

QUÍMICA

TEMA 6: EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

- Junio, Ejercicio 6, Opción A
- Junio, Ejercicio 4, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 5, Opción A

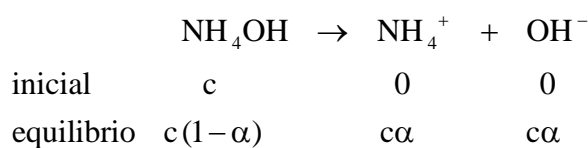
a) El grado de disociación de una disolución 0'03 M de hidróxido de amonio (NH_4OH) es 0'024. Calcule la constante de disociación (K_b) del hidróxido de amonio y el pH de la disolución.

b) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 mL de una disolución de NaOH 0'03 M para que el pH sea 11'5.

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'03 \cdot 0'024^2}{1-0'024} = 1'77 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log 0'03 \cdot 0'024 = 10'85$$

b)

$$\text{pH} = 11'5 = 14 - \text{pOH} \Rightarrow \text{pOH} = 2'5 \Rightarrow -\log [\text{OH}^-] = 2'5 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2'5} = 3'16 \cdot 10^{-3}$$

Como es una base fuerte, se encuentra totalmente disociada en sus iones y, por lo tanto,

$$3'16 \cdot 10^{-3} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0'1 \cdot 0'03}{0'1 + V} \Rightarrow V = 0'85 \text{ L} = 850 \text{ mL}$$

Aplicando la teoría de Brønsted y Lowry, en disolución acuosa:

a) Razone si las especies NH_4^+ y S^{2-} son ácidos o bases.

b) Justifique cuáles son las bases conjugadas de los ácidos HCN y $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$.

c) Sabiendo que a 25°C , las K_a del $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y del HCN tienen un valor de $6'4 \cdot 10^{-5}$ y $4'9 \cdot 10^{-10}$ respectivamente, ¿qué base conjugada será más fuerte?. Justifique la respuesta.

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

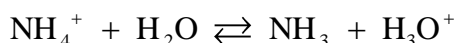
R E S O L U C I Ó N

a) Según la teoría de Brønsted y Lowry:

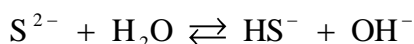
Ácido: es toda especie química capaz de ceder protones

Base: es toda especie química capaz de aceptar protones.

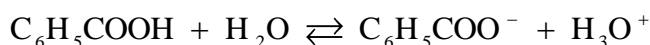
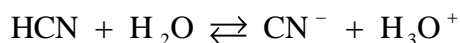
El ión amonio NH_4^+ , por lo tanto sería ácido, ya que puede ceder un protón.



El ión sulfuro S^{2-} es una base, ya que es capaz de aceptar un protón.



b) La base conjugada del HCN es CN^- y la del $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ es $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$, ya que:



c) La expresión $K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$, relaciona las dos constantes.

Al ácido más débil es el HCN , ya que tiene la K_a más pequeña. Por lo tanto, su base conjugada, el CN^- será más fuerte que $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$.

El agua fuerte es una disolución acuosa que contiene un 25% en masa de HCl y tiene una densidad de $1'09 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Se diluyen 25 mL de agua fuerte añadiendo agua hasta un volumen final de 250 mL.

a) Calcule el pH de la disolución diluida.

b) ¿Qué volumen de una disolución que contiene $37 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución diluida de HCl?.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; Cl = 35'5 ; O = 16 ; Ca = 40 .

QUÍMICA. 2017. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los moles que hay en 25 mL

$$25 \text{ mL disolución} \cdot \frac{\frac{1090 \cdot 0'25}{36'5} \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL disolución}} = 0'187$$

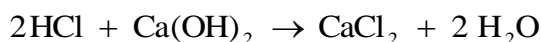
Calculamos la molaridad de la disolución diluida

$$M = \frac{0'187}{0'25} = 0'748 \text{ M} \approx 0'75 \text{ M}$$

Como el HCl es un ácido fuerte estará totalmente dissociado, luego:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'75 = 0'12$$

b) Le reacción de neutralización es:



Calculamos los moles de HCl:

$$\text{moles} = V \cdot M = 0'02 \cdot 0'75 = 0'015 \text{ moles de HCl}$$

Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$0'015 \text{ moles HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{74 \text{ g Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} \cdot \frac{1000 \text{ mL Ca}(\text{OH})_2}{37 \text{ g Ca}(\text{OH})_2} = 15 \text{ mL}$$

Luego necesitamos 15 mL de disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$