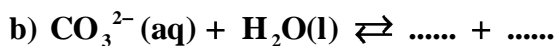
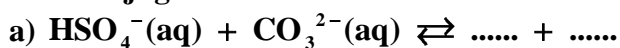


QUÍMICA

TEMA 6: EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

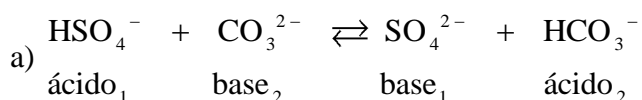
- Junio, Ejercicio 4, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 4, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 2, Ejercicio 4, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 4, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 4, Opción B

Complete las siguientes reacciones ácido-base e identifique los correspondientes pares ácido-base conjugados:

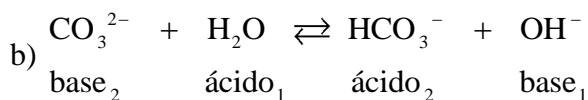


QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

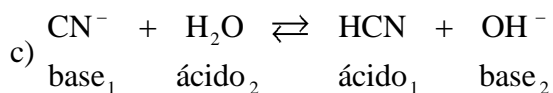
R E S O L U C I Ó N



Los pares ácido-base conjugados son: $\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$ y $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$



Los pares ácido-base conjugados son: $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$ y $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$



Los pares ácido-base conjugados son: HCN / CN^- y $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$

Justifique el valor del pH de una disolución 0,01 M de:

a) Hidróxido de sodio.

b) Ácido sulfúrico.

c) Nitrato de sodio.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

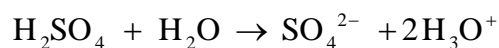
a) El hidróxido de sodio se ioniza según la reacción:



Luego:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log 0'01 = 12$$

b) Escribimos la reacción de disociación del ácido sulfúrico:



Calculamos la concentración de:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 0'01 = 0'02$$

Luego:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'02 = 1'69$$

c) El nitrato de sodio proviene del ácido nítrico (ácido fuerte) y del hidróxido de sodio (base fuerte). Ninguno de sus iones se hidroliza y, por tanto, no se generan iones hidronios ni iones hidroxilo por lo que la disolución será neutra y presentará un $\text{pH} = 7$.

El HF en disolución acuosa 0,1 M se disocia en un 10%. Calcule:

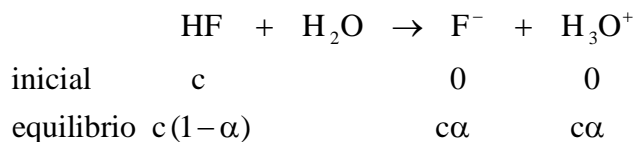
a) El pH de esta disolución.

b) El valor de la constante de disociación, K_b , de la base conjugada de ese ácido.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Por definición:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0'1 \cdot 0'1 = 2$$

b)

$$K_a = \frac{[\text{F}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'1 \cdot 0'1^2}{0'9} = 1'11 \cdot 10^{-3}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1'11 \cdot 10^{-3}} = 9 \cdot 10^{-12}$$

El ácido metanoico, HCOOH, es un ácido débil.

a) Escriba su equilibrio de disociación acuosa.

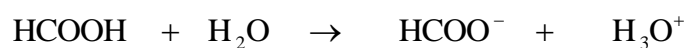
b) Escriba la expresión de su constante de acidez K_a .

c) ¿Podría una disolución acuosa de ácido metanoico tener un pH de 8? Justifique la respuesta.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de disociación acuosa es:



b) La constante de acidez es: $K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$

c) No, ya que es un ácido y aunque sea muy débil su pH siempre será inferior a 7.

Se dispone de una disolución acuosa de NaOH 0,8 M. Calcule:

a) La concentración y el pH de la disolución resultante de mezclar 20 mL de esta disolución con 80 mL de otra disolución 0,5 M de la misma sustancia, suponiendo que los volúmenes son aditivos.

b) El volumen de la disolución de NaOH 0,8 M necesario para neutralizar 100 mL de HNO₃ 0,25 M.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

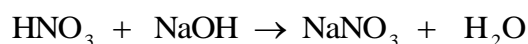
a) Calculamos la molaridad de la disolución resultante

$$M = \frac{0'02 \cdot 0'8 + 0'08 \cdot 0'5}{0'1} = 0'56$$

Por definición:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log(0'56) = 13'75$$

b) La reacción de neutralización es:



Calculamos el volumen necesario.

$$V_a \cdot M_a = V_b \cdot M_b \Rightarrow 0'1 \cdot 0'25 = V_b \cdot 0'8 \Rightarrow V_b = 0'03125 \text{ L} = 31'25 \text{ mL}$$

Explique, mediante las reacciones correspondientes, el pH que tendrán las disoluciones acuosas de las siguientes especies químicas:

a) NH_3 .

b) Na_2CO_3 .

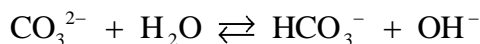
c) NH_4Cl .

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

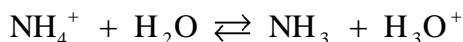
a) El NH_3 es una base, ya que: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, luego, su $\text{pH} > 7$

b) El Na_2CO_3 es una sal que en agua estará disociada en iones Na^+ e iones CO_3^{2-} . Los iones CO_3^{2-} sufrirán hidrólisis con lo cual:



Por lo tanto, su pH será mayor que 7.

c) Cuando el cloruro amónico se disuelve se disocia en iones cloruro y amonio. El cloruro, que es la base débil conjugada del ácido clorhídrico no se hidroliza. Pero el amonio, ácido débil conjugado del amoníaco, si reaccionará con el agua dando lugar a iones hidronio según:



La disolución pues, será ácida y su pH será menor que 7.

a) Calcula los gramos de ácido cloroso HClO_2 ($K_a = 0'011$) que se necesitan para preparar 100 mL de disolución de $\text{pH} = 2$.

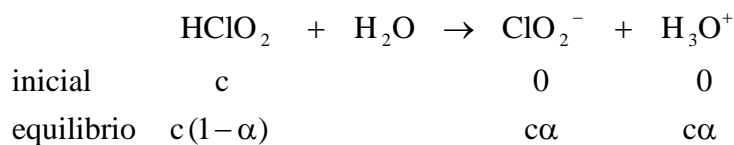
b) Calcule el grado de disociación del ácido cloroso en dicha disolución.

Datos: Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{Cl} = 35'5$; $\text{O} = 16$.

QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

b) Escribimos el equilibrio de disociación del ácido cloroso



$$K_a = \frac{[\text{ClO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}_2]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{10^{-2} \cdot \alpha}{1-\alpha} = 0'011 \Rightarrow \alpha = 0'5238$$

a) Por definición:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log c \cdot 0'5238 = 2 \Rightarrow c \cdot 0'5238 = 10^{-2} \Rightarrow c = 0'019$$

$$c = 0'019 = \frac{\text{g}}{0'1} \Rightarrow 0'13 \text{ g}$$

La constante de acidez del ácido hipocloroso (HClO) es $K_a = 3'0 \cdot 10^{-8}$

a) Escriba la reacción química del agua con el ácido hipocloroso (HClO) y la expresión de su constante de acidez.

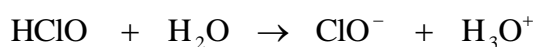
b) Escriba la reacción química del agua con la base conjugada del ácido HClO y la expresión de su constante de basicidad.

c) Calcule la constante de basicidad de la base anterior.

QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

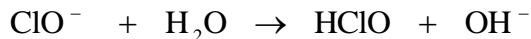
a) Escribimos la reacción química



La expresión de su constante de acidez es:

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

b) Escribimos la reacción química



La expresión de su constante de basicidad es:

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

c) Calculamos la constante de basicidad

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3 \cdot 10^{-8}} = 3'33 \cdot 10^{-7}$$