatura, en K, el  $\text{N}_2(\text{g})$  igualará la velocidad cuadrática media del  $\text{O}_2(\text{g})$  a  $30^\circ\text{C}$ ?

Dato:  $M(\text{g/mol})$ :  $\text{O}_2=32.00$ ;  $\text{N}_2=28.01$

265 K

346 K

307 K

303 K

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} ; u_{\text{rms O}_2} = u_{\text{rms N}_2}$$

$$\left( u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}}} \right)^2 = \left( u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}}} \right)^2 , T_{\text{O}_2} = 30^\circ\text{C} = 303 \text{ K}$$

$$T_{\text{O}_2} = \frac{T_{\text{O}_2} \times M_{\text{N}_2}}{M_{\text{O}_2}} = \frac{303 \text{ K} \times 28.01 \text{ g/mol}}{32.00 \text{ g/mol}} = 265 \text{ K}$$

¿A qué temperatura, en K, el  $\text{O}_2(\text{g})$  igualará la velocidad cuadrática media del  $\text{N}_2(\text{g})$  a  $30^\circ\text{C}$ ?

Dato:  $M(\text{g/mol})$ :  $\text{O}_2=32.00$ ;  $\text{N}_2=28.01$

346 K

265 K

307 K

303 K

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} ; u_{\text{rms O}_2} = u_{\text{rms N}_2}$$

$$\left(u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT_{O_2}}{M_{O_2}}}\right)^2 = \left(u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT_{N_2}}{M_{N_2}}}\right)^2, T_{N_2} = 30^\circ C = 303 K$$

$$T_{O_2} = \frac{T_{N_2} \times M_{O_2}}{M_{N_2}} = \frac{303 K \times 32.00 g/mol}{28.01 g/mol} = 346 K$$

¿A qué temperatura, en K, el  $NH_3(g)$  igualará la velocidad cuadrática media del  $N_2(g)$  a  $40^\circ C$ ?

Dato: M (g/mol):  $NH_3=17.03$ ;  $N_2=28.01$

190 K

515 K

307 K

313 K

$$u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}; u_{rms} NH_3 = u_{rms} N_2$$

$$\left(u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT_{NH_3}}{M_{NH_3}}}\right)^2 = \left(u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT_{N_2}}{M_{N_2}}}\right)^2, T_{N_2} = 40^\circ C = 313 K$$

$$T_{NH_3} = \frac{T_{N_2} \times M_{NH_3}}{M_{N_2}} = \frac{313 K \times 17.03 g/mol}{28.01 g/mol} = 190 K$$

¿A qué temperatura, en K, el  $N_2(g)$  igualará la velocidad cuadrática media del  $NH_3(g)$  a  $40^\circ C$ ?

Dato: M (g/mol):  $NH_3=17.03$ ;  $N_2=28.01$

515 K

190 K

307 K

313 K

$$u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}; u_{rms} NH_3 = u_{rms} N_2$$

$$\left(u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT_{N_2}}{M_{N_2}}}\right)^2 = \left(u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT_{NH_3}}{M_{NH_3}}}\right)^2, T_{NH_3} = 40^\circ C = 313 K$$

$$T_{NH_3} = \frac{T_{N_2} \times M_{N_2}}{M_{NH_3}} = \frac{313 K \times 28.01 g/mol}{17.03 g/mol} = 515 K$$

¿A qué temperatura, en K, los átomos de He(g) igualará la velocidad cuadrática media de los átomos de Ne(g) a 27 °C?

Dato: M (g/mol): He=4.003; Ne=20.18

59.5 K

5.35 K

1500 K

300 K

$$u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad ; \quad u_{rms} \text{ He} = u_{rms} \text{ Ne}$$

$$\left( u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT_{He}}{M_{He}}} \right)^2 = \left( u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT_{Ne}}{M_{Ne}}} \right)^2, T_{Ne} = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$$

$$T_{NH_3} = \frac{T_{Ne} \times M_{He}}{M_{Ne}} = \frac{300 \text{ K} \times 4.003 \text{ g/mol}}{20.18 \text{ g/mol}} = 59.5 \text{ K}$$

## 14 Teoría cinética (materia)

Un recipiente A contiene O<sub>2</sub> y un recipiente B contiene CO<sub>2</sub>. Ambos recipientes de paredes rígidas tienen un volumen de 0.50 L y se encuentran en condiciones de 0 °C y 1.0 atm. ¿Cuál de las siguientes alternativas es INCORRECTA al momento de comparar los dos recipientes?

Cada uno de los gases efunden (efluje) a la misma velocidad

Ambos recipientes contienen el mismo número de moles de gas

La masa de gas es diferente en cada recipiente

Ambos gases tienen la misma energía cinética

Un recipiente A contiene O<sub>2</sub> y un recipiente B contiene CO<sub>2</sub>. Ambos recipientes de paredes rígidas tienen un volumen de 0.50 L y se encuentran en condiciones de 0 °C y 1.0 atm. ¿Cuál de las siguientes alternativas es INCORRECTA al momento de comparar los dos recipientes?

Ambos recipientes contienen distinto número de moles de gas

Cada uno de los gases efunden (efluje) a distinta velocidad

La masa de gas es diferente en cada recipiente

Ambos gases tienen la misma energía cinética

Un recipiente A contiene O<sub>2</sub> y un recipiente B contiene CO<sub>2</sub>. Ambos recipientes de paredes rígidas tienen un volumen de 0.50 L y se encuentran en condiciones de 0 °C y 1.0 atm. ¿Cuál de las siguientes alternativas es INCORRECTA al momento de comparar los dos recipientes?

**Cada recipiente tiene la misma masa**

Cada uno de los gases efunden (efluye) a distinta velocidad

Ambos recipientes contienen el mismo número de mol de gas

Ambos gases tienen la misma energía cinética

Un recipiente A contiene  $O_2$  y un recipiente B contiene  $CO_2$ . Ambos recipientes de paredes rígidas tienen un volumen de 0.50 L y se encuentran en condiciones de 0 °C y 1.0 atm. ¿Cuál de las siguientes alternativas es INCORRECTA al momento de comparar los dos recipientes?

**Ambos gases tienen distinta energía cinética**

La masa de gas es diferente en cada recipiente

Cada uno de los gases efunden (efluye) a distinta velocidad

Ambos recipientes contienen el mismo número de moles de gas

**Termoquímica****15 (calor y trabajo)****TABLA 6.1** Convenio de signos para trabajo y calor

Proceso	Signo
Trabajo realizado por el sistema sobre los alrededores	–
Trabajo realizado sobre el sistema por los alrededores	+
Calor absorbido por el sistema de los alrededores (proceso endotérmico)	+
Calor absorbido por los alrededores del sistema (proceso exotérmico)	–

*Texto guía: Química General, Raymond Chang*

Un gas se expande realizando un trabajo de 430 kJ sobre los alrededores. Al mismo tiempo, el gas absorbe 327 kJ de calor de los alrededores. ¿Cuál es el cambio de energía,  $\Delta E$ , del sistema (gas)?

**–103 kJ**

+103 kJ

+757 kJ

–757 kJ

$$q = 327 \text{ kJ} ; w = -430 \text{ kJ}$$

$$\Delta E = q + w ; \Delta E = 327 \text{ kJ} - 430 \text{ kJ} = \textbf{-103 kJ}$$

Un gas se expande realizando un trabajo de 430 kJ sobre los alrededores. Al mismo tiempo, el gas libera 327 kJ de calor hacia los alrededores. ¿Cuál es el cambio de energía,  $\Delta E$ , del sistema (gas)?

–757 kJ

–103 kJ

+103 kJ

+757 kJ

$$q = -327 \text{ kJ} ; w = -430 \text{ kJ}$$

$$\Delta E = q + w ; \Delta E = -327 \text{ kJ} - 430 \text{ kJ} = -757 \text{ kJ}$$

El trabajo realizado para comprimir un gas es de 430 kJ. Al mismo tiempo, el gas absorbe 327 kJ de calor de los alrededores. ¿Cuál es el cambio de energía,  $\Delta E$ , del sistema (gas)?

+757 kJ

–757 kJ

–103 kJ

+103 kJ

$$q = +327 \text{ kJ} ; w = +430 \text{ kJ}$$

$$\Delta E = q + w ; \Delta E = 327 \text{ kJ} + 430 \text{ kJ} = +757 \text{ kJ}$$

El trabajo realizado para comprimir un gas es de 430 kJ. Al mismo tiempo, el gas libera 327 kJ de calor hacia los alrededores. ¿Cuál es el cambio de energía,  $\Delta E$ , del sistema (gas)?

+103 kJ

+757 kJ

–757 kJ

–103 kJ

$$q = -327 \text{ kJ} ; w = +430 \text{ kJ}$$

$$\Delta E = q + w ; \Delta E = -327 \text{ kJ} + 430 \text{ kJ} = +103 \text{ kJ}$$

## 16 Gases ideales y reales (materia)

¿En cuál de las siguientes condiciones los gases se tienden a comportar como un gas ideal?

A temperaturas altas y presiones bajas

- A temperaturas bajas y presiones altas
- A temperaturas altas y presiones altas
- A temperaturas bajas y presiones bajas

¿En cuál de las siguientes condiciones los gases se tienden a comportar como un gas real?

- A temperaturas bajas y presiones altas
- A temperaturas altas y presiones bajas
- A temperaturas altas y presiones altas
- A temperaturas bajas y presiones bajas

### 17 (Ley cero)

Una muestra de 30.00 g de una aleación que se encuentra a 98.000 °C se introdujo en un vaso que contenía 90.00 g de agua a 25.320 °C. La temperatura del agua aumentó a 26.180 °C. Suponiendo que no hay transferencia de calor hacia el entorno, ¿cuál es el calor específico de la aleación? El calor específico del agua es 4.184 J/g °C.

- 0.150 J/g °C
- 0.201 J/g °C
- 0.358 J/g °C
- 0.409 J/g °C

$$m_{ale} = 30.00 \text{ g} ; T_i \text{ ale} = 98.000 \text{ }^{\circ}\text{C} ; T_f \text{ ale} = 26.180 \text{ }^{\circ}\text{C} ; S_{ale} = ?$$

$$m_{H_2O} = 90.00 \text{ g} ; T_i H_2O = 25.320 \text{ }^{\circ}\text{C} ; T_f H_2O = 26.180 \text{ }^{\circ}\text{C} ; S_{H_2O} = 4.184 \text{ J/g }^{\circ}\text{C}$$

$$q_{sist} = q_{Alea} + q_{H_2O} = 0 ; q_{ale} = -q_{H_2O}$$

$$q_{H_2O} = m_{H_2O} \times S_{H_2O} \times \Delta T \Rightarrow q_{H_2O} = 90.00 \text{ g} \times 4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \times (26.180 - 25.320)^{\circ}\text{C} = 324 \text{ J}$$

$$q_{Alea} = -324 \text{ J}$$

$$q_{ale} = m_{ale} \times S_{ale} \times \Delta T ; S_{ale} = \frac{q_{ale}}{m_{ale} \times \Delta T}$$

$$S_{ale} = \frac{-324 \text{ J}}{30.00 \text{ g} \times (26.180 - 98.000)^{\circ}\text{C}} = 0.150 \frac{\text{J}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}$$

Una muestra de 25.00 g de una aleación que se encuentra a 80.000 °C se introdujo en un vaso que contenía 85.00 g de agua a 26.432 °C. La temperatura del agua aumentó a 27.180 °C. Suponiendo que no hay transferencia de calor hacia el entorno, ¿cuál es el calor específico de la aleación? El calor específico del agua es 4.184 J/g °C.

- 0.201 J/g °C



0.105 J/g °C  
 0.189 J/g °C  
 0.358 J/g °C

$$m_{ale} = 25.00 \text{ g} ; T_i \text{ ale} = 80.000 \text{ }^{\circ}\text{C} ; T_f \text{ ale} = 27.180 \text{ }^{\circ}\text{C} ; S_{ale} = ?$$

$$m_{H_2O} = 85.00 \text{ g} ; T_i H_2O = 26.432 \text{ }^{\circ}\text{C} ; T_f H_2O = 27.180 \text{ }^{\circ}\text{C} ; S_{H_2O} = 4.184 \text{ J / g }^{\circ}\text{C}$$

$$q_{sist} = q_{Alea} + q_{H_2O} = 0 ; q_{ale} = -q_{H_2O}$$

$$q_{H_2O} = m_{H_2O} \times S_{H_2O} \times \Delta T \Rightarrow q_{H_2O} = 85.00 \text{ g} \times 4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \times (27.180 - 26.432)^{\circ}\text{C} = 266 \text{ J}$$

$$q_{Alea} = -266 \text{ J}$$

$$q_{ale} = m_{ale} \times S_{ale} \times \Delta T ; S_{ale} = \frac{q_{ale}}{m_{ale} \times \Delta T}$$

$$S_{ale} = \frac{-266 \text{ J}}{25.00 \text{ g} \times (27.180 - 80.000)^{\circ}\text{C}} = 0.201 \frac{\text{J}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}$$

Una muestra de 20.00 g de una aleación que se encuentra a 95.000 °C se introdujo en un vaso que contenía 80.00 g de agua a 27.890 °C. La temperatura del agua aumentó a 28.640 °C. Suponiendo que no hay transferencia de calor hacia el entorno, ¿cuál es el calor específico de la aleación? El calor específico del agua es 4.184 J/g °C.

0.189 J/g °C  
 0.105 J/g °C  
 0.201 J/g °C  
 0.358 J/g °C

$$m_{Alea} = 20.00 \text{ g} ; T_i \text{ Alea} = 95.000 \text{ }^{\circ}\text{C} ; T_f \text{ Alea} = 28.640 \text{ }^{\circ}\text{C} ; S_{Alea} = ?$$

$$m_{H_2O} = 80.00 \text{ g} ; T_i H_2O = 27.890 \text{ }^{\circ}\text{C} ; T_f H_2O = 28.640 \text{ }^{\circ}\text{C} ; S_{H_2O} = 4.184 \text{ J / g }^{\circ}\text{C}$$

$$q_{sist} = q_{Alea} + q_{H_2O} = 0 ; q_{Alea} = -q_{H_2O}$$

$$q_{H_2O} = m_{H_2O} \times S_{H_2O} \times \Delta T \Rightarrow q_{H_2O} = 80.00 \text{ g} \times 4.184 \frac{\text{J}^{\circ}\text{C}}{\text{g}} \times (28.640 - 27.890)^{\circ}\text{C} = 251 \text{ J}$$

$$q_{Alea} = -251 \text{ J}$$

$$q_{Alea} = m_{Alea} \times S_{Alea} \times \Delta T ; S_{Alea} = \frac{q_{Alea}}{m_{Alea} \times \Delta T}$$

$$S_{Alea} = \frac{-251 \text{ J}}{20.00 \text{ g} \times (28.640 - 95.000)^{\circ}\text{C}} = 0.189 \frac{\text{J}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}$$

Una muestra de 15.00 g de una aleación que se encuentra a 90.000 °C se introdujo en un vaso que contenía 75.00 g de agua a 24.590 °C. La temperatura del agua aumentó a 25.690 °C. Suponiendo que no hay transferencia de calor hacia el entorno, ¿cuál es el calor específico de la aleación? El calor específico del agua es 4.184 J/g °C.

0.358 J/g °C

0.189 J/g °C

0.409 J/g °C

0.201 J/g °C

$$m_{ale} = 15.00 \text{ g} ; T_i \text{ ale} = 90.000 \text{ }^{\circ}\text{C} ; T_f \text{ ale} = 25.690 \text{ }^{\circ}\text{C} ; S_{ale} = ?$$

$$m_{H_2O} = 75.00 \text{ g} ; T_i H_2O = 24.590 \text{ }^{\circ}\text{C} ; T_f H_2O = 25.690 \text{ }^{\circ}\text{C} ; S_{H_2O} = 4.184 \text{ J/g }^{\circ}\text{C}$$

$$q_{sist} = q_{Alea} + q_{H_2O} = 0 ; q_{ale} = -q_{H_2O}$$

$$q_{H_2O} = m_{H_2O} \times S_{H_2O} \times \Delta T \Rightarrow q_{H_2O} = 75.00 \text{ g} \times 4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \times (25.690 - 24.590) ^{\circ}\text{C} = 345 \text{ J}$$

$$q_{Alea} = -345 \text{ J}$$

$$q_{ale} = m_{ale} \times S_{ale} \times \Delta T ; S_{ale} = \frac{q_{ale}}{m_{ale} \times \Delta T}$$

$$S_{ale} = \frac{-345 \text{ J}}{15.00 \text{ g} \times (25.690 - 90.000) ^{\circ}\text{C}} = 0.358 \frac{\text{J}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}$$

Una muestra de 20.00 g de una aleación que se encuentra a 70.000 °C se introdujo en un vaso que contenía 95.00 g de agua a 23.850 °C. La temperatura del agua aumentó a 24.780 °C. Suponiendo que no hay transferencia de calor hacia el entorno, ¿cuál es el calor específico de la aleación? El calor específico del agua es 4.184 J/g °C.

0.409 J/g °C

0.358 J/g °C

0.189 J/g °C

0.201 J/g °C

$$m_{ale} = 20.00 \text{ g} ; T_i \text{ ale} = 70.000 \text{ }^{\circ}\text{C} ; T_f \text{ ale} = 24.780 \text{ }^{\circ}\text{C} ; S_{ale} = ?$$

$$m_{H_2O} = 95.00 \text{ g} ; T_i H_2O = 23.850 \text{ }^{\circ}\text{C} ; T_f H_2O = 24.780 \text{ }^{\circ}\text{C} ; S_{H_2O} = 4.184 \text{ J/g }^{\circ}\text{C}$$

$$q_{sist} = q_{Alea} + q_{H_2O} = 0 ; q_{ale} = -q_{H_2O}$$

$$q_{H_2O} = m_{H_2O} \times S_{H_2O} \times \Delta T \Rightarrow q_{H_2O} = 95.00 \text{ g} \times 4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \times (24.780 - 23.850) ^{\circ}\text{C} = 370 \text{ J}$$

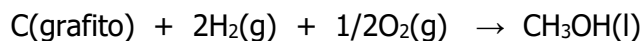
$$q_{Alea} = -370 \text{ J}$$

$$q_{ale} = m_{ale} \times S_{ale} \times \Delta T ; S_{ale} = \frac{q_{ale}}{m_{ale} \times \Delta T}$$

$$s_{ale} = \frac{-370 J}{20.00 g \times (24.780 - 70.000)^{\circ}C} = 0.409 \frac{J}{g^{\circ}C}$$

### 18 (Ley de Hess)

Determine la expresión de la entalpía estándar de formación del etanol, CH<sub>3</sub>OH(l), a partir de sus elementos:



Utilizando los siguientes calores de reacción:

1)	CH <sub>3</sub> OH(l) + 3/2 O <sub>2</sub> (g) → CO <sub>2</sub> (g) + 2 H <sub>2</sub> O(g)	ΔH° <sub>1</sub>
2)	C(grafito) + O <sub>2</sub> (g) → CO <sub>2</sub> (g)	ΔH° <sub>2</sub>
3)	H <sub>2</sub> (g) + 1/2 O <sub>2</sub> (g) → H <sub>2</sub> O(g)	ΔH° <sub>3</sub>

$$\Delta H^{\circ}_f = -\Delta H^{\circ}_1 + \Delta H^{\circ}_2 + 2 \times \Delta H^{\circ}_3$$

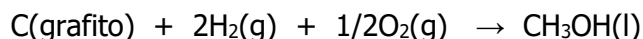
$$\Delta H^{\circ}_f = \Delta H^{\circ}_1 - \Delta H^{\circ}_2 + 2 \times \Delta H^{\circ}_3$$

$$\Delta H^{\circ}_f = \Delta H^{\circ}_1 - \Delta H^{\circ}_2 - 2 \times \Delta H^{\circ}_3$$

$$\Delta H^{\circ}_f = -2 \times \Delta H^{\circ}_1 + \Delta H^{\circ}_2 + \Delta H^{\circ}_3$$

1)	CO <sub>2</sub> (g) + 2 H <sub>2</sub> O(g) → CH <sub>3</sub> OH(l) + 3/2 O <sub>2</sub> (g)	ΔH° <sub>1</sub> × -1
2)	C(grafito) + O <sub>2</sub> (g) → CO <sub>2</sub> (g)	ΔH° <sub>2</sub> × 1
3)	2 H <sub>2</sub> (g) + O <sub>2</sub> (g) → 2 H <sub>2</sub> O(g)	ΔH° <sub>3</sub> × 2
	C(grafito) + 2H <sub>2</sub> (g) + 1/2O <sub>2</sub> (g) → CH <sub>3</sub> OH(l)	ΔH° <sub>f</sub> = -ΔH° <sub>1</sub> + ΔH° <sub>2</sub> + 2×ΔH° <sub>3</sub>

Determine la expresión de la entalpía estándar de formación del etanol, CH<sub>3</sub>OH(l), a partir de sus elementos:



Utilizando los siguientes calores de reacción:

1)	CO <sub>2</sub> (g) + 2 H <sub>2</sub> O(g) → CH <sub>3</sub> OH(l) + 3/2 O <sub>2</sub> (g)	ΔH° <sub>1</sub>
2)	CO <sub>2</sub> (g) → C(grafito) + O <sub>2</sub> (g)	ΔH° <sub>2</sub>
3)	H <sub>2</sub> (g) + 1/2 O <sub>2</sub> (g) → H <sub>2</sub> O(g)	ΔH° <sub>3</sub>

$$\Delta H^{\circ}_f = \Delta H^{\circ}_1 - \Delta H^{\circ}_2 + 2 \times \Delta H^{\circ}_3$$

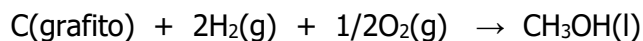
$$\Delta H^{\circ}_f = -\Delta H^{\circ}_1 + \Delta H^{\circ}_2 + 2 \times \Delta H^{\circ}_3$$

$$\Delta H^{\circ}_f = \Delta H^{\circ}_1 - \Delta H^{\circ}_2 - 2 \times \Delta H^{\circ}_3$$

$$\Delta H^{\circ}_f = -2 \times \Delta H^{\circ}_1 + \Delta H^{\circ}_2 + \Delta H^{\circ}_3$$

1)	$\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3/2\text{O}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ_1$
2)	$\text{C}(\text{grafito}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$	$-\Delta H^\circ_2$
3)	$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$2 \times \Delta H^\circ_3$
	$\text{C}(\text{grafito}) + 2\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$	$\Delta H^\circ_f = \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2 + 2 \times \Delta H^\circ_3$

Determine la expresión de la entalpía estándar de formación del etanol,  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$ , a partir de sus elementos:



Utilizando los siguientes calores de reacción:

1)	$\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3/2\text{O}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ_1$
2)	$\text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{grafito}) + \text{O}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ_2$
3)	$\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ_3$

$$\Delta H^\circ_f = \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2 - 2 \times \Delta H^\circ_3$$

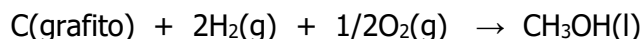
$$\Delta H^\circ_f = \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2 + 2 \times \Delta H^\circ_3$$

$$\Delta H^\circ_f = -\Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 + 2 \times \Delta H^\circ_3$$

$$\Delta H^\circ_f = -2 \times \Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 + \Delta H^\circ_3$$

1)	$\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3/2\text{O}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ_1$
2)	$\text{C}(\text{grafito}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$	$-\Delta H^\circ_2$
3)	$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$2 \times \Delta H^\circ_3$
	$\text{C}(\text{grafito}) + 2\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$	$\Delta H^\circ_f = \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2 + 2 \times \Delta H^\circ_3$

Determine la expresión de la entalpía estándar de formación del etanol,  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$ , a partir de sus elementos:



Utilizando los siguientes calores de reacción:

1)	$1/2\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3/4\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 1/2\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\Delta H^\circ_1$
2)	$\text{C}(\text{grafito}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ_2$
3)	$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\Delta H^\circ_3$

$$\Delta H^\circ_f = -2 \times \Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 + \Delta H^\circ_3$$

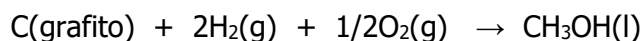
$$\Delta H^\circ_f = \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2 - 2 \times \Delta H^\circ_3$$

$$\Delta H^\circ_f = \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2 + 2 \times \Delta H^\circ_3$$

$$\Delta H^\circ_f = -\Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 + 2 \times \Delta H^\circ_3$$

1)	$\text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3/2 \text{O}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ_1 \times -2$
2)	$\text{C}(\text{grafito}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ_2 \times 1$
3)	$2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\Delta H^\circ_3 \times 1$
	$\text{C}(\text{grafito}) + 2\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$	$\Delta H^\circ_f = -2 \times \Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 + \Delta H^\circ_3$

Determine la expresión de la entalpía estándar de formación del etanol,  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$ , a partir de sus elementos:



Utilizando los siguientes calores de reacción:

1)	$1/2 \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 1/2 \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3/4 \text{O}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ_1$
2)	$\text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{grafito}) + \text{O}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ_2$
3)	$\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\Delta H^\circ_3$

$$\Delta H^\circ_f = 2 \times \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2 + 2 \times \Delta H^\circ_3$$

$$\Delta H^\circ_f = -2 \times \Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 + \Delta H^\circ_3$$

$$\Delta H^\circ_f = \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2 - 2 \times \Delta H^\circ_3$$

$$\Delta H^\circ_f = -\Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 + 2 \times \Delta H^\circ_3$$

1)	$\text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3/2 \text{O}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ_1 \times 2$
2)	$\text{C}(\text{grafito}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ_2 \times -1$
3)	$2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\Delta H^\circ_3 \times 2$
	$\text{C}(\text{grafito}) + 2\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$	$\Delta H^\circ_f = 2 \times \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2 + 2 \times \Delta H^\circ_3$

### 19 (bomba calorimétrica)

Al combustionar 1.25 g de ácido benzoico en un calorímetro a volumen constante, se registró un aumento de temperatura de 6.070 °C. ¿Cuál es la capacidad calorífica del calorímetro? Datos: Calor de combustión ácido benzoico –  $3.23 \times 10^3$  kJ/mol; M (g/mol) ácido benzoico= 122.1

$$5.45 \text{ kJ/}^\circ\text{C}$$

532 kJ/°C  
9.08 kJ/°C  
739 kJ/°C

$$m_{Ac} = 1.25 \text{ g} ; \Delta T = 6.070 \text{ }^{\circ}\text{C} ; \quad q_{reac} = -3.23 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$$

$$q_{reac} = -3.23 \times 10^3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 1.25 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol Ac}}{122.1 \text{ g}} = -33.1 \text{ kJ}$$

$$q_{sist} = q_{reac} + q_{cal} = 0 ; \quad q_{cal} = -q_{reac}$$

$$q_{cal} = -(-33.1 \text{ kJ}) = 33.1 \text{ kJ}$$

$$q_{cal} = C_{cal} \times \Delta T ; \quad C_{cal} = \frac{q_{cal}}{\Delta T}$$

$$C_{cal} = \frac{33.1 \text{ kJ}}{6.070 \text{ }^{\circ}\text{C}} = 5.45 \text{ kJ/}^{\circ}\text{C}$$

Al combustionar 1.50 g de ácido benzoico en un calorímetro a volumen constante, se registró un aumento de temperatura de 4.370 °C. ¿Cuál es la capacidad calorífica del calorímetro? Datos: Calor de combustión ácido benzoico – 3.23x10<sup>3</sup> kJ/mol; M (g/mol) ácido benzoico= 122.1

9.08 kJ/°C  
739 kJ/°C  
5.45 kJ/°C  
532 kJ/°C

$$m_{Ac} = 1.50 \text{ g} ; \Delta T = 4.370 \text{ }^{\circ}\text{C} ; \quad q_{reac} = -3.23 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$$

$$q_{reac} = -3.23 \times 10^3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 1.50 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol Ac}}{122.1 \text{ g}} = -39.7 \text{ kJ}$$

$$q_{sist} = q_{reac} + q_{cal} = 0 ; \quad q_{cal} = -q_{reac}$$

$$q_{cal} = -(-39.7 \text{ kJ}) = 39.7 \text{ kJ}$$

$$q_{cal} = C_{cal} \times \Delta T ; \quad C_{cal} = \frac{q_{cal}}{\Delta T}$$

$$C_{cal} = \frac{39.7 \text{ kJ}}{4.370 \text{ }^{\circ}\text{C}} = 9.08 \text{ kJ/}^{\circ}\text{C}$$

Al combustionar 2.25 g de ácido benzoico en un calorímetro a volumen constante, se registró un aumento de temperatura de 9.670 °C. ¿Cuál es la capacidad calorífica del calorímetro? Datos: Calor de combustión ácido benzoico – 3.23x10<sup>3</sup> kJ/mol; M (g/mol) ácido benzoico= 122.1

6.15 kJ/°C  
9.08 kJ/°C  
739 kJ/°C

334 kJ/°C

$$m_{Ac.Benz} = 2.25 \text{ g} ; \Delta T = 9.670 \text{ }^{\circ}\text{C} ; q_{reac} = -3.23 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$$

$$q_{reac} = -3.23 \times 10^3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 2.25 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol Ac.Benz}}{122.1 \text{ g}} = -59.5 \text{ kJ}$$

$$q_{sist} = q_{reac} + q_{cal} = 0 ; q_{cal} = -q_{reac}$$

$$q_{cal} = -(-59.5 \text{ kJ}) = +59.5 \text{ kJ}$$

$$q_{cal} = C_{cal} \times \Delta T ; C_{cal} = \frac{q_{cal}}{\Delta T}$$

$$C_{cal} = \frac{59.5 \text{ kJ}}{9.670 \text{ }^{\circ}\text{C}} = 6.15 \text{ kJ/}^{\circ}\text{C}$$

Al combustionar 3.25 g de ácido benzoico en un calorímetro a volumen constante, se registró un aumento de temperatura de 5.140 °C. ¿Cuál es la capacidad calorífica del calorímetro? Datos: Calor de combustión ácido benzoico –  $3.23 \times 10^3$  kJ/mol; M (g/mol) ácido benzoico= 122.1

16.7 kJ/°C

22.0 kJ/°C

628 kJ/°C

649 kJ/°C

$$m_{Ac} = 3.25 \text{ g} ; \Delta T = 5.140 \text{ }^{\circ}\text{C} ; q_{reac} = -3.23 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$$

$$q_{reac} = -3.23 \times 10^3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 3.25 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol Ac}}{122.1 \text{ g}} = -86.0 \text{ kJ}$$

$$q_{sist} = q_{reac} + q_{cal} = 0 ; q_{cal} = -q_{reac}$$

$$q_{cal} = -(-86.0 \text{ kJ}) = 86.0 \text{ kJ}$$

$$q_{cal} = C_{cal} \times \Delta T ; C_{cal} = \frac{q_{cal}}{\Delta T}$$

$$C_{cal} = \frac{86.0 \text{ kJ}}{5.140 \text{ }^{\circ}\text{C}} = 16.7 \text{ kJ/}^{\circ}\text{C}$$

Al combustionar 4.15 g de ácido benzoico en un calorímetro a volumen constante, se registró un aumento de temperatura de 4.980 °C. ¿Cuál es la capacidad calorífica del calorímetro? Datos: Calor de combustión ácido benzoico –  $3.23 \times 10^3$  kJ/mol; M (g/mol) ácido benzoico= 122.1

22.1 kJ/°C

16.7 kJ/°C

628 kJ/°C

649 kJ/°C

$$m_{Ac.Benz} = 4.15 \text{ g} ; \Delta T = 4.980 \text{ }^{\circ}\text{C} ; q_{reac} = -3.23 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$$

$$q_{reac} = -3.23 \times 10^3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 4.15 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol Ac.Benz}}{122.1 \text{ g}} = -110 \text{ kJ}$$

$$q_{sist} = q_{reac} + q_{cal} = 0 ; q_{cal} = -q_{reac}$$

$$q_{cal} = -(-110 \text{ kJ}) = +110 \text{ kJ}$$

$$q_{cal} = C_{cal} \times \Delta T ; C_{cal} = \frac{q_{cal}}{\Delta T}$$

$$C_{cal} = \frac{110 \text{ kJ}}{4.980 \text{ }^{\circ}\text{C}} = 22.1 \text{ kJ/}^{\circ}\text{C}$$

## 20 Termodinámica (materia)

¿Cuál de las siguientes alternativas es INCORRECTA?

Si  $\Delta S > 0$  el sistema aumento el orden

Si  $\Delta H < 0$  el proceso es exotérmico

Si  $\Delta G < 0$  el proceso es espontaneo

Si  $\Delta E > 0$  el sistema ganó energía

¿Cuál de las siguientes alternativas es INCORRECTA?

Si  $\Delta G > 0$  el proceso es espontaneo

Si  $\Delta S < 0$  el sistema aumento el orden

Si  $\Delta H < 0$  el proceso es exotérmico

Si  $\Delta E > 0$  el sistema ganó energía

¿Cuál de las siguientes alternativas es INCORRECTA?

Si  $\Delta H > 0$  el proceso es exotérmico

Si  $\Delta G < 0$  el proceso es espontaneo

Si  $\Delta S < 0$  el sistema aumento el orden

Si  $\Delta E > 0$  el sistema ganó energía

¿Cuál de las siguientes alternativas es INCORRECTA?

Si  $\Delta E > 0$  el sistema perdió energía

Si  $\Delta G < 0$  el proceso es espontaneo

Si  $\Delta S < 0$  el sistema aumento el orden

Si  $\Delta H > 0$  el proceso es endotérmico

¿Cuál de las siguientes alternativas es INCORRECTA?



Si  $\Delta S < 0$  el sistema perdió orden

Si  $\Delta G < 0$  el proceso es espontáneo

Si  $\Delta H > 0$  el proceso es endotérmico

Si  $\Delta E > 0$  el sistema ganó energía