

QUÍMICA

TEMA 6: EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

- Junio, Ejercicio B5
- Junio, Ejercicio C3
- Julio, Ejercicio B4
- Julio, Ejercicio C3

www.emestrada.org

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cómo será el pH de una disolución acuosa de NH_4Cl ?

b) En el equilibrio: $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$, la especie HSO_4^- ¿actúa como un ácido o una base según la teoría de Brønsted-Lowry?

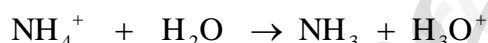
c) ¿Qué le ocurre al pH de una disolución de NH_3 si se le añade agua?

QUÍMICA. 2022. JUNIO. B5

R E S O L U C I Ó N

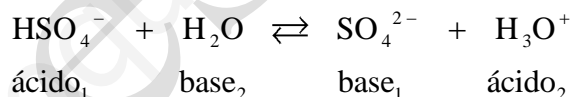
a) El cloruro de amonio proviene del ácido clorhídrico (ácido fuerte) y del amoníaco (base débil) y en agua se disocia: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

El Cl^- es débil y no reaccionará con el agua, pero el ión amonio es fuerte y sí reacciona con el agua



En la hidrólisis se generan iones H_3O^+ , con lo cual la disolución tendrá carácter ácido, $\text{pH} < 7$.

b) Según la teoría de Brønsted-Lowry un ácido es una sustancia que cede protones H^+ a una base, y una base es una sustancia que acepta protones H^+ de un ácido. La especie HSO_4^- está actuando como ácido.



c) Al añadir agua a una base débil, prácticamente no varía el número de moles de OH^- , pero al aumentar el volumen disminuye la concentración de OH^- , con lo cual el pH disminuye.

Se tiene una disolución de KOH de 2'4% de riqueza en masa y $1'05 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ de densidad. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

a) La molaridad y el pH de la disolución.

b) Los gramos de KOH que se necesitan para neutralizar 20 mL de una disolución de H_2SO_4 0'5 M.

Masas atómicas relativas: K = 39 ; O = 16 ; H = 1

QUÍMICA. 2022. JUNIO. EJERCICIO C3

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la molaridad de la disolución

$$M = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{1050 \cdot 0'024}{56} = 0'45 \text{ M}$$

Calculamos el pH de esta disolución:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0'45 = 0'35 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 0'35 = 13'65$$

b) La reacción de neutralización es: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Luego:

$$20 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0'5 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ moles KOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 1'12 \text{ g KOH}$$

Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) El par $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{OH}^-$ es un par conjugado ácido-base.**
 - b) Al diluir con agua una disolución acuosa de un ácido fuerte no se modifica el valor del pH.**
 - c) El pH neutro de una disolución acuosa de NaCl no se modifica al adicionar KCl.**
- QUÍMICA. 2022. JULIO. EJERCICIO B4**

R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. Según la teoría de Brønsted-Lowry los ácidos ceden protones y las bases toman protones. El H_3O^+ si cede un protón se convierte en H_2O que sería su base conjugada, luego el par sería $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$. Si el OH^- toma un protón se convierte en H_2O que sería su ácido conjugado, luego el par sería $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$.
- b) Falsa. Un ácido fuerte está totalmente disociado. Al añadir agua, la concentración de H_3O^+ varía, con lo cual el pH también varia.
- c) Verdadera. El NaCl forma disoluciones neutras ya que es una sal de ácido fuerte y base fuerte. El KCl también es una sal de ácido fuerte y base fuerte. Por eso, el pH no se modifica.

En una disolución acuosa 0'03 M de amoníaco (NH_3), éste se encuentra disociado en un 2'4 %.

Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:

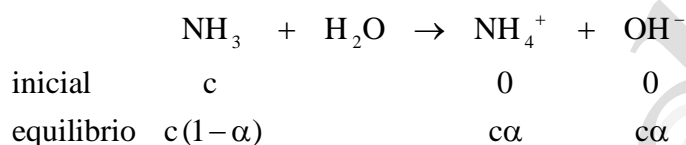
a) El pH de la disolución y el valor de la constante de basicidad del amoníaco.

b) La molaridad que debe tener una disolución de NH_3 para que su pH sea 11.

QUÍMICA. 2022. JULIO. EJERCICIO C3

R E S O L U C I Ó N

a)



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'03 \cdot 0'024^2}{1-0'024} = 1'77 \cdot 10^{-5}$$

Calculamos el pH

$$[\text{OH}^-] = c \cdot \alpha = 0'03 \cdot 0'024 = 7'2 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \text{pOH} = -\log 7'2 \cdot 10^{-4} = 3'14 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,14 = 10'86$$

b) $\text{pH} = 11 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 11 = 3 \Rightarrow [\text{OH}^-] = c \cdot \alpha = 10^{-3}$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{(c \cdot \alpha)^2}{c - c\alpha} = 1'77 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \frac{(10^{-3})^2}{c - 10^{-3}} = 1'77 \cdot 10^{-5} \Rightarrow c = 0'057 \text{ M}$$