

Equipo 3

INTEGRANTES:

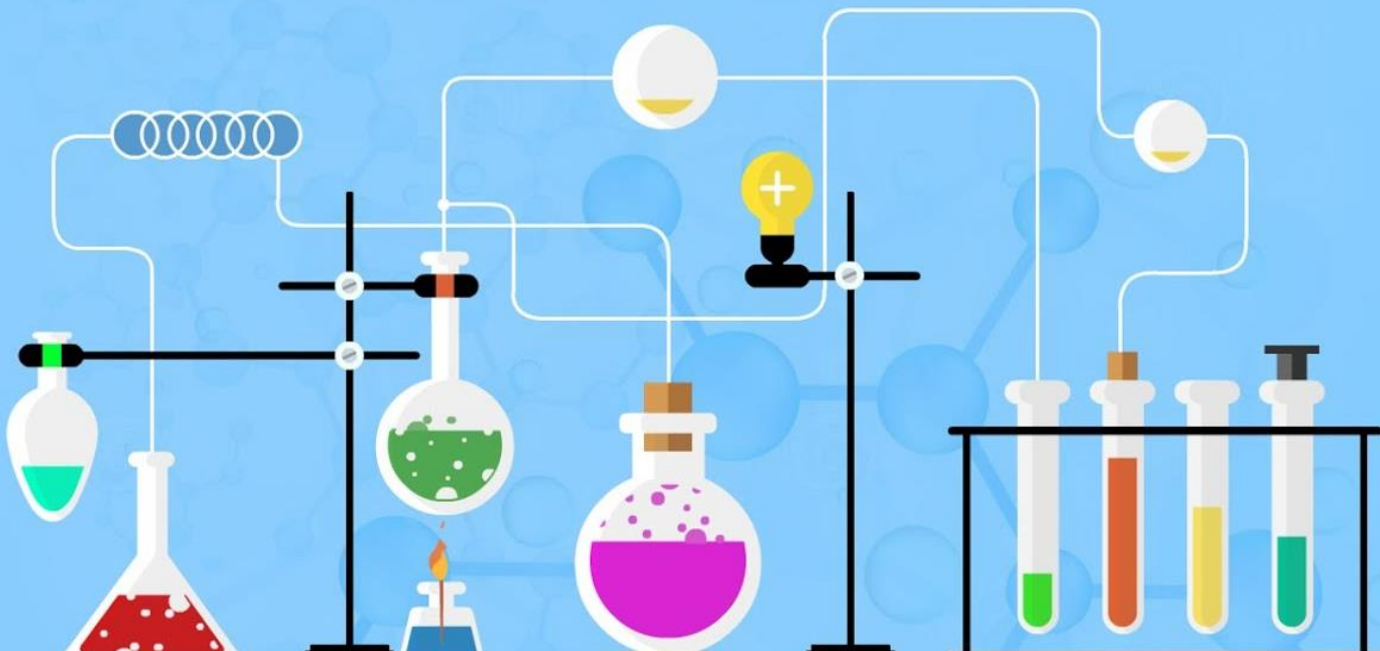
GÓMEZ ALFARO KATIA

GARCÍA PÉREZ JANYA

NATAREN RUIZ DIANA FABIOLA

PIÑA GONZÁLEZ EMILY IXMENI

SANTIAGO PÉREZ EMMANUEL ISAÍAS





Alumna Gómez Alfaro Katia

Universidad Veracruzana

Segunda parcial

EJERCICIOS DE CLASE
Y TAREA



Química Inorgánica

Ejemplo: Solución formada por un mol de Benceno y 2 mol de Tolueno. Calcular la presión total y el porcentaje de cada componente.

$$P^{\circ}_{\text{Benceno}} = 75 \text{ mmHg}$$

$$P^{\circ}_{\text{Tolueno}} = 22 \text{ mmHg}$$

Presión total

$$P_{\text{Total}} = P_A + P_B$$

$$P_A = X_A P^{\circ}_A$$

$$X_A = \frac{\text{Mol A}}{\text{Moles totales}} \quad X_{\text{Benceno}} = \frac{1}{1+2} = 0.33 \quad X_{\text{Tolueno}} = \frac{2}{1+2} = 0.67$$

$$P_{\text{Benceno}} = X_A P^{\circ}_A \quad ; \quad P_{\text{Benceno}} = (0.33)(75 \text{ mmHg}) \quad ; \quad P_{\text{Benceno}} = 25 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{Tolueno}} = X_T P^{\circ}_T \quad ; \quad P_{\text{Tolueno}} = (0.67)(22 \text{ mmHg}) \quad ; \quad P_{\text{Tolueno}} = 15 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{Total}} = P_{\text{Benceno}} + P_{\text{Tolueno}} \quad ; \quad P_{\text{Total}} = 25 \text{ mmHg} + 15 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{Total}} = 40 \text{ mmHg}$$

Benceno

$$40 \text{ mmHg} \rightarrow 100\%$$

$$25 \text{ mmHg} \rightarrow x$$

$$x = 62.5\% \text{ de Benceno}$$

Tolueno

$$40 \text{ mmHg} \rightarrow 100\%$$

$$15 \text{ mmHg} \rightarrow y$$

$$y = 37.5\% \text{ de Tolueno}$$

1. La presión de vapor sobre el agua pura a 120°C es de 1480 mmHg . Si se sigue la Ley de Raoult, ¿Qué fracción molar del etilen glicol debe de agregarse al agua para reducir la presión de vapor de este solvente a 760°C ? **R. 0.486**

Soluto etilenglicol	No hay datos
Solvente agua	$P^{\circ}_A = 1480 \text{ mmHg}$
Solución	$P_A = 760 \text{ mmHg}$

$$X_B = \frac{P^{\circ}_A - P_A}{P^{\circ}_A}$$

$$X_B = \frac{1480 \text{ mmHg} - 760 \text{ mmHg}}{1480 \text{ mmHg}}$$

$$X_B = 0.4864$$

2. Calcular la reducción en la presión de vapor causada por la adición de 100g de sacarosa a 1000g de agua. La presión de vapor del agua pura a 25°C es de 23.69 mmHg . **R. 0.125 mmHg**

Soluto sacarosa	Sacarosa	Agua
$m = 100\text{g}$		
$PM = 342\text{g/mol}$	$342\text{g} - 1\text{mol}$	$18\text{g} - 1\text{mol}$
	$100\text{g} - x$	$1000\text{g} - x$
Solvente agua		
$P^{\circ}_A = 23.69$	$x = 0.292\text{mol}$	$x = 55.556\text{mol}$
$m_{\text{asa}} = 1000\text{g}$		
$PM = 18\text{g/mol}$	$X_B = \frac{0.292\text{mol}}{(0.292\text{mol} + 55.556\text{mol})}$	$= 5.229 \times 10^{-3}\text{mol}$

$$\Delta P_v = (23.69 \text{ mmHg})(5.229 \times 10^{-3}) = 0.123 \text{ mmHg}$$

3. La presión de vapor del agua pura a 25°C es de 23.69 mm de Hg. Una solución preparada con 5.5 g de glucosa en 50 g de agua tiene una presión de vapor de 23.42 mm de Hg. Suponiendo que la Ley de Raoult es válida para esta solución determine la masa molar de la glucosa. R. 177.44

18-Mayo-2020

$$P_A^{\circ} = 23.69 \text{ mmHg}$$

Soluto 5.5g de glucosa

Determinar masa molar de la glucosa

Solvente 50g de agua PM=18 g/mol

$$P_A = 23.42 \text{ mmHg}$$

$$n_{\text{agua}} = \frac{50}{18 \text{ g/mol}} = 2.77$$

$$X_B = \frac{23.69 \text{ mmHg} - 23.42 \text{ mmHg}}{23.69 \text{ mmHg}}$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

$$X_B = 0.0113$$

$$PM = \frac{5.5 \text{ g}}{0.0308}$$

$$\begin{aligned} X_A n_A + X_B n_B &= n_B \\ X_A n_A &= n_B - X_B n_B \\ 0.0305 &= 0.9887 n_B \\ n_B &= 0.0308 \end{aligned}$$

$$PM = 178.57 \text{ g/mol}$$

EJERCICIO

22-Mayo-2020

- A una temperatura de 26°C la presión de vapor del agua es de 25.21 mmHg, si a esta temperatura se prepara una solución 2.32 molal de un compuesto no electrolito, no volátil. Determinar la presión de vapor de esta solución suponiendo un comportamiento ideal.

$$P_A^{\circ} = 25.21 \text{ mmHg}$$

$$m = 2.32 \text{ molal}$$

$$P_A = ? \text{ de la solución}$$

Solvente

Solución / concentración

$$18 \text{ g} = 1 \text{ mole}$$

$$x = 55.55 \text{ moles}$$

$$n_A = 55.55$$

$$n_B = 2.32$$

Se disuelve 2.32 molal
en 1000 g de agua

$$n_B = 2.32$$

sto

$$X_B = \frac{2.32}{2.32 + 55.55}$$

$$X_B = 0.04$$

$$P_A^{\circ} = P_A = P_A^{\circ} X_B$$

$$P_A = P_A^{\circ} - P_A^{\circ} X_B$$

$$P_A = 25.21 \text{ mmHg} - (25.21 \text{ mmHg})(0.04)$$

$$P_A = 24.2 \text{ mmHg}$$

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T^{\circ}eb \quad \Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m$$

Ejercicio en clase

- Calcular el punto de ebullición de una solución de 100g de anticongelante etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 900g de agua ($K_{eb} = 0.52^{\circ}C/m$)

$$\begin{cases} T^{\circ}eb = 100^{\circ}C \\ PM = 62g/mol \\ T_{eb} = ? \\ masa = 100g \\ K_{eb} = 0.52^{\circ}C/m \end{cases}$$

$$m = \frac{masa_{g\ sto}}{PM \cdot masa_{Kg\ ste}}$$

$$m = \frac{100g}{62g/mol \cdot 0.9Kg}$$

$$m = 1.792 \text{ molal}$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m$$

$$\Delta T_{eb} = (0.52^{\circ}C/m)(1.792m)$$

$$\Delta T_{eb} = 0.93184^{\circ}C$$

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T^{\circ}eb$$

$$T_{eb} = \Delta T_{eb} + T^{\circ}eb$$

$$T_{eb} = 0.93184^{\circ}C + 100^{\circ}C$$

$$T_{eb} = 100.93184^{\circ}C$$

- ¿Qué concentración molal de sacarosa se necesita para elevar su punto de ebullición en $1.3^{\circ}C$ ($K_{eb} = 0.52^{\circ}C/m$) y temperatura de ebullición del agua $100^{\circ}C$?

sto → Sacarosa
ste → Agua

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m$$

$$m = \frac{\Delta T_{eb}}{K_{eb}}$$

$$K_{eb} = 0.52^{\circ}C/m$$

$$T^{\circ}eb = 100^{\circ}C$$

$$\Delta T_{eb} = 1.3^{\circ}C$$

$$m = \frac{1.3^{\circ}C}{0.52^{\circ}C/m}$$

$$m = 2.5m$$

Ejercicio tarea

- Se disuelven 0.572g de resorcina en 19.31g de agua y la solución hierve a $100.14^{\circ}C$. Calcular la masa molar de resorcina, si la constante de ebullición del agua es $0.52^{\circ}C/m$.

Soluto resorcina

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T^{\circ}eb$$

$$masa = 0.572g$$

$$masa\ molar = ?$$

$$\Delta T_{eb} = 100.14^{\circ}C - 100^{\circ}C$$

$$\Delta T_{eb} = 0.14^{\circ}C$$

Solvente agua

$$T^{\circ}eb = 100^{\circ}C$$

$$masa = 19.31g$$

$$K_{eb} = 0.52^{\circ}C/m$$

$$T_{eb} = 100.14^{\circ}C$$

$$m = \frac{\Delta T_{eb}}{K_{eb}}$$

$$m = \frac{0.14^{\circ}C}{0.52^{\circ}C/m}$$

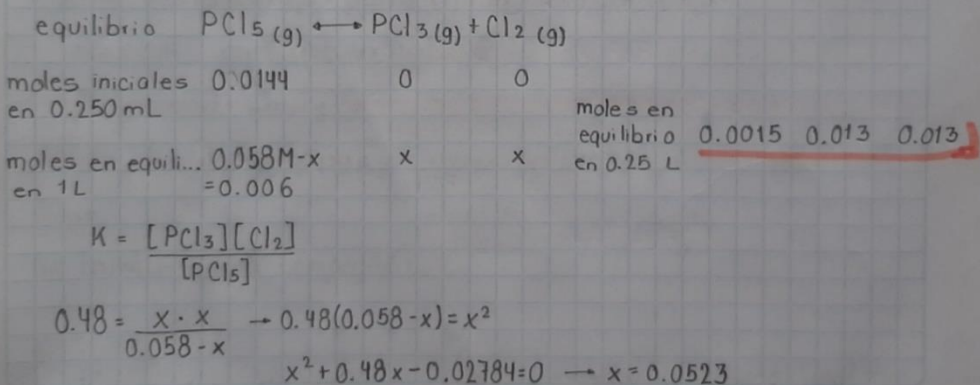
$$m = 0.2692m$$

$$m = \frac{g_{sto}}{PM \cdot Kg_{ste}}$$

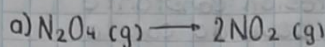
$$PM = \frac{g_{sto}}{m \cdot Kg_{ste}}$$

$$PM = 110.03g/mol$$

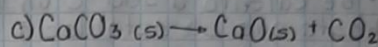
• En un recipiente de 250 ml se introducen 3g de PCl_5 estableciéndose el equilibrio $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabiendo que la K_c a la temperatura del experimento es 0.48. Determinar la composición molar del equilibrio. $\text{PM} = 208 \text{ g/mol}$



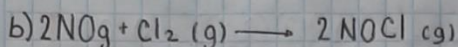
01-Junio-2020



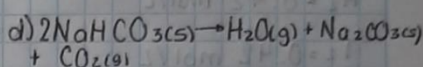
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$



$$K_c = [\text{CO}_2]$$



$$K_c = \frac{[\text{NOCl}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]}$$

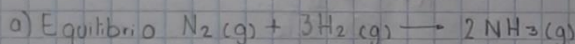


$$K_c = [\text{H}_2\text{O}][\text{CO}_2]$$

• En un recipiente de 10L se introduce una mezcla de 4 moles de $\text{N}_2(\text{g})$ y 12 moles de $\text{H}_2(\text{g})$.

a) Escribir la reacción de equilibrio

b) Si establecido este se observa que hay 0.92 moles de $\text{NH}_3(\text{g})$. Determinar las concentraciones de N_2 e H_2 en el equilibrio y la constante K_c .



Moles inicial	4	12	0
Moles equil.	4-0.46	12-1.38	0.92

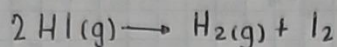
$$\begin{matrix} 3.54 \\ 10.62 \\ 0.92 \end{matrix}$$

(= 10L) Conc. equil. 0.354 1.062 0.092

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]} = \frac{(0.092)^2}{(1.062)^3 (0.354)} = 1.996 \times 10^{-2}$$

01-Junio-2020

• Se calentó a 500°C un litro de HI a presión constante hasta que se estableció el equilibrio de acuerdo con la ecuación:



$$\text{H}_2 = 0.42 \text{ mol/L}$$

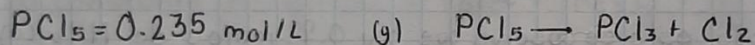
$$\text{I}_2 = 0.42 \text{ mol/L}$$

Calcular K

$$\text{HI} = 3.52 \text{ mol/L}$$

$$K = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{(0.42)(0.42)}{(3.52)^2} = 0.014$$

• Se colocaron ciertas cantidades de PCl_5 y Cl_2 en la cámara de reacción y se calentaron a 230°C a la presión de 1 atm. En el equilibrio



$$\text{PCl}_3 = 0.174 \text{ mol/L}$$

$$\text{Cl}_2 = ?$$

$$K = \frac{1}{0.0205}$$

$$K = \frac{\text{PCl}_5}{\text{PCl}_3 \cdot \text{Cl}_2}$$

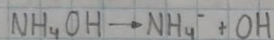
$$\text{Cl}_2 = \frac{\text{PCl}_5}{K \cdot \text{PCl}_3}$$

$$\text{Cl}_2 = \frac{0.235}{(1/0.0205)(0.174)}$$

$$\text{Cl}_2 = 0.02768$$

Katia Gómez Alfaro 12-Junio-2020

Obtener el pH de una solución de NH_4OH 0.425M , $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$



$$K_b = 1.76 \times 10^{-5}$$

$$x^2 = 7.48 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = 14 - 2.56$$

$$x = \sqrt{7.48 \times 10^{-6}}$$

$$\text{pOH} = 11.43$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$x = 2.73 \times 10^{-3}$$

$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.425\text{M}}$$

$$\text{pH} = -\log [2.73 \times 10^{-3}]$$

$$\text{pH} = 2.56$$

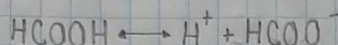
12-Junio-2020

12-Junio-2020

• Calcular el pH de los siguientes ácidos y bases débiles:

a) HCOOH 0.35M

$$K_b = 1.77 \times 10^{-4}$$



$$K_b = \frac{[\text{H}][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} ; 1.77 \times 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0.35} ; x^2 = (1.77 \times 10^{-4})(0.35)$$

$$x^2 = 6.195 \times 10^{-5}$$

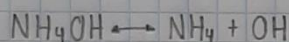
$$\text{pH} = -\log [7.87 \times 10^{-3}]$$

$$x = \sqrt{6.195 \times 10^{-5}}$$

$$\text{pH} = 2.1$$

$$x = 7.87 \times 10^{-3}$$

b) NH_4OH 0.056M



$$\text{pOH} = 14 + \log [9.89 \times 10^{-4}]$$

$$1.75 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.056}$$

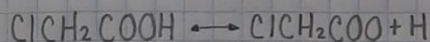
$$\text{pOH} = 10.99$$

$$x^2 = 9.8 \times 10^{-7}$$

$$x = \sqrt{9.8 \times 10^{-7}}$$

$$x = 9.89 \times 10^{-4}$$

c) ClCH_2COOH 0.01M



$$\text{pH} = -\log [3.68 \times 10^{-3}]$$

$$1.36 \times 10^{-3} = \frac{x^2}{0.01}$$

$$\text{pH} = 2.43$$

$$x^2 = 1.36 \times 10^{-5}$$

$$x = \sqrt{1.36 \times 10^{-5}}$$

$$x = 3.68 \times 10^{-3}$$

12-Junio-2020

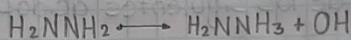
d) H_2NNH_2 0.0650 M

$$1.3 \times 10^{-6} = \frac{x^2}{0.0650}$$

$$x^2 = 8.45 \times 10^{-8}$$

$$x = \sqrt{8.45 \times 10^{-8}}$$

$$x = 2.9 \times 10^{-4}$$



$$\text{pH} = 14 + \log [2.9 \times 10^{-4}]$$

$$\text{pH} = 10.46$$

PRACTICAR

pH de HNO_3 0.25 M y NH_4OH 0.3 M y $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$

12-Jun-2020

HNO_3

$$\text{pH} = -\log [0.25]$$

$$\text{pH} = 0.6$$

NH_4OH

$$K_b = 1.76 \times 10^{-5} \quad 0.3 \text{ M}$$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.3 \text{ M}}$$

$$x^2 = 5.28 \times 10^{-6}$$

$$x = \sqrt{5.28 \times 10^{-6}}$$

$$x = 2.29 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 14 + \log (2.29 \times 10^{-3})$$

$$\text{pOH} = 11.36$$

SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

15-Junio-2020

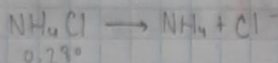
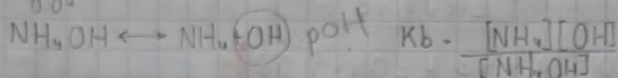
Disociación del agua

Fórmula $\text{pH} = -\log [\text{concentración}]$

Ácidos/bases débiles

$$K_b = \frac{C \times D}{A \times B}$$

- Calcular el pH de una solución de hidróxido de amonio (NH_4OH) 0.0700 M y 0.280 M de NH_4Cl con una $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$



$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{[0.280][\text{OH}^-]}{0.07}$$

$$\text{OH}^- = 4.4 \times 10^{-6}$$

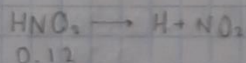
$$\text{pOH} = -\log (4.4 \times 10^{-6}) = 5.35$$

$$\text{pH} = 14 - 5.35 = 8.64$$

- Calcular el pH de una solución 0.12 M de HNO_2 y 0.2 M de NaNO_2



$$K_a = 5.1 \times 10^{-4}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$5.1 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}^+][0.2]}{0.12}$$

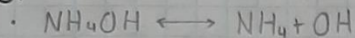
$$\text{H}^+ = 3.06 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log [3.06 \times 10^{-4}]$$

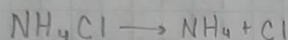
$$\text{pH} = 3.51$$

15062020

pH de una solución reguladora que es 0.2M de NH_4OH y 0.3M de NH_4Cl



$$K_b = \frac{\text{NH}_4 \cdot \text{OH}}{\text{NH}_4\text{OH}}$$



$$K_b = 1.76 \times 10^{-5}$$

$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{0.3 \cdot \text{OH}}{0.2}$$

$$\text{OH} = 1.17 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log [1.17 \times 10^{-5}]$$

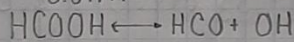
$$\text{pH} = 4.93$$

$$\text{pOH} = 14 - 4.93 ; \text{pOH} = 9.06$$

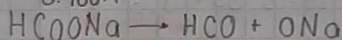
Tarea

Calcular pH de la sig. solución amortiguadora

$$0.047 \text{ M} \quad \text{HCOOH}$$



$$0.100 \text{ M} \quad \text{HCOONa}$$



$$K_a = 1.77 \times 10^{-4}$$

$$K_a = \frac{\text{HCO} \cdot \text{OH}}{\text{HCOOH}}$$

$$1.77 \times 10^{-4} = \frac{0.100 \cdot \text{OH}}{0.047}$$

$$\text{OH} = 8.319 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log [8.319 \times 10^{-5}] = 4.07$$

$$\text{pH} = 14 - 4.07 = 9.92$$



Alumna García Pérez Janrya

Universidad Veracruzana

Segunda parcial

EJERCICIOS DE CLASE
Y TAREA



Química Inorgánica

Consideremos una solución formada por un mol de Benceno y 2 moles de Tolueno. Presión de vapor del Benceno $P^{\circ} = 75 \text{ mm Hg}$ y del Tolueno $P^{\circ} = 22 \text{ mm Hg}$. Calcular la presión total, y el porcentaje de cada componente.

22 Mayo

$$X_{\text{Benceno}} = \frac{1}{1+2} = 0.33$$

$$X_{\text{Tolueno}} = \frac{2}{1+2} = 0.67$$

$$P_B = X_B P_B^{\circ} \quad P_B = (0.33)(75 \text{ mm Hg}) = 25 \text{ mm Hg}$$

$$P_T = X_T P_T^{\circ} \quad P_T = (0.67)(22 \text{ mm Hg}) = 15 \text{ mm Hg}$$

$$P_{\text{Total}} = P_{\text{Benceno}} + P_{\text{Tolueno}}$$

$$= 25 \text{ mm Hg} + 15 \text{ mm Hg} = \underline{40 \text{ mm Hg}}$$

Benceno

$$40 \text{ mm Hg} / 100 = 25 \text{ mm Hg} / x$$
$$x = \underline{62.5\%}$$

Tolueno

$$40 \text{ mm Hg} / 100 = 15 \text{ mm Hg} / x$$
$$x = \underline{37.5\%}$$

22-Mayo-2020

Ejercicios Propiedades coligativas

1. La presión de vapor sobre el agua pura a 120°C es de 1480 mmHg. Si se sigue la Ley de Raoult, ¿Qué fracción molar del etilen glicol debe de agregarse al agua para reducir la presión de vapor de este solvente a 760 mmHg? R. 0.486

$P_A = 1480 \text{ mmHg}$ (solvente agua) Usando $P_A^{\circ} - P_A = P_A \cdot X_B$

$P_A = 760 \text{ mmHg}$ (solución) $X_B = \frac{P_A^{\circ} - P_A}{P_A^{\circ}}$

Soluto: ?

$X_B = ?$ $X_B = \frac{1480 \text{ mmHg} - 760 \text{ mmHg}}{1480 \text{ mmHg}} = 0.486$

2. Calcular la reducción en la presión de vapor causada por la adición de 100g de sacarosa a 1000g de agua. La presión de vapor del agua pura a 25°C es de 23.69 mmHg. R. 0.125 mmHg

• Soluto Sacarosa: masa = 100g

masa molar = 342g/mol

• Solvente agua: $P_A^{\circ} = 23.69 \text{ mmHg}$

masa = 1000g

masa molar = 18g/mol

$\Delta P_v = ?$

Usando

$\Delta P_v = P_A^{\circ} \cdot X_B$

• Sacamos X_B •

Sacarosa 342g — 1mol

100g — x

$x = 0.292 \text{ moles}$

Agua: 18g — 1mol

1000g — x

$x = 55.556 \text{ moles}$

$\Delta P_v = (23.69 \text{ mmHg})(5.229 \times 10^{-3})$

$\Delta P_v = 0.124 \text{ mmHg}$

$x_B = (0.292 \text{ moles sacarosa})$

$(0.292 \text{ moles} + 55.556 \text{ moles})$

$x_B = 5.229 \times 10^{-3}$

Tarea

3. La presión de vapor del agua pura a 25°C es de 23.69 mm Hg. Una solución preparada con 5.5 g de glucosa en 50 g de agua tiene una presión de vapor de 23.42 mm Hg. Suponiendo que la Ley de Raoult es válida para esta solución determine la masa molar de la glucosa. R: 177.44

$$\begin{aligned}
 P_A^0 &= 23.69 \text{ mm Hg} & P_A^0 - P_A &= P_A^0 X_B & \text{"Sacar fracción molar"} \\
 5.5 \text{ g glucosa} & & X_B &= \frac{P_A^0 - P_A}{P_A^0} & X_B = \frac{23.69 - 23.42}{23.69} \\
 50 \text{ g Agua} & & & & X_B = 0.01139 \\
 P_A &= 23.42 \text{ mm Hg} & & & n_A = \frac{5.5}{180.156} = 0.0305 \\
 & & & & n_A = \frac{50}{18} = 2.777 \\
 X_B &= \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles totales}} & & & \text{masa molar} = \frac{\text{masa}}{\text{moles soluto}} \\
 (0.0113972) &= \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles soluto} + 2.777 \text{ mol}} & & & \text{masa molar} = \frac{5.5 \text{ g}}{0.031} = 177.44 \text{ g} \\
 \text{moles soluto} &= 0.031 \text{ mol} & & &
 \end{aligned}$$

Tarea

4. A una temperatura de 26°C la presión de vapor del agua es de 25.21 mm Hg. Si a esta temperatura se prepara una solución de 2.32 Molal de un compuesto no electrolito no volátil. Determinar la presión de vapor de esta solución suponiendo comportamiento ideal

$$\begin{aligned}
 P_A^0 &= 25.21 \text{ mm Hg (agua)} & \text{Molalidad} &= \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg Solvente}} \\
 2.32 \text{ Molal} & & & & \\
 P_A &= ? & P_A^0 - P_A &= P_A^0 X_B & \\
 & & X_A &= \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles totales}} & \\
 \text{ya que tenemos} & & & & \\
 \text{molalidad, esto nos} & & X_A &= \frac{2.32 \text{ moles}}{2.32 + 55.55 \text{ moles}} = 0.040 & \\
 \text{dice que hay 2.32 mol} & & & & \\
 \text{en 1000 g de agua} & & & & \\
 18 \text{ g/mol} \rightarrow 1 \text{ mol} & & P_A &= - (P_A^0 X_B - P_A^0) & \\
 1000 \text{ g} & & P_A &= 24.20 & \\
 X &= 55.55 \text{ moles} & & &
 \end{aligned}$$

Ejercicio: Calcular el punto de ebullición de una solución de 100 g de anticongelante etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 900 g de agua ($K_{eb} = 0.52^\circ C/m$).

25 Mayo
2020

Soluto etilenglicol: masa = 100g

masa molar = 62 g/mol (derivada de la fórmula $C_2H_6O_2$)

Solvente agua: masa = 900g

masa molar = 18 g/mol

$K_{eb} = 0.52^\circ C/m$

$T^{\circ}_{eb} = 100^\circ C$

Solución: no hay datos

Usando

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T^{\circ}_{eb} \text{ Eel}$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m$$

$$m = \frac{100}{62 \times 0.9} = 1.792 \text{ molar}$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m$$

$$\Delta T_{eb} = (0.52^\circ C/molar)(1.792 \text{ molar})$$

$$\Delta T_{eb} = 0.9319^\circ C$$

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T^{\circ}_{eb}$$

$$0.9319^\circ C = T_{eb} - 100^\circ C$$

$$T_{eb} = 100.9319^\circ C$$

Escaneado con CamScanner

¿Qué concentración molar de sacarosa en agua se necesita para elevar su punto de ebullición de 1.3°C ?

$$m = ?$$

$$k_{eb} = 0.52^{\circ}\text{C}$$

$$T_b^{\circ} = 100^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta T_b = 1.3^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta T_{eb} = m \cdot k_{eb}$$

$$m = \frac{\Delta T_{eb}}{k_{eb}}$$

$$m = \frac{1.3^{\circ}\text{C}}{0.52^{\circ}\text{C}} = 2.5$$

Tarea

a)

25 Mayo - 2020

Se disuelve 0.572 g de resorcina en 19.31 g de agua y la solución hierve a 100.14° c. Calcular la masa molar de resorcina, si la constante de ebullición 0.52° c/m.

0.572g resorcina

19.31g agua $\rightarrow$ 0.01931kg

$T_{eb} = 100.14^{\circ}\text{C}$

$K_{eb} = 0.52^{\circ}\text{C/m}$

$T_{eb}^{\circ} = 100^{\circ}\text{C}$

$$\Delta t_{eb} = t_{eb} - t_{eb}^{\circ}$$

$$\Delta t_{eb} = 100.14^{\circ}\text{C} - 100^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta t_{eb} = 0.14$$

$$\Delta t_{eb} = K_{eb} m$$

$$m = \frac{\Delta t_{eb}}{K_{eb}} = \frac{0.14^{\circ}\text{C}}{0.52^{\circ}\text{C/m}} = 0.269230$$

$$m = \frac{g_{\text{solute}}}{PM \times kg_{\text{solvente}}}$$

$$PM = \frac{g_{\text{solute}}}{m \times kg_{\text{solvente}}} = \frac{0.572g}{(0.269230 \times 0.01931kg)}$$

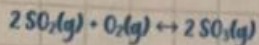
PM = 112.93g



Escaneado con CamScanner

1 Junio 2020

En la reacción anterior:

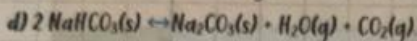
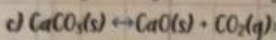
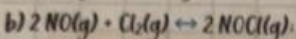
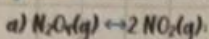


K_c se obtiene aplicando la expresión:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2]}$$

y como se ve es prácticamente constante

Ejercicio A: Escribir las expresiones de K_c para los siguientes equilibrios químicos:



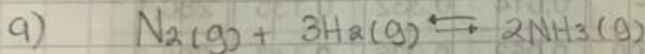
a) $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$

c) $K_c = [\text{CO}_2]$

b) $K_c = \frac{[\text{NOCl}]^2}{[\text{NO}]^2 \times [\text{Cl}_2]}$

d) $K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \times [\text{CO}_2]}{1}$

Ejemplo: En un recipiente de 10 Litros se introduce una mezcla de 4 moles de $\text{N}_2(\text{g})$ y 12 moles de $\text{H}_2(\text{g})$: A) Escribir la reacción de equilibrio: B) Si establecido éste se observa que hay 0,92 moles de $\text{NH}_3(\text{g})$. Determinar las concentraciones de N_2 y H_2 en el equilibrio y la constante K_c .



Moles inic 4 12 0

Moles que reacc x 3x -

Moles formados - - 2x

Moles equi 4-x 12-3x 2x

Moles equilibrio 3,54 10,62 0,92

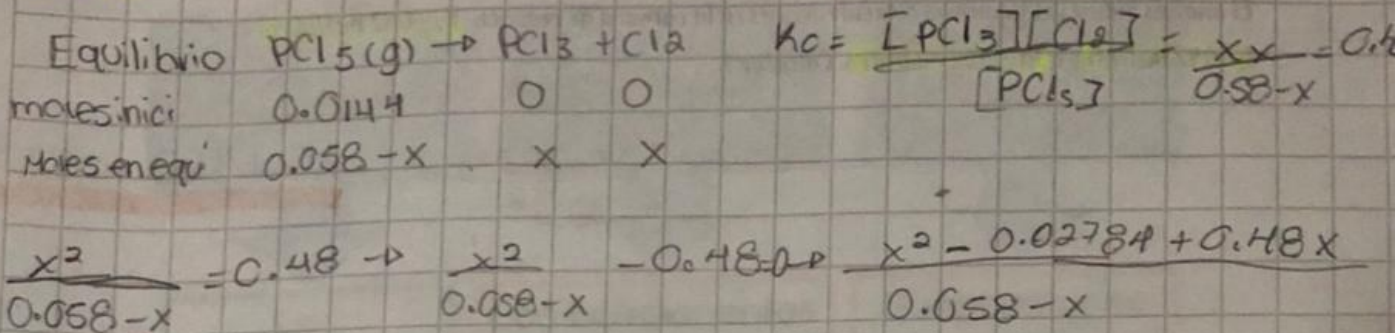
Concentración = 3,54 moles / 10 L 10,62 / 10 L 0,92 / 10 L

b) $0,092 \text{ M}$ $1,062 \text{ M}$ $0,092 \text{ M}$

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{(0,092)^2}{(1,062)(0,354)} = 19,96 \times 10^{-3}$$

1 Junio 2020

Ejercicio B: En un recipiente de 250 ml se introducen 3 g de PCl_5 , estableciéndose el equilibrio: $\text{PCl}_5(\text{g}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabiendo que la K_c a la temperatura del experimento es 0.48, determinar la composición molar del equilibrio.

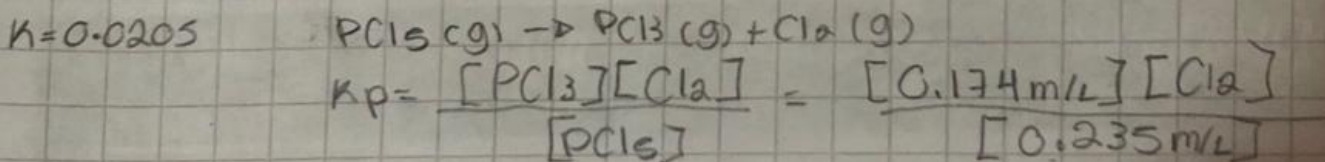


$$x = \frac{-(-0.48) \pm \sqrt{(-0.48)^2 - 4(1)(-0.02784)}}{2} = \frac{0.48 \pm 0.6846}{2}$$

conc Moles equi	0.006	0.052	0.052	$x_1 = -0.53$
Moles equi	0.0014	0.013	0.013	$x_2 = 0.0523$

Ejercicio: Se colocaron ciertas cantidades de PCl_3 y Cl_2 en la cámara de reacción y se calentaron a 230°C a la presión de 1 atm. En el equilibrio $\text{PCl}_5 = 0.235 \text{ mol/litro}$ y $\text{PCl}_3 = 0.174 \text{ mol/litro}$. Calcular $[\text{Cl}_2]$.

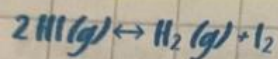
Para la reacción dada a 230°C la $K = 0.0205$



$$\text{Cl}_2 = \frac{(0.0205)[0.235 \text{ mol/L}]}{[0.174 \text{ mol/L}]}$$

$$\text{Cl}_2 = 0.027$$

Ejercicio **: Se calentó a 500°C un litro de HI a presión constante hasta que se estableció el equilibrio de acuerdo con la ecuación



El análisis indica las siguientes concentraciones en la cámara de reacción: $\text{H}_2 = 0.42 \text{ mol/litro}$.
 $\text{I}_2 = 0.42 \text{ mol/litro}$ y $\text{HI} = 3.52 \text{ mol/litro}$. Calcular K.

$$K = \frac{[0.42 \text{ mol/L}][0.42 \text{ mol/L}]}{[3.52]^2} = 0.1423 \text{ a } 500^{\circ}\text{C}$$

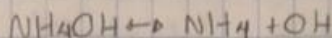
Ejercicios

12-junio-2020

Obtener el pH de una solución de NH_4OH 0.425M

(ácidos y bases débiles)

$$K_b = 1.76 \times 10^{-5}$$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4][\text{OH}]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{x \cdot x}{0.425 - x} = \frac{x^2}{0.425} \rightarrow x = \sqrt{(0.425)(1.76 \times 10^{-5})}$$

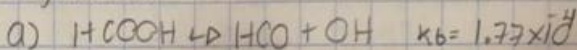
$$x = 0.002735$$

$$-\log_{10}(0.002735) = 2.56 \rightarrow \text{POH}$$

$$\text{PH} = 14 - 2.56 = 11.43$$

Calcular el pH de los siguientes ácidos y bases débiles:

a) HCOOH 0.35M



$$K_b = \frac{[\text{HCO}][\text{OH}]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x \cdot x}{0.35 - x} = \frac{x^2}{0.35}$$

b) NH_4OH 0.056M

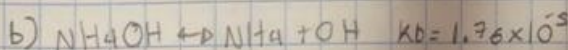
$$x = \sqrt{(1.77 \times 10^{-4})(0.35)}$$

$$x = 7.87 \times 10^{-3}$$

c) ClCH_2COOH 0.01M

d) H_2NNH_2 0.0650M

$$\text{PH} = -\log_{10}(7.87 \times 10^{-3}) = 2.104$$

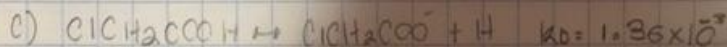


$$K_b = \frac{[\text{NH}_4][\text{OH}]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{x \cdot x}{0.056 - x} = \frac{x^2}{0.056} \rightarrow x = \sqrt{(1.76 \times 10^{-5})(0.056)}$$

$$x = 9.98 \times 10^{-4}$$

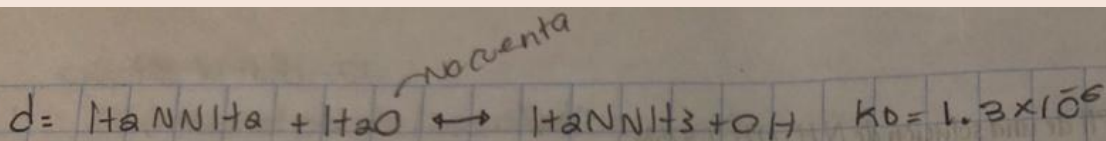
$$\text{POH} = -\log_{10}(9.98 \times 10^{-4}) = 3.0031$$

$$\text{PH} = 14 - 3.003 = 10.99$$



$$K_a = \frac{[\text{ClCH}_2\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{COOH}]} = \frac{x \cdot x}{0.01 - x} = \frac{x^2}{0.01} \rightarrow x = \sqrt{(1.36 \times 10^{-3})(0.01)}$$

$$x = 8.6878 \times 10^{-3}$$



$$K_b = \frac{[\text{H}_2\text{NNH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{NNH}_2]} = \frac{x \cdot x}{0.0650 \text{ M}} = \frac{x^2}{0.0650 \text{ M}} \Rightarrow x = \sqrt{(1.3 \times 10^{-6})(0.0650)} \\ x = 2.90 \times 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}(2.90 \times 10^{-4}) = 3.53$$

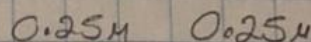
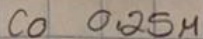
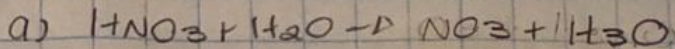
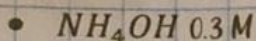
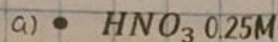
$$\text{pH} = 14 - 3.53 = \underline{10.46}$$

Tarea

Tarea

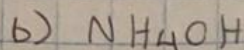
Obtener el PH de:

12 Junio - Calificado (3.00)

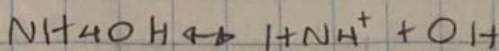


∴

$$\text{pH} = -\log(\text{H}_3\text{O}^+) = -\log(0.25\text{M}) = 0.60$$



$$K_b = 1.76 \times 10^{-5}$$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{x^2}{0.3\text{M}}$$

$$x = \sqrt{(1.76 \times 10^{-5})(0.3\text{M})}$$

$$x = 2.2978 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log(2.29 \times 10^{-3}) = 2.526$$

$$\text{pH} = 14 - 2.526 = 11.473$$

PH DE SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

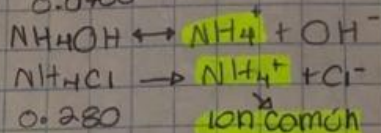
13 Junio

Están formadas por un par ácido base conjugado, es decir un ácido o base y su sal correspondiente

- Las soluciones amortiguadoras, buffer o tampón, tienen la función de resistir los cambios de pH como resultado de una dilución o pequeñas adiciones de ácidos y bases.

Cálculo de pH de una solución amortiguadora

Calcular el pH de una solución de NH_4OH 0.0700M y 0.280M de NH_4Cl con una $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{[0.280][x]}{[0.0700]}$$

$$\text{POH} = -\log_{10}(4.4 \times 10^{-6})$$

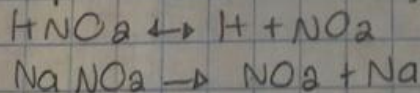
$$\text{POH} = 5.35$$

$$\text{PH} = 14 - 5.35 = 8.64$$

$$x = \frac{(1.76 \times 10^{-5})(0.0700)}{[0.280]}$$

$$x = 4.4 \times 10^{-6}$$

Calcular el pH de una solución 0.12M de HNO_2 y 0.200M de NaNO_2 $K_a = 5.1 \times 10^{-4}$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$5.1 \times 10^{-4} = \frac{x(0.200\text{M})}{(0.12\text{M})}$$

$$\text{PH} = -\log(3.06 \times 10^{-6})$$

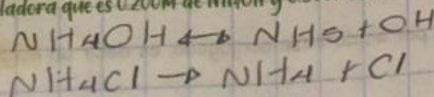
$$\text{PH} = 3.5$$

$$x = \frac{(5.1 \times 10^{-4})(0.12\text{M})}{(0.200\text{M})}$$

$$x = 3.06 \times 10^{-6}$$



15/06/20
Calcular el pH de una solución reguladora que es 0.200M de NH_4OH y 0.300M de NH_4Cl . $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{(0.300\text{M})(x)}{(0.200\text{M})}$$

$$x = \frac{1.76 \times 10^{-5} (0.200\text{M})}{(0.300\text{M})}$$

$$x = 11.73 \times 10^{-6}$$

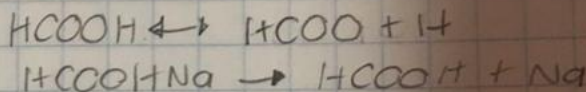
$$\text{POH} = -\log(11.73 \times 10^{-6}) = 4.93$$

$$14 - 4.93 = 9.06$$

Tarea

Calcular el pH de la siguiente solución amortiguadora

- HCOOH 0.047 M
- HCOONa 0.100 M
- $K_a = 1.77 \times 10^{-4}$



$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$1.77 \times 10^{-4} = \frac{[0.100\text{M}][x]}{[0.047\text{M}]}$$

$$x = \frac{(1.77 \times 10^{-4})(0.047\text{M})}{0.100\text{M}} = 8.319 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log(8.319 \times 10^{-5}) = 4.079$$



Alumna Nataren Ruiz Diana Fabiola

Universidad Veracruzana

Segunda parcial

EJERCICIOS DE CLASE
Y TAREA



Química Inorgánica

EJERCICIOS

1. Consideremos una solución formada por un mol de Benceno y 2 moles de Tolueno. Presión de vapor del Benceno $P^\circ = 75 \text{ mm Hg}$ y del Tolueno $P^\circ = 22 \text{ mm Hg}$. Calcular la presión total, y el porcentaje de cada componente.

Datos

Moles totales $= 1 + 2 = 3$

Componente A: Benceno

1 mol

$P = 75 \text{ mmHg}$

Componente B: Tolueno

2 mol

$P = 22 \text{ mmHg}$

$P_T = ?$

Procedimiento:

- Obtener fracciones molares
- Obtener presiones parciales
- Suma de presiones parciales
- Obtener % que aporta cada componente

Fórmula y sustitución

$$P_{total} = X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ$$

Ley de fracciones parciales

$$P_T = \left[\left(\frac{1}{3} \right) (75 \text{ mmHg}) \right] + \left[\left(\frac{2}{3} \right) (22 \text{ mmHg}) \right] = 39.6 \text{ mmHg} = 40 \text{ mmHg}$$

Redondeando

Se calculan las fracciones molares:
 $x_A = \frac{\text{Moles de A}}{\text{Moles totales}}$

Obtención de las presiones parciales

Porcentaje del componente A

$$\begin{aligned} 40 \text{ mmHg} &\rightarrow 100\% \\ 25 \text{ mmHg} &\rightarrow x\% \end{aligned}$$

Porcentaje del componente B

$$\begin{aligned} 40 \text{ mmHg} &\rightarrow 100\% \\ 15 \text{ mmHg} &\rightarrow x\% \end{aligned}$$

$$x\% = \frac{(25 \text{ mmHg})(100\%)}{40 \text{ mmHg}} = 62.5\% \quad x\% = \frac{(15 \text{ mmHg})(100\%)}{40 \text{ mmHg}} = 37.5\%$$

2. La presión de vapor sobre el agua pura a 120°C es de 1480 mm Hg . Si se sigue la Ley de Raoult, ¿Qué fracción molar del etilenglicol debe de agregarse al agua para reducir la presión de vapor de este solvente a 760 mmHg ?
R. 0.486

Datos

$P_A = 760 \text{ mmHg}$

Componente A: Agua (solvente)

$P_A^\circ = 1480 \text{ mmHg}$

Componente B: Etilenglicol (Soluta)

$X_B = ?$

Fórmula y sustitución

$$P_A^\circ - P_A = P_A^\circ X_B$$

Ley de Raoult-Ecuación 4

$$X_B = \frac{P_A^\circ - P_A}{P_A^\circ} = \frac{1480 \text{ mmHg} - 760 \text{ mmHg}}{1480 \text{ mmHg}} = 0.4864$$

Despeje

3. Calcular la reducción en la presión de vapor causada por la adición de 100g de sacarosa a 1000g de agua. La presión de vapor del agua pura a 25°C es de 2369 mm Hg . R. 0.125 mm Hg

Datos

$\Delta P_V = ?$

Componente A: Agua (solvente)

$P_A^\circ = 2369 \text{ mmHg}$

$m = 1000 \text{ g}$

$Pm = 18 \text{ g/mol}$

Componente B: Sacarosa (Soluta)

$m = 100 \text{ g}$

$Pm = 342 \text{ g/mol}$

Fórmula y sustitución

$$\Delta P_V = P_A^\circ X_B$$

Ley de Raoult-Ecuación 3

$$\Delta P_V = P_A^\circ \frac{n_B}{n_A + n_B} = P_A^\circ \frac{\frac{m_B}{Pm_B}}{\frac{m_A}{Pm_A} + \frac{m_B}{Pm_B}} = (23.69) \left[\frac{\frac{100 \text{ g}}{342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{\frac{1000 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} + \frac{100 \text{ g}}{342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}} \right] = 0.1204$$

Igualdad

Obtención del # Moles

TAREA. La presión de vapor del agua pura a 25°C es de 2369 mm de Hg. Una solución preparada con 55 g de glucosa en 50 g de agua tiene una presión de vapor de 2342 mm de Hg. Suponiendo que la Ley de Raoult es válida para esta solución (Solución ideal) determine la masa molar de la glucosa. R. 177.44

Datos

$$P_A = 2342 \text{ mmHg}$$

Componente A: Agua (solvente)

$$P_A^0 = 2369 \text{ mmHg}$$

$$m = 50 \text{ g}$$

$$Pm = 18 \text{ g/mol}$$

Componente B: Glucosa (Soluta)

$$m = 55 \text{ g}$$

$$Pm = ?$$

Para resolver este problema paso a paso se debe hacer lo siguiente:

- Obtener la fracción molar del compuesto a partir de la ecuación 4 de la ley de Raoult
 $P_A^0 - P_A = P_A^0 X_B$

- Se calculan los moles de solvente (componente A)

$$n_A = \frac{m_A}{Pm_A}$$

- Se obtienen los moles del soluto (componente B) a partir de su fracción molar

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \quad \frac{X_B n_A}{(1 - X_B)} = n_B$$

- Se obtiene el peso molecular del soluto a partir del número de moles y su masa.

$$Pm_B = \frac{m_B}{n_B}$$

Fórmula y sustitución

$$n_B = \frac{m_B}{Pm_B}$$

A partir de esta fórmula el peso molecular está dado por:

$$Pm_B = \frac{m_B}{n_B} = \frac{m_B}{\frac{X_B n_A}{(1 - X_B)}} = \frac{m_B (1 - X_B)}{X_B n_A} = \frac{m_B \left[1 - \frac{P_A^0 - P_A}{P_A^0} \right]}{\left(\frac{P_A^0 - P_A}{P_A^0} \right) n_A}$$

Se sustituye el valor de n_B dado por su fracción molar

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

$$X_B (n_A + n_B) = n_B$$

$$X_B n_A + X_B n_B = n_B$$

$$X_B n_A = n_B - X_B n_B$$

$$X_B n_A = n_B (1 - X_B)$$

$$\frac{X_B n_A}{(1 - X_B)} = n_B$$

Se sustituye el valor de X_B dado por la Ley de Raoult-Ecuación 4

$$P_A^0 - P_A = P_A^0 X_B$$

$$\frac{P_A^0 - P_A}{P_A^0} = X_B$$

$$n_A = \frac{m_A}{Pm_A}$$

Se sustituye el valor de n_A dado

$$Pm_B = \frac{m_B \left[\frac{P_A^0 - P_A^0 + P_A}{P_A^0} \right]}{\frac{n_A (P_A^0 - P_A)}{P_A^0}} = \frac{\frac{m_B P_A}{P_A^0}}{\frac{n_A (P_A^0 - P_A)}{P_A^0}} = \frac{m_B P_A}{n_A (P_A^0 - P_A)} = \frac{m_B P_A}{\frac{m_A}{Pm_A} (P_A^0 - P_A)}$$

$$Pm_B = \frac{m_B P_A}{\frac{m_A (P_A^0 - P_A)}{Pm_A}} = \frac{Pm_A m_B P_A}{m_A (P_A^0 - P_A)} = \frac{(18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) (55 \text{ g}) (23.42 \text{ mmHg})}{50 \text{ g} (23.69 \text{ mmHg} - 23.42 \text{ mmHg})}$$

$$Pm_B = 171.7466 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

TAREA. A una temperatura de 26°C la presión de vapor del agua es de 2521 mmHg. Si a esta temperatura se prepara una solución de 232 Molal de un compuesto no electrolito no volátil. Determinar la presión de vapor de esta solución suponiendo comportamiento ideal.

Datos

$P_A = ?$

Componente A:

Agua (solvente)

$P_A^0 = 2521 \text{ mmHg}$

$Pm = 18 \text{ g/mol}$

$m = 1 \text{ Kg} = 1000 \text{ g}$

Componente B:

No electrolito

no volátil (Solute)

$n_B = 223 \text{ moles}$

Fórmula y sustitución

$$P_A^0 - P_A = P_A^0 X_B$$

Ecuación 4 Ley de Raoult

$$P_A = P_A^0 - P_A^0 X_B = P_A^0 - P_A^0 \left(\frac{n_B}{n_B + n_A} \right) = P_A^0 - P_A^0 \left(\frac{n_B}{n_B + \frac{m_A}{Pm_A}} \right)$$

Se sustituye el valor de X_B dado por la fórmula:

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

Se sustituye el valor de n_A dado por la fórmula

$$n_A = \frac{m_A}{Pm_A}$$

$$P_A = P_A^0 - P_A^0 \left(\frac{n_B}{\frac{n_B Pm_A + m_A}{Pm_A}} \right) = P_A^0 - P_A^0 \left(\frac{Pm_A n_B}{n_B Pm_A + m_A} \right) = P_A^0 - \frac{P_A^0 Pm_A n_B}{n_B Pm_A + m_A}$$

$$P_A = 25.21 \text{ mmHg} - \frac{(25.21 \text{ mmHg}) \left(18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) (2.23 \text{ moles})}{(2.23 \text{ moles}) \left(18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) + 1000 \text{ g}} = 24.23 \text{ mmHg}$$

En este ejercicio proporcionan la Molalidad que es:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de disolvente}} = \frac{n_B}{m_A}$$

Con este dato se puede obtener los moles del soluto y la masa del disolvente (componente A: Agua).

Para resolver este problema paso a paso se debe hacer lo siguiente:

➤ Se obtienen los moles del disolvente: $n_A = \frac{m_A}{Pm_A}$

➤ Se calcula la fracción molar del soluto: $X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$

➤ Se encuentra P_A aplicando la fórmula 4 de la ley de Raoult: $P_A = P_A^0 - P_A^0 X_B$

EJERCICIOS

I. Calcular el punto de ebullición de una solución de 100 g de anticongelante etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 900 g de agua ($K_{eb} = 0.52 \frac{^\circ C}{m}$)

Datos

$T_{eb} = ?$
Agua (solvente)
 $K_{eb} = 0.52 \frac{^\circ C}{m}$
 $T_{eb}^\circ = 100^\circ C$
 $m = 900$ g
Etilenglicol (Solute)
 $m = 100$ g
 $Pm = 62$ g/mol

Se despeja T_{eb}

Fórmula y sustitución

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^\circ$$

Elevación del punto de ebullición- Ecuación 1

$$T_{eb} = \Delta T_{eb} + T_{eb}^\circ = K_{eb} m + T_{eb}^\circ = K_{eb} \left(\frac{n_{sto}}{m_{ste}} \right) + T_{eb}^\circ = K_{eb} \left(\frac{\frac{m_{sto}}{Pm_{sto}}}{m_{ste}} \right) + T_{eb}^\circ$$

$$= K_{eb} \left(\frac{m_{sto}}{Pm_{sto} m_{ste}} \right) + T_{eb}^\circ$$

$$= \frac{K_{eb} m_{sto}}{Pm_{sto} m_{ste}} + T_{eb}^\circ$$

Se sustituye su valor dado por la ecuación 2

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m$$

Se sustituye su valor dado por la fórmula:

$$m = \frac{n_{sto}}{m_{ste}}$$

Se sustituye su valor dado por la fórmula:

$$n_{sto} = \frac{m_{sto}}{Pm_{sto}}$$

$$T_{eb} = \frac{(0.52 \frac{^\circ C}{m})(100 \text{ g})}{(62 \frac{g}{mol})(900 \text{ g})} + 100^\circ C = 100.9318^\circ C$$

Para resolver paso a paso:

- *Obtener los moles de soluto $n_{sto} = \frac{m_{sto}}{Pm_{sto}}$
- *Calcular $m = \frac{n_{sto}}{m_{ste}}$
- *Obtener $\Delta T_{eb} = K_{eb} m$
- *Obtener finalmente $T_{eb} = \Delta T_{eb} + T_{eb}^\circ$

I. ¿Qué concentración molar de sacarosa en agua se necesita para elevar su punto de ebullición en $1.3^\circ C$ ($K_{eb} = 0.52 \frac{^\circ C}{m}$)

Datos

$\Delta T_{eb} = 1.3^\circ C$
Agua (solvente)
 $K_{eb} = 0.52 \frac{^\circ C}{m}$
 $T_{eb}^\circ = 100^\circ C$
Sacarosa (Solute)
 $m = ?$

Fórmula y sustitución

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m$$

Se despeja

Elevación del punto de ebullición- Ecuación 2

$$m = \frac{\Delta T_{eb}}{K_{eb}} = \frac{1.3^\circ C}{0.52 \frac{^\circ C}{m}} = 2.5 \text{ molar}$$

TAREA. Se disuelven 0,572 g de resorcina en 1931 g de agua y la solución hierve a $100.14^\circ C$. Calcular la masa molar de resorcina. ($K_{eb} = 0.52 \frac{^\circ C}{m}$)

Datos

$T_{eb} = 100.14^\circ C$
Agua (solvente)
 $K_{eb} = 0.52 \frac{^\circ C}{m}$
 $T_{eb}^\circ = 100^\circ C$
 $m_{ste} = 1931$ g
Sacarosa (Solute)
 $m_{sto} = 0.572$ g
 $Pm_{sto} = ?$

Fórmula y sustitución

$$m = \frac{n_{sto}}{m_{ste}} = \frac{\frac{m_{sto}}{Pm_{sto}}}{m_{ste}} = \frac{m_{sto}}{m_{ste} Pm_{sto}}$$

Se despeja el peso molar a partir de la molaridad

$$Pm_{sto} = \frac{m_{sto}}{m_{ste} m} = \frac{m_{sto}}{m_{ste} \left(\frac{T_{eb} - T_{eb}^\circ}{K_{eb}} \right)} = \frac{m_{sto}}{\frac{m_{ste} (T_{eb} - T_{eb}^\circ)}{K_{eb}}} = \frac{K_{eb} m_{sto}}{m_{ste} (T_{eb} - T_{eb}^\circ)}$$

Se sustituye el valor de m, despejado al igualar la ecuación 1 y 2

$$T_{eb} - T_{eb}^\circ = K_{eb} m$$

$$\frac{T_{eb} - T_{eb}^\circ}{K_{eb}} = m$$

Paso a paso:

*Se encuentra $\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^\circ$

*Se encuentra $m = \frac{\Delta T_{eb}}{K_{eb}}$

*Se encuentra el peso molecular:

$$Pm_{sto} = \frac{m_{sto}}{m_{ste} m}$$

$$Pm_{sto} = \frac{(0.52 \frac{^\circ C}{m})(0.572 \text{ g})}{(0.01931 \text{ Kg})(100.14^\circ C - 100^\circ C)} = 110.024 \frac{g}{mol}$$

EJERCICIOS

I. Escribir las expresiones de K_C para los siguientes equilibrios químicos

Reacciones químicas

- a) $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$
 b) $2NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2NOCl_{(g)}$
 c) $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$
 d) $2NaHCO_{3(s)} \rightleftharpoons Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(g)} + CO_{(g)}$

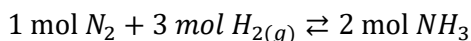
Ecuaciones de equilibrio

- a) $K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$ b) $K_C = \frac{[NOCl]^2}{[NO]^2[Cl_2]}$
 c) $K_C = [CO_2]$ d) $K_C = [CO][H_2O]$

En un recipiente de 10 Litros se introduce una mezcla de 4 moles de $N_{2(g)}$ y 12 moles de $H_{2(g)}$

- a) Escribir la reacción de equilibrio;
 b) Si establecido éste se observa que hay 0,92 moles de $NH_{3(g)}$,
 c) Determinar las concentraciones de $N_{2(g)}$ e $H_{2(g)}$ en el equilibrio y la constante K_C

Por las relaciones estequiométricas de la reacción, se tiene



Nitrógeno

$$\frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ mol } NH_3} \rightarrow \frac{X \text{ moles } N_2}{0.92 \text{ mol } NH_3}$$

$$\text{Moles } N_2 = \left(\frac{1}{2}\right)(0.92) = 0.46$$

Oxígeno

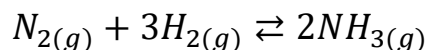
$$\frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } NH_3} \rightarrow \frac{X \text{ moles } H_2}{0.92 \text{ mol } NH_3}$$

$$\text{Moles } H_2 = \left(\frac{3}{2}\right)(0.92)$$

$$\text{Moles } H_2 = 1.38$$

Moles equilibrio = moles iniciales - moles que se forman

Se anota la reacción de síntesis



Moles iniciales	4	12	-
Moles que se forman	0.46	1.38	0.92
Moles equilibrio	3.54	10.62	0.92
Molaridad equilibrio	0.354 M	1.062 M	0.092 M

Se considera el volumen de 10 L. Se requieren las concentraciones expresadas en molaridad por lo que, para cada sustancia:

$$[N_2] = \frac{n}{L} = \frac{3.54 \text{ moles}}{10 \text{ L}} = 0.354 \text{ M}$$

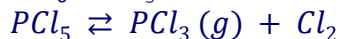
La cantidad de moles se divide entre 10 para obtener la concentración en moles por litro.

Se escribe la ecuación de equilibrio y se sustituyen los valores conocidos

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{[0.092]^2}{[0.354][1.062]^3} = 19.96 \times 10^{-3}$$

EJERCICIOS

En un recipiente de 250 ml se introducen 3 g de PCl_5 estableciéndose el equilibrio:



Sabiendo que la K_c a la temperatura del experimento es 0.48 Determinar la composición molar del equilibrio.

Con la masa del reactivo, puede obtenerse el número de moles:

$$n = \frac{m}{Pm} = \frac{3 \text{ g}}{208 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0.0144 \text{ moles}$$

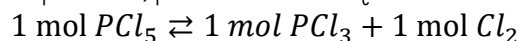
Por proporción del reactivo se tiene que:

$$\begin{aligned} 0.25 \text{ L} &\rightarrow 0.0144 \text{ moles} \\ 1 \text{ L} &\rightarrow X \text{ moles} \end{aligned}$$

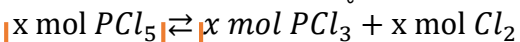
$$x = \frac{(1 \text{ L})(0.0144 \text{ mol})}{(0.25 \text{ L})} = 0.0576 = 0.058$$

Los moles en un litro se define como molaridad, por lo que la concentración molar corresponde a 0.058 M

De los moles iniciales, solamente se disocia x cantidad de moles, que dan lugar a x cantidad de productos, por relaciones estequiométricas:

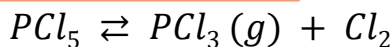


Como reacciona una cantidad desconocida de reactivo, se tiene que:



Moles que se disocian

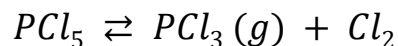
Moles que se forman



Moles que se disocian	0.0523	0	0
Moles que se forman	0	0.052	0.052
Equilibrio en 1 L	0.006	0.052	0.052
Equilibrio en 1/4 L	0.0015	0.013	0.013

Por proporción, lo que hay en 1 L se divide entre 4 para encontrar las concentraciones molares

Se anota la reacción de descomposición



Moles iniciales (v=0.25 L)	0.0144	0	0
Moles iniciales (v=1 L)=Molaridad	0.058	0	0
Moles que se disocian	x	0	0
Moles que se forman	0	x	x
Equilibrio en 1 L	0.058 - x	x	x

Moles equilibrio=moles iniciales-moles que se disocian

Se escribe la ecuación de equilibrio y se sustituyen los valores conocidos

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{[x][x]}{[0.058 - x]} = 0.48$$

Se despeja a x

$$\begin{aligned} [x]^2 &= 0.48[0.058 - x] \\ [x]^2 &= 0.02784 - 0.48x \\ x^2 - 0.02784 + 0.48x &= 0 \end{aligned}$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{-0.48 \pm \sqrt{(0.48)^2 - 4(1)(0.02784)}}{2(1)} = 0.052$$

Solo se toma el valor positivo, ya que se habla de materia, la cual no puede ser negativa.

EJERCICIOS

Se colocaron ciertas cantidades de PCl_3 y Cl_2 en la cámara de reacción y se calentaron a 230°C a la presión de 1 atm. En el equilibrio $\text{PCl}_5 = 0.235$ mol/litro y $\text{PCl}_3 = 0.174$ mol/litro. Calcular $[\text{Cl}_2]$. Para la reacción dada a 230° la $k = 0.0205$



Datos

$[\text{PCl}_3] = 0.174$ mol/L
 $[\text{PCl}_5] = 0.235$ mol/L
 $[\text{Cl}_2] = ?$
 $k_c = 0.0205$

Ecuación de equilibrio

$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

Se despeja

Fórmula y sustitución

$$[\text{PCl}_5]K_C = [\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{[\text{PCl}_5]K_C}{[\text{PCl}_3]} = \frac{[0.235]0.0205}{[0.174]} = 0.027 \text{ M}$$

Se calentó a 500°C un litro de HI a presión constante hasta que se estableció el equilibrio de acuerdo con la ecuación



El análisis indica las siguientes concentraciones en la cámara de reacción: $\text{H}_2 = 0.42$ mol/litro, $\text{I}_2 = 0.42$ mol/litro y $\text{HI} = 3.52$ mol/litro. Calcular K .

Datos

$[\text{H}_2] = 0.42$ mol/L
 $[\text{I}_2] = 0.42$ mol/L
 $[\text{HI}] = 3.52$ mol/L
 $k_c = ?$

Ecuación de equilibrio

$$K_C = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

Sustitución

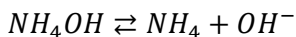
$$K_C = \frac{[0.42][0.42]}{[3.52]^2} = 0.01423$$

EJERCICIOS

→ Calcular el pH de una solución NH_4OH 0.425M con $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$

1. Se anota la reacción de disociación

Base débil



Reacción reversible

2. Se escribe la ecuación de equilibrio

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

Productos
Reactivos

3. Se sustituyen los valores conocidos

$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{[x][x]}{[0.425]} = \frac{[x]^2}{[0.425]}$$

3. Se identifica la incógnita y se despeja

$$\begin{aligned} [x]^2 &= [0.425](1.76 \times 10^{-5}) \\ [x] &= \sqrt{[0.425](1.76 \times 10^{-5})} \\ [x] &= 2.7349 \times 10^{-3} = [OH^-] \end{aligned}$$

5. Se calcula el pOH con la concentración obtenida

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(2.73 \times 10^{-3}) = 2.56$$

6. Se calcula el pH con la concentración obtenida

$$pH = 14 - 2.56 = 11.43$$

→ Calcular el pH de los siguientes ácidos y bases débiles

a) $HCOOH$ 0.35 M $K_a = 1.77 \times 10^{-4}$

b) NH_4OH 0.056 M $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$

c) $ClCH_2COOH$ 0.01 M $K_a = 1.36 \times 10^{-3}$

d) H_2NNH_2 0.065 M $K_b = 1.3 \times 10^{-6}$

a)

Reacción química



Ecuación de equilibrio

$$K_a = \frac{[HCOO^-][H^+]}{[HCOOH]}$$

Sustitución y despeje

$$1.77 \times 10^{-4} = \frac{[x][x]}{[0.35]} = \frac{[x]^2}{[0.35]}$$

$$[x] = [H^+] = \sqrt{[0.35][1.77 \times 10^{-4}]}$$

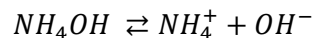
$$pH = -\log[H^+] = -\log(7.87 \times 10^{-3})$$

Resultado

$$pH = 2.10$$

b)

Reacción química



Ecuación de equilibrio

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

Sustitución y despeje

$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{[x][x]}{[0.056]} = \frac{[x]^2}{[0.056]}$$

$$[x] = [OH^-] = \sqrt{[0.056][1.76 \times 10^{-5}]}$$

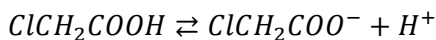
$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(9.92 \times 10^{-4})$$

Resultado

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3.003 = 10.99$$

c)

Reacción química



Ecuación de equilibrio

$$K_a = \frac{[\text{ClCH}_2\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{COOH}]}$$

Sustitución y despeje

$$1.36 \times 10^{-3} = \frac{[x][x]}{[0.01]} = \frac{[x]^2}{[0.01]}$$

$$[x] = [\text{H}^+] = \sqrt{[0.01][1.36 \times 10^{-3}]}$$

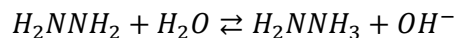
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(3.68 \times 10^{-3})$$

Resultado

$$\text{pH} = 2.434$$

d)

Reacción química



Ecuación de equilibrio

$$K_b = \frac{[\text{H}_2\text{NNH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{NNH}_2]}$$

Sustitución y despeje

$$1.3 \times 10^{-6} = \frac{[x][x]}{[0.065]} = \frac{[x]^2}{[0.065]}$$

$$[x] = [\text{OH}^-] = \sqrt{[0.065][1.3 \times 10^{-6}]}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2.906 \times 10^{-4})$$

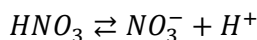
Resultado

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3.536 = 10.46$$

→Tarea. Calcular el pH de HNO_3 0.25 M y NH_4OH 0.3 M $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$

a)

Reacción química



Es un ácido fuerte, ocurre una disociación completa. La concentración de reactivos es la misma en los productos. Por lo tanto, su concentración de iones H es 0.3

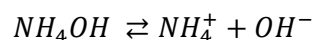
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0.25)$$

Resultado

$$\text{pH} = 0.6$$

b)

Reacción química



Ecuación de equilibrio

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

Sustitución y despeje

$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{[x][x]}{[0.3]} = \frac{[x]^2}{[0.3]}$$

$$[x] = [\text{OH}^-] = \sqrt{[0.3][1.76 \times 10^{-5}]}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2.29 \times 10^{-3})$$

Resultado

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2.638 = 11.36$$

EJERCICIOS

→ Calcular el pH de una solución NH_4OH 0.07 M y 0.28 M NH_4Cl con una $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$

I. Se anotan las reacciones de disociación

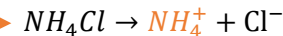
Se anota una reacción para cada compuesto

Base débil



Reacción reversible

Sal



Reacción irreversible

Ion en común

2. Se escribe la ecuación de equilibrio

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

Productos

Reactivos

4. Se sustituyen los valores conocidos

$$[OH^-] = \frac{[0.07 M](1.76 \times 10^{-5})}{[0.28 M]} = 4.4 \times 10^{-6}$$

3. Se identifica la incógnita y se despeja

$$[NH_4OH]K_b = [NH_4^+][OH^-]$$

$$\frac{[NH_4OH]K_b}{[NH_4^+]} = [OH^-]$$

5. Se calcula el pOH con la concentración obtenida

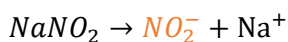
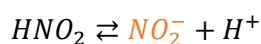
$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(4.4 \times 10^{-6}) = 5.36$$

6. Se calcula el pH con la concentración obtenida

$$pH = 14 - 5.36 = 8.64$$

→ Calcular el pH de una solución HNO_2 0.12 M y 0.2 M $NaNO_2$ con una $K_a = 5.1 \times 10^{-4}$

Reacciones de disociación



Ecuación de equilibrio

$$K_a = \frac{[NO_2^-][H^+]}{[HNO_2]}$$

Despeje y sustitución

$$[HNO_2]K_a = [NO_2^-][H^+]$$

$$[H^+] = \frac{[HNO_2]K_a}{[NO_2^-]} = \frac{[0.12](5.1 \times 10^{-4})}{[0.2]}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(3.06 \times 10^{-4}) = 3.51$$

→ Calcular el pH de una solución reguladora 0.2 M NH_4OH y 0.3 M NH_4Cl con $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$

Reacciones de disociación



Ecuación de equilibrio

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

Despeje y sustitución

$$[OH^-] = \frac{[NH_4OH]K_b}{[NH_4^+]} = \frac{[0.2](1.76 \times 10^{-5})}{[0.3]}$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(1.17 \times 10^{-5})$$

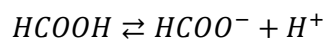
$$pH = 14 - pOH = 14 - 4.93 = 9.069$$

→ Tarea. Calcular el pH de la solución amortiguadora $HCOOH$ 0.047 M y $HCOONa$ 0.1 M con $K_a = 1.77 \times 10^{-4}$

Reacciones de disociación

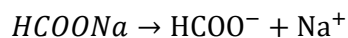
Ecuación de equilibrio

Despeje y sustitución



$$K_a = \frac{[HCOO^-][H^+]}{[HCOOH]}$$

$$[H^+] = \frac{[HCOOH]K_a}{[HCOO]} = \frac{[0.047](1.77 \times 10^{-4})}{[0.1]}$$



$$pH = -\log[H^+] = -\log(8.319 \times 10^{-5}) = 4.07$$



Universidad Veracruzana

Segunda parcial

EJERCICIOS DE CLASE
Y TAREA



Química Inorgánica

Propiedades COLIGATIVAS ejercicios

EJERCICIO EN CLASE

- Consideremos una solución formada por 1 mol de Benceno y 2 moles de Tolueno. El Benceno presenta una presión de vapor (P°) de 75 mmHg y el Tolueno una de 22 mmHg a 20°C. Como se ve el benceno es el más volátil debido a que tiene una presión de vapor puro (P°) mayor que la del tolueno.

datos

$$X_B = \frac{1}{3} = 0.33 \quad X_T = \frac{2}{3} = 0.667$$

Benceno

1 mol

$$P_A = (0.33)(75 \text{ mmHg}) \quad P_B = (0.667)(22 \text{ mmHg})$$

$P^\circ = 75 \text{ mmHg}$

$$P_A = 24.75 \text{ mmHg}$$

$$P_B = 14.674 \text{ mmHg}$$

Tolueno

2 mol

$$P_T = P_A + P_B$$

$P^\circ = 22 \text{ mmHg}$

$$P_T = 24.75 \text{ mmHg} + 14.674 \text{ mmHg}$$

$P_T = ?$

$$P_T = 39.424 \text{ mmHg}$$

$$39.424 \text{ mmHg} = \frac{24.75 \text{ mmHg}}{100} \quad 39.424 \text{ mmHg} = \frac{14.674 \text{ mmHg}}{100}$$

100

X

100

X

$$X_{\text{Benceno}} = 62.77 \%$$

$$X_{\text{Tolueno}} = 37.22 \%$$

- La presión de vapor sobre el agua pura a 120°C es 1480 mmHg. Si se sigue la Ley de Raoult ¿Que fracción de etilenglicol debe agregarse al agua para reducir la presión de vapor de este solvente a 760 mmHg?

datos

$$P_A^\circ = 1480 \text{ mmHg}$$

$$P_A^\circ - P_A = P_A^\circ X_B$$

$$P_A = 760 \text{ mmHg}$$

$$X_B = \frac{P_A^\circ - P_A}{P_A^\circ}$$

$$X_B = ?$$

$$X_B = \frac{1480 \text{ mmHg} - 760 \text{ mmHg}}{1480 \text{ mmHg}}$$

$$X_B = 0.48648$$

- ↳ Calcular la reducción en la presión de vapor causada por la adición de 100 g de sacarosa (masa molar = 342) a 1000 g de agua. La presión de vapor de agua pura a 25°C es 23,69 mmHg

datos

SACAROSA

$$\text{masa} = 100\text{g}$$

$$\text{PM} = 342\text{ g/mol}$$

AGUA

$$\text{masa} = 1000\text{g}$$

$$T = 26^\circ\text{C}$$

$$P_A^\circ = 23.69\text{ mmHg}$$

$$\text{PM} = 18\text{ g/mol}$$

① Sacar moles

$$100\text{g} - X$$

$$342\text{ g/mol} - 1\text{mol}$$

$$X = 0.292\text{ mol}$$

$$X_B = \frac{0.292\text{ mol}}{55.7923} = 5.233 \times 10^{-3}$$

$$1000\text{g} - X$$

$$18\text{ g/mol} - 1\text{mol}$$

$$X = 55.56\text{ mol}$$

$$\Delta P_V = P_A^\circ X_B$$

$$\Delta P_V = (23.69\text{ mmHg})(5.233 \times 10^{-3})$$

$$\Delta P_V = 0.123969$$

- ↳ La presión de vapor del agua pura a una temperatura de 25°C es de 23,69 mmHg. Una solución preparada con 55 g de glucosa en 50 g de agua tiene una presión de vapor de 23,42 mmHg. Suponiendo que la Ley de Raoult es válida para esta solución, determine la masa molar de glucosa.

datos

AGUA

$$T = 25^\circ\text{C}$$

$$P_A^\circ = 23.69\text{ mmHg}$$

$$\text{masa} = 50\text{g}$$

GLUCOSA

$$\text{masa} = 5.5\text{g}$$

$$P_A = 23.42\text{ mmHg}$$

$$P_A^\circ - P_A = P_A^\circ X_B$$

$$X_B = \frac{23.69\text{ mmHg} - 23.42\text{ mmHg}}{23.69\text{ mmHg}}$$

$$X_B = 0.0113972$$

$$X_B = 0.0113972$$

$$n_A = \frac{50\text{g}}{18\text{ g/mol}} = 2.778\text{ moles}$$

$$18\text{ g/mol}$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_B + n_A}$$

$$(0.0113972) = \frac{n_B}{n_B + 2.778\text{ mol}}$$

$$n_B = 0.031\text{ mol}$$

$$n_B = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$

$$\text{masa molar} = \frac{\text{masa}}{n_B}$$

$$\text{masa molar} = \frac{5.5\text{g}}{0.031}$$

$$\text{masa molar} = 177.419\text{ g/mol}$$

Tarea

Propiedades Coligativas Ejercicio de Tarea

25 May 2020

- ↳ A una temperatura de 26°C , la presión de vapor del agua es 25.21 mmHg . Si a esta temperatura se prepara una solución 2.32 molal de un compuesto no electrolito, no volátil. Determinar la presión de vapor de esta solución suponiendo comportamiento ideal.

datos

$$P_A^{\circ} = 25.21 \text{ mmHg}$$

Solución 2.32 molal

No electrolito

No volátil

$$P_A = ?$$

Con 2.32 molal decimos que hay
 2.32 moles de compuesto en 1000 g
de agua

Y sacando los moles de agua tenemos que:

$$1000 \text{ g} - x$$

$$x = 55.56 \text{ mol}$$

$$18 \text{ g/mol} = 1 \text{ mol}$$

$$X_B = \frac{2.32}{2.32 + 55.56} = 0.04$$

$$P_A = (-P_A^{\circ} X_B) + P_A^{\circ}$$

$$P_A = (- (25.21 \text{ mmHg}) (0.04) + 25.21 \text{ mmHg}$$

$$P_A = 24.2016 \text{ mmHg}$$

EJERCICIOS EN CLASE

Calcular el punto de ebullición de una solución de 100 g de anticongelante etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) en 900 g de agua ($K_{eb} = 0.52^{\circ}\text{C/m}$).

datos

SOLUTO ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$)

masa = 100 g

masa molar = 62 g/mol

$$\text{molalidad} = \frac{100 \text{ g}}{62 \text{ g/mol} \times 0.9 \text{ kg}} = 1.792 \text{ m}$$

SOLVENTE

masa = 900 g

masa molar = 18 g/mol

$K_{eb} = 0.52^{\circ}\text{C/m}$

$T^{\circ}_{eb} = 100^{\circ}\text{C}$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m$$

$$\Delta T_{eb} = (0.52^{\circ}\text{C/m}) (1.792 \text{ m})$$

$$\Delta T_{eb} = 0.9319^{\circ}\text{C}$$

Con la fórmula 2.

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T^{\circ}_{eb}$$

$$T_{eb} = \Delta T_{eb} + T^{\circ}_{eb}$$

$$T_{eb} = 0.9319^{\circ}\text{C} + 100^{\circ}\text{C}$$

$$T_{eb} = 100.9319^{\circ}\text{C}$$

25 May 2020

4. Qué concentración molar de sacarosa en agua se necesita para elevar su punto de ebullición en 1.3°C ($K_{eb} = 0.52^{\circ}\text{C/m}$ y temperatura de ebullición del agua 100°C).

datos

$$m = ?$$

$$\Delta T_{eb} = 1.3^{\circ}\text{C}$$

$$K_{eb} = 0.52^{\circ}\text{C/m}$$

$$T_{eb} = 100^{\circ}\text{C}$$

Fórmula

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m$$

$$m = \frac{\Delta T_{eb}}{K_{eb}}$$

$$m = \frac{1.3^{\circ}\text{C}}{0.52^{\circ}\text{C/m}}$$

$$m = 2.5 \text{ molal}$$

4. EJERCICIO DE TAREA

Se disuelven 0.572 g de resorcina en 19.31 g de agua y la solución hierve a 100.14°C . Calcular la masa molar de resorcina. K_{eb} del agua es 0.52°C/m .

Resorcina $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_2$

$$m = 0.572 \text{ g}$$

AGUA

$$\text{masa} = 19.31 \text{ g}$$

$$K_{eb} = 0.52^{\circ}\text{C/m}$$

$$\text{masa molar} = 18 \text{ g/mol}$$

$$T^{\circ}_{eb} = 100^{\circ}\text{C}$$

Solución

$$T_{eb} = 100.14^{\circ}\text{C}$$

$$18 \text{ g/mol} \rightarrow 1 \text{ mol}$$

$$0.572 \text{ g} \rightarrow 5.2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T^{\circ}_{eb}$$

$$\Delta T_{eb} = 100.14^{\circ}\text{C} - 100^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta T_{eb} = 0.14^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m$$

$$m = \frac{\Delta T_{eb}}{K_{eb}}$$

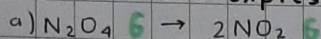
$$m = \frac{0.14^{\circ}\text{C}}{0.52^{\circ}\text{C/m}}$$

$$m = 0.269 \text{ molal}$$

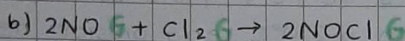
01 Jun 2020

Equilibrio Químico

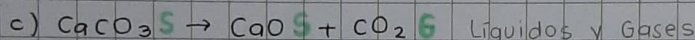
Escribir las expresiones de K_c .



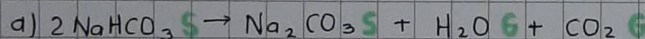
$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$



$$K_c = \frac{[NOCl]^2}{[NO]^2 \cdot [Cl_2]}$$

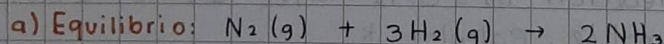


$$K_c = [CO_2]$$



$$K_c = [CO_2] \times [H_2O]$$

En un recipiente de 10 L se introduce una mezcla de 4 moles de $N_2(g)$ y 12 moles de $H_2(g)$; a) Escribir la reacción de equilibrio b) Si establecido este se observa que hay 0.92 moles de $NH_3(g)$, Determinar las concentraciones de N_2 e H_2 en el equilibrio y la constante K_c .



moles iniciales: 4 12 0

moles equil. 4 - 0.46 12 - 1.38 0.92

b) 3.54 10.62 0.92

concn. eq. (mol/l) 0.354 1.062 0.092

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]} = \frac{0.092^2}{1.062^3 \cdot 0.354} = 1.996 \times 10^{-2}$$

01 Jun 2020

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} \quad 0.0205 = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_3][Cl_2]}$$

$$K_c = \frac{0.174 \cdot Cl_2}{0.235} \quad Cl_2 = 0.028$$

Indicación:

Se colocaron ciertas cantidades de PCl_3 y Cl_2 en la cámara de reacción y se calentaron a $230^\circ C$ a la presión de 1 atm. En el equilibrio $PCl_5 = 0.235 \text{ mol/l}$ y $PCl_3 = 0.174 \text{ mol/l}$. Calcular $[Cl_2]$ Para la reacción dada a $230^\circ C$ la $K = 0.0205$.

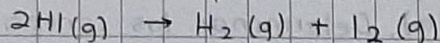
Ejercicio.

$$K_c = \frac{[H_2] \times [I_2]}{[HI]^2} = \frac{(0.42)(0.42)}{(3.52)^2} = 0.014$$

Entonces es una K_c de 0.014 a $500^\circ C$.

Indicación:

Se calentó a $500^\circ C$ un litro de HI a presión constante hasta que se estableció el equilibrio de acuerdo con la ecuación



El análisis indica las siguientes concentraciones en la cámara de reacción $H_2 = 0.42 \text{ mol/l}$, $I_2 = 0.42 \text{ mol/l}$ y $HI = 3.52 \text{ mol/l}$. Calcular K

12. Junio. 2020

CLASE

Cálculos PH

Para calcular $\text{pH} = -\log [\text{con}]$

Para calcular $\text{pOH} = 14 - \text{pH}$

EJERCICIOS EN CLASE:

↳ Obtener el pH de NH_4OH 0.425 M con $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$

Separamos $\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$K_b = \frac{x^2}{0.425}$$

$$x = \sqrt{(0.425)(1.76 \times 10^{-5})}$$

$$x = 0.002735$$

$$\text{pOH} = 2.563$$

$$\text{pH} = 11.437$$

↳ Obtener pH de HCOOH 0.35 M con $K_b = 1.77 \times 10^{-4}$

Separamos $\text{HCOOH} \rightarrow \text{HCOO}^+ + \text{H}^-$

$$K_b = \frac{[\text{HCOOH}^+][\text{H}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$K_b = \frac{x^2}{0.35}$$

$$x = \sqrt{(0.35)(1.77 \times 10^{-4})}$$

$$x = 7.8703 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [7.8703 \times 10^{-3}]$$

$$\text{pH} = 2.10$$

↳ Obtener pH de NH_4OH 0.054 M con $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$

Separamos $\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$K_b = \frac{x^2}{0.054}$$

$$x = \sqrt{(0.054)(1.76 \times 10^{-5})}$$

$$x = 9.768 \times 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = 3.01$$

$$\text{pH} = 10.99$$

12 Junio 2020

TAREA: Cálculos de pH

↳ Obtener el pH del ácido nítrico 0.25 M con $K_a = 28$

Separamos $[\text{HNO}_3] = \text{H}^+ + \text{NO}_3^+$

$$K_a = -\log [0.25]$$

$$K_a = 0.602$$

↳ Obtener el pH de hidróxido de amonio 0.3 M con $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$

Separamos $\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$K_b = \frac{x^2}{0.3}$$

$$x = \sqrt{(0.3)(1.76 \times 10^{-5})}$$

$$x = 2.2978 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = 2.526$$

$$\text{pH} = 11.473$$

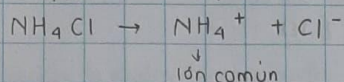
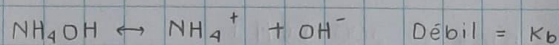
2 Con constante es débil

1 Ácido Fuerte

15 · Junio · 2020

Soluciones Amortiguador

- ↳ Calcular el pH de una solución de NH_4OH 0.0700 M y 0.280 M de NH_4Cl con una $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$



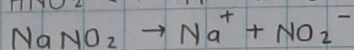
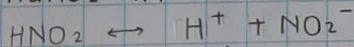
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = K_b = \frac{0.280 [\text{OH}^-]}{0.0700}$$

$$X = \frac{(1.76 \times 10^{-5})(0.0700)}{(0.280)} = 4.40 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = -\log(4.40 \times 10^{-6}) = 5.36$$

$$\text{pH} = 14 - 5.36 = 8.64$$

- ↳ Calcular pH de una solución 0.12 M de HNO_2 y 0.200 M de NaNO_2 $K_a = 5.1 \times 10^{-4}$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = K_a = \frac{[\text{H}^+][0.200\text{ M}]}{0.12\text{ M}}$$

$$X = \frac{(5.1 \times 10^{-4})(0.12)}{0.200} = 3.04 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 3.51$$

15 Junio 2020

↳ Calcular pH que 0.200 M de NH_4OH y 0.300 M de NH_4Cl $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$
 $\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4 + \text{OH}$
 $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4 + \text{Cl}$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4][\text{OH}]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = K_b = \frac{0.300 [\text{OH}]}{0.200}$$

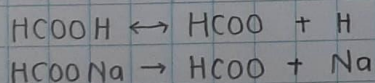
$$X = \frac{(1.76 \times 10^{-5})(0.200)}{0.300} = 1.173 \times 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = 4.93$$

$$\text{pH} = 9.069$$

EJERCICIO DE TAREA:

↳ Calcular el pH de la sig. solución amortiguadora: HCOOH
0.047 M y HCOONa 0.100 M $K_a = 1.77 \times 10^{-4}$



$$K_a = \frac{[\text{HCOO}][\text{H}]}{[\text{HCOOH}]} = K_a = \frac{(0.100)[\text{H}]}{0.047}$$

$$K_a = \frac{(1.77 \times 10^{-4})(0.047)}{0.100} = 8.319 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4.07$$



Universidad Veracruzana

Segunda parcial

EJERCICIOS DE CLASE
Y TAREA



Química Inorgánica

Santiago Pérez Emmanuel Isaías

- Consideremos una solución formada por un mol de Benceno y 2 moles de Tolueno. Presión de vapor del Benceno $P = 75 \text{ mmHg}$ y tolueno $P = 22 \text{ mmHg}$. Calcular la presión total y el porcentaje de cada componente.

$$P_T = P_A + P_B$$

$$P_T = X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ$$

$$P_A = \left(\frac{1}{3}\right) (75 \text{ mmHg}) \quad P_B = \left(\frac{2}{3}\right) (22 \text{ mmHg})$$

$$P_A = 25 \text{ mmHg}$$

$$P_B = 14.6 \text{ mmHg}$$

Benceno

$$X_A = \frac{1}{1+2} = \frac{1}{3}$$

Tolueno

$$X_B = \frac{2}{1+3} = \frac{2}{3}$$

$$P_T = 25 \text{ mmHg} + 14.6 \text{ mmHg}$$

$$P_T = 39.6 \text{ mmHg}$$

1. Benceno

$$\frac{25 \text{ mmHg}}{40 \text{ mmHg}} = 0.625$$

$$62.5\%$$

1. Tolueno

$$\frac{14.6 \text{ mmHg}}{40 \text{ mmHg}} = 0.365$$

$$36.5\%$$

- La presión de vapor sobre el agua pura a 120°C es de 1480 mmHg . Si se sigue la ley de Raoult. ¿Qué fracción molar del etileno glicol debe agregarse al agua para reducir la presión de vapor de este solvente a 760 mmHg ? $R = 0.486$

$$P_A^\circ = 1480 \text{ mmHg}$$

$$X_B = ?$$

$$P_A = 760 \text{ mmHg}$$

$$P_A = ?$$

$$\Delta P_v = P_A^\circ - P_A = 1480 \text{ mmHg} - 760 \text{ mmHg}$$

$$\Delta P_v = 720 \text{ mmHg}$$

$$\Delta P_v = P_A^\circ X_B$$

$$X_B = \frac{\Delta P_v}{P_A^\circ} = \frac{720 \text{ mmHg}}{1480 \text{ mmHg}}$$

$$X_B = 0.4864$$

Santiago Pérez Emmanuel Isaías

- Calcular la reducción en la presión de vapor causada por la adición de 100g de sacarosa a 1000g de agua. La presión de vapor del agua pura a 25°C es de 23.69 mmHg. $R: 0.125 \text{ mmHg}$

$\Delta P_v = ?$

$$PM_{\text{sacarosa}} = 342 \text{ g/mol} \quad n_{\text{glucosa}} = \frac{100 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0.292 \text{ mol} \quad X_B = \frac{0.292 \text{ mol}}{0.292 + 55.5} = 5.23 \times 10^{-3}$$

$$g = 100 \text{ g}$$

$$PM_{\text{agua}} = 18 \text{ g/mol}$$

$$g = 1000 \text{ g}$$

$$P_A^0 = 23.69 \text{ mmHg}$$

$$n_{\text{agua}} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 55.5 \text{ mol}$$

$$X_A = \frac{55.5 \text{ mol}}{55.5 + 0.292} = 0.994$$

$$\Delta P_v = 23.69 \text{ mmHg} \cdot 5.23 \times 10^{-3}$$

$$\Delta P_v = 0.12379 \text{ mmHg}$$

$$\Delta P_v = 0.124 \text{ mmHg}$$

- La presión de vapor del agua pura a 23.69 mmHg. Una solución preparada con 55g de glucosa en 50g de agua tiene una presión de vapor de 23.42 mmHg. Suponiendo que la ley de Raoult es válida para esta solución determine la masa molar de la glucosa. $R: 177.44$

$$P_A^0 = 23.69 \text{ mmHg}$$

$$P_v = 23.69 \text{ mmHg} - 23.42 \text{ mmHg}$$

$$m_{\text{agua}} = 50 \text{ g}$$

$$P_v = 0.27 \text{ mmHg}$$

$$n_A = \frac{50 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 2.77 \text{ mol}$$

$$P_A = 23.42 \text{ mmHg}$$

$$X_B = \frac{\Delta P_v}{P_A^0} = \frac{0.27 \text{ mmHg}}{23.69 \text{ mmHg}} = 0.01139$$

$$m_{\text{glucosa}} = 55 \text{ g}$$

$$PM = ?$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_B + n_A}$$

$$0.01139 = \frac{n_B}{n_B + 2.77 \text{ mol}}$$

$$n_B = 0.01139 n_B + 0.0315$$

$$n_B - 0.01139 n_B = 0.0315$$

$$n_B = 0.031 \text{ mol}$$

$$PM = \frac{m}{n} = \frac{55 \text{ g}}{0.031 \text{ mol}}$$

$$PM = 177.419 \text{ g/mol}$$

Santiago Pérez Emmanuel Isaías

- A una temperatura de 26°C la presión de vapor del agua es de 25.21 mmHg. Si a esta temperatura se prepara una solución de 2.32 mola de un compuesto no electrolítico no volátil. Determinar la presión de vapor de esta solución suponiendo comportamiento ideal.

$$P_A^0 = 25.21 \text{ mmHg}$$

$$m = 2.31 \text{ mola}$$

$$P_A = ?$$

$$m = \frac{g}{M}$$

$$2.31 \text{ mol} \leftrightarrow 1000 \text{ g}$$

$$18 \text{ g} = 1 \text{ mol}$$

$$n_B = 2.31 \text{ mol}$$

$$1000 \text{ g} \rightarrow 55.55 \text{ mol}$$

$$n_A = 55.55 \text{ mol}$$

$$P_A = (0.96)(25.21 \text{ mmHg})$$

$$X_A = \frac{55.55}{2.31 + 55.55} = 0.96$$

$$P_A = 24.20 \text{ mmHg}$$

Santiago Pérez Emmanuel Isaías

- Calcular el punto de ebullición de una solución de 100g de anticefante etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 900g de agua ($K_{eb} = 0.52^\circ C/m$)

$$m = 100g = 0.1kg$$

$$PM = 62g/mol$$

$$n = \frac{100g}{62g/mol} = 1.62mol$$

$$m = \frac{1.62mol}{0.9kg}$$

$$m_{agua} = 900g = 0.9kg$$

$$K_{eb} = 0.52^\circ C/m$$

$$\Delta T_{eb} = 0.52^\circ C/m \cdot 1.79m$$

$$m = 1.79molal$$

$$\Delta T_{eb} = 0.93^\circ C$$

$$T_{eb} = \Delta T_{eb} + T_{eb} = 0.93^\circ C + 100^\circ C$$

$$T_{eb} = 100.93^\circ C$$

- ¿Qué concentración molar de sacarosa en agua se necesita para elevar su punto de ebullición de $101.3^\circ C$?

$$T_{eb} = 101.3^\circ C$$

$$\Delta T_{eb} = 101.3^\circ C - 100^\circ C$$

$$T_{eb} = 100^\circ C$$

$$\Delta T_{eb} = 1.3^\circ C$$

$$K_{eb} = 0.52^\circ C/m$$

$$m = \frac{\Delta T_{eb}}{K_{eb}} = \frac{1.3^\circ C}{0.52^\circ C/m}$$

$$m = 2.5molal$$

- Se disuelven 0.572gr de resorcin en 19.31gr de agua y la solución hierve a $100.14^\circ C$. Calcular la masa molar de resorcin si la constante de ebullición es $0.52^\circ C/m$

$$m = 0.572gr$$

$$\Delta T_{eb} = 0.14^\circ C$$

$$m_{agua} = 19.31gr$$

$$T_{eb} = 100.14^\circ C$$

$$K_{eb} = 0.52^\circ C$$

$$m = \frac{0.14^\circ C}{0.52^\circ C/m} = 0.269m/Kg$$

$$0.269mol \rightarrow 1000g$$

$$m = \frac{g}{PM \times Kg}$$

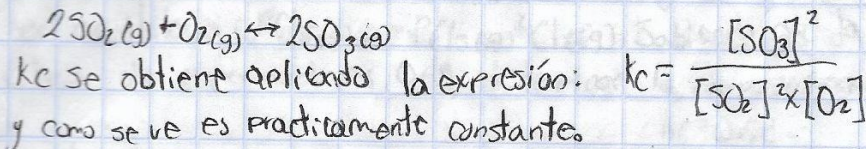
$$PM = ?$$

$$PM = \frac{g}{m \times Kg} = \frac{0.572gr}{(0.269mol/Kg)(0.01931Kg)}$$

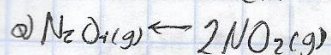
$$PM = 110.11g/mol$$

Santiago Pérez Emmanuel Isaías

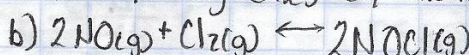
• En la reacción:



Escribir las expresiones de K_c para los siguientes equilibrios químicos.



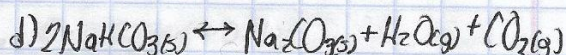
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$



$$K_c = \frac{[\text{NOCl}]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]}$$

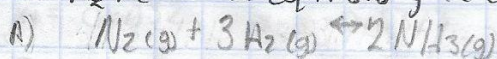


$$K_c = \frac{[\text{CaCO}_3]}{[\text{CaO}] [\text{CO}_2]}$$



$$K_c = \frac{[\text{NaHCO}_3(\text{s})]^2}{[\text{Na}_2\text{CO}_3] [\text{H}_2\text{O}] [\text{CO}_2]}$$

• En un recipiente de 10 litros se introduce una mezcla de 4 moles de $\text{N}_2(\text{g})$ y 12 moles de $\text{H}_2(\text{g})$: A) Escribir la reacción de equilibrio. B) Si establecido este se observa que hay 0.92 moles de $\text{NH}_3(\text{g})$. Determinar las concentraciones de N_2 , H_2 en el equilibrio y la constante K_c .



Moles iniciales: 4 12 0

Moles de reacción: x $3x$ 0

Moles formados: 0 $2x$

Moles equilibrio: $4-x$ $12-3x$ $2x = 0.92$

$$x = \frac{0.92}{2} = 0.46 \text{ mol}$$

Concentración: $\frac{3.54 \text{ mol}}{10 \text{ L}}$ $\frac{1.062 \text{ mol}}{10 \text{ L}}$ $\frac{0.92 \text{ mol}}{10 \text{ L}}$

B) 0.354M, 1.062M, 0.092M

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]} = \frac{[0.092\text{M}]^2}{[1.062]^3 [0.354]} = 0.01996$$

Santiago Pérez Emmanuel Isaías

- En un recipiente de 250 ml se introducen 3g de PCl_5 estableciéndose en equilibrio: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabiendo que la K_c a la temperatura del experimento es 0.48, determinar la composición molar del equilibrio.

$\text{Eq. } \text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
 $K_c = 0.48$
 $\text{PM de } \text{PCl}_5 = 208.22 \text{ g/mol}$
 $n = \frac{3\text{g}}{208.22 \text{ g/mol}} = 0.0144 \text{ mol}$
 $\text{Mol. inicial } 0.0144 \quad 0 \quad 0$
 $\text{Mol. eq. } 0.058 - x \quad x \quad x$
 $\frac{0.0144}{0.25} = 0.058 \text{ M}$
 $K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = 0.48$
 $K_c = \frac{x^2}{0.058 - x} = 0.48$

$$\frac{x^2}{0.058 - x} = 0.48 \Rightarrow \frac{x^2}{0.058 - x} - 0.48 = 0 \Rightarrow \frac{x^2 - 0.02784 + 0.48x}{0.058 - x} = 0$$

$$x^2 + 0.48x - 0.02784 = 0$$

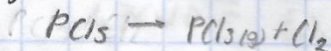
$$x = \frac{-0.48 \pm \sqrt{(0.48)^2 + 4(1)(-0.02784)}}{2}$$

$$x = \frac{-0.48 \pm \sqrt{0.31176}}{2} = \frac{-0.48 \pm 0.5584}{2}$$

$$x_1 = 0.052 \quad x_2 = -0.5323$$

- Concentración molar eq. 0.006 0.052 0.052
 - Moles equilibrio 0.0014 0.013 0.013

- Se colocaron ciertas cantidades de PCl_3 y Cl_2 en la cámara de reacción y se calentaron a 230°C a la presión de 1 atm. En el equilibrio $\text{PCl}_5 = 0.235 \text{ mol/L}$ y $\text{PCl}_3 = 0.174 \text{ mol/L}$. Calcular $[\text{Cl}_2]$. Para la reacción dada a 230°C la $K = 0.0205$

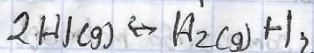


$$K_p = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{[0.174 \text{ mol/L}][\text{Cl}_2]}{[0.235 \text{ mol/L}]} = 0.0205$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{[0.0205][0.235 \text{ mol/L}]}{[0.174 \text{ mol/L}]} = 0.0276 \text{ mol/L}$$

Santiago Pérez Emmanuel Isaías

Se calentó a 500°C un litro de HI a presión constante hasta que se establecieron el equilibrio de acuerdo con la reacción.



El análisis indica las siguientes concentraciones en la cámara de reacción: $\text{H}_2 = 0.42 \text{ mol/litro}$, $\text{I}_2 = 0.42 \text{ mol/litro}$ y $\text{HI} = 3.52 \text{ mol/litro}$. Calcular K

$$K = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{[0.42][0.42]}{[3.52]^2} = 0.0142$$

Santiago Pérez Emmanuel Isaías

- Obtener el pH de una solución de NH_4OH 0.425M y $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4][\text{OH}]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{x \cdot x}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$\text{pH} = -\log(M)$$

$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.425M}$$

$$\text{pH} = -\log(2.7349 \times 10^{-3})$$

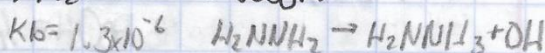
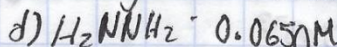
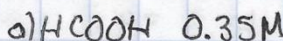
$$x = \sqrt{(0.425M)(1.76 \times 10^{-5})}$$

$$\text{pH} = 2.56$$

$$x = 2.7349 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = 11.43$$

- Calcular el pH de los siguientes ácidos y bases débiles



$$K_b = 1.77 \times 10^{-4}$$

$$1.77 \times 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0.35}$$

$$1.3 \times 10^{-6} = \frac{[x][x]}{0.0650}$$

$$x = \sqrt{(0.35)(1.77 \times 10^{-4})}$$

$$x = \sqrt{(0.065)(1.3 \times 10^{-6})}$$

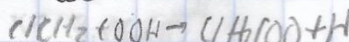
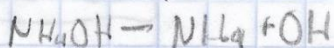
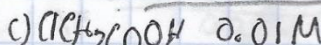
$$x = 7.87 \times 10^{-3}$$

$$x = 2.97 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 2.10$$

$$\text{pH} = 3.526$$

$$\text{pOH} = 10.46$$



$$K_b = 1.76 \times 10^{-5}$$

$$K_b = 1.86 \times 10^{-3}$$

$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4][\text{OH}]}{[0.056]}$$

$$1.86 \times 10^{-3} = \frac{[x][x]}{[0.01]}$$

$$x = \sqrt{9.856 \times 10^{-7}}$$

$$x = \sqrt{(0.01)(1.86 \times 10^{-3})}$$

$$x = 9.92 \times 10^{-4}$$

$$x = 4.312 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log(9.92 \times 10^{-4})$$

$$\text{pH} = -\log(4.312 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 3.003$$

$$\text{pH} = 2.365$$

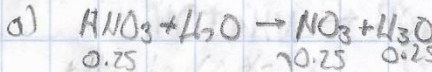
$$\text{pOH} = 10.99$$

Santiago Pérez Emmanuel Isaías

• Obtener el pH de:

a) HNO_3 0.25M

b) NH_4OH 0.3M



$$\text{pH} = -\log(0.25) = 0.6$$

b) NH_4OH 0.3M

$$K_b = 1.76 \times 10^{-5}$$



$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0.3}$$

$$\text{pH} = -\log(2.258 \times 10^{-3})$$

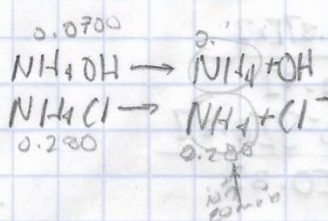
$$x = \sqrt{(0.3)(1.76 \times 10^{-5})}$$

$$x = 2.258 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = 11.35$$

Santiago Pérez Emmanuel Isaías

Calcular el pH de una solución de NH_4OH 0.07M y 0.28M de NH_4Cl con una $K_b = 1.76 \times 10^{-5}$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{[0.280][x]}{[0.07]}$$

$$x = \frac{[1.76 \times 10^{-5}][0.07]}{[0.280]}$$

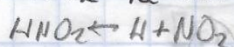
$$x = 4.4 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = -\log(4.4 \times 10^{-6})$$

$$\text{pOH} = 5.356$$

$$\text{pH} = 8.64$$

Calcular el pH de una solución 0.12M de HNO_2 y 0.2M de NaNO_2 $K_a = 5.1 \times 10^{-4}$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$5.1 \times 10^{-4} = \frac{[x][0.2]}{[0.12]}$$

$$x = \frac{[5.1 \times 10^{-4}][0.12]}{0.2}$$

$$x = 3.06 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log(3.06 \times 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 3.514$$