

PROBLEMAS RESUELTOS

UNIDADES PRIMARIAS Y ESCALAS DE TEMPERATURA

1. La aceleración de la gravedad en un punto de la tierra es 980 cm/seg^2 . Expresar este valor en millas por minuto al cuadrado.

$$980 \frac{\text{cm}}{\text{seg}^2} \times \frac{(60)^2 \text{seg}^2}{1 \text{min}^2} \times \frac{6,21 \times 10^{-6} \text{millas}}{1 \text{cm}} = \frac{21,9 \text{millas}}{\text{min}^2}$$

2. Calcular el volumen en centímetros cúbicos que ocupan 50 g. benceno cuya densidad es 0,51 onzas por pulgada cúbica.

$$50 \text{gC}_6\text{H}_6 \times \frac{0,0357 \text{onzas}}{1 \text{gC}_6\text{H}_6} \times \frac{1 \text{pulg}^3}{0,51 \text{onzas}} = \frac{7,8517 \text{onzas}}{\text{pulg}^3}$$

3. La densidad del mercurio a 4°C es $13,585 \text{ g/cm}^3$. a) Justificar el valor 7,852 onzas/pulgadas cúbica dada en la página 24; b) Calcular su valor en libras por pies cúbico.

$$\text{a) } 13,585 \frac{\text{gramos}}{\text{cc}} \times \frac{(8,54)^3 \text{cc}}{1 \text{pulg}^3} \times \frac{0,03527 \text{onzas}}{1 \text{gramo}} = 7,8517 \frac{\text{onzas}}{\text{pulg}^3}$$

$$\text{b) } 13,585 \frac{\text{gramos}}{\text{cc}} \times \frac{0,0022 \text{lbs}}{1 \text{gr}} \times \frac{1 \text{cc}}{(0,03281)^3 \text{pie}^3} = 846,2 \frac{\text{lbs}}{\text{pie}^3}$$

4. La densidad del oro es $19,32 \text{ g/cc}$. ¿Cuál es el peso del pie cúbico del material?

$$1 \text{pie}^3 \times \frac{(30,48)^3 \text{cc}}{1 \text{pie}^3} \times \frac{19,32 \text{gr}}{1 \text{cc}} \times \frac{1 \text{Kg}}{1000 \text{g}} = 547 \text{Kg}$$

5. La densidad relativa de una sustancia es 7,5. ¿Cuál es el peso del pie cúbico del material: a) en el sistema métrico; b) en libras?

$$1 \text{ pie}^3 \times \frac{(30,48)^3 \text{ cc}}{1 \text{ pie}^3} \times \frac{7,5 \text{ gr}}{1 \text{ cc}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 212,37 \text{ kg}$$

$$1 \text{ pie}^3 \times \frac{(30,48)^3 \text{ cc}}{1 \text{ pie}} \times \frac{7,5 \text{ gr}}{1 \text{ cc}} \times \frac{0.0022 \text{ lbs}}{1 \text{ gr}} = 467,21 \text{ lbs}$$

6. El volumen de un cuerpo viene expresado de manera anormal como $967,7 \text{ cm}^2 \cdot \text{pulgada}$. a) justificar si es teóricamente correcta esta unidad para expresar el volumen; expresar dicho volumen en unidades corrientes.

$$\text{a) } 967,7 \text{ cm}^2 \cdot \text{pulg} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ pulg}} = 2457,9 \text{ cc}$$

$$2457,9 \text{ cc} \times \frac{\text{pulg}^3}{(2,54 \text{ cc})^3} = 149,9 \text{ pulg}^3$$

7. Se compra una partida de 80 galones (americanos) de ácido sulfúrico, de densidad 1,04 onzas/pulgadas cúbico, pagándose a 18 pesos el kilogramo. Calcular el costo de esta partida.

$$80 \text{ gal. americanos} \times \frac{3,7853 \text{ ltos}}{1 \text{ gal. american}} \times \frac{61,02 \text{ pulg}^3}{1 \text{ lto}} \times \frac{1,04 \text{ onzas}}{1 \text{ pulg}^3} \\ \times \frac{0,02835 \text{ kg}}{1 \text{ onzas}} \times \frac{18 \text{ pesos}}{1 \text{ kg}} = 9806,6 \text{ pesos}$$

8. ¿Cuál es la temperatura más baja, 20°F ó -0°C ?

$$\frac{20 - 32}{^\circ\text{C}} = \frac{9}{5} \quad ^\circ\text{C} = -6,66 \quad \text{Resp} = 20^\circ\text{F}$$

9. ¿Cuál es la diferencia en temperatura entre 86°F y 25°C ?

$$\frac{86 - 32}{^\circ\text{C}} = \frac{9}{5} \quad ^\circ\text{C} = 30 \quad \text{Diferencia} = 5^\circ\text{C}$$

10. El oxígeno líquido hierve a $-297,4^\circ\text{F}$ y congela a -361°F . Calcular estas temperaturas: a) en grados centígrados; b) en grados absolutos Kelvin.
-

$$\frac{-297,4^{\circ}\text{F} - 32}{^{\circ}\text{C}} = \frac{9}{5} \Rightarrow ^{\circ}\text{C} = -183$$

a)

$$\frac{-361 - 32}{^{\circ}\text{C}} = \frac{9}{5} \Rightarrow ^{\circ}\text{C} = -218,3$$

b) $^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$; $-183 + 273 = 90^{\circ}\text{K}$
 - $218,3 + 273 = 54,7^{\circ}\text{K}$

11. Los puntos de fusión de los metales estaño, cinc y cadmio son, respectivamente, $909,4^{\circ}\text{R}$, $1246,9^{\circ}\text{R}$ y $1069,5^{\circ}\text{R}$. Calcular las temperaturas equivalentes en grados centígrados.

$$T_f \text{ Sn} = 909,4^{\circ}\text{R} = 449^{\circ}\text{F} = 231,8^{\circ}\text{C}$$

$$T_f \text{ Zn} = 1246,9^{\circ}\text{R} = 706^{\circ}\text{F} = 419,58^{\circ}\text{C}$$

$$T_f \text{ Cd} = 1069,5^{\circ}\text{R} = 509,5^{\circ}\text{F} = 320,33^{\circ}\text{C}$$

Usando: $^{\circ}\text{R} = ^{\circ}\text{F} + 460$; $\frac{^{\circ}\text{F} - 32}{^{\circ}\text{C}} = \frac{9}{5}$

12. En otras épocas se tomó el cero Fahrenheit como la temperatura más baja que podía conseguirse con una mezcla de hielo, sal y disolución (punto eutéctico), Hoy día sabemos que esta temperatura es $-21,3^{\circ}\text{C}$. Calcular esta temperatura en la escala Fahrenheit.

$$\frac{^{\circ}\text{F} - 32}{^{\circ}\text{C}} = \frac{9}{5} \quad \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{-21,3} = \frac{9}{5}$$

despejando: $^{\circ}\text{F} = -6,34$

COMPORTAMIENTO DE LOS GASES

1. La presión que se ejerce sobre 25 litros de un gas aumenta desde 15 atm a 85 atm. Calcular el nuevo volumen si la temperatura permanece constante.

$$V_1 = 25 \text{ ltos.}$$

$$P_1 = 15 \text{ atm.}$$

$$P_2 = 85 \text{ atm.}$$

$$\text{Boyle } P_1V_1 = P_2V_2$$

$$V_2 = \frac{15\text{atm} \times 25\text{ltos}}{85\text{atm}} = 4,41\text{ltos}$$

2. La composición en volumen del aire es: 21,0% de oxígeno, 78,06 % de nitrógeno y 0,94 de argón. Calcular la presión parcial de cada gas en el aire a una presión total de 760 mm.

$$P_p = \text{Presión parcial} = \chi P_T$$

$$P_p = 0,21 \times 760 = 159,6 \text{ mmHg}$$

$$P_p = 0,7806 \times 760 = 593,256 \text{ mmHg}$$

$$P_p = 0,0094 \times 760 = 7,144 \text{ mmHg}$$

$$P_T = 760 \text{ mm}$$

3. Una vasija abierta, cuya temperatura es de 10 °C se calienta, a presión constante, hasta 400 °C. Calcular la fracción del peso de aire inicialmente contenido en la vasija, que es expulsado.

$$T_1 = 10 \text{ °C} \quad T_1 = 283 \text{ °K} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{283 \text{ °K}}{673 \text{ °K}} = 0,42$$

$$T_2 = 400 \text{ °C} \quad T_2 = 673 \text{ °K}$$

Fracción de aire que se queda = 0,42 = 42 %

Fracción de aire expulsado = 1 - 0,42 = 0,58 = 58 %

4. El aire de un neumático de automóvil se halla a una presión de 30 libras/pulgada cuadrada, siendo la temperatura de 20 °C. Suponiendo que no existe variación en el volumen del neumático, ¿Cuál será la presión si la temperatura aumenta a 104 °F?. Calcular dicho valor en las mismas unidades inglesas y en kilogramos por cm².

$$T_1 = 20 \text{ °C} \quad T_1 = 293 \text{ °K} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad ; \quad P_2 = \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1}$$

$$T_2 = 104 \text{ °F} \quad T_2 = 313 \text{ °K}$$

de donde:
$$P_2 = \frac{30 \text{ lbs/pulg}^2 \times 313 \text{ °K}}{293 \text{ °K}} = 32,0471 \text{ lbs/pulg}^2$$

$$32,097 \frac{\text{lbs}}{\text{pulg}^2} \times \frac{1 \text{ pulg}^2}{(2,54)^2 \text{ cm}^2} \times \frac{0,45359 \text{ kg}}{1 \text{ lb}} = 2,25 \text{ kg/cm}^2$$

5. ¿Cuántos globos esféricos de goma, de 6 litros de capacidad, pueden llenarse en las condiciones normales con el hidrógeno procedente de un tanque que contiene 250 litros del mismo a 60 °F y 5 atm. de presión?

$$P_1 = 5 \text{ atm}$$

$$T_1 = 293 \text{ °K}$$

$$\left. \begin{array}{l} P_2 = 1 \text{ atm} \\ T_2 = 273 \text{ °K} \end{array} \right\} \text{CN}$$

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

$$V_1 = 250 \text{ ltos}$$

$$V_2 = \frac{5 \text{ atm} \times 250 \text{ ltos} \times 273 \text{ °K}}{293 \text{ °K} \times 1 \text{ atm}} = 1164,67 \text{ ltos}$$

$$\# \text{globos} = \frac{1164,67 \text{ ltos}}{6 \text{ ltos}} = 194,1 \text{ globos}$$

6. Se recoge 285 cm^3 de nitrógeno sobre mercurio a -10 °C y presión de 776 mm . Calcular el volumen que obtendremos al recogerlo sobre agua a 40 °C y presión de 700 mm . La presión de vapor de agua a 40 °C es $55,3 \text{ mm}$.

$$V_1 = 285 \text{ cm}^3 \text{ N}_2$$

$$V_2 = ?$$

$$T_1 = 263 \text{ °K}$$

$$T_2 = 313 \text{ °K}$$

$$P_1 = 778 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 700 - 55,3 = 644,7 \text{ mmHg}$$

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

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

$$V_2 = \frac{778 \text{ mmHg} \times 0,285 \text{ ltos} \times 313 \text{ °K}}{644,7 \text{ mmHg} \times 263 \text{ °K}} = 0,4093 \text{ ltos}$$

7. Una muestra de aire está saturada en un 50% con vapor de agua a 30 °C y se halla a una presión de 700 mm . ¿Cuál será la presión parcial del vapor de agua si la presión del gas se reduce a 100 mm ? La presión de vapor de agua a 30 °C es $31,8 \text{ mm}$.

$$T = 303 \text{ °K}$$

$$P_1 = 700 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 100 \text{ mmHg}$$

$$P_v = 31,8 \text{ mmHg (50\%)}$$

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{700 \text{ mm}}{100 \text{ mm}} = 7 \text{ La presión total disminuye}$$

$$7 \text{ veces, luego: } P_v = \frac{31,8}{7} \times 0,5 = 2,27$$

8. Una muestra de 500 litros de aire seco a 25 °C y 750 mm de presión se hace burbujear lentamente a través de agua a 25 °C y se recoge en un gasómetro cerrado con agua. La presión del gas recogido es de 750 mm. ¿Cuál es el volumen del gas húmedo?. La presión de vapor de agua a 25 °C es 23,8 mm.

$$\begin{aligned} V_1 &= 500 \text{ ltos} & V_2 &= ? \\ P_1 &= 750 \text{ mmHg} & P_2 &= 750 \text{ mmHg} \\ T_1 &= 298 \text{ °K} \end{aligned}$$

Por Boyle : $P_1 V_1 = P_2 V_2$ de donde $V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$

$$V_2 = \frac{750 \text{ mmHg} \times 500 \text{ ltos}}{(750 - 23,8) \text{ mmHg}} = 516,386 \text{ ltos}$$

↑
corrección de la presión

9. En un edificio con acondicionamiento de aire se absorben desde el exterior 1000 litros de aire, al la temperatura de 11 °C, presión de 780 mm y humedad relativa de un 20%. Dicho aire pasa a través de los aparatos adecuados, donde la temperatura aumenta a 20 °C y la humedad relativa a un 40%. ¿Cuál será el volumen ocupado por dicha masa de aire, si la presión en el edificio es de 765 mm?. Las presiones de vapor del agua a 11 °C y 20 °C son, respectivamente, 9,8 mm y 17,5 mm.

$$\begin{aligned} V_1 &= 1000 \text{ ltos} \\ T_1 &= 284 \text{ °K} & P_1 &= 780 \text{ mm} & h_r &= 20\% \\ P_{\text{vh}20} &= 9,8 \text{ mmHg} \\ T_2 &= 293 \text{ °K} & P_2 &= 765 \text{ mm} & h_r &= 40\% \\ P_{\text{vh}20} &= 17,5 \text{ mmHg} \\ V_2 &= ? \end{aligned}$$

Corrigiendo presiones:

$$P_1 = 780 - 9,8 \times 0,2 = 778,04 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 765 - 17,5 \times 0,4 = 758,0 \text{ mmHg}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{Ley Combinada}$$

$$\text{Despejando } V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{778,04 \text{ mm} \times 1000 \text{ ltos} \times 293^\circ \text{ K}}{758,0 \text{ mm} \times 284^\circ \text{ K}}$$

$$V_2 = 1058,96 \text{ ltos}$$

10. 10 litros de aire, saturados de humedad, a 50 °C y presión de 1 atm. se comprimen a temperatura constante a 5 atm. Calcular el volumen final que se obtiene. (Aunque la presión se hace 5 veces mayor, el volumen no se reduce a la quinta parte, o sea a 2 litros, como podría suponerse, debido a que la presión parcial del vapor de agua, igual a 92,5 mm, no se puede aumentar y parte de él por disminuir el volumen, se condensa al estado líquido. Como la masa del gas disminuye, el volumen obtenido será menor que el supuesto.

$$V_1 = 10 \text{ lbs} \quad h_r = 100 \%$$

$$T_1 = 323^\circ \text{ K} \quad P_1 = 1 \text{ ATM} \quad P_v = 92,5 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 5 \text{ ATM}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$\text{despejando: } V_2 = \frac{[1 \text{ ATM} \quad (92,5 / 760) \times 10 \text{ ltos}]}{[5 \text{ ATM} \quad (92,5 / 760)]} = 1,8 \text{ ltos}$$

11. 1 litro de aire saturado de vapor de benceno a 20 °C y a la presión total de 750 mm se expande a dicha temperatura, en contacto con benceno líquido, hasta un volumen de 3 litros. La presión de vapor de benceno a 20 °C es de 74,7 mm. Hallar la presión final del aire saturado de vapor de benceno.

$$V_1 = 3 \text{ lto}$$

$$P_{V_{C_6H_6}} = 74,7 \text{ mmHg} \quad T_1 = 293^\circ \text{ K} \quad P_{T1} = 750 \text{ mmHg}$$

$$V_2 = 3 \text{ ltos} \quad P_{T2} = ?$$

$$P_1 = 750 - 74,7 = 675,3 \text{ mmHg}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad \text{de donde:}$$

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

$$P_2 = \frac{675,3 \text{ mmHg} \times 1 \text{ lto}}{3 \text{ ltos}} = 225,1 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 225,1 + 74,7 = 299,8 \text{ mmHg}$$

12. 4,6 litros de aire a 40 °C y presión de 716,2 mm, saturado en un 70 % de vapor de agua, se comprimen a 786 mm a la temperatura de 30 °C. Calcular el volumen final obtenido. Las presiones de vapor de agua a 40 °C y 30 °C son, respectivamente, 55,3 mm y 31,8 mm.

$$\begin{aligned} V_1 &= 4,6 \text{ltos} & V_2 &= ? \\ T_1 &= 313^\circ\text{K} & T_2 &= 303^\circ\text{K} \\ P_1 &= 716,2 \text{mmHg} & P_2 &= 786 \text{mmHg} \end{aligned}$$

Corrigiendo presiones:

$$P_1 = 716,2 - 55,3 \times 0,7 = 677,49 \text{mmHg}$$

$$P_2 = 786 - 31,8 \times 0,7 = 763,74 \text{mmHg}$$

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

$$V_2 = \frac{677,49 \text{mm} \times 4,6 \text{ltos} \times 303^\circ\text{K}}{763,74 \text{mm} \times 313^\circ\text{K}} = 3,95 \text{ltos} = 4 \text{ltos}$$

13. Aire saturado en un 60% de alcohol etílico, a 40 °C y 760 mm, se comprime dentro de un tanque de 100 litros de capacidad a 10 atm y 30 °C. Calcular el volumen del aire en las condiciones iniciales. Las presiones de vapor del alcohol etílico a 30 °C y 40 °C son, respectivamente, 70,8 y 135,3 mm de mercurio. Suponer nulo el volumen del alcohol etílico condensado.

$$V_1 = ? \quad V_2 = 100 \text{ltos} \quad P_{\text{VALCOHOL}} = 78,8 \text{ mmHg a } 30^\circ\text{C}$$

$$T_1 = 313^\circ\text{K} \quad T_2 = 303^\circ\text{K}$$

$$= 135,3 \text{ mm Hg a } 40^\circ\text{C}$$

$$P_1 = 760 \text{ mmHg} \quad P_2 = 7600 \text{ mmHg (10atm)}$$

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

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

Corrigiendo presiones:

$$P_1 = 760 \quad 135 \times 0,6 = 678,82mmhg$$

$$P_2 = 7600 \quad 78,8 \times 0,6 = 7352,72mmHg$$

$$V_1 = \frac{7552,72mmHg \times 100ltos \times 303^\circ K}{678,82mmHg \times 303^\circ K} = 1149,3ltos$$

PESOS MOLECULARES DE GASES

1. A ciertas condiciones, la densidad de un gas es 1,64 g/lto. A las mismas condiciones de presión y temperatura, 1 litro de oxígeno pesa 1,45 g. ¿Cuál es el peso molecular de aquel gas?

$$d_{\text{gas}} = 1,64 \text{ g/lto} \quad M_{\text{gas}} = ?$$

$$V = 1 \text{ lto } O_2 \quad m_{O_2} = 1,45 \text{ gr}$$

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad ; \quad \text{si } d = \frac{m}{M} \quad \text{entonces: } PM = d R T$$

$$\frac{P \cdot M_{\text{gas}} = 1,64 \text{ g / lto} \times R \times T}{P \cdot M_{\text{gas}} = 1,45 \text{ g / lto} \times R \times T} = M_{\text{gas}} = \frac{1,64 \times 32}{1,45} = 36,19 \text{ g / mol}$$

2. A cierta temperatura, la densidad del etano a la presión de 733,7 mm es igual a la densidad del aire a la presión de 1 atm. Calcular a partir de estos datos el peso molecular del etano.

$$d_{C_2H_6} = (733,7 \text{ mmHg}) = d_{\text{aire}} = (1 \text{ atm}) \quad M_{C_2H_6} = ?$$

$$P \times M = d \times R \times T$$

$$\frac{733,7 \text{ mmHg} \times M_{C_2H_6} = d_{C_2H_6} \times R \times T}{760,0 \text{ mmHg} \times 28,9 \text{ gr / mol} = d_{\text{aire}} \times R \times T}$$

$$M_{C_2H_6} = \frac{760 \times 28,9}{733,7} = 29,9 \text{ gr / mol}$$

3. Calcular el volumen que ocuparán 2 g de oxígeno a 20 °C y 720 mm de presión.

$$V = ?$$

$$t = 20 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$m = 2 \text{ gr de } O_2$$

$$P = 728 \text{ mmHg}$$

$$V = \frac{m \times R \times T}{M \times P}$$

$$V = \frac{29gr \times 62,4 \frac{mHg \times lto}{\text{°K} \times mol} \times 293\text{°K}}{32gr / mol \times 728mmHg}$$

$$V = 1,568ltos.$$

4. Calcular el peso molecular del óxido nitroso, sabiendo que a 80 °C y presión de 1000 mm la densidad es 2,00 g/litro.

$$M = ? \quad P = 1000 \text{ mmHg}$$

$$T = 353 \text{ °K} \quad d = 2 \text{ gr/lto}$$

$$M = \frac{m \times R \times T}{P \times V}$$

$$M = \frac{2gr \times 62,4mmHg \times lto \times 353\text{°K}}{1000mmHg \times \text{°K} \times mol \times 1lto}$$

$$M = 44,05gr / mol$$

5. La densidad de un gas a 25 °C y 1,25 atm de presión es 1,436 g/litro. ¿Cuál es su densidad en condiciones normales?

$$d_{gas} = 1,436 \text{ gr/lto} \quad T_1 = 298 \text{ °K} \quad P = 1,25 \text{ atm}$$

$$T_2 = 273 \text{ °K} \quad P = 1 \text{ atm}$$

$$\frac{1,25 \times M}{1,0 \times M} = \frac{1,436 \times R \times 298}{d \times R \times 273} \quad d = \frac{1,436 \times 298}{1,25 \times 273} = 1,254gr$$

6. Calcular la temperatura a la cual la presión de vapor del agua, en mm de mercurio, es igual, numéricamente, al número de gramos de agua existentes en 1 metro cúbico de cualquier gas saturado de humedad.

$$t = ?$$

$$P_v \text{ mmHg} = \# \text{ gr H}_2\text{O} \Rightarrow 1 \text{ m}^3 \quad \text{saturación } 100 \%$$

$$PV = \frac{m}{M} RT \qquad T = \frac{1000 \text{ltos} \times 18 \text{gr} / \text{mol}}{62,4 \frac{\text{mmHg} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}}}$$

$$T = 288,46 \text{°K} \qquad t = 15,46 \text{°C}$$

7. 2,04 g de una sustancia pura se convierten en vapor a 55 °C y 780 mm de presión. El volumen obtenido en estas condiciones es de 230 cc. Calcular el peso molecular de dicha sustancia.

$$\begin{aligned} m &= 2,04 \text{ gr} & V &= 0,23 \text{ ltos} \\ t &= 328 \text{ °K} & M &= ? \\ P &= 780 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

$$M = \frac{m \times R \times T}{PV}$$

$$M = \frac{2,04 \text{gr} \times 62,4 \text{mmHg} \times \text{lto} \times 328 \text{°K}}{780 \text{mmHg} \times \text{°K} \times \text{mol} \times 0,23 \text{ltos}}$$

$$M = 232,7 \text{gr} / \text{mol}$$

8. Un recipiente de 3,47 litros de capacidad está lleno de acetileno, C₂H₂, a la temperatura de 21 °C y presión de 723 mm. Calcular la masa de acetileno contenida en este recipiente.

$$\begin{aligned} V &= 3,47 \text{ ltos C}_2\text{H}_2 & P &= 723 \text{ mmHg} \\ T &= 294 \text{ °K} & m &= ? \end{aligned}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} RT$$

$$m = \frac{P \times V \times M}{R \times T}$$

$$m = \frac{723 \text{mmHg} \times 3,47 \text{ltos} \times 26 \text{gr} / \text{mol}}{62,4 \frac{\text{mmHg} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 294 \text{°K}}$$

$$m = 3,55 \text{gr.}$$

9. Un matraz de un litro contiene una mezcla de hidrógeno y de óxido de carbono a 10 °C y presión total de 786 mm. Calcular el peso del hidrógeno si el matraz contiene 0,1 g de óxido de carbono.

$$V = 1 \text{ lto } H_2 + CO \quad m_{H_2} = ?$$

$$t = 10 \text{ }^\circ\text{C} \quad \text{si : } m_{CO} = 0,1 \text{ gr.}$$

$$P_t = 786 \text{ mmHg}$$

$$PV = \frac{a \times R \times T}{MV}$$

$$P_{CO} = \frac{a \times R \times T}{MV} = \frac{0,1 \text{ gr} \times 62,4 \text{ mmHg} \times 1 \text{ lto} \times 293 \text{ }^\circ\text{K}}{28 \text{ gr / mol} \times \text{ }^\circ\text{K} \times \text{ mol} \times 1 \text{ lto}} = 63 \text{ mmHg}$$

$$\text{luego : } P_{H_2} = 786 - 63 = 723 \text{ mmHg}$$

$$a_{H_2} = \frac{723 \text{ mmHg} \times 1 \text{ lto} \times 2 \text{ gr / mol}}{62,4 \frac{\text{mmHg} \times 1 \text{ lto}}{\text{ }^\circ\text{K} \times \text{ mol}} \times 293 \text{ }^\circ\text{K}} = 0,0818 \text{ gr } H_2$$

10. Calcular la temperatura a la cual 1 litro de aire a la presión de 690 mm pesa 1 g.

$$T = ? \quad P = 690 \text{ mmHg}$$

$$V = 1 \text{ lto} \quad m = 1 \text{ gr}$$

$$PV = \frac{a}{M} RT$$

$$T = \frac{690 \text{ mmHg} \times 1 \text{ lto} \times 28,96 \text{ gr / mol}}{1 \text{ gr} \times 62,4 \frac{\text{mmHg} \times 1 \text{ lto}}{\text{ }^\circ\text{K} \times \text{ mol}}}$$

$$T = 320,4 \text{ }^\circ\text{K} \quad t = 47,4 \text{ }^\circ\text{C}$$

11. 250 cm³ de un gas se han recogido sobre acetona a -10 °C y 770 mm de presión. El gas pesa 1,34 g y la presión de vapor de acetona a -10 °C es de 39 mm. ¿Cuál es el peso molecular del gas?

$$V = 0,25 \text{ ltos} \quad P_v = 39 \text{ mmHg}$$

$$m = 1,34 \text{ gr.} \quad P = 770 - 39 \text{ mmHg}$$

$$T = 263 \text{ }^\circ\text{K} \quad M_{GAS} = ?$$

$$P = 770 \text{ mmHg}$$

$$PV = \frac{a}{M} RT$$

$$M = \frac{a \times R \times T}{PV}$$

$$M = \frac{1,345 \times 62,4 \text{ mmHg} \times 1 \text{ to} \times 263^\circ \text{K}}{731 \text{ mmHg} \times \text{mol} \times 0,25 \text{ ltos}}$$

$$M = 120,25 \text{ gr} / \text{mol}$$

12. 0,35 g de una sustancia volátil se transforman en vapor en un aparato de Victor Meyer. El aire desplazado ocupa 65,8 cc medidos sobre agua a 40 °C y a una presión total de 748 mm. ¿Cuál es el peso molecular de dicha sustancia?. La presión de vapor del agua a 40 °C es 55,3 mm.

$$\begin{array}{ll} m = 0,35 \text{ gr} & P_p = 748 \text{ mmHg} \\ V = 65,8 \text{ cc} & P_v = 55,3 \text{ mmHg} \\ T = 313^\circ \text{K} & M = ? \end{array}$$

$$P = 748 - 55,3 = 692,7 \text{ mmHg}$$

$$M = \frac{0,35 \text{ gr} \times 62,4 \text{ mmHg} \times 1 \text{ to} \times 313^\circ \text{K}}{692,7 \text{ mmHg} \times \text{mol} \times 0,0658 \text{ ltos}}$$

$$M = 149,4 \text{ gr} / \text{mol}$$

13. La composición ponderal del aire es 23,1% de oxígeno, 75,6 % de nitrógeno y 1,3 % de argón. Calcular las presiones parciales de estos tres gases en un recipiente de 1 litro de capacidad, que contiene de 2 gr de aire a -20 °C.

$$\begin{array}{ll} 23,1\% \text{O}_2 & P_T = \frac{a \times R \times T}{M \times V} \\ 75,6\% \text{N}_2 & V = 1 \text{ to} \quad m = 2 \text{ gr} \\ 1,3\% \text{Ar} & P_T = \frac{2 \times 62 \times 253}{28,96 \times 1 \text{ to}} \\ T = 253^\circ \text{K} & P_T = 1089,57 \text{ mmHg} \end{array}$$

$$m_{\text{O}_2} = 0,462 \text{ gr} (0,231 \times 2)$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{0,462 \times 62,4 \times 253}{32 \times 1} = 277,78 \text{ mmHg}$$

de la misma forma: $m_{\text{N}_2} = 0,756 \times 2 = 1,512 \text{ gr}$. $P_{\text{N}_2} = 850,8 \text{ mm}$.

$$m_{Ar} = 0,026 \text{ gr} ; P_{Ar} = 10,25 \text{ mmHg.}$$

14. La composición volumétrica del aire es 21 % de oxígeno, 78 % de nitrógeno y 1 % de argón. Calcular las presiones parciales de estos tres gases en un recipiente de dos litros de capacidad, que contiene 3 gr de aire a 18 °C. (Calcular a partir de estos datos, el peso molecular medio del aire, que resulta ser igual a 20,96, determinar entonces la presión total y hallar las presiones parciales teniendo en cuenta que la relación volumétrica es igual - según el principio de Avogrado - a la relación molecular).

$$\begin{array}{lll} 21\%O_2 & & \\ 78\%N_2 & V = 2\text{ltos} & T = 291^\circ K \\ 1\%Ar & m = 3\text{gr} & \\ & M = 28,96 / \text{mol} & \end{array}$$

de la ecuación de estado:

$$P_T = \frac{a \times R \times T}{M \times V} = \frac{3\text{gr} \times 62,4 \frac{\text{mmHg} \times \text{lto}}{^\circ K \times \text{mol}} \times 291^\circ K}{28,96\text{gr} / \text{mol} \times 2\text{lbs}}$$

$$P_T = 939,3\text{mmHg}$$

$$P_{O_2} = 0,21 \times 939,9 = 197,3 \text{ mmHg}$$

$$P_{N_2} = 0,78 \times 939,9 = 733,1 \text{ mmHg}$$

$$P_{Ar} = 0,01 \times 939,9 = 9,39 \text{ mmHg}$$

15. En un recipiente de 2 litros de capacidad se recogen 5 litros de oxígeno medidos a la presión de 2 atm, y 10 litros de nitrógeno a la presión de 4 atm. Se dejan salir 25 litros de la mezcla gaseosa a la presión de una atmósfera. Calcular: a) la presión final en el recipiente; y b) el peso de oxígeno y de nitrógeno contenidos al final en dicho recipiente. La temperatura se ha mantenido siempre constante a 25 °C.

$$V = 2 \text{ ltos}$$

$$V_{O_2} = 5 \text{ ltos} \quad P = 2 \text{ atm} \quad \} \quad 25 \text{ ltos a } P = 1 \text{ atm}$$

$$V_{N_2} = 10 \text{ ltos} \quad P = 4 \text{ atm} \quad \}$$

$$O_2 = \frac{2\text{atm} \times 5\text{ltos} \times 3\text{gr} / \text{mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{^\circ K \times \text{mol}} \times 298^\circ K} = 13,05\text{gr}O_2 \quad | \quad N_2 = \frac{4 \times 10 \times 28}{0,082 \times 298} = 45,834\text{gr}N_2$$

P_T en el recipiente de 2 ltos:

$$P_{O_2} = \frac{13,095 \text{ gr} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 298 \text{°K}}{32 \text{ gr} / \text{mol} \times 2 \text{ ltos}} = 4,999 \text{ atm}$$

$$\left. \right\} P_T = 25 \text{ atm, extraen 25}$$

$$P_{N_2} = \frac{45,834 \text{ gr} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 298 \text{°K}}{2,9 \text{ gr} / \text{mol} \times 2 \text{ lto}} = 19,99 \text{ atm}$$

$$25 \text{ atm} \cdot V_1 = 1 \text{ atm} \cdot 25 \text{ ltos} \quad V_1 = 1 \text{ lto}$$

a) como el volumen se reduce de 2 ltos a 1 lto: luego $P_f = \frac{25}{2} \text{ atm} = 12,5 \text{ atm}$

b) m de O_2 y N_2 al final:

$$a_{O_2} = \frac{25 \text{ atm} \times 2 \text{ ltos} \times 32 \text{ gr} / \text{mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 298 \text{°K}} = 6,54 \text{ gr } O_2$$

$$a_{N_2} = \frac{10 \text{ atm} \times 2 \text{ ltos} \times 28 \text{ gr} / \text{mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 298 \text{°K}} = 2,9 \text{ gr } N_2$$

16. 12 g de iodo sólido, densidad 4,66 se colocan en un matraz de un litro. El matraz se llena entonces con nitrógeno a 20 °C y 750 mm y se cierra. Se calienta ahora a 200 °C, temperatura a la que el iodo está vaporizado. ¿Cuál es la presión final?

$$a_{I_2} = 12 \text{ gr.} \quad t = 20 \text{ °C} \quad y \quad P = 750 \text{ mmHg} \quad \text{se llena con } N_2$$

$$d = 4,66 \text{ gr/lto} \quad t_2 = 200 \text{ °C} \quad P_f = ?$$

$$V = 1 \text{ lto}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad ; \quad P_2 = \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{0,986 \text{ atm} \times 473 \text{°K}}{293 \text{°K}} = 1,591 \text{ atm}$$

$$P_{I_2} = \frac{a \times R \times T}{V \times M} = \frac{12 \text{ gr} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 473 \text{°K}}{1 \text{ lto} \times 2,54 \text{ gr} / \text{mol}} = 1,832 \text{ atm}$$

$$P_T = P_{N_2} + P_{I_2} = 1,591 \text{ atm} + 1,832 \text{ atm} = 3,42 \text{ atm}$$

17. El volumen de un mezcla de aire saturado de humedad a 50 °C es de 4 litros a la presión de 5 atm. Calcular: a) la presión total final cuando esta masa se expansiona sobre agua hasta un volumen de 20 litros, a temperatura constante; y b) los gramos de agua que se evaporan para mantener el aire saturado de humedad. La presión de vapor de agua a 50 °C es de 92,5 mm.

$$V_{\text{aire saturado}} = 4 \text{ ltos}$$

$$t = 50^\circ\text{C} \quad P = 5 \text{ atm} \quad P = 3800 \text{ mmHg}$$

$$P_V = 92,5 \text{ mmHg}$$

$$\text{a) } V_2 = 20 \text{ ltos} \quad V_1 = 4 \text{ ltos}$$

$$P_1 = 3707,5 \text{ mmHg (corregido)}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_2 = \frac{3707,5 \text{ mmHg} \times 4 \text{ ltos}}{20 \text{ ltos}}$$

$$P_2 = 741,5 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 741,5 + 92,5 = 834 \text{ mmHg}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{a) } a = \frac{92,5 \text{ mmHg} \times 4 \text{ ltos} \times 18 \text{ gr} / \text{ mol}}{62,4 \frac{\text{ mmHg} \times \text{ lto}}{^\circ\text{K} \times \text{ mol}} \times 323^\circ\text{K}} = 0,33 \text{ gr} \\ \text{b) } a = \frac{92,5 \text{ mmHg} \times 20 \text{ ltos} \times 18 \text{ gr} / \text{ mol}}{62,4 \frac{\text{ mmHg} \times \text{ lto}}{^\circ\text{K} \times \text{ mol}} \times 323^\circ\text{K}} = 1,652 \text{ gr} \end{array} \right\} 1,652 \quad 0,33 = 1,32 \text{ gr H}_2\text{O}$$

18. 100 litros de aire a 20°C y presión de 1 atm. se hacen burbujear lentamente a través de éter. El aire saturado de vapor de éter sale a 20°C y presión total de 1 atm. Calcular: a) los gramos de éter que se evaporan, b) el volumen final de la mezcla; y c) si la mezcla se comprime isotérmicamente a 10 atm, la cantidad de éter que se recupera de nuevo al estado líquido. La presión de vapor de éter a 20°C es 422 mm. Suponer despreciable el volumen del éter líquido formado.

$$V = 100 \text{ ltos aire}$$

$$T = 293^\circ\text{K}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 1 \text{ atm} \quad P_V = 422 \text{ mmHg}$$

Se hace burbujear a través de éter :

$$T = 293^\circ\text{K}$$

$$C_2H_5 - O - C_2H_5 = 74 \text{ gr} / \text{ mol}$$

$$\text{a) } P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{760 \text{ mmHg} \times 100 \text{ ltos}}{338 \text{ mmHg}}$$

$$V_2 = 224,85 \text{ ltos}$$

luego:

$$a = \frac{P \times V \times M}{R \times T} = \frac{422 \text{ mmHg} \times 224,85 \text{ ltos} \times 74 \text{ gr/mol}}{62,4 \frac{\text{mmHg} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 293 \text{°K}} = 384,29 \text{ gr}$$

b) 224,85 ltos

c) $P_2 = 10 \text{ atm} = 7600 \text{ mmHg}$ $7600 \text{ mmHg} \times 100 \text{ ltos} = 7600 \text{ mmHg V}_2$

$$a = \frac{422 \text{ mmHg} \times 10 \text{ ltos} \times 74 \text{ gr/mol}}{62,36 \frac{\text{mmHg} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 293 \text{°K}} = 17,1 \text{ gr}$$

$$\text{eter} : 394,29 - 17,1 = 367,19 \text{ gr}$$

19. A 0°C la densidad del cloruro de metilo a una presión de $0,5 \text{ atm}$ es $1,401 \text{ g/litro}$, y a una presión de $0,25 \text{ atm}$, es $0,5666 \text{ g/litro}$. A partir de estos datos, calcular el peso molecular exacto del cloruro de metilo.

$$T = 273 \text{ °K}$$

$$d_{\text{CH}_3\text{Cl}} = 1,401 \text{ gr/lto} \quad d_{\text{CH}_3\text{Cl}} = 0,5666 \text{ gr/lto}$$

$$P = 0,5 \text{ atm} \quad P = 0,25 \text{ atm}$$

$$M_{\text{CH}_3\text{Cl}} = ?$$

$$\left. \begin{aligned} \left(\frac{d}{P}\right)_1 &= \frac{1,401}{0,5} = 2,2802 \\ \left(\frac{d}{P}\right)_2 &= \frac{0,5666}{0,25} = 2,2664 \end{aligned} \right\} 0,0138$$

$$M = \left(\frac{d}{P}\right)_0 RT = (2,2664 - 0,0138) 0,08206 \times 273 = 50,46 \text{ gr/mol}$$

20. A 0°C ($273,16 \text{ °K}$) la densidad del oxígeno a u a presión de 1 atm es $1,42090 \text{ g/litro}$, y a una presión de $0,5 \text{ atm}$ es $0,71415 \text{ g/litro}$. Calcular la constante R de los gases y el volumen molar gramo.

$$0^\circ \text{C} = 273,16 \text{ °K}$$

$$d_{\text{O}_2} = 1,42898 \text{ gr/lto} \quad P = 1 \text{ atm}$$

$$P = 0,5 \text{ atm} \quad d_{\text{O}_2} = 0,71415 \text{ gr/lto} \quad R = ? \quad V_m = ?$$

$$PM = d \times R \times T$$

$$R = \frac{0,5atm \times 32gr / mol}{0,71415gr / lto \times 273,6^{\circ}K} = 0,08201$$

$$R = \frac{1atm \times 32gr / mol}{1,4289gr / lto \times 273,16^{\circ}K} = 0,081979$$

}0,0039

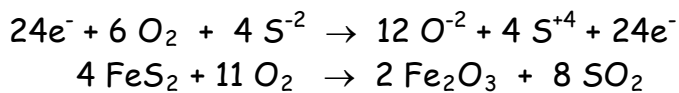
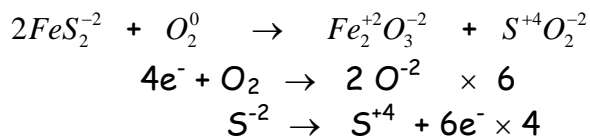
$$R = 0,08201 + 0,00039 = 0,082057 = 0,08206$$

$$V = \frac{n \times R \times T}{P} = \frac{1mol \times 0,08206 \frac{atm \times lto}{^{\circ}K \times mol} \times 273,16^{\circ}K}{1atm}$$

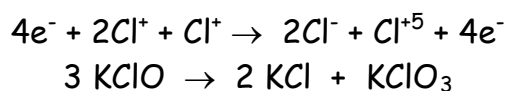
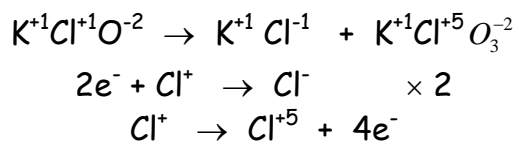
$$V = 22,415ltos(enC.N.)$$

ECUACIONES QUIMICAS: METODOS DE IGUALACION

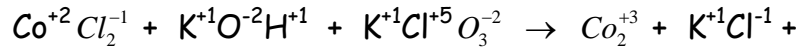
1. en la tostación de la piritita, FeS_2 , se forma óxido férrico Fe_2O_3 , y se desprende dióxido de azufre, SO_2 . Escribir la ecuación indicada correspondiente, e igualarla por el método del número de valencia.



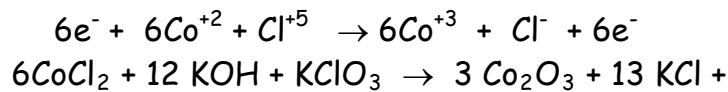
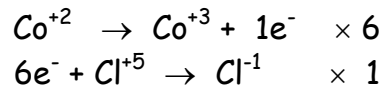
2. Al calentar hipoclorito potásico, $KClO$, se transforma en cloruro y en clorato potásico, KCl y $KClO_3$. Escribir la ecuación de este proceso igualada por el método del número de valencia.



3. Por acción del clorato potásico, $KClO_3$, en presencia de potasa cáustica, KOH , el cloruro cobaltoso, $CoCl_2$, pasa a óxido cobáltico Co_2O_3 . Escribir la ecuación correspondiente, igualada por el método del número de valencia.

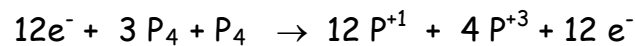
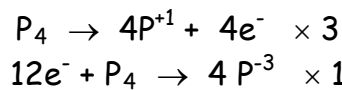
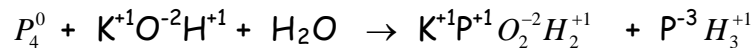


H_2
 O

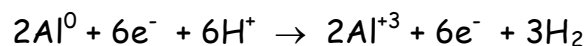
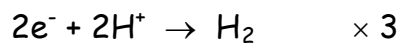
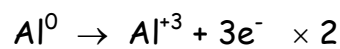
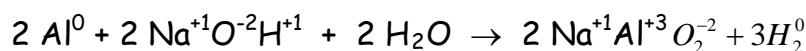
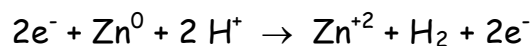
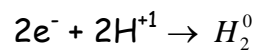
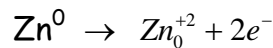
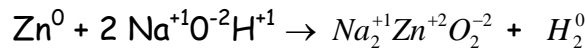


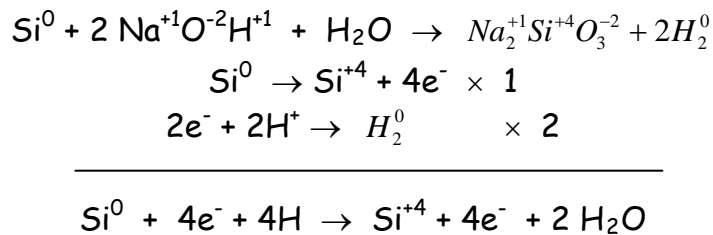
$+6H_2$
 O

4. Por acción de la potasa cáustica, KOH , sobre el fósforo, P_4 , se forma hipofosfito potásico, KPO_2H_2 , y fosfamina, PH_3 . Escribir e igualar por el método del número de valencia la correspondiente ecuación.

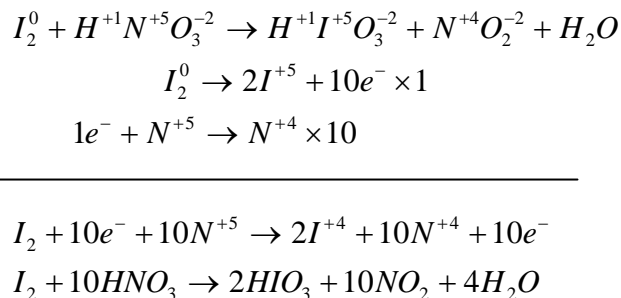


5. Igualar por el método del número de valencia las ecuaciones correspondientes a la reacción del Zinc, del aluminio y del Silicio con la sosa cáustica, en las que se obtiene hidrógeno y cincato, aluminato y silicatossódicos., Na_2ZnO_2 , Na_2SiO_3 .

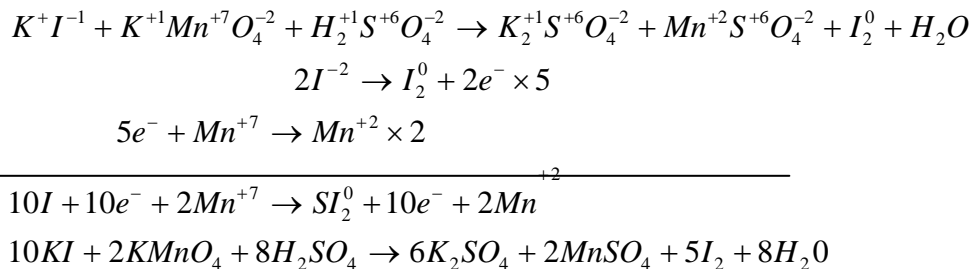




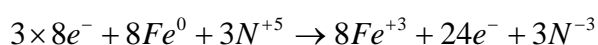
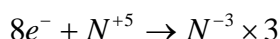
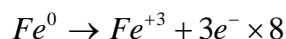
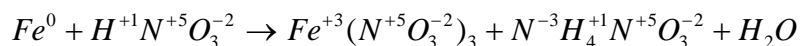
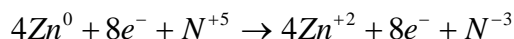
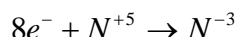
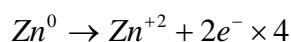
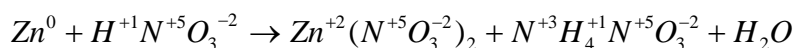
6. El ácido nítrico concentrado oxida el yodo a ácido iódico HIO_3 , y se reduce a dióxido de nitrógeno, NO_2 . Escribir e igualar por el método del número de valencia la ecuación correspondiente.



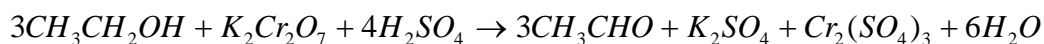
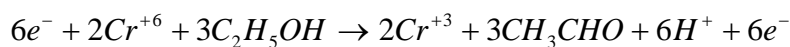
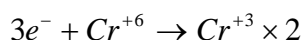
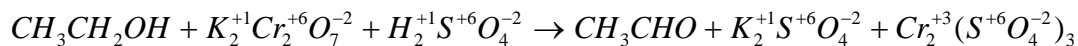
7. Escribir e igualar por el método del número de valencia la obtención de yodo a partir de yoduro potásico mediante el permanganato de potásico, KMnO_4 , en presencia de ácido sulfúrico.



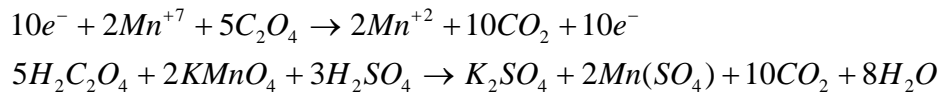
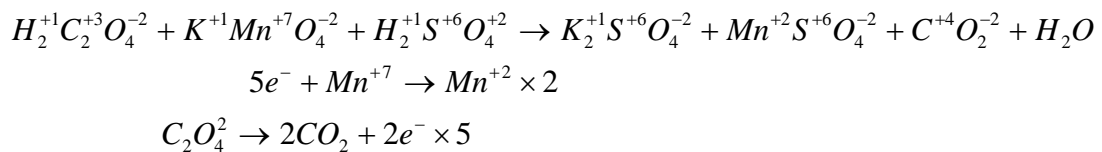
8. El ácido nítrico muy diluido al actuar sobre el cinc o sobre el hierro forma nitrato de cinc o nitrato férrico y se reduce a amoníaco, que con el ácido forma nitrato amónico. Escribir las ecuaciones correspondientes a estos procesos e igualarlas por el método del número en valencia.



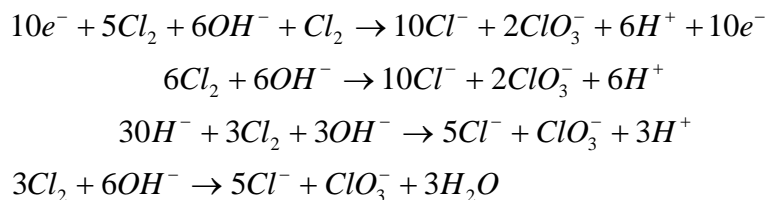
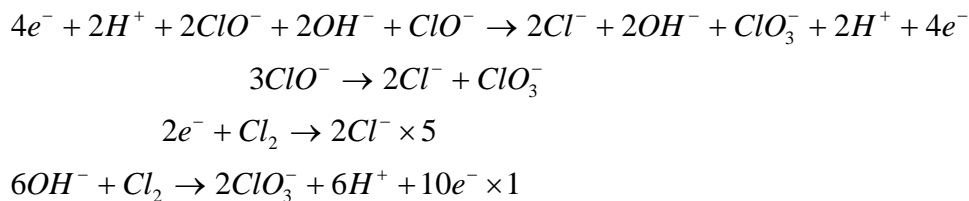
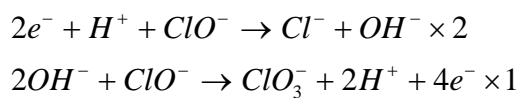
9. El alcohol etílico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, se oxida con acetaldehído, CH_3CHO , mediante el dicromato potásico en medio sulfúrico. Escribir la ecuación correspondiente, igualada por el método del número de valencia. (El número de valencia de un átomo de carbono se calcula considerando únicamente los enlaces a átomos distintos. Los enlaces a átomos de hidrógeno dan lugar a números de valencia negativos y los enlaces de átomos de oxígeno o de halógenos, a números de valencia positiva).



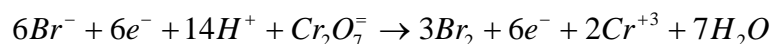
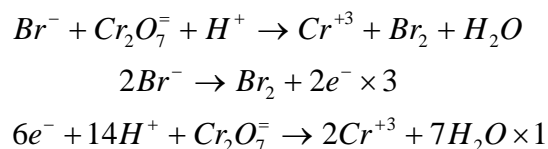
10. En presencia de ácido sulfúrico el permanganato potásico oxida al ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, a dióxido de carbono. Escribir e igualar por el método del número de valencia la ecuación correspondiente.



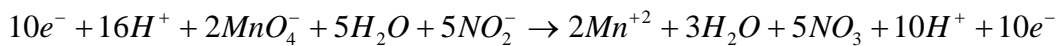
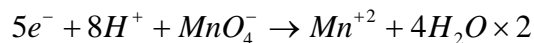
11. Igualar por el método del ión - electrón la ecuación del ejercicio 2 y la correspondiente a la acción del cloro en caliente sobre un álcali, en la que se forma el cloruro y clorato.



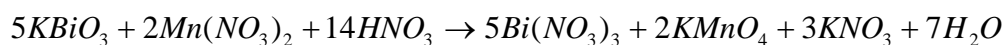
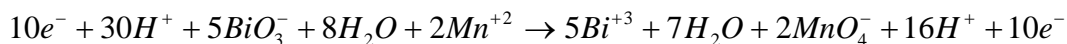
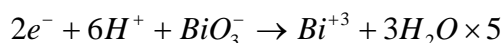
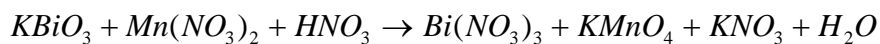
12. Igualar por el método del ión - electrón la formación de bromo a partir de un bromuro mediante el dicromato potásico en medio ácido.



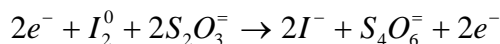
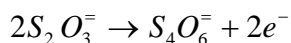
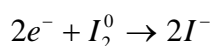
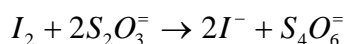
13. Igualar por el método del ión - electrón la oxidación de un nitrito a nitrato, mediante el permanganato potásico en medio ácido. Escribir la ecuación molecular correspondiente, suponiendo se oxida el nitrito potásico en un exceso de ácido sulfúrico.



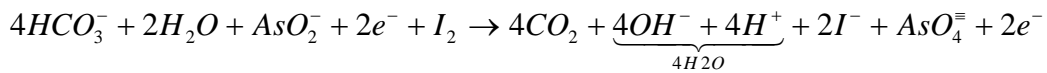
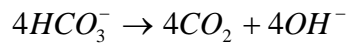
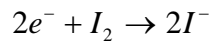
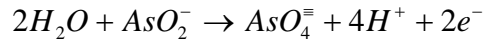
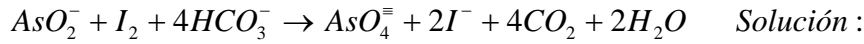
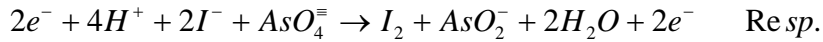
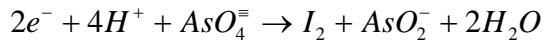
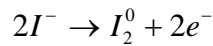
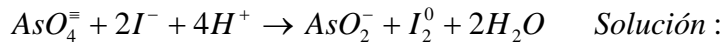
14. En medio fuertemente ácido el bismutato potásico, $KBiO_3$ oxida una sal manganosa a permanganato. El bismutato se reduce a ión Bi^{+++} . Escribir e igualar por el método del ión - electrón la ecuación iónica correspondiente, y a partir de esta, la ecuación molecular suponiendo se oxida nitrato manganoso en presencia de ácido nítrico.



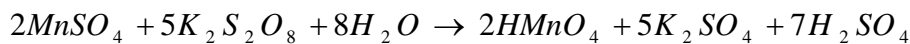
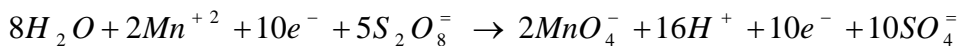
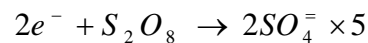
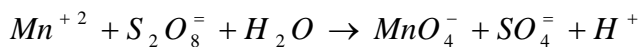
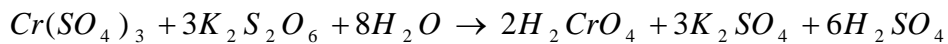
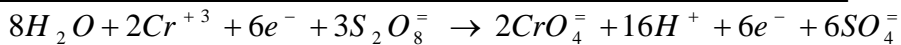
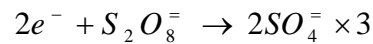
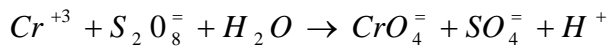
15. El tiosulfato sódico, $Na_2S_2O_3$, es oxidado por el iodo a tetratiónato sódico $Na_2S_4O_6$, mientras que el iodo se reduce a yoduro. Escribir e igualar por el método del ión - electrón la ecuación correspondiente. (Esta reacción tiene una gran importancia en el análisis volumétrico).



16. En medio prácticamente neutro (en presencia de bicarbonato), el iodo oxida el arsenito a arseniato, mientras que en medio fuertemente ácido esté se reduce a arsenito mediante el ácido iohídrico. Escribir e igualar por el método del ión - electrón ambas ecuaciones.

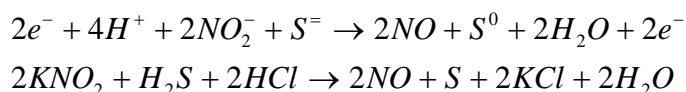
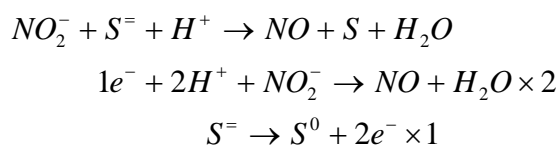
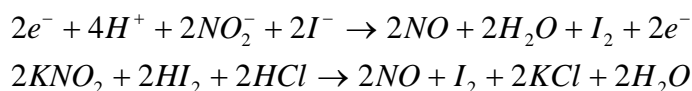
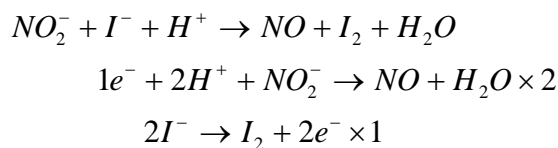


17. En medio ácido el persulfato potásico, $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$, oxida el ión crómico a cromato y el ión permanganoso a permanganato. Escribir e igualar por el método del ión electrón la oxidación del sulfato crómico y del sulfato manganoso mediante el persulfato potásico en exceso de ácido sulfúrico, a partir de ellas, las ecuaciones moleculares correspondientes.

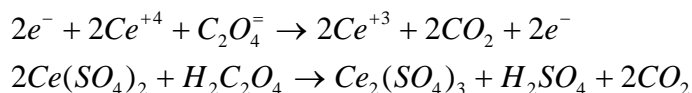
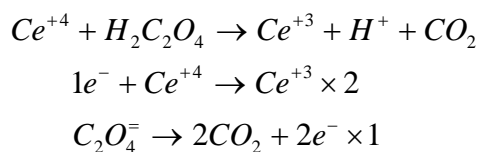
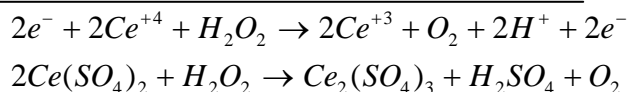
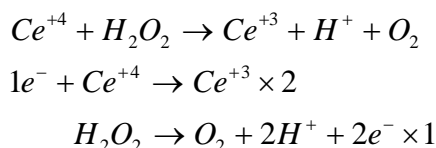


18. En medio ácido y en presencia de reductores fuertes, los nitritos actúan como oxidantes y se reducen a óxido nítrico. Escribir las ecuaciones iónicas de oxidación de los ácidos iohídrico y sulfhídrico por el nitrito
-

potásico en ácido clorhídrico, y a partir de ellas las correspondientes ecuaciones moleculares.



19. El sulfato cérico, $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$, en medio ácido es un oxidante energético, que al actuar se reduce a sulfato ceroso, $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$. Escribir e igualar por el método del ión - electrón la ecuación de oxidación mediante el sulfato cérico, y a partir de las mismas las ecuaciones moleculares correspondientes.



DISOLUCIONES: DENSIDAD Y CONCENTRACION

1. Calcular la cantidad de sosa cáustica y de agua que se necesitan para preparar 5 litros de una disolución al 20 %, cuya densidad es 1,219 g/cc. Cuál es la normalidad de esta disolución?

$$5\text{ltos disol} \times \frac{1000\text{cc disol}}{1\text{lto disol}} \times \frac{1,219\text{gr disol}}{\text{cc disol}} \times \frac{20\text{gr NaOH}}{100\text{gr disol}} = 1219\text{gr NaOH}$$

$$5\text{ltos disol} \times \frac{1000\text{ltos disol}}{1\text{lto disol}} \times \frac{1,219\text{gr disol}}{\text{cc disol}} \times \frac{809\text{gr H}_2\text{O}}{100\text{gr disol}} = 4876\text{gr H}_2\text{O}$$

$$\frac{20\text{gr NaOH}}{100\text{gr disol}} \times \frac{1,219\text{gr disol}}{\text{cc disol}} \times \frac{1000\text{cc disol}}{1\text{lto disol}} \times \frac{1\text{eq gr NaOH}}{40\text{gr NaOH}} = 6,095\text{N}$$

2. Se disuelve una cierta cantidad de cloruro magnésico hidratado, $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, en un peso igual de agua. Calcular la concentración de la disolución en tanto por ciento de sal anhidra.

$$\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = 20,3\text{gr/mol}$$

$$\text{MgCl}_2 = 95,3\text{gr/mol}$$

masa total de la disolución : 406,6 gr.disol

$$\frac{95,3\text{gr MgCl}_2}{406,6\text{gr disol}} \times 100 = 23,43\%$$

3. Una disolución de carbonato sódico de densidad 1,105 g/cc contiene 10,22 % de carbonato anhidro. Calcular el volumen de la misma que podrá dar lugar por evaporación a 100 gramos del carbonato hidratado, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

$$100\text{gr Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \times \frac{106\text{gr Na}_2\text{CO}_3}{286\text{gr Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} \times \frac{100\text{gr disol}}{10,22\text{gr Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{\text{cc disol}}{1,105\text{gr disol}} = 328,19\text{cc disol}$$

4. Calcular el peso de sulfato magnésico heptahidratado, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, que debe añadirse a 1000 gramos de agua para obtener una disolución al 15 % en sulfato anhidro.
-

$$1) \quad 1000 + m_2 = m_3 \quad 1) \text{ y } 2)$$

$$2) \quad 1000 \cdot 0 + m_2 \frac{120,3}{246,3} = m_3 0,48$$

$$m_2 0,488 = (1000 + m_2) 0,15$$

$$\text{despejando} \quad m_2 = 150 / 0,338 = 443,78 \text{ gr. MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$$

5. Calcular las cantidades de carbonato sódico hidratado, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ y de agua que se necesitan para preparar 12 litros de disolución al 13,9 % de carbonato anhidro, y de densidad igual a 1,145 g/cc. ¿Cuál es la normalidad de esta disolución?

$$m_1 + m_2 = m_3$$

$$m_1 c_1 + m_2 c_2 = m_3 c_3$$

$$1) m_1 + m_2 = m_3 = 12000 \text{ cc. disol} \times 1,145 \frac{\text{gr. disol}}{\text{cc. disol}} = 1347 \text{ gr. disol}$$

$$2) m_1 0 + m_2 \frac{106 \text{ gr. Na}_2\text{CO}_3}{286 \text{ gr. Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 13740 \times 0,139$$

$$\text{despejando} : m_2 = \text{masa Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} = 51,53 \text{ gr}$$

$$m_1 = \text{masa H}_2\text{O} = 85,87 \text{ gr}$$

normalidad :

$$\frac{13,5 \text{ gr Na}_2\text{CO}_3}{100 \text{ gr. disol}} \times \frac{1,145 \text{ gr. disol}}{\text{cc. disol}} \times \frac{1000 \text{ cc. disol}}{1 \text{ lto. disol}} \times \frac{1 \text{ eq. gr. Na}_2\text{CO}_3}{53 \text{ gr. Na}_2\text{CO}_3} = 3,003 \text{ N}$$

6. Calcular el volumen de disolución al 12 % en peso de CuSO_4 que podrá prepararse con 1 Kg de sulfato cúprico cristalizado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. La densidad de la disolución es 1,131 g/cm³.

$$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 250 \text{ gr} / \text{mol}$$

$$\text{CuSO}_4 = 160 \text{ gr} / \text{mol}$$

$$\begin{aligned} 1000 \text{ gr CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \times \frac{160 \text{ gr CuSO}_4}{250 \text{ gr CuSO}_4} \times \frac{100 \text{ gr. disol}}{12 \text{ gr CuSO}_4} \times \frac{\text{cc. disol}}{1,131 \text{ gr. disol}} \\ = 4,715 \times 10^3 = \\ = 4,715 \text{ ltos. disol} \end{aligned}$$

7. Se tiene un ácido sulfúrico concentrado de densidad 1,827 g/cc y 92,77 % en peso de H_2SO_4 . Calcular como hay que diluir este ácido, en volumen

y en peso para obtener un ácido sulfúrico que contenga 1 g de H_2SO_4 por 1 cc de disolución. El ácido resultante tiene una densidad de 1,549 g/cc.

concentración final del ácido :

$$\frac{1gr.H_2SO_4}{1cc.disol} \times \frac{1cc.disol}{1,549gr.disol} = 0,64557 = 64,57\%$$

$$1)m_1 + m_2 = m_3$$

para 1000 gr. de ácido: 2) $m_1c_1 + m_2c_2 = m_3c_3$

$$1)1000 + m_2 = m_3$$

$$2)1000 \times 0,3277 + m_2 \cdot 0 = m_3 \cdot 0,64557 \quad 1) \Rightarrow 2)$$

$$927,7 = (1000 + m_2) \cdot 0,64557$$

$$\text{despejando : } m_2 = 437,02gr.deH_2O$$

En volumen : para 1 lto. de ácido:

$$1lto.disol \times \frac{1000cc.disol}{1lto.disol} \times \frac{1,827gr.disol}{cc.disol} \times \frac{92,77gr.H_2SO_4}{100gr.disol} \times \frac{100gr.disol}{64,557gr.H_2SO_4} \times \frac{cc.disol}{1,549gr.disol} \times \frac{1lto.disol}{1000cc.disol} = 1,6949ltos.disol$$

8. Un ácido sulfúrico de 50 °Bé contiene 62,18 % de H_2SO_4 . Hallar la normalidad de este ácido.

$$\text{Ecuación para líquidos más densos que el H}_2\text{O: } \varphi = \frac{145}{145 - \eta} \quad \eta = \text{°Bé}$$

$$\varphi = \frac{145}{145 - 50} = 1,526gr / cc$$

$$\frac{62,18gr.H_2SO_4}{100gr.disol} \times \frac{1eq.gr.H_2SO_4}{49gr.H_2SO_4} \times \frac{1,526gr.disol}{cc.disol} \times \frac{1000cc.disol}{1lto.disol} = 19,36N$$

9. Hallar la normalidad y la molaridad de una disolución de amoníaco de 20 °Bé', que contiene 17,19 % en peso NH_3 .

$$\text{Ecuación para líquidos menos densos que el H}_2\text{O: } \varphi = \frac{140}{130 + \eta}$$

$$\varphi = \frac{140}{130 + 20} = 0,93gr / cc$$

$$\frac{17,19gr.NH_3}{100gr.disol} \times \frac{0,933gr.disol}{cc.disol} \times \frac{1000cc.disol}{lto.disol} \times \frac{1eq.gr.NH_3}{17gr.NH_3} = 9,434N$$

$$\frac{17,19gr.NH_3}{(100gr.disol - 17,9gr.H_2O)} \times \frac{1mol.NH_3}{17gr.NH_3} \times \frac{1000gr.H_2O}{1Kg.H_2O} = 12,21molal$$

10. Se disuelven en 600 gramos de agua 200 litros de cloruro de hidrógeno medidos a 15 °C y 768 mm. La disolución que resulta es de 21,1 °Bé. Calcular la concentración de este ácido en gramos de HCl por ciento y su molaridad.

$$P = \frac{145}{145 - 21,1} = 1,17gr / cc \quad \text{Ecuación de estado : } PV = \frac{m}{M}RT$$

$$m_{HCl} = \frac{768mm \times 200ltos \times 36,5gr / mol}{62,4 \frac{mm \times lto}{^\circ K \times mol} \times 288^\circ K} = 311,565gr.HCl$$

$$\%HCl = \frac{311,565gr.HCl}{911,565gr.disol} \times 100 = 34,208\%$$

$$\frac{34,21gr.disol}{100gr.disol} \times \frac{1mol.HCl}{36,5gr.HCl} \times \frac{1,17gr.disol}{1cc.disol} \times \frac{1000cc.disol}{1lto.disol} = 10,96M$$

11. Se mezcla un litro de ácido nítrico de densidad 1,38 g/cc y 62,70 % con un litro de ácido nítrico de densidad 1,13 g/cc y 22,38 %. Hallar: a) la concentración del ácido resultante en tanto por ciento; b) el volumen de ácido que se forma; y c) su molaridad. La densidad del ácido formado es igual a 1,276 g/cc.

$$am_1 + m_2 = m_3$$

$$1lto \times \frac{1000cc}{1lto} \times \frac{1,38gr}{cc} + 1lto \times \frac{1000cc}{1lto} \times \frac{1,13g}{cc} = m_3$$

$$1380 + 1130 = m_3 = 2510gr.$$

$$m_1c_1 + m_2c_2 = m_3c_3$$

$$1380 \cdot 0,627 + 1130 \cdot 0,2238 = 2510c_3$$

despejando :

$$c_3 = 44,54\%$$

$$b) 2510 \text{ gr. disol} \times \frac{1 \text{ cc. disol}}{1,276 \text{ gr. disol}} \times \frac{1 \text{ lto. disol}}{1000 \text{ cc. disol}} = 1967 \text{ ltos. disol}$$

$$c) \frac{44,54 \text{ gr. HNO}_3}{100 \text{ gr. disol}} \times \frac{1,276 \text{ gr. disol}}{\text{cc. disol}} \times \frac{1000 \text{ cc. disol}}{1 \text{ lto. disol}} \times \frac{\text{HNO}_3}{63 \text{ gr. HNO}_3} = 9,02 \text{ M}$$

12. Que cantidad de agua hay que evaporar de una tonelada de ácido sulfúrico de densidad 1,26 g/cc y 35,03 % para obtener un ácido de densidad 1,49 g/cc y 59,24 %. Realizar el cálculo: a) Correctamente a partir de los %; b), incorrectamente, a partir de las densidades, al suponer que los volúmenes son aditivos; c) , determinar las normalidades de los dos ácidos.

$$a) m_1 - m_2 = m_3$$

$$m_1 c_1 - m_2 c_2 = m_3 c_3$$

$$(1) 1000 \text{ Kg} - m_2 = m_3$$

$$(2) 1000 \cdot 0,3503 - m_2 \cdot 0 = m_3 \cdot 0,5924$$

$$(1) \text{ en } (2) \quad 350,3 = 592,4 - 0,5924 m_2$$

$$\text{despejando : } m_2 = 408,67 \text{ Kg H}_2\text{O}$$

$$b) V_1 - V_2 = V_3$$

$$10^6 \text{ gr} \times \frac{1 \text{ cc}}{1,26 \text{ gr}} - V_2 = V_3$$

$$7,9365 \times 10^5 \text{ cc} - V_2 = V_3$$

$$c) \frac{35,03 \text{ gr. H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ gr. disol}} \times \frac{12,6 \text{ gr. disol}}{\text{cc. disol}} \times \frac{1000 \text{ cc. disol}}{1 \text{ lto. disol}} \times \frac{1 \text{ eq. gr. H}_2\text{SO}_4}{49 \text{ gr. H}_2\text{SO}_4} = 9,01 \text{ N}$$

$$\frac{59,24 \text{ gr. H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ gr. disol}} \times \frac{1,49 \text{ gr. disol}}{\text{cc. disol}} \times \frac{1000 \text{ cc. disol}}{1 \text{ lto. disol}} \times \frac{1 \text{ eq. gr. H}_2\text{SO}_4}{49 \text{ gr. H}_2\text{SO}_4} = 18 \text{ N}$$

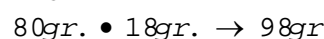
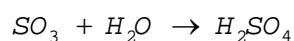
13. Calcular la cantidad de ácido sulfúrico concentrado de 96,2 % de H₂SO₄ que debe agregarse a 100 Kg de un oleum de un 12 % de SO₃ para obtener un ácido sulfúrico puro, de un 100 % de H₂SO₄.

$$(1) m_1 + m_2 = m_3$$

$$(2) m_1 c_1 + m_2 c_2 = m_3 c_3$$

$$m_1 + 100 = m_3$$

$$m_1 \cdot 0,962 + 100 c_2 = m_3$$



Cálculo de C₂ =

$$C_2 = 0,98 + \frac{12 \text{ Kg SO}_3}{100 \text{ Kg. disol}} \times \frac{98 \text{ Kg H}_2\text{SO}_4}{80 \text{ Kg SO}_3} = 1,027$$

(1) en (2)

$$m_1 0,962 + 100 \cdot 1,027 = m_1 + 100$$

$$\text{despejando } M_1 = m_1 = 71,05 \text{Kg}$$

14. Un oleum de un 25,4 % en SO_3 se ha de diluir en ácido sulfúrico de 97,6 % en H_2SO_4 para obtener un oleum de 20 % en SO_3 . Calcular la cantidad de ácido sulfúrico que debe agregarse por cada 100Kg del oleum original.

$$(1) m_1 + m_2 = m_3$$

$$(2) m_1 c_1 + m_2 c_2 = m_3 c_3$$

$$100 \text{Kg} + m_2 = m_3$$

$$100 \cdot 0,746 + m_2 c_2 = m_3 0,8$$

$$\text{Cálculo de } c_2 = 0,976 + \frac{2,4 \text{Kg } \text{H}_2\text{O}}{100 \text{Kg } \text{disol}} \times \frac{98 \text{Kg } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{Kg } \text{H}_2\text{O}} = 1,106$$

(1) en (2)

$$74,6 + m_2 1,106 = (100 + m_2) 0,8 = 80 + 0,8 m_2$$

$$\text{despejando } M_2 = \frac{5,4}{0,306} = 17,64 \text{Kg}$$

15. Se diluye a un volumen cinco veces mayor un ácido sulfúrico concentrado de densidad 1,805 g/cc que contiene 88,43 % en peso de H_2SO_4 . Calcular el volumen del ácido diluido que se necesita para preparar 5 litros de ácido sulfúrico normal.

$$V_2 = 5V_1$$

$$5 \text{ltos } \text{disol} \times \frac{1 \text{eq } \text{gr } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{lto } \text{disol}} \times \frac{49 \text{gr } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{eq } \text{gr } \text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{100 \text{g } \text{disol}}{88,43 \text{gr } \text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{cc } \text{disol}}{1,805 \text{gr } \text{disol}} = 153,493 \text{cc } \text{disol}$$

16. Una disolución de potasa cáustica de densidad 1,415 g/cc es de 41,71 %. Calcular el volumen de disolución que contiene 10 moles de KOH.

$$10 \text{moles } \text{KOH} \times \frac{56,108 \text{gr } \text{KOH}}{1 \text{mol } \text{KOH}} \times \frac{100 \text{gr } \text{disol}}{41,71 \text{gr } \text{KOH}} \times \frac{1 \text{cc } \text{disol}}{1,415 \text{gr } \text{disol}} = 950,66 \text{cc } \text{disol}$$

17. Se han de preparar 2 litros de disolución 2 normal en HCl y en NaCl a partir de ácido clorhídrico de densidad 1,165 g/cc y 33,16 % HCl, y de

una disolución de sosa cáustica de densidad 1,38 g/cc y de 35,01 % NaOH. Calcular los volúmenes que se necesitan de estas dos disoluciones.

Vde HCl:

$$2\text{ltos.disol} \times \frac{4\text{eq} - \text{gr.HCl}}{1\text{lto.disol}} \times \frac{36,5\text{gr, HCl}}{2\text{eq} - \text{gr.HCl}} \times \frac{100\text{gr.disol}}{33,16\text{gr.HCl}} \times \frac{1\text{cc.disol}}{1,65\text{gr.disol}} = 755,86\text{ccHCl}$$

V de NaOH :

$$2\text{ltos.disol} \times \frac{2\text{eq} - \text{gr.NaOH}}{1\text{lto.disol}} \times \frac{40\text{gr.NaOH}}{1\text{eq} - \text{gr.NaOH}} \times \frac{100\text{gr.disol}}{33,01\text{gr.NaOH}} \times \frac{1\text{cc.disol}}{1,38\text{gr.disol}} = 331,16\text{cc.disol}$$

18. Se tiene una disolución de dicromato potásico al 1 %, cuya densidad relativa es prácticamente la unidad. Calcular el volumen de esta disolución que se necesita para preparar 250 cc de disolución 0,1 normal de dicromato al actuar como oxidante.

$$6e^- + 14H^+ + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

$$250\text{cc.disol} \times \frac{1\text{lto.disol}}{1000\text{cc.disol}} \times \frac{0,1\text{eq} - \text{gr.K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1\text{eq} - \text{gr.disol}} \times \frac{294\text{gr.K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1\text{eq} - \text{gr.K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \times \frac{100\text{gr.disol}}{1\text{gr.K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \times \frac{1\text{cc.disol}}{1\text{gr.disol}} = 122,58\text{.disol}$$

19. Calcular el peso de anhídrido arsenioso que se necesita para preparar 1 litro de disolución de arsenito 0,1 normal. (El anhídrido arsenioso se disuelve con algo de sosa cáustica).

$$1\text{lto.disol} \times \frac{0,1\text{eqgr.Ar sen ito}}{1\text{lto.disol}} \times \frac{95,955\text{gr.Ar sen ito}}{1\text{eq} - \text{gr.Ar sen ito}} \times \frac{197,82\text{gr.As}_2\text{O}_3}{2 \times 191,91\text{gr.Ar sen ito}} = 4,945\text{gr.As}_2\text{O}_3$$

20. Se queman 80 litros de fosfamina medidos a 18 °C y 756 mm. El ácido fosfórico formado se disuelve en agua y se forma 1 litro de disolución. Calcular la normalidad de la disolución

ácida.

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad PH_3 + 2O_2 \rightarrow H_3PO_4$$
$$m_{PH_3} = \frac{765 \text{ mmHg} \times 80 \text{ ltos} \times 34 \text{ gr/mol}}{62,4 \frac{\text{mmHg} \times \text{lto}}{^\circ\text{K} \times \text{mol}} \times 291^\circ\text{K}} = 113,24 \text{ gr } PH_3$$

$$113,24 \text{ gr } PH_3 \times \frac{98 \text{ gr } H_3PO_4}{34 \text{ gr } PH_3} = 326,391 \text{ gr } H_3PO_4$$

$$\frac{326,391 \text{ gr } H_3PO_4}{1 \text{ lto. disol}} \times \frac{1 \text{ eq - gr } H_3PO_4}{58 / 3 \text{ gr } H_3PO_4} = 9,99 \text{ N}$$

21. Calcular el volumen de ácido sulfúrico de densidad 1,827 g/cc y 92,77 % de H_2SO_4 que se necesita para preparar 10 litros de ácido sulfúrico 3 normal.

$$10 \text{ ltos. disol} \times \frac{3 \text{ eq - gr } H_2SO_4}{1 \text{ lto. disol}} \times \frac{49 \text{ gr } H_2SO_4}{1 \text{ eq - gr } H_2SO_4} \times \frac{100 \text{ gr. disol}}{92,77 \text{ gr } H_2SO_4} \times \frac{\text{cc. disol}}{1,827 \text{ gr. disol}} = 867,3 \text{ cc. disol}$$

22. Se tiene una disolución de sosa cáustica 0,5 normal, factor 0,974. Hallar el volumen de disolución de sosa cáustica de densidad 1,22 g/cc y de 20,57 % de NaOH, que debe agregarse a un litro de aquella disolución para que resulte exactamente 0,5 normal. Suponer que en la mezcla los volúmenes son aditivos.

$$[NaOH] = 0,5 \times 0,974, N = 0,487$$

$$(1) V_1 + V_2 = V_3$$

$$(2) V_1 N_1 + V_2 N_2 = V_3 N_3$$

$$1 \text{ lto} + V_2 = V_3$$

$$1 \times 0,487 + V_2 N_2 = V_3 0,5$$

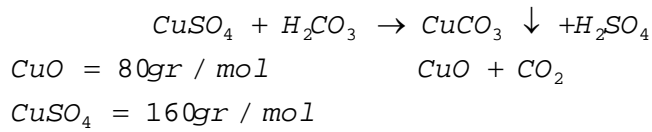
Cálculo de $N_2 =$

$$\frac{20,07 \text{ gr. NaOH}}{100 \text{ gr. disol}} \times \frac{1 \text{ eq - gr. NaOH}}{40 \text{ gr. NaOH}} \times \frac{1,22 \text{ g. disol}}{1 \text{ cc. disol}} \times \frac{10^3 \text{ cc. disol}}{1 \text{ lto. disol}} = N_2 = 6,1213$$

$$(1) \text{ en } (2): \quad 0,487 + V_2 6,121 = (1 + V_2) 0,5$$

$$\text{despejando } V_2 = \frac{0,013}{5,62} = 2,313 \times 10^{-3} \text{ ltos} = 2,313 \text{ cc}$$

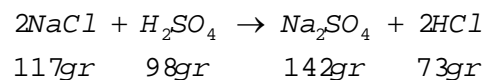
23. Calcular el volumen de disolución 2 normal de sulfato cúprico que se necesita para preparar 10 gr de óxido cúprico previa precipitación del cobre como carbonato y calcinación posterior de este a óxido.



$$10\text{grCuO} \times \frac{160\text{gr.CuSO}_4}{80\text{gr.CuO}} \times \frac{1\text{eq.grCuSO}_4}{80\text{gr.CuSO}_4} \times \frac{1\text{lto.disol}}{2\text{eq} - \text{grCuSO}_4} \times \frac{10^3\text{cc.disol}}{1\text{lto.disol}} =$$

$$V = 125\text{cc.disol}$$

24. Se tratan 250 g de cloruro sódico con ácido sulfúrico concentrado de densidad 1,83 g/cc y 93,64 %. Si el ácido se agrega en un exceso del 20 % respecto a la formación de sulfato sódico neutro, calcular el volumen de ácido sulfúrico utilizado.



$$250\text{grNaCl} \times \frac{98\text{gr.H}_2\text{SO}_4}{117\text{grNaCl}} \times 1,2 = 251,282\text{gr.H}_2\text{SO}_4$$

$$251,282\text{gr.H}_2\text{SO}_4 \times \frac{100\text{gr.disol}}{93,64\text{gr.H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1\text{cc.disol}}{1,93\text{gr.disol}} = 146,64\text{cc.disol}$$

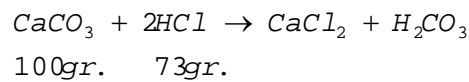
25. En el problema anterior, el cloruro de hidrógeno desprendido se absorbe en agua y se obtienen 500 cc de un ácido de densidad 1,137 g/cc. Calcular la normalidad de este ácido y su concentración en tanto por ciento.

$$250\text{gr.NaCl} \times \frac{73\text{gr.HCl}}{117\text{gr.NaCl}} = 155,983\text{gr.HCl}$$

$$\frac{155,983\text{gr.HCl}}{500\text{cc.disol}} \times \frac{1\text{eq} - \text{grHCl}}{36,5\text{gr.HCl}} \times \frac{1000\text{c.disol}}{1\text{lto.disol}} = 8,54\text{N}$$

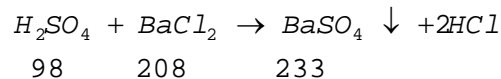
$$\frac{155,983\text{gr.HCl}}{500\text{cc.disol}} \times \frac{1\text{cc.disol}}{1,137\text{gr.disol}} \times 100 = 27,43\%$$

26. Calcular el volumen de ácido clorhídrico 3 normal que se necesita para disolver 12 gramos de un carbonato cálcico de 93,2 % de pureza.



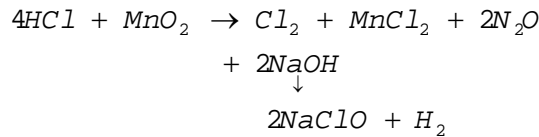
$$\begin{aligned} &12\text{gr.disol} \times \frac{93,2\text{gr.CaCO}_3}{100\text{gr.disol}} \times \frac{73\text{gr.HCl}}{100\text{gr.CaCO}_3} \times \frac{1\text{eq} - \text{grHCl}}{36,5\text{gr.HCl}} \times \\ &\times \frac{1\text{lto.disol}}{3\text{eq} - \text{grHCl}} \times \frac{1000\text{cc.disol}}{1\text{lto.disol}} = 74,56\text{cc.disol} \end{aligned}$$

27. A partir de 100 cc de un ácido sulfúrico, por precipitación con cloruro bórico, se obtienen 11,75 g de sulfato bórico. Hallar la normalidad del ácido sulfúrico.



$$\frac{11,75\text{gr.BaSO}_4}{100\text{cc.disol}} \times \frac{98\text{grH}_2\text{SO}_4}{233\text{gr.BaSO}_4} \times \frac{1000\text{cc.disol}}{1\text{lto.disol}} \times \frac{1\text{eq.grH}_2\text{SO}_4}{49\text{grH}_2\text{SO}_4} = 1,008\text{N}$$

28. Calcular el volumen de ácido clorhídrico concentrado de densidad 1,18 g/cc y 36,23 % de HCl que ha de reaccionar sobre un exceso de dióxido de manganeso para producir el cloro necesario que al actuar sobre disolución de sosa cáustica origine 5 litros de disolución normal de hipoclorito sódico.



$$5\text{ltos.disol} \times \frac{1\text{eq} - \text{grNaClO}}{1\text{ltto.disol}} \times \frac{74,5\text{grNaClO}}{1\text{eq} - \text{grNaClO}} \times \frac{4 \times 36,5\text{gr.HCl}}{149\text{grNaClO}} \times \\ \times \frac{100\text{gr.disol}}{36,23\text{gr.HCl}} \times \frac{1\text{cc.disol}}{1,18\text{gr.disol}} = 853,77\text{cc.disol}$$

29. Hallar el volumen de ácido nítrico concentrado (d = 1,4 g/cc; 66,97 %) que debe añadirse a un litro de ácido clorhídrico concentrado (d = 1,198 g/cc; 48,0 %) para obtener agua regia (3HCl:1HNO₃).

$$1\text{ltto.disol} \times \frac{1000\text{cc.disol}}{1\text{ltto.disol}} \times \frac{1,198\text{gr.disol}}{\text{cc.disol}} \times \frac{40\text{gr.disol}}{100\text{gr.disol}} \times \frac{63\text{gr.HNO}_3}{109,5\text{grHCl}} \\ \frac{100\text{gr.disol}}{66,97\text{gr.HNO}_3} \times \frac{\text{cc.disol}}{1,4\text{gr.disol}} = 294,06\text{cc.disol}$$

30. Hallar la concentración de una disolución de hidróxido potásico de densidad 1,24 g/cc, si al diluirla a un volumen diez veces mayor, 20 cc de la disolución diluída gastan 21,85 cc de ácido 0,5 normal, factor 1,025.

$$V_2 = 10V_1 \quad \text{factor} = 0,1 \\ V_1N_1 = V_2N_2 \\ 20\text{cc}N_1 = 21,85\text{cc} \times 0,5 \times 1,025 \\ N_1 = 0,559 \quad N_1 = 5,59$$

$$\text{Concentración} = \frac{5,599\text{eq} - \text{grKOH}}{1\text{ltto.disol}} \times \frac{1\text{ltto.disol}}{1000\text{cc.disol}} \times \frac{1\text{cc.disol}}{1,24\text{gr.disol}} \times \\ \frac{56\text{grKOH}}{1\text{eq} - \text{gr.KOH}} \times \\ \times 100 = 25,28\%$$

31. Calcular la concentración de un ácido sulfúrico de densidad 1,725 g/cc a partir de los datos siguientes: 10cc del ácido se diluyen a 250 cc, y 10 cc de este ácido diluído al valorarlo con un alcalí 0,5 normal, factor 1,034 gastan 21,7 cc de éste.



$$10ccN_1 = 21,7cc \times 0,5 \times 1,034$$

$$\text{donde } N_1 = 28,04723$$

$$\frac{28,04725eq - grH_2SO_4}{lto.disol} \times \frac{49gr.H_2SO_4}{1eq.grH_2SO_4} \times \frac{1lto.disol}{1000cc.disol} \times \frac{1cc.disol}{1,725gr.disol} \times 100 = 79,74\%$$

32. ¿Cuál es la concentración de un amoníaco, de densidad 0,907 g/cc, sabiendo que al diluir 25 cc a 500 cc, 25 cc de esta disolución diluida gastan 17,25 cc de un ácido normal factor 0,965?

25 cc a 500 cc fact. de dil. = 0,5

$$25ccN_1 = 17,25ccN_2$$

$$N_2 = 0,965$$

$$N_1 = 13,317$$

$$\frac{13,317eq - grNH_3}{lto.disol} \times \frac{17grNH_3}{1eq - grNH_3} \times \frac{1lto.disol}{10^3cc.disol} \times \frac{1cc.disol}{0,907gr} \times 100 = 24,96\%$$

33. Un ácido acético diluido, de densidad prácticamente la unidad, se valora con sosa cáustica 0,2 normal, factor 1,028, 20cc del ácido consumen 16,2 cc del alcalí. Hallar la concentración del ácido acético.

$$20ccN_1 = 16,2ccN_2 \quad N_2 = 0,2 \times 1,028$$

$$N_1 = 0,1665$$

$$0,1665 \frac{eq - grCH_3COOH}{lto.disol} \times \frac{60gr.CH_3COOH}{1eq - gr.CH_3COOH} \times \frac{1lto.disol}{1000cc.disol} \times \frac{1cc.disol}{1gr.disol} \times 100 = 0,999\%$$

34. Una disolución saturada de hidróxido bórico a 20 °C tiene una densidad de 1,041 g/cc. Hallar su solubilidad calculada en gramos del hidrato, Ba(OH)₂ · 8H₂O, por litro y por 100 gramos de disolución si 10cc de la disolución saturada se neutralizan con 9,5 cc de ácido 0,5 normal, factor 0,960.

$$10\text{cc}N_1 = 9,5\text{cc}N_2$$

$$N_2 = 0,5 \times 0,56$$

$$N_1 = 0,456$$

$$\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} \quad \text{pesomolecular} = 315,504\text{gr} / \text{mol}$$

$$0,456 \frac{\text{eq} - \text{grBa(OH)}_2\text{8H}_2\text{O}}{\text{lto.disol}} \times \frac{315,504 / 2\text{gr}}{\text{leq} - \text{grBa(OH)}_2\text{8H}_2\text{O}} = 71,93 \frac{\text{gr}}{\text{lto.disol}}$$

$$0,456 \frac{\text{eq} - \text{grBa(OH)}_2\text{8H}_2\text{O}}{\text{lto.disol}} \times \frac{315,504 / 2\text{gr}}{\text{leq} - \text{gr}} \times \frac{\text{lto.disol}}{10^3\text{cc.disol}} \times \frac{1\text{cc.disol}}{1,401\text{gr.disol}} = 0,0691$$

35. Calcular el volumen de alcalí normal que se necesita para neutralizar 1 g exacto de: a), H_2SO_4 ; b) Oleum de 50 % de SO_3 ; y c) , de SO_3 puro.

$$\text{a) } 1\text{gr.H}_2\text{SO}_4 \times \frac{80\text{grNaOH}}{98\text{gr.H}_2\text{SO}_4} \times \frac{\text{leq} - \text{grNaOH}}{40\text{gr.NaOH}} \times \frac{1\text{lto.disol}}{\text{leq} - \text{grNaOH}} \times \frac{1000\text{cc.disol}}{1\text{lto.disol}} = 20,408\text{cc.disol}$$

$$\text{b) } 0,5\text{grH}_2\text{SO}_4 \times \frac{80\text{gr.NaOH}}{98\text{gr.H}_2\text{SO}_4} \times \frac{\text{leq} - \text{grNaOH}}{40\text{gr.NaOH}} \times \frac{1000\text{cc.disol}}{\text{leq} - \text{grNaOH}} = 10,204$$

$$0,5\text{grSO}_3 \times \frac{98\text{grH}_2\text{SO}_4}{80\text{gr.SO}_3} \times \frac{80\text{grNaOH}}{98\text{grH}_2\text{SO}_4} \times \frac{\text{leq} - \text{grNaOH}}{40\text{gr.NaOH}} \times \frac{1000\text{cc.disol}}{\text{leq} - \text{grNaOH}} = 12,5$$

total : 22,7cc.disol

DISOLUCIONES: PROPIEDADES COLIGATIVAS Y PESOS
MOLECULARES
DE SOLUTOS

1. A temperatura muy próxima a $26\text{ }^{\circ}\text{C}$ la presión de vapor de agua resulta ser de 25,21 mm. Calcular la presión de vapor a la misma temperatura de una solución 2,32 molal de un compuesto no electrolito no volátil, suponiendo comportamiento ideal.

$$m = 2,32 \text{ molal} = \frac{2,32 \text{ moles.soluto}}{\text{Kg.disolvente}}$$

$$1 \text{ Kg.disolvente} = 1000 \text{ gr.disolvente} \times \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ gr}} = 55,5 \text{ moles(H}_2\text{O)}$$

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = X_s = \frac{25,21 - P}{25,21}$$

$$X_s = \frac{2,32 \text{ moles.soluto}}{(2,32 + 55,55) \text{ moles.totales}} = 0,04$$

$$\frac{25,21 - P}{25,21} = 0,04 \quad \text{despejando : } P = 24,201 \text{ mmHg}$$

2. A unos 50 °C la presión de vapor del benceno resulta ser de 269,3 mm. Hallar a la misma temperatura la presión de vapor de una disolución que contiene 1,26 g de naftaleno, C₁₀H₈ en 25,07 g de benceno.

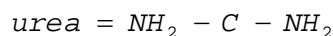
$$P = X_d \cdot P_v \quad P_v = 269,3 \text{ mmHg}$$

$$P = \frac{25,07 \text{ gr C}_6\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78 \text{ gr.C}_6\text{H}_6} \times 269,3}{1,26 \text{ gr C}_{10}\text{H}_8 \times \frac{1 \text{ mol C}_{10}\text{H}_8}{128 \text{ gr.C}_{10}\text{H}_8} + 269,3}$$

$$P = \quad \times 269,3$$

$$P = 261,29 \text{ mmHg}$$

3. Al disolver 13,2 gramos de urea en 60,8 g de agua la presión de vapor a 28 °C desciende de 28,55 mm a 26,62 mm . Hallar el peso molecular de la urea.



$$M = ?$$

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = X_s$$

$$\frac{28,35 - 26,62}{28,35} = X_s = \frac{\frac{13,2 \text{ gr}}{M}}{\frac{13,2}{M} + \frac{60,8}{18}} = 0,061$$

$$\frac{13,2}{13,2 + 3,377M} = 0,061 \quad M = 60,15 \text{ gr / mol}$$

4. A 80,2 °C, punto de ebullición del benceno, la presión de vapor de una disolución formada por 3,54 g de dinitrobenceno y 42,61 g de benceno es de 731,8 mm. Calcular el peso molecular del dinitrobenceno.
-

$$P_v = 731,8 \text{ mmHg}(P) \quad M = ?$$

$$P_v = 760 \text{ mmHg}(P_o)$$

$$\frac{760 - 731,8}{760} = \frac{\frac{3,54}{M}}{\frac{3,54}{M} + \frac{42,61}{78}} = 0,0371$$

$$\frac{3,54}{3,54 + 0,546M} = 0,0371$$

$$M = 168,2 \text{ gr} / \text{mol}$$

5. En las inmediaciones de 10°C la presión de vapor del éter, $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, es de 290,6 mm. y la de una disolución obtenida al disolver 5,01 g de ácido esteárico en 27,6 g de éter es de 277,5 mm. Calcular el peso molecular del ácido esteárico.

$$5,01 \text{ gr } \text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH} \quad M = ?$$

$$27,6 \text{ gr } \text{C}_2\text{H}_5 - \text{O} - \text{C}_2\text{H}_5$$

$$P_o = 290,6 \text{ mmHg}$$

$$P = 277,5 \text{ mmHg}$$

$$\frac{290,6 - 277,5}{290,6} = \frac{\frac{5,01}{M}}{\frac{5,01}{M} + \frac{27,6}{74}} = 0,045$$

$$\frac{5,01}{5,01 + 0,3729M} = 0,045 \quad M = 285,07 \text{ gr} / \text{mol}$$

6. Una disolución saturada de fenol en agua tiene a 21°C una presión de vapor de 18,31 mm, mientras que la del agua pura es de 18,65 mm. Calcular la solubilidad del fenol en agua expresada en gramos por ciento. Suponiendo que la disolución sigue la ley de Raoult.

$$P_o = 18,65 \text{ mmHg}$$

$$P = 18,31 \text{ mmHg}$$

$$\frac{18,65 - 18,31}{18,65} = \frac{\frac{a}{94}}{\frac{a}{34} + \frac{100 - a}{18}} = 0,01823$$

$$\frac{a}{a + \frac{9400 - 94a}{18}} = 0,01823$$

$$\frac{18a}{18a + 9400 - 94a} = 0,01823 = \frac{18a}{9400 - 76a}$$

$$a = \frac{171,362}{19,318} = 8,839\%$$

7. A 19°C , la presión de vapor del tetracloruro de carbono, CCl_4 es de $85,51 \text{ mm}$, y la de una disolución de $0,860 \text{ g}$ de antraceno en $20,0 \text{ g}$ de CCl_4 es de $82,26 \text{ mm}$. Hallar el peso molecular del antraceno.

$$P_o = 85,51 \text{ mmHg}$$

$$P = 82,26 \text{ mmHg}$$

$$\frac{P_o - P}{P_o} = X_S = \frac{85,51 - 82,26}{85,51} = \frac{0,86 / M}{0,86 / M + 20 / 154}$$

$$0,038 = \frac{0,86}{0,86 + 0,1298M}$$

$$M = 167,64 \text{ gr} / \text{mol}$$

8. A 85°C la presión de vapor del dibromuro de propileno, $\text{C}_3\text{H}_6\text{Br}_2$ es de 128 mm . y la del dibromuro de etileno, $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$ es de $172,6 \text{ mm}$. Calcular la presión de vapor de una mezcla líquida supuesta ideal de estas dos sustancias formada por dos moles de $\text{C}_3\text{H}_6\text{Br}_2$ y tres moles de $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$.

$$P_v = 128 \text{ mm} \quad \text{C}_3\text{H}_6\text{Br}_2 \quad 2 \text{ moles}$$

$$P_{v_2} = 172,6 \text{ mm} \quad \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2 \quad 3 \text{ moles}$$

$$P = X_1 P_{v_1} + X_2 P_{v_2} = \frac{2}{5} 128 \text{ mm} + \frac{3}{5} 172,6 \text{ mm}$$

$$\text{presión de la mezcla} = 154,76 \text{ mmHg}$$

9. A 110 °C las presiones de vapor de clorobenceno, C_6H_5Cl , y del bromobenceno, C_6H_5Br , son, respectivamente, de 400 mm y 200 mm. Calcular la presión de vapor a esta temperatura de una mezcla líquida supuesta ideal formada por un 30 % de C_6H_5Cl y un 70 % de C_6H_5Br .

$$Pv_1 = 400mm \quad C_6H_5Cl \quad 30\%$$

$$Pv_2 = 200mm \quad C_6H_5Br \quad 70\%$$

$$P = X_1Pv_1 + X_2Pv_2$$

$$SiMt = 100gr$$

$$30grC_6H_5Cl \times \frac{1mol}{112,5grC_6H_5Cl} = 0,2666moles$$

$$70gr.C_6H_5Br \times \frac{1mol}{157grC_6H_5Br} = 0,4458moles$$

$$P = \frac{0,2666}{0,2666 + 0,4458} 400 + \frac{0,4458}{0,2666 + 0,4458} 200 = 274,82mm$$

10. De X, fracción molar CH_3OH en el líquido.

$$X \cdot 260,5 + (1 - X)135,3 = 760$$

$$260,5X + 135,3 - 135,3X = 760$$

$$125,2X = 624,7 \quad ;= 4,98molesCH_3OH$$

Pero para 1 mol. de mezcla tendremos: 0,498 moles CH_3OH y
: 0,502 moles C_2H_5OH (1)

$$0,498 \text{ moles } CH_3OH \times \frac{32,043gr.CH_3OH}{1mol.CH_3OH} = 15,957gr.CH_3OH$$

$$0,502 \text{ moles } C_2H_5OH \times \frac{46,07gr.C_2H_5OH}{1molC_2H_5OH} = 23,127gr.C_2H_5OH$$

$$\text{Luego en \% tenemos: } \frac{15,957gr.CH_3OH}{39,084gr.Mezcla} \times 100\% = 40,83\%CH_3OH$$

$$\frac{23,127gr.C_2H_5OH}{39,084gr.Mezcla} \times 100\% = 59,17\%C_2H_5OH$$

En seguida calculamos, X', fracción molar CH_3OH en el vapor.

$$P_{CH_3OH} = 0,498 \times 260,5 = 129,729mm$$

$$P_{C_2H_5OH} = 760 - 129,729 = 630,271mm$$

$$X' = \frac{129,729}{760} = 0,170moles(2)$$

Vapor formado por 0,170 moles CH_3OH y 0,830 moles C_2H_5OH por 1 mol de Mezcla. (2)

$$0,170molesCH_3OH \times \frac{32,043gr.CH_3OH}{1molCH_3OH} = 5,477gr.CH_3OH$$

$$0,830molesC_2H_5OH \times \frac{46,07grC_2H_5OH}{1molC_2H_5OH} = 38,238gr.C_2H_5OH$$

En % tenemos: $\frac{5,447grCH_3OH}{43,685gr,Mezcla} \times 100\% = 12,47\%$

$$\frac{38,238gr.C_2H_5OH}{43,685gr.Mezcla} \times 100\% = 87,53\%$$

Como la Mezcla es equimolecular entonces: Sacamos la media aritmética tanto de moles como por ciento en peso.

$$\text{De (1) y (2)} \quad \frac{0,498 + 0,170}{2} = 0,3340molesCH_3OH$$

En porcentaje tenemos: 33,40% moles de CH_3OH y de 66,60% moles de C_2H_5OH

Igualmente para el tanto por ciento en peso:

$$\frac{40,83\% + 12,47\%}{2} = 26,65\%deCH_3OH$$

y 73,35%de C_2H_5OH

Igualmente para el tanto por ciento en peso:

$$\frac{40,83\% + 12,47\%}{2} = 26,65\%deCH_3OH$$

73,35%de C_2H_5OH

11. De: $1610 X + (1-X) 290 = 760$

$$1610 X + 290 - 290 X = 760$$

$$1320 X = 470$$

$$X = 0,3561$$

$C_3H_6O = 0,3561$ moles ; En % = 35,61 % moles C_3H_6O y de
 $C_7H_8 = 0,6439$ moles ; En % = 64,39 % moles C_7H_8

$$\text{Ahora } 0,3561 \text{ moles} \times \frac{58,081 \text{ gr. } C_3H_6O}{1 \text{ mol } C_3H_6O} = 20,683 \text{ gr. } C_3H_6O$$

$$0,6439 \text{ moles} \times \frac{92,141 \text{ gr. } C_7H_8}{1 \text{ mol } C_7H_8} = 59,329 \text{ gr. } C_7H_8$$

Teniendo 80,012 gr. de Mezcla podemos calcular en porcentaje:

$$\frac{20,683 \text{ gr. } C_3H_6O}{80,012 \text{ gr. Mezcla}} \times 100\% = 25,85\% \text{ de } C_3H_6O$$

y 74,15% de C_7H_8

12. La composición del vapor que se forma es :

a) $P_{C_3H_6O} = 0,3561 \times 1610 = 573,32$

$$X' = \frac{573,32}{760} = 0,7543 \text{ moles } C_3H_6O$$

$$P_{C_7H_8} = 0,6439 \times 290 = 186,731$$

$$X'' = \frac{186,731}{760} = 0,2457 \text{ moles } C_7H_8$$

En porcentaje tendremos: $X' = 75,43\%$ moles de C_3H_6O y de
 $X'' = 24,57\%$ moles C_7H_8

Por lo tanto :

$$0,7543 \text{ moles } C_3H_6O \times \frac{58,081 \text{ gr. } C_3H_6O}{1 \text{ mol } C_3H_6O} = 43,81 \text{ gr. } C_3H_6O$$

$$0,2457 \text{ moles } C_7H_8 \times \frac{92,141 \text{ gr. } C_7H_8}{1 \text{ mol } C_7H_8} = 22,64 \text{ gr. } C_7H_8$$

$$\frac{43,81 \text{ gr. } C_3H_6O}{66,45 \text{ gr. Mezcla}} \times 100\% = 65,93\% C_3H_6O$$

Entonces:

$$\frac{22,64 \text{ gr. } C_7H_8}{66,45 \text{ gr. Mezcla}} \times 100\% = 34,07\% C_7H_8$$

b) Presión de vapor = 0,7543 (1610) + 0,2457 (290) = 1285,676 mm

Redondeando = 1285,7 mm.

13. Una disolución de peróxido de hidrógeno en agua cuya concentración es del 2,86 % congela a $-1,61\text{ }^{\circ}\text{C}$. Hallar el peso molecular del peróxido de hidrógeno. $\Delta c(\text{H}_2) = 1,86\text{ }^{\circ}\text{C/mol}$.

$\delta c = m\Delta c$ Descenso del pto de congelación

$$1,61 = \frac{2,86 \times 1000}{97,14 \times M} \times 1,86$$

despejando :

$$M = \frac{2,86 \times 1000 \times 1,86}{1,61 \times 97,14} = 34\text{gr} / \text{mol}$$

14. Suponiendo comportamiento ideal, calcular los puntos de ebullición de tres disoluciones de úrea al 5, al 10 y al 15 % de $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. $\Delta e(\text{H}_2\text{O}) = 0,52\text{ }^{\circ}\text{C/mol}$.

$$\delta e = \frac{a \times 1000}{A \times M} \Delta e = \frac{5 \times 1000}{95 \times 60} \times 0,52 = 0,456 \quad T_e = 100,456\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\delta e = \frac{a \times 1000}{A \times M} \Delta e = \frac{10 \times 1000}{90 \times 60} \times 0,52 = 0,963 \quad T_e = 100,963\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\delta e = \frac{a \times 1000}{A \times M} \Delta e = \frac{15 \times 1000}{85 \times 60} \times 0,52 = 1,529 \quad T_e = 101,53\text{ }^{\circ}\text{C}$$

15. Una disolución de glicocola preparada al disolver 1,62 g de sustancia en 19,62 g de agua, hierve $100,6\text{ }^{\circ}\text{C}$. Hallar el peso molecular de la glicocola. $\Delta e(\text{H}_2) = 0,52\text{ }^{\circ}\text{C/mol}$.

$$T_e = 100,6\text{ }^{\circ}\text{C} \quad \delta e = 0,6\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\delta e = m\Delta e = \frac{1,62 \times 1000}{19,62 \times M_s} \times 0,52$$

$$M_s = \frac{1,62 \times 520}{13,62 \times 0,6} = 71,56\text{gr} / \text{mol}$$

16. Una disolución de urea tiene un punto de congelación de $-1\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcular la cantidad de agua que habrá de añadir a 100 g de una disolución para que el punto de congelación de la disolución diluída sea $-0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$. $\Delta e(\text{H}_2\text{O}) = 1,86\text{ }^{\circ}\text{C/mol}$.
-

$$\delta e = \frac{a \times 1000}{A \times Ms} \times \Delta c$$

$$1 = \frac{a \times 1000}{A \times 60} \times 1,86 \quad \frac{a}{A} = 0,032215 \quad (1)$$

$$0,5 = \frac{a \times 1000}{A \times 60} \times 1,86 \quad \frac{a}{A} = 0,01613 \quad (2)$$

$$(3) \times (1) \quad A = 100 \quad \frac{100 - A}{A} = 0,03225$$

$$^{\circ}A = 36,875 \text{ gr } H_2O$$

17. El radiador de un automóvil contiene 10 litros de agua. Calcular la cantidad de etilen - glicol, $C_2H_6O_2$, o de glicerina, $C_3H_8O_3$, que debería añadirse para que el líquido no empezase a congelar hasta $-10^{\circ}C$. $\Delta e(H_2O) = 1,86^{\circ}C/mol$.

$$V = 18 \text{ ltos } H_2O \quad m_{H_2O} = 18000 \text{ gr.}$$

$$C_2H_6O_2 = 62 \text{ gr / mol}$$

$$C_3H_8O_3 = 92 \text{ gr / mol}$$

$$10 = \frac{a \times 1000}{A \times 62} \times 1,86 = \frac{a \times 1000}{18000 \times 62} \times 1,86 \quad a = 6000 \text{ gr etilenglicol}$$

$$10 = \frac{a \times 1000}{18000 \times 92} \times 1,86 = \quad a = 8903,2 \text{ gr glicerina}$$

18. El benceno congela a $5,5^{\circ}C$ y hierve a $80,2^{\circ}C$. Los calores latentes de fusión y de ebullición del benceno son, respectivamente, $30,3$ y $94,2$ cal/g. Calcular las constantes molales de los puntos de congelación y de ebullición del benceno. Los valores experimentales son $5,12$ y $2,67^{\circ}C/mol$, respectivamente.

$$T_c = 5,5^{\circ}C \quad C_6H_6 \quad \ell_f = 30,3 \text{ cal / gr} \quad \Delta c = ?$$

$$T_e = 80,2^{\circ}C \quad \ell_e = 94,2 \text{ cal / gr} \quad \Delta e = ?$$

$$\Delta c = \frac{1,58 \text{ cal / } ^{\circ}K \times \text{mol}(353,2)^2 \text{ } ^{\circ}K^2}{1000 \times 30,3 \text{ cal / gr}} = 2,62^{\circ}K / \text{mol}$$

$$= 5,068^{\circ}K / \text{mol}$$

$$\Delta e = \frac{1,98 \text{ cal / } ^{\circ}K \times \text{mol}(353,2)^2 \text{ } ^{\circ}K^2}{1000 \times 94,2 \text{ cal / gr}} = 2,62^{\circ}K / \text{mol}$$

19. Se disuelven 3,96 g de ácido benzoico, C_6H_5COOH , en 80,6 g de benceno y la disolución congela a $4,47^\circ C$. El benceno puro congela a $5,5^\circ C$. Hallar el peso molecular y la fórmula del ácido benzoico disuelto en el benceno. $\Delta c(C_6H_6)=5,12^\circ C/mol$.

$$\delta c = m\Delta c = \frac{a \times 1000}{A \times M} \times \Delta c$$

$$\delta c = 1,03 = \frac{3,96 \times 1000}{80,6 \times M} \times 5,12$$

$$M = 244,2gr / mol$$

20. El fenol purísimo funde a $40,8^\circ C$, y su constante molal del punto de congelación es $7,3^\circ C/mol$. Calcular la proporción de agua que lleva un fenol que empieza a congelar a $18^\circ C$.

$$\delta c = 40,8 - 18 = 22,8^\circ C = \frac{a \times 1000}{A \times M} \times \Delta c$$

$$22,8^\circ C = \frac{a \times 1000}{(100 - a) \times 18} \times 7,3$$

$$22,8(1800 - 18a) = 7300a$$

$$41 - 40 - 410,4a = 7300a$$

despejando :

$$a = 5,32\%$$

21. Calcular el punto de congelación de un fenol impurificado con un 1% de agua. El fenol puro solidifica a $40,8^\circ C$. $\Delta c(\text{fenol})=7,3^\circ C/mol$.

fenol = solvente

agua = soluto(1%)

$$\delta c = \frac{1 \times 1000}{99,18} \times 7,3$$

$$\delta c = 4,096$$

$$T_c = 40,8 - 4,096 = 3,7^\circ C$$

22. Se disuelve 0,469 g. de ácido acético, CH_3COOH , en 23,15 g. de agua y la disolución congela a $0,63^\circ C$. Una disolución de 0,704 g. de ácido acético en 29,54 de benceno desciende el punto de congelación de éste en $1,02^\circ C$. Hallar los pesos moleculares del ácido acético en la disolución acuosa y en la disolución de benceno. ¿Qué estructura molecular tiene el ácido acético en el benceno? Las constantes molales de los puntos de

congelación del agua y del benceno son, respectivamente, 1,86 y 5,12 °C/mol.

0,469 gr. CH₃COOH → 23,16gr. H₂O → T_c = -0,63 °C

0,704gr. CH₃COOH → 29,54 gr. H₂O → T_c = 1,02 °C

$$0,63 = \frac{0,469 \times 1000}{23,16 \times M} \times 1,86 \quad M = 59,78 \text{gr} / \text{mol}$$

$$1,02 = \frac{0,704 \times 1000}{29,54 \times M} \times 5,12 \quad M = 115,62 \text{gr} / \text{mol}$$

23.El magnesio funde a 651 °C y su calor latente de fusión es igual a 88 cal/g. Calcular el punto de fusión de una aleación de magnesio - plata que contiene un 6% de plata.

$$T_f = 651^\circ\text{C} \quad a = \text{gr.solute} = 6\text{gr. (Ag)}$$
$$\ell_f = 88 \text{cal} / \text{gr} \quad A = \text{gr.solvente} = 94\text{gr. (Mg)}$$

$$\delta C = m \Delta C = \frac{a \times 1000}{A \times M} \quad \Delta C = \frac{a \times 1000}{A \times M} \times \frac{R \times T_f^2}{1000 \ell_f}$$
$$\delta C = \frac{6 \times 1000}{94 \times 107,88} \times \frac{1,98(924)^2}{1000 \times 88} = 11,366^\circ\text{C}(\text{descenso}) \quad T_f = 639,63^\circ\text{C}$$

24.Se funde una mezcla de 0,436 g de acetanilida con 14,06 g de alcanfor de punto de fusión 176,2 °C. La mezcla se deja solidificar y enfriar, se reduce a polvo, se mezcla íntimamente y se calienta. En el momento en que termina de fundir su temperatura es de 167,0 °C. Hallar el peso molecular de la acetanilida. Δc(alcanfor)=40,0°C/mol.

$$\delta C = 176,2 - 167,0 = 9,2^\circ\text{C}$$
$$\delta C = m \cdot \Delta C = \frac{0,436 \times 1000}{14,06 \times M_s} \times 40$$

acetanilida = soluto
Alcanfor = solvente

$$M_s = \frac{0,436 \times 40000}{14,061 \times 9,2} = 134,82 \text{gr} / \text{mol}$$

25.100 g. de una disolución diluída de alcohol etílico, C₂H₅OH en agua empieza a congelar a -1,0 °C. La disolución se enfría hasta -3, 0 °C.

Calcular: a), la concentración de la disolución inicial; b) , la concentración de la disolución final; y c); la cantidad de hielo que se ha separado.

a)

$$1 = \frac{100 \times 1000}{A \times 46} \times 1,86$$

$$A = 4043,47\text{gr.} \quad \%2,413$$

b)

$$3 = \frac{100 \times 1000}{A \times 46} \times 1,86$$

$$A = 1347,82\text{gr.}$$

$$\% = \frac{100}{1447,82} \times 100 = 6,9\%$$

26. Al disolver 1,43 g. de azufre en 21,1 g de sulfuro de carbono el punto de ebullición de éste aumenta en 0,63 °C. La constante molal del punto de ebullición del CS₂ es 2,37 °C/mol. Hallar la fórmula molecular del azufre disuelto en el sulfuro de carbono.

$\delta e = \text{ascenso del punto de ebullición} = m \Delta e$

$$\delta e = 0,63 \text{ °C} = \frac{a \times 1000}{A \times Ms}$$

$$0,63 \text{ °C} = \frac{1,43 \times 1000}{21,1 \times M} \quad M = 255\text{gr} / \text{mol}$$

$$S_1 = 32\text{gr} / \text{mol}$$

$$S_2 = 64\text{gr} / \text{mol}$$

$$S_3 = 255\text{gr} / \text{mol}$$

$$X = 7,96 \approx 8 \quad \text{Fórmula} = S_8$$

27. El sulfuro de carbono hierve a 46,4 °C, y su calor latente de ebullición es de 86,2 cal/g. Una disolución de 4,202 g. de iodo en 100g. de CS₂ hierve a 46,79 °C. Calcular la constante molal del punto de ebullición del sulfuro de carbono, el peso molecular del iodo en este disolvente y su fórmula molecular.

$$\delta e = m\Delta e = \frac{a \times 1000}{A \times M} \times \frac{R \times T_e}{1000 \times \ell_e} \quad (1)$$

$$\Delta e = \frac{\delta e}{m} = \frac{\delta e \times A \times M}{a \times 1000}$$

$$(1)\Delta e = \frac{1,98 \times (46,4 + 273)^2}{1000 \times 86,2} = 2,34^\circ\text{C} / \text{mol}$$

$$M = \frac{\Delta e \times a \times 1000}{\delta e \times A} = \frac{2,34 \times 4,202 \times 1000}{0,39 \times 100} = 255 \text{gr} / \text{mol}$$

Fórmula = I_2

28. El punto de congelación de la leche normal es de $-0,56^\circ\text{C}$. Calcular la concentración de una disolución de lactosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, que congela a la misma temperatura.

$$\Delta c(H_2O) = 1,86^\circ\text{C} / \text{mol}$$

$$\delta c = m\Delta c$$

$$0,56 = m\Delta c = \frac{a \times 1000}{A \times M} \times \Delta c \quad a + A = 100$$

$$0,56 = \frac{a \times 1000}{(100 - a) \times M} \times 1,86 - \frac{a \times 1860}{(100 - a)342}$$

donde :

$$0,56(34200 - 342a) = 1860a$$

$$a = \frac{19152}{2051,52} = 9,33\%$$

29. Una disolución de 1,436 g. de un hidrocarburo en 29,3 g. de benceno tiene un punto de congelación de $2,94^\circ\text{C}$. El hidrocarburo contiene un 14,37% de hidrógeno; hallar su fórmula molecular. El punto de congelación del benceno es $5,5^\circ\text{C}$, y su constante molal del punto de congelación es $5,12^\circ\text{C}/\text{mol}$.

$$\delta e = m\Delta c = 5,5 - 2,94 = 2,56$$

$$2,56 = m5,12$$

$$m = 0,5 = \frac{a \times 1000}{A \times M} = \frac{1,436 \times 1000}{29,3 \times M}$$

de donde $M = 98,02 \text{ gr/mol}$

$$\begin{array}{l} 14,37\%H \quad \frac{14,37}{1} = 14,37 \quad ; \frac{14,37}{7,13} = 2 \\ 85,63\%C \quad \frac{85,63}{12} = 7,13 \quad ; \frac{7,13}{7,13} = 1 \end{array}$$

Fórmula empírica :

$$CH_2Mc = 14 \quad \frac{M \times cal}{Me} = \frac{98}{14} = 7 \quad \text{Fórmula : } C_7 H_{14}$$

30. Calcular la presión osmótica a $20^\circ C$ de una disolución de ácido fórmico, $HCOOH$, que contiene 1 g. de sustancia por litro.

$HCOOH \quad M = 46 \text{ gr/mol}$

$$\pi V = \frac{m}{M} RT \quad ; \quad \pi = \frac{m \times R \times T}{M \times V}$$

$$\pi = \frac{1gr \times 62,4 \frac{mm \times lto}{^\circ K \times mol} \times 293^\circ K}{46gr / mol \times 1lto} = 397,46 mmHg$$

31. Calcular la presión osmótica de una disolución acuosa que contiene 2,5 g. de glicerina, $C_3H_8O_3$, por litro es igual a 46,2 cm a $0^\circ C$. Calcular: a) , el peso molecular de la glicerina; y b), la presión osmótica a $30^\circ C$.

a) $\pi V = \frac{m}{M} RT$

$$M = \frac{m \times R \times T}{\pi \times V} = \frac{2,5gr \times 62,4 \frac{mmHg \times lto}{^\circ K \times mol} \times 273^\circ K}{462mm \times 1lto}$$
$$M = 92,18gr / mol$$

b) $\pi = \frac{m \times R \times T}{M \times V} = 2,5gr. \times 62,4 \frac{mmHg \times lto}{^\circ K \times mol} \times 303^\circ K$

$$\begin{aligned} \pi &= 512,78 \text{ mmHg} \\ &= 513 \text{ cmHg} \end{aligned}$$

32. Hallar el peso molecular del alcanfor su una disolución de 1g. de sustancia en 500 cc. de benceno tiene un presión osmótica de 1,55 atm. a 15 °C.

$$\pi V = \frac{m}{M} RT$$

$$M = \frac{m \times R \times T}{\pi V} = \frac{1gr. \times 0,082 \frac{atm \times lto}{^{\circ}K \times mol} \times 298^{\circ}K}{1,55atm \times 0,1ltos}$$

$$M = 152,36 \text{ gr/mol}$$

33. La presión osmótica de una disolución de lactosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$ a 18 °C es de 3,54 atm. La densidad de la disolución es 1,015 g/cc. Calcular la molaridad de la misma así como su punto de congelación y la molalidad.

$$\frac{\eta}{V} = \frac{\pi}{R \times T} = \frac{3,54atm}{0,082 \frac{atm \times lto}{^{\circ}K \times mol} \times 291^{\circ}K} = 0,148M$$

$$m = \frac{0,148moles \times 342gr/mol \times 1000}{964,384 \times 342gr/mol} = 0,1534$$

$$\delta c = m \Delta c$$

$$Si \Delta c = 1,86^{\circ}C/mol$$

$$\delta c = 0,1534 \times 1,86 = 0,285^{\circ}C \quad ; T_c = -0,285^{\circ}C$$

34. Se prepara una disolución de nylon en metacresol, la cual contiene 13,7 g. de nylon por litro. A 20 °C la presión osmótica de la disolución es de 19,4 mm. Hallar el peso molecular del nylon.

$$\pi V = \frac{m}{M} RT \quad M = \frac{m \times R \times T}{\pi \times V}$$

$$M = \frac{0,148gr \times 62,4 \frac{mmHg \times lto}{^{\circ}K \times mol} \times 293^{\circ}K}{19,4mmHg \times 1lto}$$

$$M = 12903gr/mol$$

35. A 23 °C la presión osmótica de una disolución al 1% de dextrina es de 16,9 cm. Hallar el peso molecular de la dextrina.

$$\pi V = \frac{m}{M} RT \qquad M = \frac{m \times R \times T}{\pi \times V}$$

$$M = \frac{1gr \times 62,4 \frac{mmHg \times lto}{^{\circ}K \times mol} \times 296^{\circ}K}{169mmHg \times 0,1ltos}$$

$$M = 109,2923$$

36. La presión de vapor de una disolución acuosa de urea, $CO(NH_2)_2$, a $100^{\circ}C$ es de $743,1\text{ mm}$. Hallar la presión osmótica de la disolución a $20^{\circ}C$ y la temperatura a la cual empieza a congelar. La densidad de la disolución es igual a $1,023\text{ g/cc}$. $\Delta c(H_2O) = 1,86^{\circ}C/mol$.

$$x_d = \frac{P_v}{P_v^*} \quad (\text{Raoult}) \qquad \begin{array}{c} O \quad \text{Urea} \\ | \\ NH_2 - C - NH_2 \end{array}$$

$$x_d = \frac{743,1mm}{760mm} = 0,977$$

$$x_d = \frac{n_{H_2O}}{n_T} = 0,977$$

Supongo tener $n_T = 100$ moles.

$$n_{H_2O} = 97,7 \text{ moles} = 1758,6 \text{ gr}$$

$$n_{urea} = 2,223 \text{ moles} = 133,42 \text{ gr}$$

$$1892,02 \text{ gr. (masa total)}$$

$$\Delta T_c = \frac{a \times 1000}{A \times M} = \frac{133,42 \times 1000}{1758,6 \times 60} \times 1,86 = 2,35$$

$$T_c = -2,35^\circ\text{C}$$

$$P_{disol} = 1,023 \text{ gr.disol} / \text{cc.disol} \quad \%Urea = \frac{133,42}{1892,02} \times 100\% = 7,05$$

$$1,023 \frac{\text{gr.disol}}{\text{cc.disol}} \times \frac{7,05 \text{ gr Urea}}{100 \text{ gr / disol}} \times \frac{10^3 \text{ cc.disol}}{1 \text{ lto.disol}} \times \frac{1 \text{ mol Urea}}{60 \text{ gr Urea}} =$$

$$M = 1,202 \text{ moles Urea} / \text{lto.disol}$$

$$\pi = \frac{n}{V} RT = MRT = 1,202 \times 0,082 \times 293$$

$$\pi = 28,87 \text{ atm.}$$

EQUILIBRIO QUIMICO

1. Las presiones parciales del H_2 , I_2 y HI en equilibrio a $400^\circ C$ son, respectivamente, $0,15 \text{ atm}$, $0,384 \text{ atm}$, y $1,85 \text{ atm}$. Hallar la constante K_p a esta temperatura para la reacción $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$, para la reacción $1/2 H_2 + 1/2 I_2 \rightleftharpoons HI$ y para las reacciones inversas $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ y $1/2 H_2 + 1/2 I_2 \rightleftharpoons HI$ correspondientes a la disociación del ioduro de hidrógeno.

$$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI \quad K_p = \frac{P_{HI}^2}{P_{H_2} \times P_{I_2}} = \frac{1,85^2 \text{ atm}^2}{0,15 \text{ atm} \times 0,384 \text{ atm}} = 59,4$$

$$1/2 H_2 + 1/2 I_2 \rightarrow HI \quad K_p = \frac{P_{HI}}{P_{H_2}^{1/2} \times P_{I_2}^{1/2}} = \frac{1,85 \text{ atm}}{(0,15)^{1/2} \text{ atm}^{1/2} (0,384)^{1/2} \text{ atm}^{1/2}} = 7,71$$

$$2HI \rightarrow H_2 + I_2 \quad K_p = \frac{P_{H_2} \times P_{I_2}}{P_{HI}^2} = \frac{0,15 \text{ atm} \times 0,384 \text{ atm}}{(1,85)^2 \text{ atm}^2} = 0,01683$$

$$HI \rightarrow 1/2 H_2 + 1/2 I_2 \quad K_p = \frac{P_{H_2}^{1/2} \times P_{I_2}^{1/2}}{P_{HI}} = \frac{(0,15)^{1/2} \text{ atm}^{1/2} \times (0,384)^{1/2} \text{ atm}^{1/2}}{1,85 \text{ atm}} = 0,1297$$

2. Un matraz de 1 litro de capacidad se llena en condiciones normales de yoduro de hidrógeno, se cierra y se calienta a 400 °C. Determinar la composición de la mezcla en equilibrio si la constante Kp para el proceso $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ es igual a 59,4 a dicha temperatura.

$$* 2HI \rightarrow H_2 + I_2 \quad K_p = 0,016835$$

$$PV = nRT \quad n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \times 1 \text{ lto}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 273 \text{°K}}$$

$$n = 0,04467 \text{ moles HI}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad P_2 = \frac{P_1 \times T_2}{T_1} = \frac{1 \text{ atm} \times 673 \text{°K}}{273 \text{°K}}$$

$$P_2 = 2,465 \text{ atm}$$

$$P_t = P_{H_2} + P_{I_2} + P_{HI} \times 2 = 2,465 \text{ atm} \quad (1) \quad (P_{H_2} = P_{I_2})$$

$$* K_p = \frac{P_{H_2} \times P_{I_2}}{P_{HI}^2} = \frac{P_{H_2}^2}{P_{HI}^2} = 0,016835 \text{ sacando } \dots \text{ raíces}$$

$$\frac{P_{H_2}}{P_{HI}} = 0,129 \quad ; P_{H_2} = 0,129 P_{HI} \quad \text{reemplazando (1)}$$

$$* n_{HI} = \text{cond. finales} = \frac{1,959 \times 1}{0,082 \times 673} = 0,03549$$

$$\text{Como } P_{H_2} \bullet P_{I_2} \quad ; n_{H_2} \bullet n_{I_2} = 0,03549 \text{ moles}$$

$$P_{H_2} \bullet 0,2527 \text{ atm} \quad n_{H_2} = \frac{0,2527 \times 1}{0,082} = 0,004579 \text{ moles}$$

3. Determinar en el problema anterior el tanto por ciento de yoduro de hidrógeno disociado y la presión de la mezcla gaseosa resultante. ¿Cambia la presión al disociarse el HI?

$$\text{Presión de la mezcla gaseosa} = 2,465 \text{ atm}$$

$$= P_{HI} + P_{H_2} + P_{I_2}$$

$$\% \text{ disociación: } HI \rightarrow 1/2 H_2 + 1/2 I_2 \quad K_p = K_c (\Delta n = 0)$$

$$K_c = \frac{C(1-\alpha) \quad 1/2 C\alpha \quad 1/2 C\alpha}{(1/2 C\alpha)^{1/2} \times (1/2 C\alpha)^{1/2}} = \frac{1 C\alpha}{2 C(1-\alpha)} = 0,1297$$

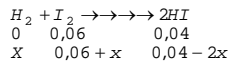
$$\alpha = 20,59\%$$

4. Un matraz de un litro de capacidad que contiene 15,23 g. de yodo sólido se llena con yoduro de hidrógeno a 25 °C y 743 mm. Se cierra el matraz y se calienta a 450 °C. Calcular la composición de la mezcla gaseosa en

equilibrio. La constante K_c para el proceso $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ a $450^\circ C$ es igual a 50,9. Considerar nulo el volumen de iodo s6lido.

$$25,23gr.I_2 \times \frac{1mol}{253,82gr.I_2} = 0,06molesI_2$$

$$PV = nRT \quad n_{HI} = \frac{743mm \times 1lto}{62,4 \frac{mm \times lto}{^\circ K \times mol} \times 298^\circ K} = 0,04molesHI$$



$$\text{como } V = 1lto \quad K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(0,04 - 2x)^2 / v^2}{\frac{x}{v} \times \frac{0,06 + x}{4c}}$$

$$K_c = 50,9 = \frac{(0,04)^2 - 0,16X + 4X^2}{0,06X + X^2}$$

$$\text{ordenando} = 46,9X^2 + 3,124X - 0,0016 = 0$$

$$X = \frac{-3,124 \pm 3,26}{2 \times 46,9} \quad X_1 = 0,0005$$

$$n_{H_2} = 0,0005moles$$

$$n_{I_2} = 0,0605moles$$

$$n_{HI} = 0,0390moles$$

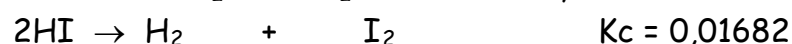
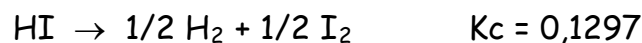
5. En un recipiente de capacidad igual a 1,876 litros se colocan 20 g de iodo y se llena con hidr6geno a $20^\circ C$ y 767 mm. Se cierra el matraz y se calienta a $400^\circ C$. Calcular la cantidad de ioduro de hidr6geno que se forma. Para el proceso $HI \rightleftharpoons 1/2 H_2 + 1/2 I_2$, la constante K_c es igual a 0,1297 a $400^\circ C$.

$$V = 1,876ltos$$

$$20gr.I_2 \times \frac{1mol}{253,82gr.I_2} = 0,0787I_2$$

$$PV = n_{H_2}RT$$

$$n_{H_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{767mmHg \times 1,876ltos}{62,4 \frac{mmHg \times lto}{^\circ K \times mol} \times 293^\circ K} = 0,0787moles_{H_2}$$



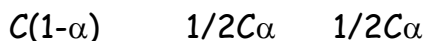
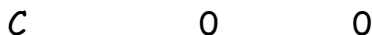
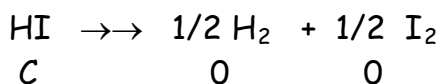
$$\text{moles iniciales : } 0 \quad 0,0787 \quad 0,0787$$

$$\text{" en equilibrio : } 2x \quad 0,0787-x \quad 0,0787-x$$

$$K_c = 0,0182 = \frac{(0,0787 - x)^2}{(2x)^2} \quad ; \text{ sacando raíces. . y.}$$

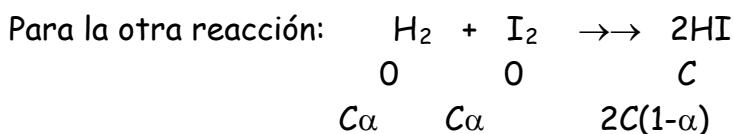
$$\text{despejando } x = 0,0625 \quad n_{HI} = 0,125 \text{ moles.}$$

6. A 350 °C el ioduro de hidrógeno está disociado en un 19,18 %. Hallar la constante de equilibrio a esta temperatura para las reacciones $HI \rightleftharpoons 1/2 H_2 + 1/2 I_2$. ¿Cómo varía el grado de disociación del HI al modificar la presión?



$$\text{de donde } K_c = \frac{(1/2C\alpha)^{1/2} \times (1/2C\alpha)^{1/2}}{C(1-\alpha)} = \frac{1/2C\alpha}{C(1-\alpha)}$$

$$K_c = \frac{0,1918}{2(1-0,1918)} = 0,11865$$



$$K_c = 4c^2(1-\alpha)^2 =$$

$$K_c = \frac{4(1-0,1918)^2}{0,1918^2} = 71,023$$

El grado de disolución no varía al modificar la presión.

7. Un matraz de un litro de capacidad contiene 6,28 milimoles de N_2O_4 . Al calentar a 25 °C la presión gaseosa es de 0,2118 atm. Calcular las constantes K_c y K_p para la reacción $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ de disolución del tetróxido de nitrógeno a dicha temperatura.



$$c \quad 0$$

$$c(1-\alpha) \quad 2c\alpha$$

cálculo $\alpha =$

$$PV = (1 + \alpha)nRT$$

$$1 + \alpha = \frac{PV}{nRT} = \frac{0,2118 \text{ atm} \times 1 \text{ lto}}{6,28 \times 10^{-3} \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 298 \text{°K}}$$

$$\text{luego : } K_c = \frac{4c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{46,28 \times 10^{-3} \text{ moles} / \text{lto} \times 0,38^2}{1 - 0,38}$$

$$K_c = 0,00585 \text{ moles} / \text{lto}$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,00585(0,0082 \times 298) = 1,43 \text{ atm}$$

8. A 50 °C y presión de 1 atm. la densidad de vapor del N_2O_4 es 2,202 veces mayor que la del aire a las mismas condiciones. Hallar la constante K_p para la disociación del N_2O_4 a dicha temperatura.

$$\varphi_{N_2O_4} = 2,202 \varphi_{\text{aire}}$$

$$\text{Cálculo de la densidad del aire } \varphi_{\text{aire}} = \frac{PM}{RT}$$

$$= \frac{1 \text{ atm} \times 28,96 \text{ gr} / \text{mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 323 \text{°K}}$$

$$\varphi_{\text{aire}} = 1,0934 \text{ gr} / \text{lto}$$

$$\varphi_{N_2O_4} = 2,202 \times 1,0934$$

$$= 2,4076 \text{ gr} / \text{lto.}$$

$$\begin{array}{ccc}
 N_2O_4 \rightarrow \rightarrow \rightarrow 2NO_2 & n_i & PV = (1 + \alpha)nRT \\
 1 - \alpha & 2\alpha & 1 + \alpha & PM = (1 + \alpha)\rho RT \\
 \\
 \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} & \frac{2\alpha}{1 + \alpha} & 1 & 1 + \alpha = \frac{1 \text{ atm} \times 92 \text{ gr} / \text{mo}}{2,4076 \text{ gr} / \text{lto} \times 0,08 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 323 \text{°K}} \\
 \\
 & & & \alpha = 0,4427l
 \end{array}$$

$$Kp = \frac{4\alpha^2}{1 - \alpha^2} = \frac{4(0,4427)^2}{1 - (0,4427)^2} = Kp = 0,977$$

9. A 35 °C la constante Kp para la disociación del N₂O₄ es igual a 0,32 atm.,. Calcular las temperaturas a las cuales el N₂O₄ está disociado a esta temperatura en un 25 % y en un 50%.

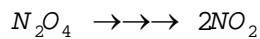
$$\begin{array}{ccc}
 N_2O_4 \rightarrow \rightarrow \rightarrow 2NO_2 & n_T & \\
 C & O & \\
 1 - \alpha & 2\alpha & 1 + \alpha \\
 \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} Pt & \frac{2\alpha}{1 + \alpha} Pt &
 \end{array}$$

$$Kp = 0,32 = \frac{4\alpha^2 / (1 + \alpha)^2 Pt^2}{1 - \alpha / 1 + \alpha Pt} = \frac{4\alpha^2 Pt}{1 - \alpha^2}$$

$$Pt = \frac{0,32 \times (1 - \alpha^2)}{4\alpha^2} \quad \text{Si } \alpha = 0,25 \quad Pt = 1,2 \text{ atm}$$

10. Hallar el volumen de un recipiente que el contener 1g. de N₂O₄, la presión ejercida a 45 °C es de 2 atm. Las constantes Kc y Kp para la disociación del N₂O₄ a esta temperatura son, respectivamente, 0,02577 noles/litro y 0,672 atm.

$$1,98N_2O_4 \times \frac{1\text{mol}N_2O_4}{92\text{gr}N_2O_4} = 1,086 \times 10^{-2} \text{ moles}N_2O_4$$



$$1 \qquad \qquad 0$$

$$1 - \alpha \qquad \qquad 2\alpha$$

$$\times \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} \qquad \qquad \frac{2\alpha}{1 + \alpha}$$

$$P_P \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} P_t \qquad \qquad \frac{2\alpha}{1 + \alpha} P_t$$

$$K_p = \frac{4\alpha^2 \times \frac{4}{(1 + \alpha)^2}}{2(1 - \alpha) \frac{1}{1 + \alpha}} = \frac{8\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

despejando :

$$8\alpha^2 = 0,672 - 0,672\alpha^2$$

$$\alpha^2 = \frac{0,672}{8,672} \qquad ; \alpha = 0,278$$

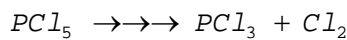
$$\# \text{ moles}N_2O_4 = 1,086 \times 10^{-2}(1 - 0,278) = 7,84 \times 10^{-3}$$

$$P_{PN_2O_4} = \frac{1 - 0,278}{1,278} \times 2 = 1,129\text{atm}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{7,84 \times 10^{-3} \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 318\text{°K}}{1,125\text{atm}}$$

$$V = 0,181\text{lto}.$$

11. Un recipiente de 10 litros contiene en equilibrio a 200 °C 4,24 g. de PCl₅, 2,88 g. de PCl₃ y 5,46 g. de Cl₂. Hallar las constantes K_c y K_p para la disociación del PCl₅ a esta temperatura.



$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} =$$

$$K_c = \frac{[2,88\text{gr.} / 137,5 \times 10] [5,46\text{gr} / 71\text{gr} / \text{mol} \times 10\text{tos}]}{[4,29\text{gr} / 208,5\text{gr} / \text{mol} \times 10\text{tos}]}$$

$$K_c = \frac{2,09 \times 10^{-2} \times 7,69 \times 10^{-2}}{2,03 \times 10^{-2} \times 10} = 0,0072 \text{ moles} / \text{lto}$$

$$K_p = K_c(RT) = 0,0072(0,082 \times 473) = 3,072\text{atm}$$

12. Un recipiente de 1,891 litros contiene 0,0300 moles de PCl_3 0,0300 moles de Cl_2 y 0,600 moles de PCl_5 en equilibrio a 200°C . Determinar: a), la constante K_c para la disociación del PCl_5 a esta temperatura; b), la presión de la mezcla gaseosa; c), la composición de la mezcla gaseosa si a temperatura invariable el volumen se reduce a la mitad, y d), la presión de la mezcla en estas nuevas condiciones.



$$\text{a) } K_c = \frac{(0,03/1,891)(0,03/1,891)}{(0,06/1,891)} = 0,00793$$

$$\text{b) } P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,12 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{^\circ\text{K} \times \text{mol}} \times 473^\circ\text{K}}{1,891 \text{ lto}}$$

$$P = 2,461 \text{ atm}$$

$$V = 1,891 / 2 = 0,9455 \text{ lto}$$

$$\text{c) } K_c = \frac{(0,03 - x)(0,03 - x)}{(0,06 + x)0,5455}$$

despejando y ordenando :

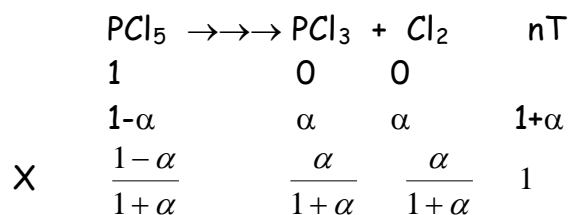
$$x^2 - 0,0675x + 0,00045 = 0$$

$$x = \frac{0,0675 - 0,05223}{2} = 0,00748$$

$$\left. \begin{array}{l} n\text{PCl}_5 = 0,06 + 0,00748 = 0,06748 \text{ moles} \\ n\text{PCl}_3 = 0,05 - 0,00748 = 0,02252 \text{ moles} \\ n\text{Cl}_2 = 0,03 - 0,00748 = 0,2252 \text{ moles} \end{array} \right\} nT = 0,1852 \text{ moles}$$

$$\text{d) } P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,11252 \times 0,082 \times 473}{0,9455} = 4,61576 \text{ atm}$$

13. A 250°C y presión de 1,261 atm, la densidad de vapor del PCl_5 con respecto al hidrógeno es igual a 58,5. Hallar la constante K_p para la disociación del PCl_5 a esta temperatura.



$$P_p \quad \frac{1-\alpha}{1+\alpha} P_t \quad \frac{\alpha}{1+\alpha} P_t \quad \frac{\alpha}{1+\alpha} P_t$$

$$K_p = \frac{\frac{\alpha^2}{(1+\alpha)^2} \times (1,261)^2}{1 - \frac{\alpha}{(1+\alpha) \times 1,261}} = \frac{\alpha^2 \times 1,261}{1 - \alpha^2}$$

$$\text{cálculo } \alpha = P_{H_2} = \frac{PM}{RT} = \frac{1,261 \text{ atm} \times 2,016 \text{ gr} / \text{mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 523 \text{°K}}$$

$$P_{H_2} = 0,0592 \text{ gr} / \text{lto}$$

$$\varphi \text{PCl}_5 = 58,5 \quad \varphi \text{H}_2 = 3,467 \text{ gr/lto}$$

$$\text{de la ecuación : } PM = (1+\alpha) \varphi RT \quad \alpha = 0,7658 ; \alpha = 76,58 \%$$

$$\text{luego: } K_p = (0,7658)^2 / (1-0,7658)^2 \times 1,261 = 1,788 \text{ atm.}$$

14. Hallar la presión a la cual el PCl_5 a 200°C tiene un densidad de vapor relativa al aire en las mismas condiciones igual a 5,00. La constante K_p para la disociación del PCl_5 a 200°C es 0,3075 atm.

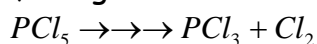
$$\varphi \text{PCl}_5 = 5 \varphi \text{aire}$$

$$PM = \varphi RT$$

$$\varphi_{\text{aire}} = \frac{1 \text{ atm} \times 28,96 \text{ gr} / \text{mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 473 \text{°K}}$$

$$\varphi_{\text{aire}} = 0,7466 \text{ gr} / \text{lto}$$

$$\varphi \text{PCl}_5 = 3,733 \text{ gr/lto}$$



$$1 \quad \quad 0 \quad 0$$

$$P_p \quad \frac{1-\alpha}{1+\alpha} P_t \quad \frac{\alpha}{1+\alpha} P_t \quad \frac{\alpha}{1+\alpha} P_t$$

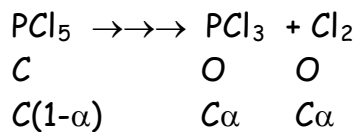
$$K_p = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} \quad P_t = 0,3075 \quad \text{donde } P_t = 0,3075 \frac{(1 - \alpha^2)}{\alpha^2} (1)$$

$$\text{Cálculo de } \alpha : \quad PM = (1+\alpha) \varphi RT$$

$$1 + \alpha = \frac{1 \text{ atm} \times 208,26 \text{ gr} / \text{mol}}{3,733 \text{ gr} / \text{lto} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 473 \text{°K}}$$

$$\alpha = 0,438 \quad ; \alpha = 43,8\% \quad en(1) = Pt = 1,29 \text{ atm}$$

15. Hallar el grado de disociación de 0,01 moles de PCl_5 contenidos en un recipiente de 1 litro de capacidad a 250 °C . Para la disociación del PCl_5 a esta temperatura, K_p es igual a 1,79 atm.



$$K_C = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)}$$

$$K_C = \frac{c \alpha^2}{1-\alpha} \quad K_p = K_C (RT)^{\Delta n} \quad \text{ó } K_C = k_p (RT)^{-\Delta n}$$

$$K_C = 1,79 (0,082 \times 523)^{-1} = \frac{0,01 \alpha^2}{1-\alpha} = 0,04173$$

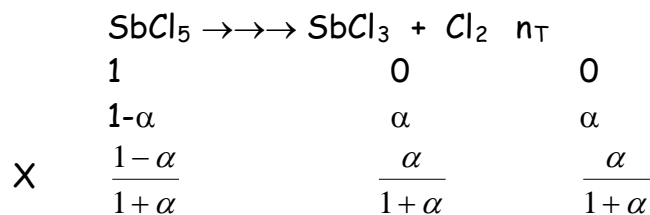
despejando :

$$0,01 \alpha^2 + 4,173 \times 10^{-2} \alpha - 0,04173 = 0$$

$$\alpha = \frac{-4,173 \times 10^{-2} \pm 0,058}{2 \times 10^{-2}}$$

$$\alpha = \frac{0,01655}{2 \times 10^{-2}} = 0,832 \quad \alpha = 83,2\%$$

16. Al calentar el pentacloruro de antimonio se disocia en tricloruro de antimonio y cloro. A 182 °C y presión de 1 atm. Se disocia en un 29,2 %. Calcular las constantes K_p y K_c para la disociación del SbCl_5 a esta temperatura y hallar la presión a la cual se disociaría en un 60%.



$$P_p \quad \frac{1-\alpha}{1+\alpha} P_t \quad \frac{\alpha}{1+\alpha} P_t \quad \frac{\alpha}{1+\alpha} P_t$$

Cuando $\alpha = 29,2 \%$

$$K_p = \frac{\alpha^2 P_t}{1-\alpha^2} = (0,252)^2 \times 1 = 0,0932$$

$$K_c = K_p(RT)^{-1} = 0,0932 \times (0,082 \times 455)^{-1}$$

$$K_c = 0,00249$$

Presión cuando $\alpha = 60 \%$

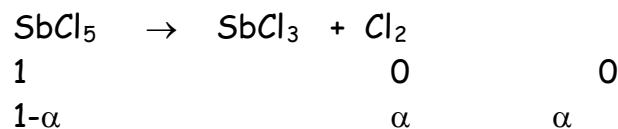
$$K_p = \frac{0,0932 = (0,6)^2 P_t}{1 - (0,6)^2} = P_t = \frac{0,0932 \times 0,64}{0,36} = 0,1656 \text{ atm.}$$

17. La densidad de vapor con respecto al aire del pentacloruro de antimonio a 248°C y 2 atm. es 6,50. Calcular la constante K_p para la disociación del SbCl_5 a esta temperatura.

$$\varphi \text{ SbCl}_5 = 6,5 \varphi \text{ aire}$$

$$\varphi_{\text{aire}} = \frac{PM}{RT} = \frac{2 \text{ atm} \times 28,96 \text{ gr/mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{^\circ\text{K} \times \text{mol}} \times 521^\circ\text{K}} = 1355 \text{ gr/lto}$$

$$\varphi_{\text{SbCl}_5} = 8,812 \text{ gr/lto}$$



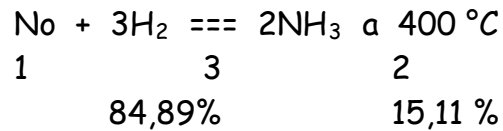
$$\times \frac{1-\alpha}{1+\alpha} \quad \frac{\alpha}{1+\alpha} \quad \frac{\alpha}{1+\alpha}$$

$$P_p \frac{1-\alpha}{1+\alpha} 2 \quad \frac{\alpha}{1+\alpha} 2 \quad \frac{\alpha}{1+\alpha} 2$$

$$K_p = \frac{\alpha^2 P_t}{1-\alpha^2} \text{ calculamos } \alpha \text{ por } PV=(1+\alpha)nRT$$

$$K_p = \frac{(0,588)^2 \times 2}{1 - (0,588)^2} = 1,060$$

18. Una mezcla de nitrógeno e hidrógeno en la relación volumétrica y molar de 1 a 3 se calienta a 400 °C y se comprime a 50 atm. En la mezcla gaseosa en equilibrio que se obtiene, en presencia de un catalizador adecuado, existe un 15,11 % de NH₃. Calcular la constante K_p para el proceso:



$$\text{N}_2 = 21,22\%$$

$$\text{H}_2 = 63,66\%$$

$$\text{NH}_3 = 15,11\%$$

Calculamos las presiones parciales Pt= 50 atm

$$P_{\text{N}_2} = \frac{0,2122}{1} \times 50\text{atm} = 10,61\text{atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{0,6366}{1} \times 50\text{atm} = 31,83\text{atm}$$

$$P_{\text{NH}_3} = \frac{0,1511}{1} \times 50\text{atm} = 7,555\text{atm}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \times P_{\text{H}_2}^3} = \frac{(7,555)^2}{10,61 \times (31,83)^3} = 0,000166\text{atm}^{-2}$$

19. La constante K_p para la reacción N₂ + 3H₂ ⇌ 2NH₃ a 450 °C es igual a 0,0000519 atm⁻². Calcular el tanto por ciento en volumen de NH₃ que existirá en la mezcla gaseosa en equilibrio obtenida al someter una mezcla que contiene en volumen un 25 % de N₂ y un 75% de H₂ a 450 °C y 100 atm. en presencia de un catalizador.

$$K_p = 0,0000519\text{atm}^{-2} = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \times P_{\text{H}_2}^3}$$

$$P_{NH_3} = x \times 100,0$$

$$P_{N_2} = \frac{1-x}{4} \times 100$$

$$P_{H_2} = \frac{3(1-x)}{4} \times 100$$

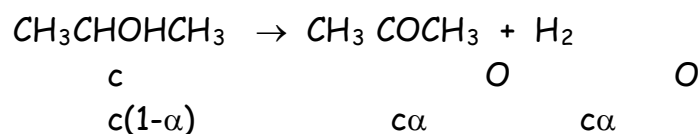
$$K_p = 0,0000519 = \frac{x^2(100)^2}{\frac{1-x}{4} \times 100(3/4)^3(1-x)^3(100)^3} = \frac{4^2 x^2}{(1-x)^4 100^2 \times 9}$$

$$\frac{16x}{(1-x)^2} = 3,7434 \quad 3,7434x^2 - 23,4868x + 3,7434 = 0$$

$$x = \frac{23,4868 \pm \sqrt{551,629 - 56,02}}{7,4868} \quad x_1 = 6,11$$

$$x_2 = 0,1636$$

20. En presencia de un catalizador, el alcohol isopropílico se transforma en gaseosa, en acetona e hidrógeno según la reacción $CH_3CHOHCH_3 \rightleftharpoons CH_3COCH_3 + H_2$. Calcular los gramos de acetona que se forman al calentar a 227 °C. 6 gramos de alcohol isopropílico contenidos en un recipiente de 5 litros de capacidad en presencia de un catalizador. K_p para este proceso a 227 °C es igual a 1,42 atm.



cálculo de C:

$$\frac{6gr \times alcohol}{5ltos} \times \frac{1mol}{60gr.alcohol} \times 1lto = 0,02moles$$

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 1,42 \times (0,082 \times 500)^{-1} = 0,03463$$

$$K_c = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{0,02 \alpha^2}{1-\alpha} = 0,03463$$

$$0,02 \alpha^2 + 0,03463 \alpha - 0,03463 = 0$$

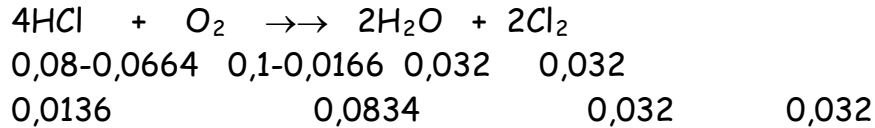
$$\text{de donde } \alpha = 0,7093 \text{ ó } 70,93\%$$

$$\text{Luego } c\alpha = 0,02 \times 0,7093 = 1,4186 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$\text{Macetona} = 58gr/mol$$

$$\text{masa} = 1,4186 \times 10^{-2} \times 58 = 4,14gr. \text{ de acetona}$$

21. El proceso Deacon para la obtención del cloro viene expresada por la ecuación $4\text{HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(g)} + 2\text{Cl}_{2(g)}$. Calcular la constante de equilibrio K_p para este proceso a 390°C si al mezclar 0,08 moles de cloruro de hidrógeno y 0,1 moles de oxígeno a esta temperatura se forman a la presión total de 1 atm. 0,032 moles de cloro. Hallar el volumen del recipiente que contiene esta mezcla.



Presiones Parciales:

$$P_{\text{HCl}} = \frac{0,0136}{0,1634} \times 1 = 0,088323$$

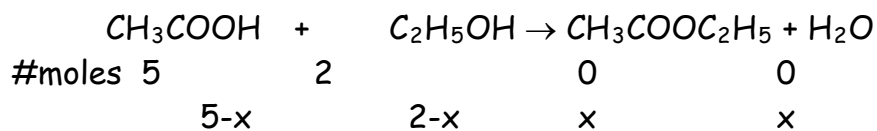
$$P_{\text{O}_2} = \frac{0,0834}{0,1634} \times 1 = 0,5104$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{0,0332}{0,1634} \times 1 = 0,20318$$

$$K_p = \frac{(0,20318)^4}{(0,088323)^4 \times 0,5104} = 69,58 \text{ atm}^{-1}$$

Volumen del recipiente $V = nRT/P = 0,1634 \times 0,082 \times 663 / 0,99 = 8,88$ ltos.

22. La constante de equilibrio a 100°C para la formación del acetato de etilo a partir del ácido acético y de alcohol etílico es igual a 4,0. Calcular el número de moles de acetato de etilo que se forman al reaccionar 2 moles de alcohol con 5 moles del ácido.



$$K_e = \frac{x/v \times x/v}{5 - x/v \times 2 - x/v} = 4 = \frac{x^2}{(5 - x)(2 - x)}$$

$$4 = \frac{x^2}{10 - 7x + x^2}$$

donde :

$$4x^2 - 28x + 40 = x^2$$

$$3x^2 - 28x + 40 = 0$$

$$x = \frac{+ 28 \pm \sqrt{7,84 \times 10^2 - 4,8 \times 10^2}}{6}$$

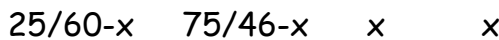
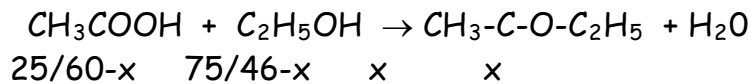
$$x = \frac{28 \pm 17,43}{6} \quad x_1 = 1,76 \text{ moles. acetato (correcto)}$$

$$x_2 = 22,71$$

23. Se hacen reaccionar 25 gr. de ácido acético con 75 gr. de alcohol etílico a 100 °C. La constante de equilibrio para la formación del acetato de etilo es igual a 4,0. Calcular la fracción del ácido acético que se esterifica.

Pesos moleculares = CH₃COOH = 60 gr/mol

C₂H₅OH = 46 gr/mol



$$K_e = \frac{x^2}{(0,416 - x)(1,63 - x)} = \frac{x^2}{0,678 - 2,046 + x^2} = 4$$

$$x^2 = 2,712 - 8,184x + 4x^2$$

$$3x^2 - 8,184x + 2,712 = 0$$

$$x = \frac{8,184 \pm 5,868}{6} \quad x_1 = 0,386 \rightarrow \text{Re respuesta}$$

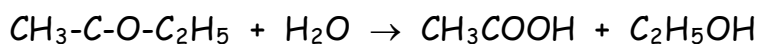
$$x_2 = 2,342$$

fracción de ácido que se esterifica = 25/60 → 100%

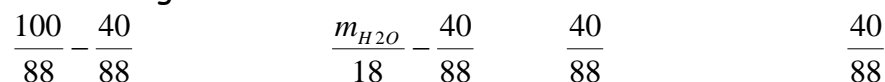
0,386 → x

x = 92,8 %

24. Calcular la cantidad de agua que debe añadirse a 100 gr. de acetato de etilo para que a 100 °C se descompongan 40 gr. de éster. K_x (igual a K_n) para la formación del acetato de etilo a 100 °C es 4,0.



100gr.



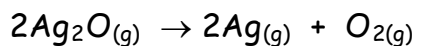
$$K_x = K_n = 0,25(\text{descomposición}) = \frac{0,4545 \times 0,4545}{(1,136 - 0,4545) \left(\frac{m_{H_2O}}{18} - 0,4545\right)}$$

$$0,25 = \frac{0,2066}{0,6815 \left(\frac{m_{H_2O}}{18} - 0,4545\right)}$$

$$\frac{m_{H_2O}}{18} - 0,4545 = 1,2125$$

$$m_{H_2O} = 1,667 \times 18 = 30,008 \text{ gr } H_2O$$

25. A 188,2 °C la presión de disociación del Ag_2O es de 717 mm. Calcular la cantidad de óxido de plata que podrá descomponerse al calentarlo a dicha temperatura en un recipiente de 375 cc de capacidad, en el que se ha eliminado.



$P_{\text{disociación}} = 717 \text{ mm. } (P_{O_2})$

$P_{Ag_2O} = 1434 \text{ mm.}$

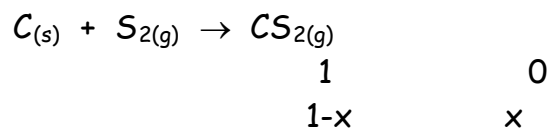
$$PV = \frac{m}{M} RT$$

$$m = \frac{PVM}{RT} = \frac{1434 \text{ mm} \times 0,375 \text{ ltos} \times 232 \text{ gr} / \text{mol}}{62,4 \frac{\text{mm} \times \text{ltos}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 461,2 \text{°K}}$$

$$m = 4,33 \text{ gr. } Ag_2O$$

masa que podrá descomponerse.

26. La constante K_p para el proceso $C_{(s)} + S_{2(g)} \rightleftharpoons CS_{2(g)}$ a 1000 °C es igual a 5,60. Calcular la composición volumétrica de la mezcla gaseosa que se obtiene al pasar vapor de azufre a través de carbón calentado a 1000 °C.



$$K_C = \frac{x / v}{1 - x / v} = \frac{x}{1 - x} = 5,6 = K_p$$

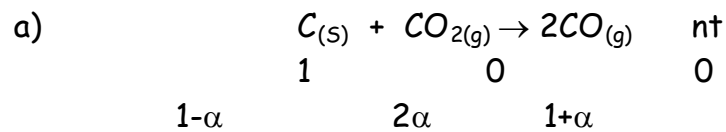
$$x = 5,6 - 5,6x$$

$$x = \frac{5,6}{6,6} = 0,8484$$

luego: $S_{2(g)} = 1\text{lto (100\%)}$

$$\left. \begin{array}{l} V_{CS_2} = 84,84\% \\ V_{S_2} = 15,15\% \end{array} \right\} \text{comp. volumétrica}$$

27. La constante K_p para la formación del gas de gasógeno $C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$ a $727^\circ C$ es igual a $1,65 \text{ atm}$. Calcular la composición del gas que sale de un gasógeno al hacer pasar a la presión de 1 atm . a través de carbón al rojo calentado a esta temperatura: a), dióxido de carbono; y b), aire ($21\% O_2$ y $79\% N_2$ en volumen). Suponer en este caso que el oxígeno se transforma primeramente en dióxido de carbono.



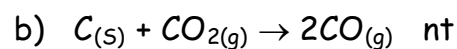
$$X \frac{1-\alpha}{1+\alpha} \quad \frac{2\alpha}{1+\alpha} \quad 1$$

$$P_p \frac{1-\alpha}{1+\alpha} 1 \text{ atm} \quad \frac{2\alpha}{1+\alpha} 1 \text{ atm}$$

$$K_p = 1,65 \text{ atm} = \frac{4\alpha^2 / (1+\alpha)^2}{1 - \alpha / (1+\alpha)} = \frac{4\alpha^2}{1+\alpha^2} \quad \text{donde } \alpha = 0,54$$

$$X_{CO_2} = \frac{1 - 0,54}{1 + 0,54} = 0,2987 \quad ; 29,87\%$$

$$X_{CO} = \frac{1 \times 0,54}{1 + 0,54} = 0,7012 \quad ; 70,12\%$$



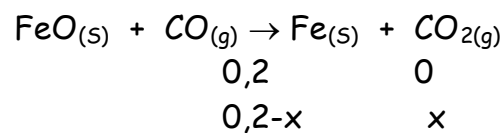
$$0,21-\alpha \quad 2\alpha \quad 1+\alpha$$

$$X \frac{0,21-\alpha}{1+\alpha} \quad \frac{2\alpha}{1+\alpha} \quad 1$$

$$P_p \frac{0,21-\alpha}{1+\alpha} 1 \quad \frac{2\alpha}{1+\alpha} 1$$

$$K_p = 1,65 = \frac{4\alpha^2 / (1 + \alpha)^2}{0,21 - \alpha / (1 + \alpha)} \text{ donde } \alpha = 0,157 \quad \begin{array}{l} X_{CO_2} = 0,21 - 0,157 = 0,0545 \\ X_{CO} = 27,2\% \end{array}$$

28. La constante de equilibrio K_p a 100°C para la reacción $\text{FeO}_{(s)} + \text{CO}_{(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ es igual a 0,403. A través de óxido ferroso calentado a 1000°C se hace pasar lentamente una mezcla gaseosa que contiene en volumen un 20% de CO y un 80% de N_2 . Calcular: a), la composición de la mezcla gaseosa saliente, y b), el volumen de aquella mezcla, medido en C.N., que se necesita para reducir 10 gr. de FeO .

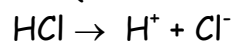


$$\begin{aligned} K_c = K_p = 0,403 &= \frac{x}{0,2 - x} \\ x &= 0,0806 - 0,403x \\ x &= \frac{0,0806}{1,403} = 0,057448 \end{aligned}$$

EQUILIBRIO IONICO

1. Hallar el pH de las siguientes disoluciones: a) HCl 0,01 N, b) H₂SO₄ 0,001 Molar; c) NaOH 0,01 Molar, y d) Ca(OH)₂ 0,01 Molar.

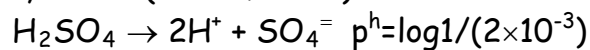
a) HCl = 0,01 M (ácido fuerte)



$$10^{-2} \quad 0 \quad 0 \quad \text{p}^{\text{H}} = \log 1/10^{-2}$$

$$0 \quad \quad \quad 10^{-2} \quad 10^{-2} \quad \text{p}^{\text{H}} = 2$$

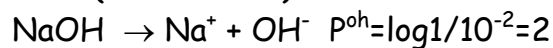
b) H₂SO₄ = 0,001 M (ácido fuerte)



$$10^{-3} \quad 0 \quad 0$$

$$0 \quad 2 \times 10^{-3} \quad 10^{-2} \quad \text{p}^{\text{H}} = 2,7$$

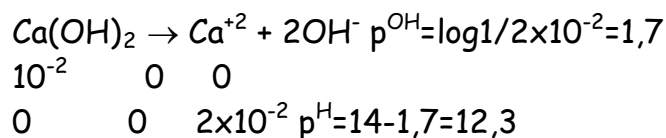
c) NaOH = 0,01 M (base fuerte)



$$10^{-2} \quad 0 \quad 0$$

$$0 \quad 10^{-2} \quad 10^{-2} \quad \text{p}^{\text{h}} = 14 - \text{p}^{\text{oh}} = 14 - 2 = 12$$

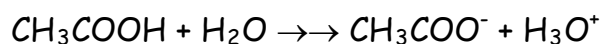
d) Ca(OH)₂ = 0,01 M



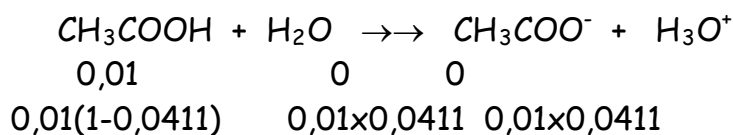
2. Hallar la concentración de los iones H_3O^+ en las disoluciones cuyos pH son: a) 3,25; b) 4,62 ; c) 6,30; d) 8,84 ; e) 11,73.

- a) $p^{\text{H}} = 3,25$; $|\text{H}_3\text{O}^+| = 10^{-p^{\text{H}}} = 10^{-3,25}$
 $|\text{H}_3\text{O}^+| = 5,62 \times 10^{-4} \text{ M}$
 b) $p^{\text{H}} = 4,62$; $|\text{H}_3\text{O}^+| = 10^{-4,62} = 2,39 \times 10^{-5} \text{ M}$
 c) $p^{\text{H}} = 6,3$; $|\text{H}_3\text{O}^+| = 10^{-6,3} = 5,01 \times 10^{-7} \text{ M}$
 d) $p^{\text{H}} = 8,84$; $|\text{H}_3\text{O}^+| = 10^{-8,84} = 1,44 \times 10^{-9} \text{ M}$
 e) $p^{\text{H}} = 11,73$; $|\text{H}_3\text{O}^+| = 10^{-11,73} = 1,86 \times 10^{-12} \text{ M}$

3. En disolución 0,01 molar el ácido acético está ionizado en un 4,11%. Calcular la constante de ionización del ácido acético.



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$



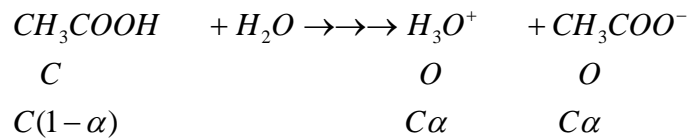
$$c(1-\alpha) \qquad \qquad \qquad c\alpha \qquad c\alpha$$

$$K_a = \frac{(0,0411)^2 \times 0,0001}{0,01(1-0,0411)} = \frac{168 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^{-4}}{9,58 \times 10^{-3}} = \frac{1,68 \times 10^{-7}}{9,58 \times 10^{-3}}$$

$$K_a = 1,76 \times 10^{-5}$$

4. La constante de ionización del ácido acético es $1,77 \times 10^{-5}$. Determinar el grado de ionización y el pH de una disolución a) 1 molar, y b) 0,0001 molar.

$$a) [CH_3COOH] = 1M$$



$$Ka = 1,77 \times 10^{-5} = \frac{C^2 \alpha^2}{C(1-\alpha)} \quad \alpha^2 = 1,77 \times 10^{-5} - 1,77 \times 10^{-5} \alpha$$

$$= \frac{-1,77 \times 10^{-5} \pm \sqrt{3,73 \times 10^{-10} + 7,08 \times 10^{-5}}}{2} = 4,19 \times 10^{-3}$$

$$= 0,42\%$$

$$b) [CH_3COOH] = 1 \times 10^{-4} M$$

$$1,77 \times 10^{-5} = \frac{(1 \times 10^{-4})^2 \times \alpha^2}{1 \times 10^{-4}(1-\alpha)}$$

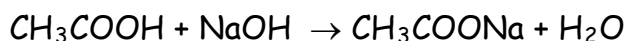
$$1 \times 10^{-8} \alpha^2 + 1,77 \times 10^{-5} \alpha - 1,77 \times 10^{-5} = 0$$

$$= \frac{-1,77 \times 10^{-5} \pm \sqrt{3,13 \times 10^{-10} + 7,08 \times 10^{-9}}}{2 \times 10^{-4}}$$

$$= 3,41 \times 10^{-1} \quad 34\% =$$

$$pH = \log 1/c = \log 1/1 \times 10^{-4} \times 3,41 \times 10^{-1} = 4,46$$

5. Un ácido acético 0,01 molar se va neutralizando con sosa cáustica. Hallar el pH de la disolución: a), cuando se ha neutralizado un 99% del ácido, y b), cuando se ha agregado un exceso de sosa de un 1%. La constante de ionización del ácido acético es $1,77 \times 10^{-5}$. (Suponer que el volumen del líquido no cambia al agregar la disolución de sosa cáustica.).



a) Cuando se neutraliza un 99% del ácido:

$$10^{-2} M = 100\%$$

$$x \rightarrow = 99\% \quad x = 9,9 \times 10^{-3} M$$

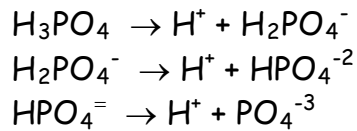
$$H_3O^+ = Kab = \frac{Ca}{Cb} = 1,77 \times 10^{-5} \times \frac{1 \times 10^{-4}}{9,9 \times 10^{-3}} = 1,78 \times 10^{-7}$$

$$pH = 6,74$$

b) Exceso NaOH = 1×10^{-4}

$$[H_3O^+] = 10^{-14} / 1 \times 10^{-4} \quad pH = 10.$$

6. El ácido fosfórico es un ácido triprótico (tribásico) que se ioniza escalonadamente en tres pasos, cuyas constantes de ionización respectivas son $7,52 \times 10^{-3}$, $6,22 \times 10^{-8}$ y $4,8 \times 10^{-13}$. Calcular las concentraciones de los iones H_3O^+ , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , y PO_4^{3-} , en una disolución molar de ácido fosfórico.



$$K_1 = 7,52 \times 10^{-3} = \frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} \quad \begin{array}{ccc} \text{H}_3\text{PO}_4 & \rightarrow & \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^- \\ 1 & & 0 \quad 0 \\ 1-x & & x \quad x \end{array}$$

$$7,32 \times 10^{-3} = \frac{x^2}{1-x} \quad ; \quad x^2 + 7,52 \times 10^{-3} - 7,52 \times 10^{-3} = 0$$

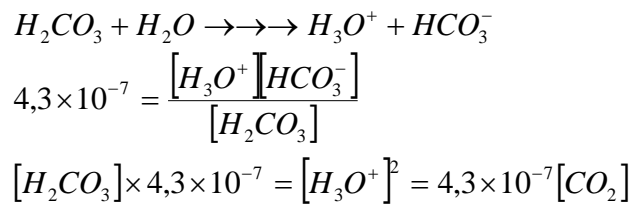
(Ecuación de 2º grado) Solución: $x = 8,29 \times 10^{-2} = [\text{H}^+]$

$$K_3 = 4,8 \times 10^{-13} = \frac{[\text{H}^+][\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

$$4,8 \times 10^{-13} = \frac{8,29 \times 10^{-2} \times [\text{PO}_4^{3-}]}{6,22 \times 10^{-8}}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 3,6 \times 10^{-19} \text{ M}$$

7. A 15°C litro de agua disuelve aproximadamente 1 litro de CO_2 a la presión de 1 atm. Si la constante de equilibrio para el proceso $\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ es $4,3 \times 10^{-7}$ (constante de ionización primaria, K_1 , para el ácido carbónico), calcular el pH de la disolución.



$$n_{CO_2} = ?$$

$$PV = nRT$$

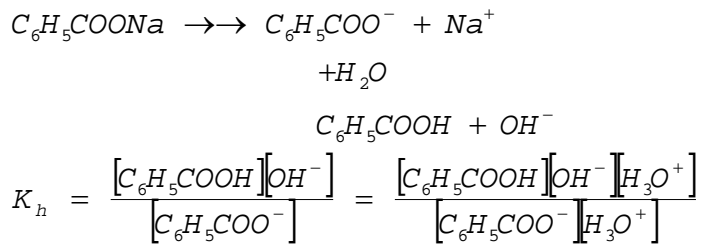
$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \times 1 \text{ lto}}{0,082 \text{ atm lto} / \text{K mol} \times 288 \text{ K}} = 0,042$$

$$[H_3O^+]^2 = 4,3 \times 10^{-7} \times 4,2 \times 10^{-2} = 1,759 \times 10^{-8}$$

$$[H_3O^+] = 1,3 \times 10^{-4} \quad pH = \log 1 / 1,3 \times 10^{-4} = 3,87$$

8. La constante de ionización del ácido benzoico, C_6H_5COOH , es $6,3 \times 10^{-5}$. Determinar el grado de hidrólisis del benzoato sódico en una disolución que contiene 5 g por litro y calcular el pH de la disolución.

$$\frac{5 \text{ g } C_6H_5COONa}{\text{lto}} \times \frac{1 \text{ mol} \times C_6H_5COONa}{144 \text{ g } C_6H_5COONa} = 0,0347 \text{ moles.}$$



$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,3 \times 10^{-5}} = 1,587 \times 10^{-10}$$

$$K_h = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{0,0347\alpha^2}{1-\alpha} = 1,587 \times 10^{-10}$$

$$0,0347\alpha^2 + 1,587 \times 10^{-10} - 1,587 \times 10^{-10} = 0$$

$$\alpha = \frac{-1,587 \times 10^{-10} \pm \sqrt{2,519 \times 10^{-20} + 2,2 \times 10^{-11}}}{0,06944}$$

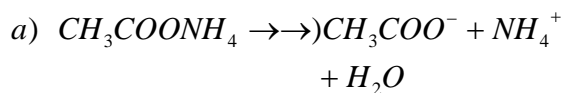
$$\alpha = 6,7 \times 10^{-5}$$

$$[OH^-] = c\alpha = 0,0347 \cdot 6,7 \times 10^{-5} = 2,32 \times 10^{-6}$$

$$P^{OH} = 5,63$$

$$P^H = 8,4$$

9. Las constantes de ionización del ácido acético, del ácido fórmico y del amoniaco son: $1,77 \times 10^{-5}$, $1,78 \times 10^{-4}$ y $1,75 \times 10^{-5}$. Hallar el grado de hidrólisis y el pH de una disolución de: a) acetato amónico; b) formiato amónico.



$$CH_3COOH + OH^-$$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-][H^+]}{[CH_3COO^-][H^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{cx^2}{1-x} \text{ desprec..}$$

$$x^2 = \frac{Kw}{KaC} = \frac{Kw}{Ka \times Kb} \quad ; x = \sqrt{\frac{Kw}{Ka \times Kb}}$$

$$x = \sqrt{\frac{1 \times 10^{-14}}{1,77 \times 10^{-5} \times 1,75 \times 10^{-5}}} = 5,68 \times 10^{-3} \quad ; \quad 0,568\%$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{Kw \times Ka}{Kb}} = \sqrt{\frac{10^{-14} \times 1,78 \times 10^{-4}}{1,75 \times 10^{-5}}} = 1 \times 10^{-7} \quad pH = 7$$

$$b) \quad x = \sqrt{\frac{1 \times 10^{-14}}{1,78 \times 10^{-14} \times 1,75 \times 10^{-5}}} = 1,79 \times 10^{-3} \quad ; \quad 0,179\%$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{Kw \times Ka}{Kb}} = \sqrt{\frac{10^{-14} \times 1,78 \times 10^{-4}}{1,75 \times 10^{-5}}}$$

$$[H_3O^+] = 3,18 \times 10^{-7} \quad pH = 6,5$$

10. Calcular el pH de la disolución que se obtiene al diluir a 100cc. una mezcla formada por 50 cc de ácido acético 0,1 molar y a) 20 cc de sosa cáustica 0,1 molar; b) 30 cc de sosa cáustica 0,1 molar. La constante de ionización del ácido acético es $1,77 \times 10^{-5}$.

a) 50cc. CH_3COOH 0,1M
 20cc $NaOH$ 0,1M } mezcla
 30cc H_2O

$$\frac{0,1 \text{ molesAc}}{1000 \text{ cc}} \times 50 \text{ cc} = 5 \times 10^{-3} \text{ moles } CH_3COOH$$

$$\frac{0,1 \text{ molesNa}}{1000 \text{ cc}} \times 20 \text{ cc} = 2 \times 10^{-3} \text{ moles } NaOH$$

$$[H_3O^+] = 1,77 \times 10^{-5} \frac{3 \times 10^{-3}}{2 \times 10^{-3}} = 2,65 \times 10^{-5}$$

b) $3 \times 10^{-3} \text{ moles } NaOH$

$$5 \times 10^{-3} \text{ moles } CH_3COOH$$

$$[H_3O^+] = 1,77 \times 10^{-5} \frac{2 \times 10^{-3}}{3 \times 10^{-3}} = 1,18 \times 10^{-5}$$

$$pH = \log \frac{1}{1,18 \times 10^{-5}} = 4,93$$

11. A 25°C 600cc de agua pura disuelven 0,01gr. de fluoruro cálcico. Hallar a esta temperatura el producto de solubilidad del fluoruro cálcico.

12. A temperatura ambiente, una disolución saturada de cloruro de plomo contiene 0,9 gr. de la sal en 200cc. Calcular el producto de solubilidad del cloruro de plomo.

$$\begin{array}{r} 0,9\text{gr} \rightarrow \rightarrow 200\text{cc} \\ \times \quad 1000\text{cc} \end{array}$$

$$4,5\text{gr } PbCl_2 \times \frac{1\text{mol}}{278\text{gr } PbCl_2} = 1,61 \times 10^{-2} M$$

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [Pb^{+2}][Cl^-]^2 = 1,62 \times 10^{-2} (3,23 \times 10^{-2})^2 = \\ &= 1,7 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

13. A 25°C 1 litro de agua disuelven 0,443 mg. de hidróxido ferroso, Fe(OH)₂. Hallar el producto de solubilidad del hidróxido ferroso.

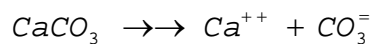
$$0,443\text{mgr.} = 0,443 \times 10^{-3} \text{gr}$$

$$0,433 \times 10^{-3} \text{gr} \times \frac{1\text{mol}}{90\text{gr.}} = 4,92 \times 10^{-6} \text{ moles}$$

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [Fe^{+++}][OH^-]^2 \\ &= 4,92 \times 10^{-6} (9,8 \times 10^{-6})^2 = 4,77 \times 10^{-6} \end{aligned}$$

14. A 25°C 1 litro de agua destilada disuelve 12,3 mg de carbonato cálcico. Los iones CO₃⁻ se hidrolizan en bastante extensión, puesto que la constante de ionización secundaria K₂ del ácido carbónico (del ión HCO₃⁻) es 5,6 × 10⁻¹¹. Calcular: a) la concentración de los iones Ca⁺⁺; b) el grado de hidrólisis de los iones CO₃⁻; c) la concentración de estos iones CO₃⁻ y d) el producto de solubilidad del carbonato cálcico.

$$a) \frac{0,0123 \text{ gr CaCO}_3}{1 \text{ to}} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ gr CaCO}_3} = 1,23 \times 10^{-4} \text{ M}$$



$$Kn = \frac{Kw}{K2}$$

$$Kn = \frac{10^{-14}}{5,6 \times 10^{-11}} = 1,785 \times 10^{-4}$$

$$Kn = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1 - \alpha)}$$

$$1,23 \times 10^{-4} \alpha^2 + 1,785 \times 10^{-4} \alpha - 1,785 \times 10^{-4} = 0$$

$$\alpha = 0,68$$

$$\alpha = 68\%$$

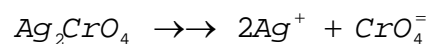
$$c) \quad |\text{CO}_3^-| = c(1 - \alpha) = 1,23 \times 10^{-4} (1 - 0,68)$$

$$\quad \quad \quad = 3,9 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$d) \quad Kps = |\text{Ca}^{+2}| |\text{CO}_3^-| = 1,23 \times 10^{-4} \times 3,9 \times 10^{-5}$$

$$\quad \quad \quad = 4,8 \times 10^{-9}$$

15. El producto de solubilidad del cromato de plata, Ag_2CrO_4 a 25°C es $1,2 \times 10^{-12}$. Hallar su solubilidad en moles por litro.



$$3 \text{ iones : } S = \sqrt[3]{\frac{Kps}{4}} = \left(\frac{1,2 \times 10^{-12}}{4} \right)^{1/3}$$

$$S = 6,69 \times 10^{-5} \text{ moles / lto}$$

16. El producto de solubilidad del perclorato potásico, KClO_4 es $1,07 \times 10^{-2}$. Hallar el volumen de disolución que contiene disuelto 1000gr. de KClO_4 .

$$KClO_4 \rightarrow K^+ + ClO_4^-$$

$$K_{ps} = 1,07 \times 10^{-2} = [K^+][ClO_4^-]$$

$$S = 1,034 \times 10^{-1} \text{ moles / lto}$$

$$\frac{1 \text{ lto}}{1,034 \times 10^{-1} \text{ moles}} \times \frac{1 \text{ mol}}{138,5 \text{ gr}} \times 1 \text{ gr.} = 6,98 \times 10^{-2} \text{ ltos}$$

17. A temperatura ambiente, el producto de solubilidad del ferrocianuro de plata, $Ag_4Fe(CN)_6$ es $1,5 \times 10^{-41}$. Calcular los gramos de este compuesto que se disuelven en 500cc de agua pura.

$$Ag_4[Fe(CN)_6] \rightarrow 4Ag^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$$

$$S = [Fe(CN)_6]^{4-} = \frac{[Ag^+]^4}{4}$$

$$[Ag^+] = 4[Fe(CN)_6]^{4-}$$

$$K_{ps} = [Fe(CN)_6]^{4-} [Fe(CN)_6]^{4-} \times 256$$

$$S = \sqrt[5]{\frac{K_{ps}}{256}} = 2,25 \times 10^{-9} \frac{\text{moles}}{\text{lto}}$$

$$1,12 \times 10^{-9} \frac{\text{moles}}{500 \text{ cc}} \times \frac{644 \text{ gr}}{1 \text{ mol}} = 7,21 \times 10^{-7} \text{ gr.}$$

18. La solubilidad del ioduro de plomo en agua pura a $25^\circ C$ es igual a 0,688 gr/litro. Calcular su solubilidad en una disolución 0,1 molar de ioduro potásico.

$$PbI_2 \rightarrow Pb^{+2} + 2I^-$$

$$S = [Pb^{+2}] = \frac{[I^-]}{2}$$

$$K_{ps} = [Pb^{+2}][I^-]^2 = 1,33 \times 10^{-8} \quad [I^-] = 0,1M$$

$$C = \frac{1,33 \times 10^{-8}}{10^{-2}} \text{ moles} = 1,33 \times 10^{-6} \text{ moles} \times \frac{461 \text{ gr}}{1 \text{ mol}}$$

$$= 6,13 \times 10^{-4} \text{ gr} \frac{PbI_2}{\text{lto}}$$

19. El producto de solubilidad del cloruro de plomo es $1,7 \times 10^{-5}$. Calcular los gramos de cloruro sódico que deben añadirse a 100cc de una disolución

0,01 molar de acetato de plomo para iniciar la precipitación del cloruro de plomo.

$$S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,7 \times 10^{-5}}{4}} = \frac{1,619 \times 10^{-2} \text{ moles PbCl}_2}{1 \text{ to}}$$

$$\frac{0,01 \text{ moles}}{1000 \text{ cc}} \times 100 \text{ cc} = 1 \times 10^{-3} \text{ moles Pb(CH}_3\text{COO)}_2$$

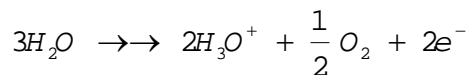
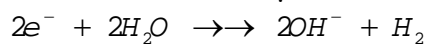
$$4,2 \times 10^{-3} \text{ moles NaCl} \times \frac{58,5 \text{ gr NaCl}}{1 \text{ mol}} = 0,246 \text{ gr NaCl}$$

ELECTROQUIMICA

1. Se electroliza 150gr. de una disolución de sulfato potásico al 10% durante 6 horas con una intensidad de 8 amp. Calcular la cantidad de agua descompuesta y la concentración de la disolución al final de la electrólisis.

$$q = i \times t = 8 \text{ amp} \times 6 \text{ hr.} \times \frac{3600 \text{ seg}}{1 \text{ hr.}} = 17800 \text{ coulombios}$$

El H₂O se descompone:



$$\text{Peso equivalente del H}_2\text{O} = \frac{PM}{2} = \frac{18}{2} = 9 \text{ gr.}$$

96500 coulombios → 9 gr H₂O

172800 coulombios → x

$$X = \frac{172800 \times 9}{96500} = 16 \text{H.gr.H}_2\text{O}$$

concentración inicial: 10% (15gr.K₂SO₄/150gr.disol)

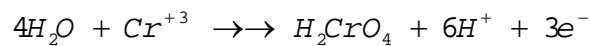
concentración final: 15gr.K₂SO₄/(150-16,4)×100=11,2%

2. Al electrolizar una disolución de sulfato crómico en ácido sulfúrico con electrodos de plomo, el ión crómico, Cr⁺⁺⁺ se oxida a ácido crómico, H₂CrO₄. Calcular la cantidad de ácido crómico que se forma en el paso de 1 ampere-hora si el rendimiento de corriente.

$$q_r = i \times t$$

$$q_p = i \times t \times n$$

$$q_p = 1 \text{ ampere.hora} \times \frac{3600 \text{seg}}{1 \text{hora}} \times 0,73 = 2628 \text{coulombios}$$



$$\text{peso.equiv.} = \frac{PM}{3} = \frac{118}{3} = 39,33 \text{gr.H}_2\text{CrO}_4$$

$$96500 \text{coulombios} \rightarrow 39,33 \text{gr.H}_2\text{CrO}_4$$

$$2628 \text{coulombios} \rightarrow x$$

$$x = 1,071 \text{gr.H}_2\text{CrO}_4$$

$$q_r = 5600 \text{coulombios} \rightarrow 1,071 \text{gr.H}_2\text{CrO}_4$$

$$0,2077 \text{gr.CrO}_3$$

$$x \rightarrow 1000 \text{gr.CrO}_3$$

$$x = \frac{3600 \times 1000}{0,9077} = 3966068 \text{coulombios}$$

$$W = q \times v = 3966068 \text{coulombios} \times 3,5 \text{volts} = 1,4 \times 10^7 \text{joules}$$

$$1,4 \times 10^7 \text{joules} \times 1 \text{Kw} / 3,66 \times 10^6 \text{joules} = 3,85 \text{Kw}$$

$$w = q \times v = 1,4 \times 10^7 \text{joules}$$

$$\text{transformando : } 1,4 \times 10^7 \text{joules} \times \frac{1 \text{Kw} - \text{hr}}{3,6 \times 10^6 \text{joules}}$$

$$w = 3,85 \text{Kw} - \text{hr}$$

3. Una disolución alcalina de manganato potásico, K₂MnO₄, obtenido al calentar dióxido de manganeso con potasa cáustica en presencia del aire, se oxida anódicamente con una densidad de corriente de 9 amp/dm². Si

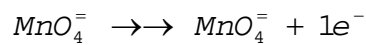
el rendimiento de corriente es del 70%, calcular la cantidad de permanganato potásico, $KMnO_4$ que se obtendrá en 10 horas en una cuba cuyos ánodos tienen una superficie útil total de 4000 cm^2 .

Cálculo de q :

$$\frac{9\text{am}}{\text{dm}^2} \times \frac{1\text{dm}^2}{1000\text{cm}^2} \times 4000\text{cm}^2 = 3,6 \times 10^2\text{amp}$$

$$q_r = 360\text{amp} \times 10\text{hr.} \times \frac{3600\text{seg}}{1\text{hr}} = 1,296 \times 10^7\text{coulombios}$$

$$q_p = i \times t \times n = 1,296 \times 10^7\text{coulombios} \times 0,7 = 9,072 \times 10^6\text{coulombios.}$$



$$\text{Peso equivalente } KMnO_4 = \frac{PM}{1} = 158\text{gr.}KMnO_4$$

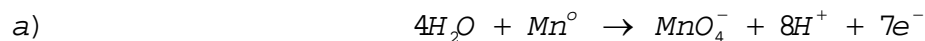
$$96500\text{coulombios} \rightarrow 158\text{gr.}KMnO_4$$

$$9,072 \times 10^6 \rightarrow x$$

$$x = 1,485 \times 10^4\text{gr.}KMnO_4$$

$$x = 14,85\text{Kg.}KMnO_4$$

4. Al electrolizar una disolución de carbonato potásico con un ánodo de farrromanganeso se forma permanganato potásico. Calcular: a), la cantidad de $KMnO_4$ que se obtienen durante 5 horas con un ánodo de 24cm^2 de superficie útil si se trabaja con una densidad de corriente de 10 amp/dm^2 y el rendimiento de corriente es del 32%; b) el voltaje aplicado a la cuba si el consumo de energía es de $24,1\text{ Kw.h}$ por Kg. de $KMnO_4$.



Peso equivalente :

$$KMnO_4 = \frac{PM}{7} = \frac{158}{7} = 22,57\text{gr}KMnO_4$$

Cálculo q :

$$\frac{10\text{amp}}{\text{dm}^2} \times \frac{1\text{dm}^2}{100\text{cm}^2} \times 24\text{cm}^2 = 2,4\text{amp}$$

$$q_r = 2,4 \text{ amp} \times 5 \text{ hr.} \times \frac{3600 \text{ seg}}{1 \text{ hr}} = 4,32 \times 10^4 \text{ coulombios}$$

$$q_p = i \times t \times n = 4,32 \times 10^4 \text{ coulombios} \times 0,32 = 13824 \text{ coulomb.}$$

$$96500 \text{ coulombios} \rightarrow \rightarrow 22,57 \text{ gr. KMnO}_4$$

$$13824 \text{ coulombios} \rightarrow \rightarrow x$$

$$x = 3,23 \text{ gr. KMnO}_4$$

$$W = q \times v = \frac{24,1 \text{ Kw.hr}}{\text{Kg. KMnO}_4} \times \frac{3,6 \times 10^6 \text{ joules}}{1 \text{ Kw.hr}} = 8,6 \times 10^7 \text{ joules}$$

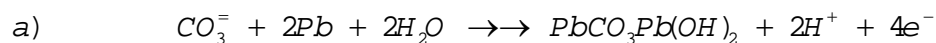
$$8,6 \times 10^7 \text{ joules} \rightarrow \rightarrow \text{Kg. KMnO}_4$$

$$x \rightarrow \rightarrow 3,23 \times 10^{-3} \text{ Kg. KMnO}_4$$

$$x = 2,8 \times 10^5 \text{ joules} = W$$

$$v = \frac{W}{q} = \frac{2,8 \times 10^5}{4,32 \times 10^4} = 6,48 \text{ volts}$$

5. Por electrólisis de una disolución de carbonato sódico con algo de acetato sódico y utilizando ánodos de plomo se forma y precipita albayalde, un carbonato básico de plomo de fórmula $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb(OH)}_2$. Calcular: a), la cantidad de albayalde que se obtiene por hora en una cuba que funciona a 300 amp. con un rendimiento de corriente del 97%; y b), el voltaje aplicado es de 3,5 volts.



$$q_r = 3000 \text{ amp} \times 1 \text{ hr} \times \frac{3600 \text{ seg}}{1 \text{ hr}} = 1,08 \times 10^7 \text{ coulombios}$$

$$q_p = 1,08 \times 10^7 \text{ coulombios} \times 0,97 = 1,0476 \times 10^7 \text{ coulombios}$$

$$96500 \text{ coulombios} \rightarrow \rightarrow 508 / 4$$

$$1,0476 \times 10^7 \text{ coulombios} \rightarrow \rightarrow x$$

$$x = \frac{1,0476 \times 10^7 \times 127}{96500} = 1,378 \times 10^4 \text{ gr}$$

$$= 13,78 \text{ Kg. Albayade}$$

b) Consumo de energía:

$$W = q_r \times v = 1,08 \times 10^7 \text{ coulombios} \times 3,5 \text{ volts}$$

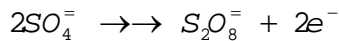
$$= 3,78 \times 10^7 \text{ joules} \times \frac{1 \text{ Kw} - \text{hr}}{3,6 \times 10^6 \text{ joules}} = 10,5 \text{ Kw.hr}$$

$$10,5Kw.hr \rightarrow 13,78Kg.Albayaalde$$

$$x \rightarrow 1000Kg.Albayaalde$$

$$x = 7,619 \times 10^2 Kw - hr$$

6. Al electrolizar una disolución de sulfato amónico se forma en el ánodo persulfato amónico $(NH_4)_2S_2O_8$. El voltaje aplicado es de 6,0 volts y el rendimiento de corriente es del 82%. Calcular la producción de persulfato amónico por kilowatt.hora.



$$W = q \times v$$

$$q_r = \frac{w}{v} = \frac{1Kw.hr}{6volts} \times 3,6 \times 10^6 joules = 6 \times 10^5 coulombios$$

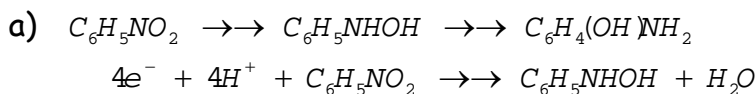
$$q_p = 6 \times 10^5 coulombios \times 0,82 = 4,92 \times 10^5 coulombios$$

$$96500coulombios \rightarrow 228gr / 2$$

$$4,92 \times 10^5 coulombios \rightarrow x$$

$$x = \frac{4,92 \times 10^5 coulombios \times 114gr.}{96500coulombios} = 581,2gr(NH_4)_2S_2O_8$$

7. La reducción del nitrobenzeno en ácido sulfúrico concentrado en un cátodo de platino da lugar a fenilhidroxilamina, C_6H_5NHOH , que se transforma rápidamente en p-aminofenol, $C_6H_4(OH)NH_2$. Calcular : a), la cantidad de p-aminofenol producido en tres horas en una cuba que funciona a 50 amp. con un rendimiento de corriente del 25%; y b), el consumo de energía por kilogramo de producto si el voltaje aplicado es de 4,0 volts.



Cálculo. q :

$$q_r = 50amp \times 3hr \frac{3600seg}{1hr} = 5,4 \times 10^5 coulombios$$

$$q_p = 5,4 \times 10^5 coulombios \times 0,25 = 1,35 \times 10^5 coulombios$$

FARADAY :

$$96500coulombios \rightarrow PM / 4$$

$$1,35 \times 10^5 coulombios \rightarrow x$$

$$b) q_r = 5,4 \times 10^5 \text{coulombios} \rightarrow \rightarrow 38,12 \text{gr}$$

$$x \quad \quad \quad \rightarrow \rightarrow 1000 \text{gr}$$

$$x = 1,4 \times 10^7 \text{coulombios}$$

$$W = q \times v = 1,4 \times 10^7 \text{coulombios} \times 4 \text{volts} =$$

$$= 5,7 \times 10^7 \text{joules} \times \frac{1 \text{Kw} - \text{hr}}{3,6 \times 10^6 \text{joules}} = 15,7 \text{Kw} - \text{hr}$$

8. En un baño de níquelar se introduce como cátodo un objeto metálico cuya superficie total es de 80cm^2 . Si se opera a una densidad de corriente de $2,2 \text{amp/dm}^2$ y el rendimiento de corriente es del 94%, calcular: a), la cantidad de níquel depositado en una hora y b), el tiempo que debe durar la electrólisis para que el recubrimiento de níquel tenga un espesor de $0,02 \text{mm}$. La densidad del níquel es de $8,9 \text{gr/cc}$.

a) Cálculo de q:

$$\frac{2,2 \text{amp}}{\text{dm}^2} \times \frac{1 \text{dm}^2}{100 \text{cm}^2} \times 80 \text{cm}^2 = 1,76 \text{amp}$$

$$q_r = 1,76 \text{amp} \times 1 \text{hr} \times \frac{3600 \text{seg.}}{1 \text{hr.}} = 6336 \text{coulombios}$$

$$q_p = 6336 \times 0,94 = 5955 \text{coulombios}$$

$$96500 \text{coulombios} \rightarrow \rightarrow 59 / 2 \text{gr}$$

$$5955 \text{coulombios} \rightarrow \rightarrow x$$

$$x = 1,82 \text{gr.Na}$$

b) $\text{Espesor} = 0,02 \text{mm} \times \frac{1 \text{cm}}{10 \text{mm}} = 2 \times 10^{-3} \text{cm}$

$$\text{volumen} : 2 \times 10^{-3} \text{cm} \times 80 \text{cm}^2 = 0,16 \text{cm}^3$$

$$\varphi = \text{densidad} = 8,9 \text{gr} / \text{cc} \times 0,16 \text{cc} = 1,424 \text{gr.Na}$$

$$6336 \text{coulombios} \rightarrow \rightarrow 1,82 \text{gr.}$$

$$x \quad \rightarrow \rightarrow 1,424$$

$$x = 4957,4 \text{coulombios}$$

$$q = i \times t \quad ; t = q / i$$

$$t = \frac{4957,4 \text{coulombios}}{1,76 \text{amp}} = 2816,7 \text{seg.}$$

$$2816,7 \text{seg.} \times \frac{1 \text{min.}}{60 \text{seg}} \times \frac{1 \text{hora}}{60 \text{min.}} = 0,782 \text{horas.}$$

9. En un baño cianuro de cobre y cinc₂ se introduce como cátodo una lámina de hierro de 36cm² de superficie total y se electroliza durante 50 minutos a una densidad de corriente de 0,3 amp/dm². Sobre la lámina se depositan 0,106 gr. de latón de un 71,3% de cobre. Calcular el rendimiento de la corriente. El cobre se encuentra en la disolución en forma cuprosa.

Cálculo. q :

$$P = 0,3 \frac{\text{amp}}{\text{dm}^2} \times \frac{1 \text{dm}^2}{100 \text{cm}^2} \times 36 \text{cm}^2 = 0,108 \text{amp} = i$$

$$q_r = i \times t \quad ; q_p = i \times t \times n \quad t = 50 \text{min} = 3000 \text{seg}$$

$$0,106 \text{gr. latón} \rightarrow \rightarrow 100\% \quad x = 0,7557 \text{gr. Cu}$$

$$x \quad \rightarrow \rightarrow 71,3\% \quad 0,03042$$

$$96500 \text{coulombios} \rightarrow \rightarrow 674 \text{gr. Cu}$$

$$x \quad \rightarrow \rightarrow 0,07557 \text{gr. Cu}$$

$$96500 \text{coulombios} \rightarrow \rightarrow 65,38 / 2 \text{gr. Zn}$$

$$y \quad \rightarrow \rightarrow 0,03042 \text{gr. Zn}$$

$$x+y = 113,957 + 89,8 = 203,76 \text{ coulombios}$$

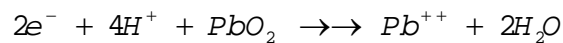
$$q_r = 0,108 \times 3000 = 324 \text{coulombios},$$

$$; \quad n = \frac{203,76}{324} \times 100 = 63\%$$

10. Un acumulador de plomo $Pb/H_2SO_4/PbO_2$ está constituido por láminas de plomo, recubiertas de plomo esponjoso activo las unidades al polo negativo, y por dióxido de plomo las unidas al polo positivo, introducidas en 500cc de ácido sulfúrico 8,2 normal. Al suministrar el acumulador 10 amperes-hora, calcular: a), la cantidad de PbO_2 transformado en $PbSO_4$ en las placas positivas, y b), la concentración final del ácido sulfúrico.

Cálculo. q :

$$q = i \times t = 10 \text{amp} \times 3600 \text{seg} = 3,6 \times 10^4 \text{coulombios}$$



$$Eq - grPbO_2 = \frac{PM}{2} = \frac{239}{2} = 119,5 \text{grPbO}_2$$

$$96500 \text{coulombios} \rightarrow 119,5 \text{grPbO}_2$$

$$3,6 \times 10^4 \text{coulombios} \rightarrow x$$

$$x = 44,58 \text{gr.PbO}_2 \text{ se transforma en PbSO}_4$$

b) concentración inicial=8,2N

$$8,2N = \frac{8,2 \text{eq} - \text{grH}_2\text{SO}_4}{\text{lt. disol}}$$

$$\frac{8,2 \text{eq} - \text{grH}_2\text{SO}_4}{1000 \text{cc}} \times 500 \text{cc} = 4,1 \text{eq} - \text{grH}_2\text{SO}_4$$

$$4,1 \text{eq} - \text{grH}_2\text{SO}_4 \times \frac{49 \text{grH}_2\text{SO}_4}{1 \text{eq} - \text{grH}_2\text{SO}_4} = 200,9 \text{grH}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{44,58 \text{gr.PbO}_2}{119,5 \text{gr.PbO}_2} = 0,373 (\text{eq} - \text{gr})$$

reacciona con 2eq-gr de $H_2SO_4 = 36,554 \text{grH}_2\text{SO}_4 (0,373 \times 98)$

$$200,9 \text{grH}_2\text{SO}_4 - 36,554 = 164,346 \text{gr} / H_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{eq} - \text{grH}_2\text{SO}_4}{49 \text{grH}_2\text{SO}_4} =$$

$$3,35 \frac{\text{eq} - \text{grH}_2\text{SO}_4}{500 \text{cc}} \times 1000 \text{cc} = 6,708N$$

11. La resistencia específica de una disolución 0,05 molar de cloruro potásico es 149,9 ohms.c. Hallar la conductividad equivalente del cloruro potásico a esta concentración.

$$x = \frac{1}{p} = \frac{1}{149,9 \text{ ohm.cm}} = 6,67 \times 10^{-3} \text{ ohms.cm}^{-1}$$

$$\Delta = xV_e$$

cálculo V_e :

$$0,05 \text{ eq} - \text{gr KCl} \rightarrow \rightarrow 10^3 \text{ cc}$$

$$1 \text{ eq} - \text{gr} \quad \rightarrow \rightarrow V_e \quad V_e = 2 \times 10^4 \text{ cc}$$

$$\Delta = 6,67 \times 10^{-3} \Omega^{-1} \times 2 \times 10^4 \text{ cm}^3$$

$$\Delta = 1,334 \times 10^2 \text{ ohm}^{-1} \text{ cm}^2$$

12. Un vaso de conductividad tienen dos electrodos de $1,64 \times 10 \text{ cm}^2$ de superficie, separados por 12,8 cm. Al llenarlo con una disolución de cloruro sódico 0,1 molar ofrece una resistencia de 731,2 ohms. Calcular la conductividad específica equivalente del cloruro sódico en disolución 0,1 normal.

$$S = 1,64\text{cm}^2 \quad N = 0,1$$

$$\ell = 12,8\text{cm} \quad R = 731,2\Omega$$

Conductividad. específica :

$$x = 1 / p \quad R = P \times x / s$$

$$p = \frac{Rs}{\ell} = \frac{731,2\Omega \times 1,64\text{cm}^2}{12,8\text{cm}}$$

$$p = 93,659\Omega\text{cm}$$

$$x = 1 / 93,659\Omega\text{cm} = 1,067 \times 10^{-2}\Omega^{-1}\text{cm}^{-1}$$

Conductividad. equivalente :

$$\Delta = xVe$$

Volumen. equivalente :

$$0,1\text{eq} - \text{gr} \rightarrow \rightarrow 1000\text{cc}$$

$$1\text{eq} - \text{gr} \rightarrow \rightarrow Ve \quad Ve = 10^4\text{cc}$$

$$\Delta = 1,067 \times 10^{-2}\Omega^{-1}\text{cm}^{-1} \times 10^4\text{cc}$$

$$\Delta = 106,7\Omega^{-1}\text{cm}^2$$

13. Un vaso de conductividad lleno con disolución 0,1 normal de KCl tiene una resistencia de 96,2 ohms, y lleno con disolución solución 0,02 normal de cloruro cálcico ofrece una resistencia de 536,4 ohms. Calcular las conductividades equivalente y molar del CaCl_2 en disolución 0,02 normal. La conductividad específica del KCl 0,1 normal es $0,129\text{ohms}^{-1}\text{cm}^{-1}$.

$$x = 0,0129\Omega^{-1}\text{cm}^{-1}$$

$$R = 96,2\Omega$$

Cálculo volumen correspondiente:

$$0,1\text{eq} - \text{gr} \rightarrow \rightarrow 10^3\text{cc}$$

$$1\text{eq} - \text{gr} \rightarrow \rightarrow Ve \quad Ve = 10^4\text{cc}$$

Cálculo de la conductividad equivalente:

$$\Delta = xVe = 0,0129\Omega^{-1}cm^{-1} \times 10^4cc$$

$$\Delta = 129\Omega^{-1}cm^2 \quad (KCl)$$

Sabemos .que :

$$x = 1 / p$$

$$p = 1 / x = \frac{1}{0,0129\Omega^{-1}cm^{-1}} = 77,52\Omega cm$$

$$; \ell / s = R / p$$

$$R = p \times \ell / s = \frac{96,2\Omega}{77,52\Omega cm} = 1,241cm^{-1}$$

Para $CaCl_2$:

$$p = \frac{536,4\Omega}{1,241cm^{-1}} = 423,23\Omega cm$$

$$x = \frac{1}{p} = 0,0023135\Omega^{-1}cm^{-1}$$

$$ElVe = 5 \times 10^4cc \quad \text{luego : } \Delta = xVe \\ = 1,56 \times 10^{-2}\Omega^{-1}cm^{-1}$$

Conductividad .molar : $\mu = xVe$

$$\frac{0,02eq - grCaCl_2}{10^3cc} \times \frac{1molCaCl_2}{2eq - gr} = \frac{0,02molesCaCl_2}{2 \times 10^3cc} \Rightarrow Vm = 10^5cc$$

$$\mu = 0,0023135 \times 10^5 = 231,35\Omega^{-1}cm^2$$

14. Una disolución 0,01 normal de amoníaco tiene una resistencia específica de 9990 ohms. La conductividad equivalente límite del NH_4 es 271,4 ohms⁻¹cm². Determinar el grado de ionización del amoníaco en disolución 0,01 molar.

$$P = 8990 \Omega \text{cm}$$

$$\Delta o = 271,4 \Omega^{-1} \text{cm}^2$$

$$x = \frac{1}{p} = \frac{1}{8990 \Omega \text{cm}} = 1,1123 \times 10^{-4} \Omega^{-1} \text{cm}^{-1}$$

$$\Delta = xVe = \text{cálculo. } Ve :$$

$$0,01 \text{eq} - gr \rightarrow \rightarrow 10^3 \text{cc}$$

$$1 \text{eq} - gr \rightarrow \rightarrow x$$

$$Ve = 10^5 \text{cc}$$

$$\Delta = 1,1123 \times 10^{-4} \Omega^{-1} \text{cm}^{-1} \times 10^5 \text{cc}$$

$$\Delta = 11,123 \Omega^{-1} \text{cm}^2$$

grado. ionización :

$$\frac{\Delta o}{\Delta} = \alpha = \frac{11,123 \Omega^{-1} \text{cm}^{-1}}{271,4 \Omega^{-1} \text{cm}^{-1}}$$

$$\alpha = 4,09 \times 10^{-2} = 4,09\%$$

15. La resistencia específica del hidróxido sódico en disolución 0,001 normal, 0,01 normal y 0,1 normal es, respectivamente, 4081, 422 y 45,24 ohms.cm. La conductividad equivalente límite del NaOH es 248,1 ohms⁻¹cm². Hallar el grado de disociación aparente (relación de conductividades), del NaOH a dichas concentraciones.

$$P = 4081 \Omega \text{cm}$$

$$x = 1 / p = 1 / 4081 \Omega \text{cm} = 0,000245 \Omega^{-1} \text{cm}^{-1}$$

volumen. equivalente :

$$0,001 \text{eq} - gr. \rightarrow \rightarrow 10^3 \text{cc}$$

$$1 \text{eq} - gr \rightarrow \rightarrow Ve \quad Ve = 10^6 \text{cc}$$

$$\Delta = xVe = 2,45 \times 10^{-4} \times 10^6 \\ = 245 \Omega^{-1} \text{cm}^2$$

$$\alpha = \frac{\Delta}{\Delta o} = \frac{245 \Omega^{-1} \text{cm}^2}{248,1 \Omega^{-1} \text{cm}^2} = 0,987 = 98.7\%$$

16. Se disuelven 0,5 gr. de ferrocianuro potásico en un litro de agua, y la disolución tiene una resistencia específica de 1263 ohms.cm. La conductividad molar límite del K₄Fe(CN)₆ es 738 ohms⁻¹cm². Hallar el

grado de disociación aparente del ferrocianuro potásico a esta concentración.

$$[\text{Fe}(\text{CN})_6]_4\text{K}_4 \quad \text{Peso Molecular} = 368 \text{ gr} / \text{mol}$$

$$\frac{0,5 \text{ gr}}{1 \text{ to}} \times \frac{1 \text{ mol}}{368 \text{ gr}} = 0,0013586 \frac{\text{moles}}{1 \text{ to}}$$

Conductividad molar :

$$\mu = x V_m$$

$$0,0013586 \text{ moles} \rightarrow \rightarrow 10^3 \text{ cc}$$

$$1 \text{ mol} \quad \rightarrow \rightarrow V_m$$

$$\text{de donde } V_m = 736501,8 \text{ cc}$$

$$\mu = 0,007917 \Omega^{-1} \text{ cm}^{-1} \times 736051,8 \text{ cm}^3$$

$$\mu = 582,73 \Omega^{-1} \text{ cm}^2$$

$$\alpha = \frac{\mu}{\mu_0} = \frac{582,73 \Omega^{-1} \text{ cm}^2}{738 \Omega^{-1} \text{ cm}^2}$$

$$\alpha = 0,789 \quad ; \quad \alpha = 78,9\%$$

17. La conductividad específica de una disolución 0,05 normal de sulfato cúprico es $0,00295 \text{ ohms}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$. Las conductividades equivalentes de los iones Cu^{++} y SO_4^- son, respectivamente 54 y $79,8 \text{ ohms}^{-1} \cdot \text{cm}^2$. Calcular el grado de disociación aparente del sulfato cúprico en esta disolución.

$$x = 0,00295\Omega^{-1}\text{cm}^{-1}$$

$$N = 0,05$$

Cálculo de la conductividad equivalente :

$$0,05\text{eq} - \text{gr} \rightarrow \rightarrow 1000\text{cc}$$

$$1\text{eq} - \text{gr} \rightarrow \rightarrow V_e \quad V_e = 2 \times 10^4\text{cc}$$

$$\Delta = xV_e = 0,00295\Omega^{-1}\text{cm}^{-1} \times 2 \times 10^4\text{cc}$$

$$\Delta = 59\Omega^{-1}\text{cm}^2(\text{CuSO}_4)$$

Grado disociación :

$$\alpha = \frac{\Delta}{\Delta_o}$$

$$\Delta\text{Cu}^{++} = 54\Omega^{-1}\text{cm}^2$$

$$\Delta\text{SO}_4^- = 79,8\Omega^{-1}\text{cm}^2$$

$$\Delta_o = 138,8\Omega^{-1}\text{cm}^2$$

$$\alpha = \frac{\Delta}{\Delta_o} = \frac{59\Omega^{-1}\text{cm}^2}{138,8\Omega^{-1}\text{cm}^2} = 0,4409 \quad \alpha = 44,09\%$$

18. Las conductividades equivalentes límites del formiato potásico, ácido nítrico y nitrato potásico son, respectivamente, 128,1; 421,2 y 144,9 $\text{ohms}^{-1}\cdot\text{cm}^2$. Calcular la conductividad equivalente límite del ácido fórmico.

$$\Delta_o \text{HCOOK} = 128,1 \Omega^{-1} \text{cm}^2$$

$$\Delta_o \text{HNO}_3 = 421,1 \Omega^{-1} \text{cm}^2$$

$$\Delta_o \text{KNO}_3 = 144,9 \Omega^{-1} \text{cm}^2 \quad \Delta_o \text{HCOOH} = ?$$

$$\left. \begin{array}{l} \Delta_o \text{KNO}_3 = \Delta \text{K}^+ + \Delta \text{NO}_3^- = 144,9 \Omega^{-1} \text{cm}^2 \\ \Delta_o \text{HCOOK} = \Delta \text{HCOO}^- + \Delta \text{K}^+ = 128,1 \Omega^{-1} \text{cm}^2 \end{array} \right\} -$$

$$\Delta \text{NO}_3^- - \Delta \text{HCOO}^- = 16,8 \Omega^{-1} \text{cm}^2$$

$$\left. \begin{array}{l} \Delta_o \text{HNO}_3 = \Delta \text{H}^+ + \Delta \text{NO}_3^- = 421,2 \Omega^{-1} \text{cm}^2 \\ \Delta \text{NO}_3^- - \Delta \text{HCOO}^- = 16,8 \Omega^{-1} \text{cm}^2 \end{array} \right\} -$$

$$\Delta \text{H}^+ + \Delta \text{HCOO}^- = 404,4 \Omega^{-1} \text{cm}^2$$

$$\Delta \text{H}^+ + \Delta \text{HCOO}^- = \Delta \text{HCOOH} = 404,4 \Omega^{-1} \text{cm}^2$$

19. La conductividad equivalente límite del cloruro de litio es $115,0 \text{ ohms}^{-1} \cdot \text{cm}^2$ y el número de transporte del ión Cl^- en el cloruro de litio es $0,0664$. Hallar las conductividades equivalentes de los iones Li^+ y Cl^- .

$$\Delta_o \text{LiCl} = 115 \Omega^{-1} \text{cm}^2$$

$$t_{\text{Cl}^-} = 0,0664 \quad \lambda^\circ \text{Li}^+ = ? \quad \lambda^\circ \text{Cl}^- = ?$$

El número de transporte es :

$$t_{\text{Cl}^-} = \frac{\lambda^\circ \text{Cl}^-}{\lambda^\circ \text{Cl}^- + \lambda^\circ \text{Li}^+} = \frac{\lambda^\circ \text{Cl}^-}{\Delta_o \text{LiCl}}$$

Despejando :

$$\lambda^\circ \text{Cl}^- = 0,0664 \times 115 = 76,36 \Omega^{-1} \text{cm}^2$$

$$\text{luego : } \lambda^\circ \text{Cl}^- + \lambda^\circ \text{Li}^+ = \Delta_o \text{LiCl}$$

$$\begin{aligned} \lambda^\circ \text{Li}^+ &= \Delta_o \text{LiCl} - \lambda^\circ \text{Cl}^- \\ &= 115 \Omega^{-1} \text{cm}^2 - 76,36 \Omega^{-1} \text{cm}^2 \end{aligned}$$

$$\lambda^\circ \text{Li}^+ = 38,64 \Omega^{-1} \text{cm}^2 \Rightarrow \lambda^\circ \text{Cl}^- = 76,36 \Omega^{-1} \text{cm}^2$$

20. El número de transporte del ión Br^- en el KBr y en el NaBr es, respectivamente, $0,516$ y $0,61$. Si la conductividad equivalente al límite del KBr es $151,9 \text{ ohms}^{-1} \cdot \text{cm}^2$. Hallar la del NaBr .

$$t_{Br^-} = 0,516enKBr$$

$$t_{Br^-} = 0,61enNaBr$$

$$\Delta_o = 151,9\Omega^{-1}cm^2(KBr) \quad \Delta_oNaBr = ?$$

$$t_{Br^-} = 0,516 = \frac{\lambda^{\circ}Br^-}{\Delta_oKBr^-} = \frac{\lambda^{\circ}Br^-}{151,9\Omega^{-1}cm^2}$$

$$t_{Br^-} = 0,61 = \frac{\lambda^{\circ}Br^-}{\Delta_oNaBr}$$

Despejando :

$$\lambda^{\circ}Br^- = 0,516 \times 151,9\Omega^{-1}cm^2$$

$$\lambda^{\circ}Br^- = 78,38\Omega^{-1}cm^2$$

Luego :

$$\Delta_o(NaBr) = \frac{78,38\Omega^{-1}cm^2}{0,61}$$

$$\Delta_o(NaBr) = 128,49\Omega^{-1}cm^2$$

21. La movilidad del ión H_3O^+ es $3,625 \times 10^{-3}$ cm/seg para un gradiente de potencial de 1 volt/cm, y el número de transporte de este ión en el ácido clorhídrico es 0,821. Hallar la conductividad equivalente límite del ácido clorhídrico.

$$\begin{aligned} \text{Movilidad}(H_3O^+) &= U(H_3O^+) \\ U_{H_3O^+} &= \frac{3,625 \times 10^{-3} \text{ cm / seg}}{1 \text{ volt / cm}} \\ t(H_3O^+) &= 0,821 = \frac{\lambda_{H_3O^+}}{\Delta_{\text{HCl}}} \quad (1) \end{aligned}$$

donde :

$$\begin{aligned} \lambda^{\circ}(H_3O^+) &= U(H_3O^+) \times F \\ &= \frac{3,625 \times 10^{-3} \text{ cm / seg}}{\text{volt / cm}} \times \frac{96500 \text{ coulombios}}{\text{eq - gr}} \\ \lambda^{\circ}(H_3O^+) &= 349,81 \Omega^{-1} \text{ cm}^2 \end{aligned}$$

reemplazando en (1) :

$$\begin{aligned} 0,821 &= \frac{349 \Omega^{-1} \text{ cm}^2 / \text{eq - gr}}{\Delta_{\text{HCl}}} \\ \Delta_{\text{HCl}} &= \frac{349,81}{0,821} = 426,077 \Omega^{-1} \text{ cm}^2 \end{aligned}$$

22. Calcular el potencial de un electrodo de cadmio introducido en una disolución de sulfato de cadmio 0,002 molar supuesta ideal. El potencial normal del cadmio es -0,402 volt.



Aplicando Nersnt :

$$\begin{aligned} E &= E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{1}{[Cd^{++}]} \\ E &= -0,402 \text{ volts} - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{2 \times 10^{-3}} \\ E &= -0,402 - 0,0796 = -0,481 \text{ volts} \end{aligned}$$

23. Hallar la concentración de los iones Cu^{++} en una disolución en la que el potencial del electrodo de cobre es cero. El potencial normal del cobre es 0,34 volts.



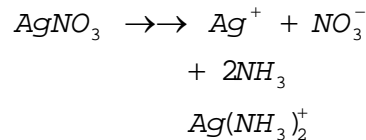
$$E = E_0 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[\text{Cu}^{+2}]}$$

$$0 = 0,34 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[\text{Cu}^{+2}]}$$

despejando :

$$\log \frac{1}{[\text{Cu}^{+2}]} = 11,52 \quad ; \quad [\text{Cu}^{+2}] = 2,98 \times 10^{-12} M$$

24. La constante de disociación del ión complejo amoniacal de plata, $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2$, es $6,8 \times 10^{-8}$. Calcular la diferencia de potencial de un electrodo de plata introducido en una disolución obtenida al mezclar en volúmenes iguales nitrato de plata 0,1 normal y amoníaco 1 normal. El potencial normal de la plata es 0,799 volts.



$$[\text{Ag}^+] = 0,1M = [\text{NO}_3^-]$$

$$[\text{NH}_3] = 1,0M$$

$$K = 6,8 \times 10^{-8} \quad K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}$$

despejando :

$$\begin{aligned} [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] &= \frac{1}{6,8 \times 10^{-8}} \times 0,1 \times 1^2 \\ &= 1,47 \times 10^6 \end{aligned}$$

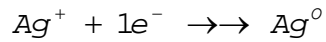
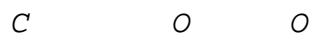
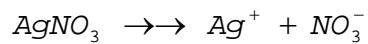
$$E = 0,799 - 0,059 \log \frac{1,47 \times 10^6}{0,1}$$

$$E = 0,0375 \text{ volts}$$

25. El potencial de un electrodo de plata en una disolución 0,2 molar de nitrato de plata es 0,747 volts. El potencial normal de la plata es 0,799 volts. Hallar el grado de disociación aparente del nitrato de plata a esta concentración.

$$E = 0,747 \text{ volts}$$

$$E^\circ = 0,799 \text{ volts}$$



$$E = E^\circ - \frac{0,059}{1} \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]}$$

$$0,747 = 0,799 - 0,059 \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]}$$

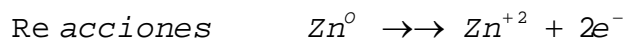
$$\log \frac{1}{[\text{Ag}^+]} = \frac{0,052}{0,059} = 0,88$$

$$; [\text{Ag}^+] = 0,13M = C\alpha$$

$$\alpha = \frac{0,131}{0,2} = 0,657$$

26. Calcular la FEM de una pila Daniell constituida por dos electrodos de cinc y cobre introducidos en disoluciones 0,1 molares de sus sulfatos. ¿Cuál será la diferencia de potencial si las disoluciones se diluyen a un volumen 10 o 100 veces mayor? Los potenciales normales del cinc y del cobre son, respectivamente, -0,763 volts y 0,34 volts. Suponer en todos los casos que el grado de disociación aparente de los sulfatos de cinc y de cobre es el mismo.

$$[\text{ZnSO}_4] = 0,1M = [\text{CuSO}_4]$$

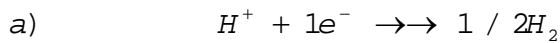


$$\begin{aligned} E_{\text{pila}} &= E^\circ_{\text{pila}} - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{+2}]}{[\text{Cu}^{+2}]} \\ &= 0,34 + 0,763 - \frac{0,059}{2} \log 1 \end{aligned}$$

$$E_{\text{pila}} = 1,103 \text{ volts}$$

Para todos los casos.

27. Se forma una pila con dos electrodos de hidrógeno, uno en disolución de ácido clorhídrico 1 molar ($\alpha=0,8$). El potencial de la pila es 0,258 volts. Calcular: a), el pH de la otra disolución; y b), la diferencia en el valor de pH si el potencial varía en 1 minivolt.



$$E_{pila} = E^{\circ}_{pila} - \frac{0,059}{1} \log \frac{[H^+]}{0,8}$$

$$0,258 = 0 + 0,059 \log \frac{0,8}{[H^+]} \quad ; \log \frac{0,8}{[H^+]} = 4,372$$

despejando :

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]}$$

b) $E_{pila} = 0,259 = (\text{dif. en lminivlot})$

$$\log \frac{0,8}{[H^+]} = \frac{0,259}{0,059} = 4,38$$

$$\frac{0,8}{[H^+]} = 24337,501 \quad \frac{1}{[H^+]} = 30371,87$$

$$pH = 4,486$$

$$\text{luego : } \Delta pH = 4,486 - 4,469 = 0,02$$

28.De:

$$\begin{aligned} E_{pila} &= E_{calomelanos} - E_{H^+} \\ &= 0,334 - 0,059 \log(H_3O^+) \end{aligned}$$

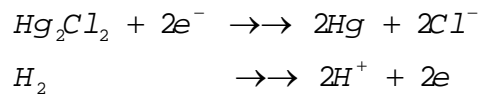
$$0,652 = 0,334 + 0,059 pH$$

$$pH = \frac{0,652 - 0,334}{0,059} = 5,389 \cong 5,39$$

$$\log \frac{1}{[H^+]^2} = 5,389 \times 2 = 10,779 \quad ; \frac{1}{[H^+]} = 245375,09$$

$$pH = 5,389$$

29. La FEM de la pila formada por un electrodo decimonormal de calomelanos ($E=0,334$ volts) y un electrodo de hidrógeno en ácido benzoico $0,02$ molar es de $0,509$ volts. Calcular la constante de ionización del ácido benzoico.

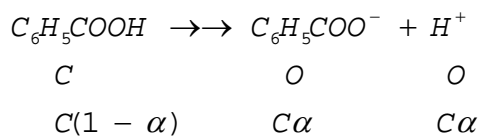


$$0,509 \text{volts} = 0,334 \text{volts} - \frac{0,059}{2} \log [\text{H}^+]^2 [\text{Cl}^-]^2$$

$$5,9322 = \log \frac{1}{[\text{H}^+]^2 [\text{Cl}^-]^2}$$

$$\frac{1}{[\text{H}^+]^2} = 835466,93 \quad \frac{1}{[\text{H}^+]} = 924,9$$

$$[\text{H}^+] = 0,00108$$



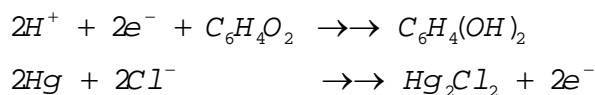
$$K_a = \frac{C^2 \alpha^2}{C(1 - \alpha)} = \frac{(1,08 \times 10^{-3})^2}{0,02 - 1,08 \times 10^{-3}} = 6,16 \times 10^{-5}$$

$$K_a = \frac{x^2}{c - x}$$

30. Un electrodo de quinhidrona se forma al introducir una lámina de platino en una disolución a la que se la agrega una pequeña cantidad (unos centigramos), de quinhidrona (compuesto equimolecular de quinona e hidroquinona). El proceso electródico es: $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2 = \text{C}_6\text{H}_4 + 2\text{H}^+ + 2e^-$ y el potencial normal correspondiente es 0,699 volts. Hallar el potencial de este electrodo cuando el pH de la disolución es 6,12.

$$\begin{aligned} E &= E_o - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[\text{H}^+]^2} \\ &= 0,669 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{(10^{-6,12})^2} \\ &= 0,669 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{5,74 \times 10^{-13}} \\ &= 0,669 - \frac{0,059}{2} \times 12,24 \\ &= 0,669 - 0,36109 \qquad E = 0,3379 \text{volts} \end{aligned}$$

31. Se forma una pila con un electrodo de quinhidrona en una disolución desconocida y un electrodo 0,1 normal de calomelanos, que forma en este caso el polo negativo. La FEM de la pila es de 0,127 volts. Hallar el pH de la disolución desconocida. El potencial normal del electrodo de quinhidrona es 0,699 volts, y el del electrodo 0,1 normal de calomelanos es 0,334 volts. ¿A qué valor del pH será nulo el potencial de la pila?



$$E_{opila} = E_{der.} - E_{izq.}$$

$$= E_{red.} - E_{oxid}$$

$$E_{opila} = 0,699 - 0,334 = 0,365 \text{ volts}$$

$$0,127 = 0,365 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[Cl^-]^2 [H^+]^2}$$

$$-0,238 = \frac{-0,059}{2} \log \frac{1}{[H^+]^2}$$

$$8,067 = \log \frac{1}{[H^+]^2}$$

$$\frac{1}{[H^+]^2} = 1,16 \times 10^8$$

$$\frac{1}{[H^+]} = 1,077 \times 10^4 \quad pH = \log \frac{1}{[H^+]}$$

$$pH = 4,03$$

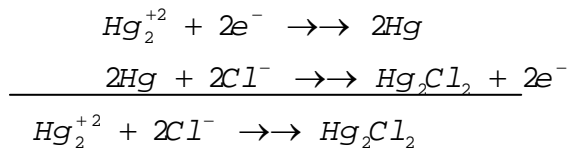
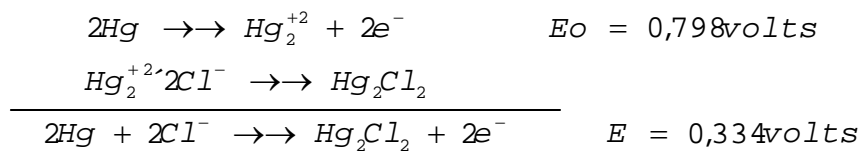
$$0 = 0,365 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[H^+]^2}$$

$$b) \quad 12,372 = \log \frac{1}{[H^+]^2}$$

$$\frac{1}{[H^+]} = 1,5 \times 10^6$$

$$pH = 6,18$$

32. El potencial de un electrodo 0,1 normal de calomelanos es 0,334 volts. En la disolución 0,1 normal de KCl la concentración ideal del ión Cl^- es 0,0770 moles/litro. El potencial normal del mercurio frente al ión mercurioso es 0,798 volts. Hallar el producto de solubilidad.



$$E = E_0 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[\text{Hg}_2^{+2}][\text{Cl}^-]^2}$$

$$0,034 = 0,798 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[\text{Hg}_2^{+2}]}$$

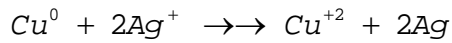
$$0,464 = \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[\text{Hg}_2^{+2}]}$$

$$15,7 = \log \frac{1}{[\text{Hg}_2^{+2}]} \quad [\text{Hg}_2^{+2}] = 1,36 \times 10^{-8}$$

$$\begin{aligned}
 K_{ps} &= [\text{Hg}_2^{+2}][\text{Cl}^-]^2 \\
 &= (1,36 \times 10^{-8})^2 (0,077)^2
 \end{aligned}$$

$$K_{ps} = 1,1 \times 10^{-18}$$

33. Calcular la constante de equilibrio correspondiente a la reacción $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$ a partir de los potenciales normales del cobre y de la plata, iguales, respectivamente, a 0,340 volts y 0,799 volts.



$$K_e = \frac{[\text{Cu}^{+2}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

$$E_{\text{Ag}} = 0,799 \text{ volts (reducción)}$$

$$E_{\text{Cu}} = 0,34 \text{ (oxidación)}$$

$$\text{En el equilibrio } E_{\text{pila}} = 0$$

$$0 = (0,779 - 0,34) - \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Cu}^{+2}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

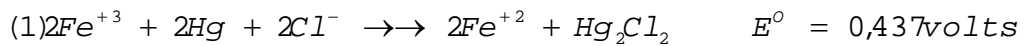
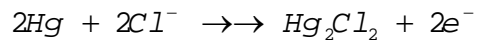
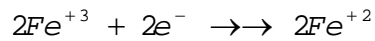
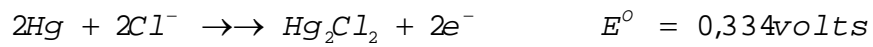
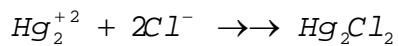
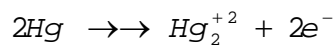
$$0 = 0,459 - \frac{0,059}{2} \log K_e$$

$$\log K_e = 15,559$$

$$K_e = 3,62 \times 10^{15}$$

34. Se forma una pila con un electrodo décimo normal de calomelanos ($E=0,334$ volts) que forma el polo negativo y un electrodo de platino introducido en una disolución de sales ferrosa y férrica. Calcular la FEM de la pila cuando: a), $\text{Fe}^{+++}=0,0999$ y $\text{Fe}^{++}=0,0001$; y b), $\text{Fe}^{++}=0,0001$ y $\text{Fe}^{+++}=0,0999$; las concentraciones en moles por litro. El potencial normal del electrodo Pt/ Fe^{++} , Fe^{+++} es $0,771$ volts.

a)



$$E = 0,437 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[0,099]^2}{[0,0001]^2 [\text{Cl}^-]^2}$$

$$E = 0,437 - 0,1769 = 0,26\text{volts}$$

b)

Usando la ecuación(1) :

$$E = 0,437 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[0,0001]^2}{[0,0999]^2}$$

$$E = 0,437 + 0,176 = 0,614\text{volts}$$

TERMODINAMICA

Problemas propuestos en el texto: "Fisioquímica" del Ing. Carlos Velazco.

1. Calcular el trabajo hecho sobre un mol de vapor, si es condensado reversiblemente a 120°C.

A 120°C $P_v = 1489$ mmHg

Volumen molar vapor = 16,07 lto

Volumen molar líquido = 0,019 lto

$$\begin{aligned} W &= -P\Delta V \\ &= -\frac{1489}{760} (0,02 - 16,07) \text{atm} \times \text{lto} \times \frac{24,2 \text{cal}}{1 \text{atm} \times \text{lto}} = 761 \text{cal} \end{aligned}$$

2. Calcular el trabajo mínimo que puede ser hecho a 25°C con dos moles de CO_2 al comprimirlos de un volumen de 20 litros a 1 litro, cuando se asume que el CO_2 :
 - a) es un gas perfecto
 - b) es un gas real

a)

$$\begin{aligned} W &= -\int_{V_1}^{V_2} Pdv = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} \\ &= -2 \text{ moles} \times 1,987 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{K} \times \text{mol}} \times 298^\circ\text{K} \ln \frac{1}{20} \\ &= +3547,7 \text{ calorías} \end{aligned}$$

b)

$$\begin{aligned} W &= -\int_{V_1}^{V_2} Pdv \\ &= \int_{V_1}^{V_2} \left(\frac{nRT}{V - nb} - \frac{an^2}{V^2} \right) dv = nRT \ln \frac{V_1 - nb}{V_2 - nb} - an^2 \left(\frac{1}{V_2} - \frac{1}{V_1} \right) \end{aligned}$$

$$\text{Para } \text{CO}_2 : \quad a = 3,61 \text{ atm} \times \text{lto}^2 / \text{mol}^2$$

$$b = 0,0428 \text{ lto} / \text{mol}$$

$$W = 2 \times 1,98 \times 298 \ln \left(\frac{20 - 2 \times 0,0428}{1 - 2 \times 0,0428} \right) - 3,61 \times 4 \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{20} \right) \times \frac{24,2 \text{ cal}}{1 \text{ atm} \times \text{lto}}$$

$$W = 3303,7 \text{ cal}$$

3. Tres moles de un gas perfecto con C_v igual a 5 cal/mol grado, son comprimidas reversiblemente y adiabáticamente de un volumen de 75 litros a 1 atm hasta 100 atm. Predecir:

a) el volumen final del gas.

b) la temperatura final del gas.

c) el trabajo que puede ser hecho por el gas al comprimirse.

a)

$$C_v = 5 \text{ cal / mol. . grado}$$

$$C_p - C_v = R \quad C_p = 1,98 \times 5 = 6,98$$

$$\gamma = C_p / C_v = 6,98 / 5 = 1,39$$

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma (\text{proceso adiabático})$$

$$1 \times 75^{1,39} = 100 V_2^{1,39}$$

$$\left(\frac{75}{V_2}\right)^2 = 100 \quad ; V_2 = 2,78 \text{ ltos}$$

b)

$$P_2 V_2 = n R T_2$$

$$T_2 = \frac{P_2 V_2}{n R} = \frac{100 \text{ atm} \times 2,78 \text{ ltos}}{3 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}}}$$

$$T_2 = 1130 \text{°K}$$

c)

$$W = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\gamma - 1}$$

$$= \frac{100 \times 2,78 - 1 \times 75}{1,39 - 1} = \frac{203}{0,39}$$

$$W = 520,51 \text{ atm} \times \text{lto} \times \frac{24,2 \text{ cal}}{1 \text{ atm} \times \text{lto}} = 12596,4 \text{ cal}$$

4. Calcular el incremento de energía ΔE para la condensación de un mol de vapor a 0°C y $0,0060 \text{ atm}$. a agua líquida, a 0°C y $0,006 \text{ atm}$. El calor de vaporización del H_2O es de 10730 cal/mol a 0°C y $0,006 \text{ atm}$.



$$W = - \int_{V(g)}^{V(l)} P dv = -P[V(l) - V(g)]$$

$$W = -0,006 \text{ atm} [0,018 \text{ ltos} - 3731 \text{ ltos}]$$

$$= +223,99 \text{ atm} \times \text{lto} \times \frac{24,2 \text{ cal}}{\text{atm} \times \text{lto}} = 342 \text{ cal}$$

Pr imera ley :

$$\Delta E = Q - W$$

$$\Delta E = +10730 \text{ cal} - 542 \text{ cal}$$

$$\Delta E = 10188 \text{ cal}$$

5. Calcular el incremento en enrgía y entalpía de un mol de agua si su temperatura se incrementa de 10°C a 70°C a presión constante de 1 atm.

$$\Delta H = \int_{283}^{343} C_p dt = C_p \Delta t$$

$$= 18 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times ^\circ K} (343 - 283)^\circ K$$

$$\Delta H = 1080 \text{ cal} / \text{mol}$$

$$\Delta E = \Delta H - P \Delta V$$

$$= 1080 \frac{\text{cal}}{\text{mol}} - 1 \text{ atm} (0,0282 - 0,0232) \text{ ltos}$$

$$= 1080 \frac{\text{cal}}{\text{mol}} - 0,0049 \text{ atm} \times \text{lto} \times \frac{24,2 \text{ cal}}{\text{atm} \times \text{lto}} = 1079,88 \text{ cal}$$

$$\Delta E = \Delta H (\text{conclusión})$$

6. Tres moles de un gas ideal se expanden isotéricamente contra una presión constante de oposición de 1 atm desde 20 hasta 60 litros. Calcular W,Q,ΔE,ΔH.

$$P_{op} = cte$$

$$W_{isot} = P_{op}\Delta V = P_{op}(V_2 - V_1) = 1atm(60 - 20)lto$$

$$W = 40atm \times lto$$

$$\text{Primera ley : } dE = dQ - dW$$

$$\begin{aligned} \text{proceso isotérmico : } \quad dE &= 0 \Rightarrow dQ = dW \\ Q &= W = 40atm \times lto \end{aligned}$$

$$\Delta H = \Delta E + \Delta(PV)$$

$$\Delta(PV) = 0$$

$$\Delta H = 0 \quad ; \quad \Delta E = 0$$

7. Tres moles de un gas ideal a 27°C se expanden isotéricamente y reversiblemente desde 20 hasta 60 litros. Calcular: Q, W, ΔE, ΔH.

$$W = nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = 3moles \times 0,082 \frac{atm \times lto}{^{\circ}K \times mol} \times 300^{\circ}K \ln \frac{60}{20}$$

$$W = 81,08atm \times lto$$

$$dE = dQ - dW \quad : \quad dE = 0 \Rightarrow Q = W = 81,08atm \times lto$$

$$\Delta H = \Delta E + \Delta(PV)$$

$$= P_2V_2 - P_1V_1$$

$$\Delta H = 0 \quad ; \quad \Delta E = 0$$

8. Un mol de un gas real a 27°C se expande isotéricamente y reversiblemente desde 10 hasta 30 litros. Calcular el trabajo producido.

Datos:

$$a=5,49 \text{ litros atm/mol}^2$$

$$b=0,064 \text{ litros/mol}$$

$$W = \int_{v_1}^{v_2} P dv \quad \left(P + n^2 \frac{a}{V^2} \right) (v - nb) nRT$$

$$W = \int_{v_1}^{v_2} \left(\frac{nRT}{v - nb} - n^2 a \right) dv = \int_{v_1}^{v_2} \frac{nRT dv}{v - nb} - \int_{v_1}^{v_2} \frac{a}{V^2} dv$$

$$W = nRT \int_{v_1}^{v_2} \frac{dv}{V - nb} - n^2 a \int_{v_1}^{v_2} \frac{dv}{V^2}$$

$$W = nRT \ln \frac{V_2 - nb}{V_1 - nb} + n^2 a \left(\frac{1}{V_2} - \frac{1}{V_1} \right)$$

$$W = 1 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{lto}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 300 \text{°K} \ln \frac{30 - 0,064}{10 - 0,064} +$$

$$+ \text{mol}^2 \times 5,49 \frac{\text{lto}^2 \times \text{atm}}{\text{mol}^2} \left(\frac{1}{30} - \frac{1}{10} \right) \frac{1}{\text{lto} \text{s}}$$

$$W = 26,7 \text{ atm.lto}$$

9. Un mol de gas ideal está encerrado a una presión constante de oposición igual a 2 atm. La temperatura varía desde 100 hasta 25°C. a) ¿Cuál es el valor de W?

b) Si $C_v = 3 \text{ cal/grado mol}$, calcular $Q, \Delta E$ y ΔH .

a)

$$\text{Proceso isobárico : } \Delta H = Q_p$$

b)

$$C_p - C_v = R$$

$$C_p = R + C_v = 2 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times ^\circ\text{K}} + 3 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times ^\circ\text{K}} = 5 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times ^\circ\text{K}}$$

$$W = Q - \Delta E$$

$$\Delta H = nC_p\Delta T = 5 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times ^\circ\text{K}} \times (25^\circ\text{K} - 100^\circ\text{K}) \times 1\text{mol}$$

$$\Delta H = 375\text{cal}$$

$$Q = -375\text{cal}$$

$$\Delta E = nC_v\Delta T = 1\text{mol} \times 3 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times ^\circ\text{K}} (-75)^\circ\text{K}$$

$$\Delta E = -225\text{cal}$$

$$W = -375\text{cal} + 225\text{cal} = -150\text{cal}$$

10. 100 gr de nitrógeno a 25°C y 760 mmHg se expanden reversiblemente e isotérmicamente a una presión de 100 mmHg.

a) ¿Cuál es el trabajo máximo que se puede obtener de esta expansión?

b) ¿Cuál será el trabajo máximo que se puede obtener si la temperatura es de 100°C ?

a)

$$W = nRT \ln \frac{P_1}{P_2}$$
$$= 100\text{gr N}_2 \times \frac{1\text{mol N}_2}{28\text{gr N}_2} \times \frac{0,082\text{atm} \times \text{lto}}{^\circ\text{K} \times \text{mol}} \times 298^\circ\text{K} \ln \frac{760}{100}$$

$$W = 177\text{atm} \times \text{lto}$$

11. Demuestre que para una expansión isotérmica reversible de volumen, mol de un mol de gas que obedece la ecuación de Vander Waals, el trabajo efectuado es:

$$W = RT \ln \left[\frac{V_2^{-b}}{V_1^{-b}} \right] + a \left[\frac{1}{V_2} - \frac{1}{V_1} \right].$$

Calcular el trabajo que puede obtenerse de una expansión reversible isotérmica de un mol de Cl_2 de 1 a 50 lts a 0°C .

Demostración :

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(v - nb) = nRT \quad (n \text{ moles})$$

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(v - b) = RT \quad (1 \text{ mol})$$

$$P = \frac{RT}{v - b} - \frac{a}{V^2}$$

$$W = \int_{v_1}^{v_2} P dv = \int_{v_1}^{v_2} \left(\frac{RT}{v - b} - \frac{a}{V^2} \right) dv$$

$$W = \int_{v_1}^{v_2} \frac{RT}{v - b} dv - \int_{v_1}^{v_2} \frac{a}{V^2} dv = RT \int_{v_1}^{v_2} \frac{dv}{v - b} - a \int_{v_1}^{v_2} \frac{dv}{V^2}$$

$$W = RT \ln \left(\frac{V_2 - b}{V_1 - b} \right) + a \left(\frac{1}{V_2} - \frac{1}{V_1} \right)$$

$$W = 1,98 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times ^\circ\text{K}} \times 273^\circ\text{K} \times 1 \text{ mol} \times \ln \left(\frac{50 - 0,05622}{1 - 0,05622} \right) + 6,493 \left(\frac{1}{50} - \frac{1}{1} \right)$$

$$W = 199,3596 \text{ cal}$$

12. a) Calcular el trabajo máximo de la expansión isotérmica de 10 gr. de helio, de un volumen de 10 a otro de 50 lts. a 25°C. b) Calcular el trabajo máximo de una expansión adiabática partiendo de las mismas condiciones y permitiendo al gas expandirse hasta 50 lts.
-

a)

$$W = nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = 10 \text{gr.lto} \times \frac{1 \text{mol}}{4 \text{gr.He}} \times 1,98 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times ^\circ\text{K}} \times 298^\circ\text{K}$$

$$\times \ln \frac{50}{10}$$

$$W = 2380 \text{cal}$$

b)

proceso adiabático : $Q = 0$

$$\Delta E = -W$$

$$W_{\text{max}} = -\Delta E$$

$$= -n \int_{T_1}^{T_2} C_v dT = -nC_v(T_2 - T_1)$$

cálculo T_2 :

$$T_2 = T_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma-1} = 298^\circ\text{K} \left(\frac{10}{50} \right)^{5/3-1}$$

$$T_2 = 101,37^\circ\text{K}$$

$$W_{\text{max}} = -\frac{10}{4} \text{mol} \times \frac{3 \text{cal}}{\text{mol} \times ^\circ\text{K}} \times (101,37 - 298)^\circ\text{K} = 1474,7 \text{cal}$$

13. Tres moles de un gas ideal con C_v igual a 5,0 cal/mol grado a una presión inicial de 100 atm. y a una temperatura de 1130°K, fue repentinamente dejado escapar a la atmósfera a una presión constante de 1 atm. Para este cambio adiabático irreversible, calcular ΔE y ΔH .

Proceso adiabático $\Rightarrow Q = 0$ $\Delta E = -W(*)$

$$W = P\Delta V = P(V_2 - V_1) \quad V = \frac{nRT}{P}$$

$$W = 1 \text{ atm} \left(\frac{3 \times 0,082 \times T_2}{1} - \frac{3 \times 0,082 \times 1130}{100} \right) \frac{1,98}{0,082} \quad (1)$$

para el mismo cambio :

$$\Delta E = \int_{T_1}^{T_2} nC_v dT$$

$$\Delta E = 3 \times 5 \times (T_2 - 1130) \quad (2)$$

igualando (1) = (2) (primer principio) (*)

$$3 \times 5 \times (T_2 - 1130) = 1,98 \left(3T_2 - \frac{3 \times 1130}{100} \right)$$

$$5(T_2 - 1130) = 1,98 \left(T_2 - \frac{1130}{100} \right)$$

despejando $T_2 = 812^\circ K$

Entonces : $\Delta E = -W$

$$= 3 \times 5 \times (812 - 1130) = -4770 \text{ cal}$$

$$\Delta H = \Delta E + \Delta PV = \Delta E + nR\Delta T$$

$$\Delta H = -4770 \text{ cal} \div 3 \text{ moles} \times 1,98 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times ^\circ K} \times (812 - 1130)^\circ K$$

$$\Delta H = -6670 \text{ cal}$$

14. Un mol de metano a $200^\circ C$ y 10 atm. se expande adiabáticamente y reversiblemente, a una temperatura de $0^\circ C$. Si el metano es un gas perfecto con $C_p = 3,422 + 17,845 \times 10^{-3} T - 4,165 \times 10^{-6} T^2$ Calcular:

- el trabajo hecho por el metano
- la presión final del metano

a)

$$\Delta E = -W \quad (\text{proceso adiabático}) \quad ; W = -\Delta E$$

$$\Delta E = \int_{T_1}^{T_2} nC_v dT \quad C_p - C_v = R$$

$$C_v = C_p - R$$

$$\Delta E = \int_{T_1}^{T_2} n(C_p - R)dT = \int_{T_1}^{T_2} (C_p - R)dT \quad n = 1 \text{ mol}$$

$$= \int_{T_1}^{T_2} (1,435 + 17,845 \times 10^{-3}T - 4,165 \times 10^{-6} \int_{T_1}^{T_2} T^2 dT$$

$$\Delta E = 1,435 \int_{T_1}^{T_2} dT + 17,845 \times 10^{-3} \int_{T_1}^{T_2} T dT - 4,165 \times 10^{-6} \int_{T_1}^{T_2} T^2 dT$$

$$\Delta E = 1,435(T_2 - T_1) + 17,845 \times 10^{-3} \left(\frac{T_2^2}{2} - \frac{T_1^2}{2} \right) - 4,165 \times 10^{-6} \left(\frac{T_2^3}{3} - \frac{T_1^3}{3} \right)$$

$T_2 = 473^\circ\text{K}$ Cambiamos límites para componer el signo *

$T_1 = 273^\circ\text{K}$ Reemplazando tenemos :

$$-\Delta E = 287 + 1331 - 119 = 1499 \text{ cal} = W$$

b)

$$C_p dT = V dp = RT \frac{dp}{P}$$

$$\int_{473}^{273} C_p dT = R \int_{10}^{P_2} \frac{dp}{P}$$

$$3,442 \ln \frac{273}{473} + 17,845 \times 10^{-3} (273 - 473) - \frac{4,165 \times 10^{-6}}{2} (273^2 - 473^2) =$$
$$= 1,981 \ln P_2 / 10$$

despejando :

$$P_2 = 0,75 \text{ atm}$$

15. Una muestra de 32 gr. de gas metano inicialmente a 1 atm. y 27°C es calentado a 277°C . La ecuación empírica para la capacidad molar calorífica del metano a presión constante es: $C_p = 3 + 2 \times 10^{-2} T$ cal/mol grado. Asumiendo que el metano se comporta idealmente, calcular $W, Q, \Delta E$ y ΔH .

a) para un proceso isobérico reversible.

b) para un proceso isócoro reversible.

$$m_{CH_4} = 32 \frac{gr}{16gr / mol} = 2 \text{ moles}$$

a)

proceso isobárico : $\Delta H = Q_p$

$$\Delta H = \int_{T_1}^{T_2} nC_p dT = 2 \text{ moles} \int_{300}^{550} (3 + 2 \times 10^{-2} T) dT$$

$$\Delta H = 2(3T + 10^{-2} T^2) \Big|_{300}^{550}$$

$$\Delta H = 6(550 - 300) + 2 \times 10^{-2} \left(\frac{550^2}{2} - \frac{300^2}{2} \right)$$

$$\Delta H = 5800 \text{ cal} = 5,8 \text{ Kcal}$$

$$W = -P\Delta V = -nR\Delta T$$

$$= -2 \text{ moles} \times 1,98 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times ^\circ K} \times 250^\circ K = -1000 \text{ cal} = -1 \text{ Kcal}$$

$$\Delta E = \Delta H - nR\Delta T = 5,8 - 1 = 4,8 \text{ Kcal}$$

b)

$$C_p - C_v = R \quad \text{proceso isocoro : } W = 0$$

$$C_v = C_p - R = 1 + 2 \times 10^{-2} T$$

$$\Delta E = \int_{300}^{550} nC_v dT = \int_{300}^{550} 2(1 + 2 \times 10^{-2} T) dT$$

$$\Delta E = 4,8 \text{ Kcal}$$

$$\Delta E = Q_v = 4,8 \text{ Kcal}$$

$$\Delta H = \Delta E + \Delta PV$$

$$\Delta H = 4,8 + 1 = 5,8 \text{ Kcal}$$

ΔE y ΔH tienen los mismos valores en a) y b)

porque E y H solo dependen de la temperatura.

16. 10 gr. de hielo a $-10^\circ C$ y 50 gr. de agua a $30^\circ C$ son mezclados adiabáticamente y a presión constante. ¿Cuál es la temperatura final del sistema?

Datos:

$$C_{pH_2O \text{ líquida}} = 1 \text{ cal/gr } ^\circ K$$

$$C_{pHielo} = 0,5 \text{ cal/gr } ^\circ K$$

$$\Delta H_2 = 80 \text{ cal/gr}$$

$$\text{Calor perdido}(H_2O) = \text{Calor ganado}(\text{hielo})$$

$$50\text{gr.} \cdot \frac{1\text{cal}}{\text{gr} \times ^\circ\text{C}} \times (30^\circ\text{C} - T_{\text{eq}}) = 10\text{gr.} \times 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{gr} \times ^\circ\text{C}} [0 - (-10)] +$$

$$80 \frac{\text{cal}}{\text{gr}} \times 10\text{gr} + 10\text{gr} \times 1 \frac{\text{cal}}{\text{gr} \times ^\circ\text{C}} (T_{\text{eq}} - 0^\circ\text{C})$$

$$1500 - 50T_{\text{eq}} = 50 + 800 + 10T_{\text{eq}}$$

$$60T_{\text{eq}} = 650$$

$$T_{\text{eq}} = 10,8^\circ\text{C}$$

17. Si en el problema anterior suponemos que tenemos 50 gr. de hielo a -10°C , en lugar de 10 gr. ¿Cuál sería la temperatura final del sistema?, ¿Habría hielo en el sistema?

Calor perdido (H_2O) = Calor Ganado (hielo)

$$50\text{gr.} \cdot 1 \frac{\text{cal}}{\text{gr} \times ^\circ\text{C}} \times (30 - 0)^\circ\text{C} = 50\text{gr.} \times 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{gr} \times ^\circ\text{C}} [0 - (-10)]^\circ\text{C}$$

$$+ 80 \frac{\text{cal}}{\text{gr}} \times Z$$

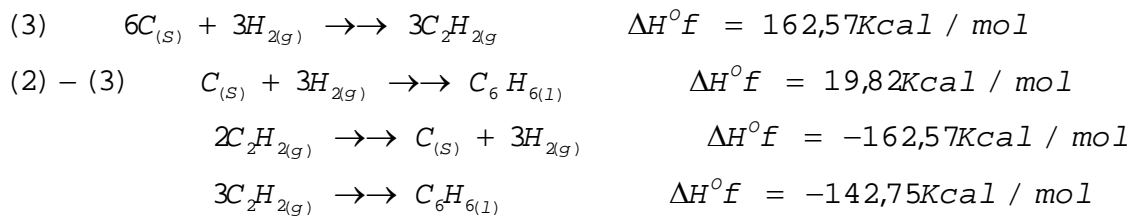
$$1500 = 250 + 80Z \Rightarrow Z = \frac{1250}{80} = 15,6\text{gr}$$

La temperatura final es 0°C y habrán 34,4 gr de hielo en el sistema. ($50 - 15,6 = 34,4$).

18. Usando datos de tablas calcular el cambio de entalpía para la reacción:
 $3\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$.



Multiplicando la primera ecuación x3



19. Dado que el calor de formación del agua (vapor) a 100°C es $-57,8$ Kcal/mol H_2O . (La reacción es $\text{H}_{2(g)} + 1/2 \text{O}_{2(g)} = \text{H}_2\text{O}_{(g)}$) y suponiendo que los gases son ideales. a) Calcular el calor de formación del vapor de agua a 300°C . Usando los promedios de las capacidades caloríficas.

$$C_p \text{H}_2\text{O} = 8 \text{ cal/mol grado}$$

$$C_p \text{H}_2 = 7 \text{ cal/mol grado}$$

$$C_p \text{O}_2 = 7 \text{ cal/mol grado}$$

b) Calcular el calor de formación del agua a 300°C si las capacidades caloríficas son:

$$C_p \text{H}_2\text{O} = 7,2 + 2,8 \times 10^{-3}T + 0,27 \times 10^{-6}T^2$$

$$C_p \text{H}_2 = 7,0 + 0,2 \times 10^{-3}T + 0,50 \times 10^{-6}T^2$$

$$C_p \text{O}_2 = 6,1 + 3,3 \times 10^{-3}T - 1,00 \times 10^{-6}T^2$$

c) Para la reacción dada derivar una expresión general para el cambio de entalpía ΔH a cualquier temperatura.

a)

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 + \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p dT$$

$$\Delta C_p = C_{pH_2O} - \left[C_{pH_2} + \frac{1}{2} C_{pO_2} \right]$$

$$= 8 - 7 - 3,5 = -2,5 \text{ cal} / \text{molH}_2\text{O}$$

$$\Delta H_2 = -57,8 \frac{\text{K.cal}}{\text{mol} \times \text{H}_2\text{O}} + \int_{373}^{573} -2,5 \times 10^{-3} \frac{\text{K.cal}}{\text{mol} \times \text{H}_2\text{O}}$$

b)

$$\Delta C_p = (7,2 - 7 - 3,05) + \left[(2,8 + 0,2 - 1,65) \times 10^{-3} \right] T + 0,27 \times 10^{-6} T^2$$

$$\Delta C_p = -2,9 + 1,4 \times 10^{-3} T + 0,27 \times 10^{-6} T^2$$

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 + \int_{373}^{573} -2,9 dT + \int_{373}^{573} 1,4 \times 10^{-3} T dT + \int_{373}^{573} 0,27 \times 10^{-6} T^2 dT$$

$$= -57,8 + 2,9(573 - 273) + 1,4 \times 10^{-3} \left(\frac{573^2}{2} - \frac{373^2}{2} \right)$$

$$+ 0,27 \times 10^{-6} \left(\frac{573^2}{2} - \frac{373^2}{2} \right) \times 10^{-8}$$

$$\Delta H_2 = -58,2 \frac{\text{K.cal}}{\text{mol} \times \text{H}_2\text{O}}$$

c)

$$\text{Inte gra ndo definitivamente : } \left(\frac{\partial \Delta H}{\partial T} \right) = \Delta C_p$$

$$\int d(\Delta H) = \int \Delta C_p + cte$$

$$\Delta H = cte + \int (-2,5 + 1,4 \times 10^{-3} T + 0,27 \times 10^{-6} T^2) dT \quad \Delta H = -57,8$$

$$cte = -57,8 + \left\{ -2,9 \times 313 + \frac{1}{2} 1,4 \times 10^{-3} 373^2 + 0,27 \times 10^{-6} \frac{373^3}{3} \right\}$$

$$\times 10^{-3}.$$

$$cte = -56,8 \text{ Kcal} / \text{mol}$$

$$\Delta H = -56,8 + \left\{ -2,9T + 7 \times 10^{-4} T^2 + 9 \times 10^{-8} T^3 \right\} \times 10^{-3} \quad \text{Re sp.}$$

TERMODINAMICA II

1. Calcular la entropía de la mezcla de 3 moles de N_2 y 2 moles de H_2 , suponiendo comportamiento ideal.

$$\begin{aligned} \text{Entropía del } N_2 &= S_2 - S_1 = 3R \ln V_2/V_1 \\ \text{(variación)} &= 3(1,98) \ln 5/3 \\ &= 3,04 \text{ v.e.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Entropía del } H_2 &= S_2 - S_1 = 2R \ln V_2/V_1 \\ &= 2(1,98) \ln 5/2 \\ &= 3,64 \text{ v.e.} \end{aligned}$$

La entropía total de la mezcla: $3,034 + 3,64 = 6,68$ v.e.

2. Si tres moles de gas helio se calientan de 0 a 100°C a presión constante de 1 atm, calcular el incremento en la entropía del gas.

Incremento de entropía:

$$\begin{aligned} S_2 - S_1 &= nC_p \ln \frac{T_2}{T_1} \\ &= 3 \times \frac{5}{2} \times 1,98 \ln \frac{373}{273} \\ &= 4,65 \text{ v.e.} \end{aligned}$$

3. Calcular el incremento de entropía sufrida por dos moles de oxígeno, cuando su temperatura es cambiada de 300°K a 400°K .

a) A presión constante.

b) A volumen constante.

$$C_p = 6,0954 + 3,2533 \times 10^{-3}T - 1,01 \times 10^{-6}T^2$$

a)

$$\Delta s = \int_{T_1}^{T_2} C_p \frac{dT}{T}$$

$$\begin{aligned}\Delta s &= 2 \int_{300}^{400} (6,0954 + 3,2533 \times 10^{-3}T - 1,01 \times 10^{-6}T^2) \frac{dT}{T} \\ &= 2 \left[6,0954 \ln \frac{400}{300} + 3,2533 \times 10^{-3}(400 - 300) \right] - \\ &\quad \frac{1,01 \times 10^{-6}}{2} (400^2 - 300^2) \\ &= 2(1,7536 + 0,3253 - 0,0356) \\ &= 4,108166 \text{ cal / gra do}\end{aligned}$$

b)

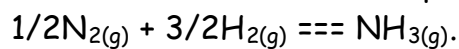
A volumen .ete :

$$\Delta s = \int_{T_1}^{T_2} C_v \frac{dT}{T}$$

$$\Delta s = 2 \int_{T_1}^{T_2} C_v \frac{dT}{T} = 2 \int_{T_1}^{T_2} (C_t - R) \frac{dT}{T}$$

$$\begin{aligned}\Delta s &= 4,0886 - 2R \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right) \\ &= 4,0886 - 2 \times 1,987 \ln(4 / 3) \\ &= 4,08 - 1,1434 \\ \Delta s &= 2,9432 \text{ cal / gra do}\end{aligned}$$

4. Determinar ΔG a 1000 °K para la reacción:



Si a 298 °K $\Delta G^\circ = -3980$ cal y ΔH° está dado por la ecuación:

$$\Delta H^\circ = -9190 - 7,12T + 3,182 \times 10^{-3}T^2 - 2,64 \times 10^{-7}T^3.$$

$$d \left(\frac{\Delta G^\circ}{T} \right) = \frac{-\Delta H}{T^2}$$

$$= + \frac{9190}{T^2} + \frac{7,12}{T} - 3,182 \times 10^{-3} + 2,64 \times 10^{-7}T$$

Por integración :

$$\frac{\Delta G^\circ}{T} = -\frac{9190}{T} + 7,12 \ln T - 3,182 \times 10^{-3}T - \frac{2,64}{2} \times 10^{-7}T^2$$

$$\Delta G^\circ = -9190 + 7,12 \ln T - 3,182 \times 10^{-3}T - \frac{2,64}{2} \times 10^{-7}T^3 + IT$$

Evaluando la constante de integración:

$$-3980 = -9190 + 7,12 \times 298 \ln 298 - 3,182 \times 10^{-3}(298)^2$$

$$- \frac{2,64}{2} \times 10^{-7}(298)^2 + I298$$

$$I = -21,61$$

Entonces :

$$\Delta G^\circ = -91,90 + 7,12 \ln T - 3,182 \times 10^{-3}T^2 + 1,32 \times 10^{-7}T^3 - 2,61T$$

5. Calcular el incremento de entropía que sufren dos moles de un gas perfecto cuando repentinamente son liberados dentro de un frasco de tal forma que su presión cae de 4/3 atm a 1 atm.

Este cambio es reversible y adiabático $Q=0$

Como no se hace trabajo $\Delta E = -W = 0$ (Tcte)

$$\Delta S = nC_p(T^2/T^1) + nR \ln (P_1/P_2)$$

$$\Delta S = 2 \times 1,98 \times \ln 4/3 = 1,143 \text{ cal/grado}$$

6. Calcular el incremento de entropía de un mol de gas perfecto diatómico, $C_p=7/2 R$. Su estado inicial es: 25°C y 1 atm. y su estado final se halla a 100°C y a) a una atm de presión, b) a 10 atm de presión.
-

a) Calentamiento reversible a presión constante de 1 atm.

$$\Delta S = \frac{7}{2} R \ln\left(\frac{373}{298}\right) = 1,5 \text{ cal / grado}$$

b) Composición isotérmica hasta 10 atm.

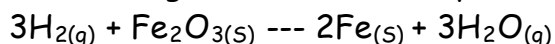
$$\begin{aligned}\Delta S &= \frac{7}{2} R \ln\left(\frac{373}{298}\right) + R \ln 1 / 10 \\ &= 1,56 - 4,58 \\ &= -3,02 \text{ cal / grado}\end{aligned}$$

7. Si el N_2 tiene un $C_p = 7/2 R$ y es un gas perfecto, calcular la entropía absoluta del $N_{2(g)}$ a $100^\circ C$ y 1 atm.

La entropía absoluta del $N_{2(g)}$ a $25^\circ C$ y 1 atm. es de tablas, 45,77 cal/mol grado

$$S^\circ = 45,77 + 1,56 = 47,33 \text{ cal/grado}$$

8. ¿Será la siguiente reacción espontánea a $25^\circ C$ y 1 atm.?



$$\begin{aligned}\Delta H^\circ &= 3(-57,7979) - (-196,5) \\ &= +23,1 \text{ Kcal}\end{aligned}$$

$$\Delta S^\circ = 3(45,106) + 2(6,49) - 21,5 - 3(31,2) = 33,2 \text{ cal / grado}$$

De la ecuación:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ &= 23100 - 298 \times 33,2 \\ &= +13200 \text{ cal}\end{aligned}$$

La reacción NO es espontánea.

9. Calcular el cambio en la energía libre cuando un mol de helio gaseoso a $300^\circ K$ se expande de 1 atm a 0,1 atm, comportándose como un gas ideal.

$$\int_1^2 dG = \int_1^2 V dp = \int_{P_1}^{P_2} RT \frac{dP}{P} = RT \ln \frac{P_2}{P_1}$$

$$\Delta G = 1,98 \times 300 \times \ln 0,1 / 1$$

$$\Delta G = -1373 \text{ cal / mol}$$

10. ¿Cuál es la variación de entropía si la temperatura de un mol de gas ideal aumenta de 100°K a 300°K.

a) Si el volumen es constante?

b) Si la presión es constante?

c) ¿Cuál sería la variación de entropía si se utilizan tres moles en vez de uno?

a)

$$\Delta S = nC_v \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) + nR \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

$$\Delta S = nC_v \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

$$= 1 \text{ mol} \times 3 / 2 \times 2 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times \text{°K}} \times \ln\left(\frac{300}{100}\right)$$

$$\Delta S = 3,30 \text{ ues}$$

b)

$$\Delta S = nC_v \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) - nR \ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right)$$

$$C_p = C_v + R = 5 / 2R \quad (\text{p.cte})$$

$$\Delta S = n5 / 2R \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

$$\Delta S = 1 \text{ mol} \times \frac{5}{2} \times 2 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times \text{°K}} \ln\left(\frac{300}{100}\right)$$

$$= 5,50 \text{ ues}$$

c)

$$\Delta S = 3 \times \frac{3}{2} \times 2 \times \ln\left(\frac{300}{100}\right) = 9,90 \text{ ues}$$

$$\Delta S = 5 \times \frac{5}{2} \times 2 \times \ln\left(\frac{300}{100}\right) = 16,5 \text{ ues}$$
