



Guía de ejercicios propuestos 7: Equilibrio químico y ácido-base

Pregunta 1

El ácido yodhídrico, HI , es un compuesto utilizado en la producción de ácido acético. En la planta ocurre un derrame de HI desde el estanque contenedor. El estanque poseía 500 litros de este ácido a una concentración de $0,072 M$.

- Si se estima que el derrame fue de 200 litros ¿Cuál es la concentración Molar del derrame? ¿Cuál es el pH del ácido que tenía en el estanque? El yodo es un electrolito fuerte.
- Se quiere neutralizar el derrame con una base, se estudian dos tipos de bases con sus respectivas constantes de basicidad, pK_b .

Nombre	Reacción	pK_b
Hidróxido de potasio	$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$	0,00001
Etilamina	$CH_3CH_2NH_2 + H_2O \rightarrow CH_3CH_2NH_3^+ + OH^-$	3,19

- Si se tienen 4 kilos de hidróxido de potasio ¿En cuántos litros de agua se debe disolver esta base para que el pH de la solución sea 10 y no sea perjudicial para los operarios? Datos: $PM_{KOH} = 56,1 \left[\frac{g}{mol} \right]$

Solución:

- Si se estima que el derrame fue de 200 litros ¿Cuál es la concentración Molar del derrame? ¿Cuál es el pH del ácido que tenía en el estanque? El yodo es un electrolito fuerte.

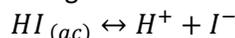
- Para conocer la concentración molar del derrame se debe aplicar la fórmula

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

Entenderemos como $M_1 = 0,072 M$; $V_1 = 500 [L]$; $V_2 = 200 [L]$. Entonces la concentración del derrame es:

$$M_2 = \frac{M_1 V_1}{V_2} = \frac{0,072 [M] \cdot 500 [L]}{200 [L]} = 0,18 M$$

- Para conocer el pH es necesario conocer cómo se disocia el ácido en agua. El yodo a ser un electrolito fuerte se puede disociar de la siguiente manera:



Por lo tanto, la concentración de ácido yodhídrico será la concentración de protones

$$pH = -\log([H^+])$$

Entonces para los dos escenarios planteados:

- En el estanque de almacenamiento la concentración es $0,72 M$

$$pH = -\log([H^+]) = -\log(0,072) = 1,14$$

- En el derrame la concentración es $0,18 M$

$$pH = -\log([H^+]) = -\log(0,018) = 0,74$$

- Se quiere neutralizar el derrame con una base, se estudian dos tipos de bases con sus respectivas constantes de basicidad, pK_b .

Nombre	Reacción	pK_b
--------	----------	--------

**fcfm**

DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

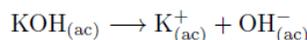
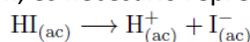
03/10/2022

Hidróxido de potasio	$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$	0,00001
Etilamina	$CH_3CH_2NH_2 + H_2O \rightarrow CH_3CH_2NH_3^+ + OH^-$	3,19

Debido a que se trata de un ácido fuerte, pues se disocia completamente, es necesario tratar el derrame con una base fuerte. Es por esto que se elige el hidróxido de potasio, ya que, en comparación con la etilamina, posee un pKb pequeño, lo que significa que es una base fuerte.

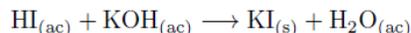
c) ¿Si se tienen 4 kilos de hidróxido de potasio ¿En cuántos litros de agua se debe disolver esta base para que el pH de la solución sea 10 y no sea perjudicial para los operarios? Datos: $PM_{KOH} = 56,1 \left[\frac{g}{mol} \right]$

1. al ser una reacción de neutralización, es necesario representar las reacciones involucradas.



De esta disociación se puede ver que todos los moles de KOH se convertirán en moles de iones de potasio e hidróxido en proporción 1:1

Por lo tanto, la reacción de neutralización será:



2. Como son iones de hidróxidos los que se agregan al derrame, se debe dejar en función de la concentración de estos iones el pH. Lo cual se logra con la siguiente igualdad que siempre se cumple:

$$pH + pOH = 14 \rightarrow pOH = 14 - 10 = 4$$

Y el pOH se puede calcular de la siguiente manera:

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

Pregunta 2

El pH de una disolución de ácido acético, CH_3COOH , es 2,9. Calcula la concentración del ácido y el grado de disociación del ácido en dicha disolución. Dato: $K_a = 1,8 * 10^{-5} M$

Solución:



$$pH = -\log[H^+] = 2,9 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2,9} = 1,26 * 10^{-3} M$$

	$CH_3COOH_{(ac)}$	+	$H_2O_{(l)}$	\rightleftharpoons	$CH_3COO^-_{(ac)}$	+	$H_3O^+_{(ac)}$
t_0	C		-		-		-
Δt	-x		-		x		x
t_{eq}	C-x		-		x		x

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{x^2}{(C-x)} = \frac{(1,26 * 10^{-3})^2}{C - 1,26 * 10^{-3}} = 1,8 * 10^{-5}$$

Despejando C, se tiene



fcfm

DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

03/10/2022

$$C = 1,26 * 10^{-3} + \frac{(1,26 * 10^{-3})^2}{1,8 * 10^{-5}} = 0,089M$$

Además,

$$\alpha = \frac{[CH_3COOH]_{dis}}{[CH_3COOH]_0} = \frac{x}{C} = \frac{1,26 * 10^{-3}}{0,089} = 0,018 \rightarrow 1,8\%$$

Pregunta 3

Una disolución A, de ácido hipocloroso en agua al 10,0 %, tiene una densidad de 1,120 g/mL. Se toma 1,00 mL de la disolución A y se diluye hasta un volumen de 500 mL. Una porción de 25 mL de la disolución resultante se valora con NaOH 0,030 M. Calcule:

- El pH de la disolución A.
- El pH de la disolución B.
- El volumen de NaOH consumido.
- El pH del punto de equivalencia.

(Dato K_a (ácido hipocloroso) = $4,00 \cdot 10^{-8}$)

Solución:



fcfm

DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

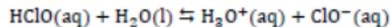
Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

03/10/2022

a) La concentración molar de la disolución A de HClO es:

$$c = \frac{10,0 \text{ g HClO}}{100 \text{ g HClO } 10\%} \cdot \frac{1 \text{ mol HClO}}{52,5 \text{ g HClO}} \cdot \frac{1,120 \text{ g HClO } 10\%}{1 \text{ mL HClO } 10\%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HClO } 10\%}{1 \text{ L HClO } 10\%} = 2,13 \text{ M}$$

El HClO es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{ClO}^-] \quad \text{y} \quad [\text{HClO}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Sustituyendo, la expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$4,00 \cdot 10^{-8} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{2,13} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,92 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El pH de la disolución A es:

$$\text{pH} = -\log(2,92 \cdot 10^{-4}) = 3,53$$

b) La concentración molar de la disolución B de HClO una vez realizada la dilución es:

$$c = \frac{1,00 \text{ mL HClO } 2,13 \text{ M}}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{2,13 \text{ mmol HClO}}{1 \text{ mL HClO } 2,13 \text{ M}} = 4,26 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$4,00 \cdot 10^{-8} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{4,26 \cdot 10^{-3}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,31 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El pH de la disolución B es:

$$\text{pH} = -\log(1,31 \cdot 10^{-5}) = 4,88$$

Es razonable que si disminuye la concentración inicial de la disolución ácida el pH aumente.



fcfm

DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

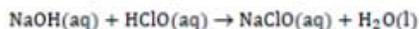
Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

03/10/2022

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y HClO es:



Relacionando HClO con NaOH:

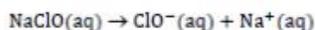
$$25 \text{ mL HClO } 4,26 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot \frac{4,26 \cdot 10^{-2} \text{ mmol HClO}}{1 \text{ mL HClO } 4,26 \cdot 10^{-2} \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HClO}} = 0,11 \text{ mmol NaOH}$$

El volumen de disolución 0,030 M que se consume es:

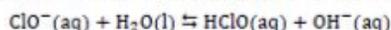
$$0,11 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 0,030 \text{ M}}{0,030 \text{ mmol NaOH}} = 3,6 \text{ mL NaOH } 0,030 \text{ M}$$

d) El pH del punto de equivalencia en una reacción de neutralización depende de las sustancias existentes al final de la misma.

El NaClO resultante de la reacción es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



- El ion Na^{\oplus} es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion ClO^{\ominus} es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^{\ominus}]}{[\text{ClO}^{\ominus}]}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución de NaClO es:

$$c = \frac{0,11 \text{ mmol HClO}}{(25 + 3,6) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaClO}}{1 \text{ mmol HClO}} = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{HClO}] = [\text{OH}^{\ominus}] \quad \text{y} \quad [\text{ClO}^{\ominus}] = c - [\text{OH}^{\ominus}]$$

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^{\ominus}]^2}{c - [\text{OH}^{\ominus}]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del hipoclorito se calcula mediante la siguiente expresión:

$$K_b(\text{ClO}^{\ominus}) = \frac{K_w}{K_a(\text{HClO})} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,00 \cdot 10^{-8}} = 2,5 \cdot 10^{-7}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^{\ominus}] \approx c$$

La expresión de la constante de basicidad se reduce a:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^{\ominus}]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^{\ominus}]$ es:

$$2,5 \cdot 10^{-7} = \frac{[\text{OH}^{\ominus}]^2}{3,8 \cdot 10^{-3}} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^{\ominus}] = 3,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(3,0 \cdot 10^{-5}) = 4,5 \quad \text{pH} = 14,0 - \text{pOH} = 14 - 4,5 = 8,5$$

Pregunta 4

Se disuelven 3,00 g de ácido acético en 500 mL de agua obteniéndose una disolución de pH = 2,87



fcfm

DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

03/10/2022

Calcule:

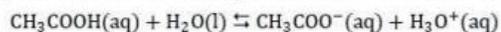
- Calcule la concentración de cada especie en el equilibrio. (Suponer que la adición de ácido acético al agua no produce variación de volumen).
- La constante de disociación del ácido acético.
- El porcentaje de ácido acético ionizado.
- El volumen de disolución de hidróxido de sodio $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ necesario para neutralizar 20 mL de la disolución anterior.

Solución:

a) Suponiendo que la adición de CH_3COOH al agua no produce variación de volumen, la concentración de la disolución es:

$$c = \frac{3,00 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,100 \text{ M}$$

El CH_3COOH es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Si la disolución tiene $\text{pH} = 2,87$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,87} = 1,35 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = (0,100 - 1,35 \cdot 10^{-3}) \text{ M} = 9,87 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

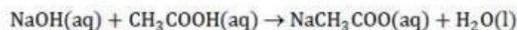
El valor de la constante K_a es:

$$\text{b) } K_a = \frac{(1,35 \cdot 10^{-3})^2}{9,87 \cdot 10^{-2}} = 1,84 \cdot 10^{-5}$$

c) El grado de disociación del ácido es:

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0} = \frac{1,35 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,100 \text{ M}} = 1,35 \cdot 10^{-2} \rightarrow 1,35 \%$$

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y CH_3COOH es:



Relacionando CH_3COOH con NaOH :

$$20 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,100 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}} = 2,0 \text{ mmol NaOH}$$

Como se dispone de $\text{NaOH } 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$:

$$2,0 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mmol NaOH}} = 2,0 \cdot 10^3 \text{ mL NaOH } 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Pregunta 5

En un laboratorio de análisis químico se prepara una solución buffer de pH igual a 4 usando 400 mL de una solución 1 M de ácido glicólico ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3$) y glicolato de sodio ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_3$).



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

03/10/2022

- Calcule los gramos de glicolato de sodio que es necesario agregar a la solución para alcanzar un pH igual a 4.
- Calcule el pH de la solución que resulta de agregar 200 mL de una solución de NaOH con concentración 30 g L^{-1} a la solución buffer original.
- Calcule el pH de la solución que resulta de agregar 600 mL de una solución 1 M de NaOH a la solución buffer original.
- Calcule cuántos litros de una solución 0,1 M de ácido sulfúrico (H_2SO_4) se deben agregar a la solución buffer original para romper su efecto amortiguador, es decir, alcanzar su punto de equivalencia.

Indicación: Considere que el ácido sulfúrico es un ácido fuerte en sus dos desprotonaciones.

Datos: $K_a(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3) = 1,47 \times 10^{-4}$

Solución:

Respuesta P3a:

Reacción de equilibrio ácido-base:



$$t = t_{\text{eq}} \quad (1-x) \quad (C_0+x) \quad x$$

Dado que la solución buffer debe tener pH = 4: $x = 10^{-4} \text{ M}$.

Luego,

$$K_a = [\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3] = (C_0+x) \cdot x / (1-x) = (C_0+10^{-4}) \cdot 10^{-4} / (1-10^{-4}) = 1,47 \times 10^{-4}$$

$$C_0 = 1,47 \text{ M}$$

En 400 mL de solución habrán entonces:

$$1,47 \text{ M} \times 0,4 \text{ L} = 0,59 \text{ moles de glicolato de sodio.}$$

$$PM(\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_3) = PA(\text{Na}) + 2 \cdot PA(\text{C}) + 3 \cdot PA(\text{H}) + 3 \cdot PA(\text{O}) = (23 + 2 \cdot 12 + 3 \cdot 1 + 3 \cdot 16) \text{ g mol}^{-1} = 98 \text{ g mol}^{-1}.$$

Entonces, se necesitan:

$$0,59 \text{ moles} \times 98 \text{ g mol}^{-1} = 57,82 \text{ g}$$

de glicolato de sodio para preparar la solución buffer de pH igual a 4.

Respuesta P3b:

Calculamos la concentración molar de la solución de NaOH agregada.

$$PM(\text{NaOH}) = PA(\text{Na}) + PA(\text{O}) + PA(\text{H}) = (23 + 16 + 1) \text{ g mol}^{-1} = 40 \text{ g mol}^{-1}.$$

Luego, la concentración molar será:

$$30 \text{ g L}^{-1} / 40 \text{ g mol}^{-1}$$

0,75 M. En 200 mL de esta solución se tienen:



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

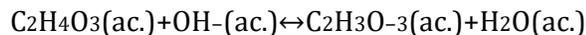
Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

03/10/2022

$0,75 \text{ M} \times 0,2 \text{ L} = 0,15 \text{ moles de NaOH.}$

En 400 mL de solución 1 M de ácido glicólico hay 0,4 moles de este ácido.

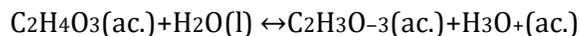
Reacción de neutralización:



$t = t_1$	0,4	0,15	0,59
$t = t_2$	$(0,4 - 0,15)$	0	$(0,59 + 0,15)$

Luego, se tienen 0,25 moles de ácido glicólico y 0,74 moles de glicolato en $(400 + 200) \text{ mL} = 600 \text{ mL} = 0,6 \text{ L}$ de solución.

Reacción de equilibrio ácido-base:



$t = t_{\text{eq}}$	$(0,25/0,6 - x)$	$(0,74/0,6 + x)$	x
---------------------	------------------	------------------	---

Luego,

$$K_a = [\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3] = (1,23 + x) \cdot x / (0,42 - x) = 1,47 \times 10^{-4}$$

$$x = 5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Entonces el pH será:

$$\text{pH} = -\log_{10}(x) = -\log_{10}(5 \times 10^{-5}) = 4,3$$

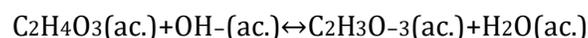
Respuesta P3c:

En 600 mL de una solución 1 M de NaOH hay

$1 \text{ M} \times 0,6 \text{ L} = 0,6 \text{ moles de NaOH.}$

En 400 mL de solución 1 M de ácido glicólico hay 0,4 moles de este ácido.

Reacción de neutralización:



$t = t_1$	0,4	0,6	0,59
$t = t_2$	0	0,2	$(0,59 + 0,4)$

Luego, se tienen un exceso de 0,2 moles de OH^- en un volumen de $(400 + 600) \text{ mL} = 1 \text{ L}$. Esto equivale a una concentración 0,2 M de OH^- .

Entonces, el pH será:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log_{10}[\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = 14 + \log_{10}[\text{OH}^-] = 14 + \log_{10}(0,2) = 13,3$$



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

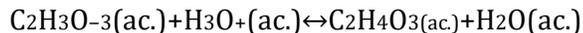
Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

03/10/2022

Respuesta P3d:

En 400 mL de la solución buffer original hay 0,59 moles de glicolato.

Reacción de neutralización:



$t = t_1$	0,59	0,59	0,4
$t = t_2$	0	0	(0,4 + 0,59)

Si se requieren 0,59 moles de protones para consumir todo el glicolato disponible, entonces se requiere la mitad de moles de ácido sulfúrico (ácido fuerte), ya que por cada mol de ácido sulfúrico se generan dos moles de protones.

Luego, se requieren 0,295 moles de ácido sulfúrico. Si la solución tiene una concentración 0,1 M, entonces se requieren:

$$0,295 \text{ moles} / 0,1 \text{ M} = 2,95 \text{ L}$$

de la solución ácido sulfúrico para romper el efecto amortiguador de la solución buffer.