



G5B. EQUILIBRIO IÓNICO

ÁCIDOS Y BASES

Ejercicio Resuelto N° 8



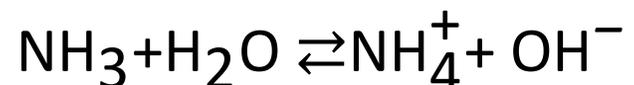
8) El ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) y el amoníaco son dos electrolitos débiles.

a) ¿Qué solución acuosa: NaOH 0,1 M ó amoníaco 0,1 M será más básica?

b) ¿Qué solución acuosa: HCl 0,1 M ó $\text{CH}_3\text{-COOH}$ 0,1 M será más ácida?

c) ¿Cuál de las soluciones indicadas en a) y b) tendrá menor pH y cuál mayor pH? (sin efectuar cálculos, justificar su respuesta). Ordenarlas por orden creciente de pH.

Nota: Recordar que:



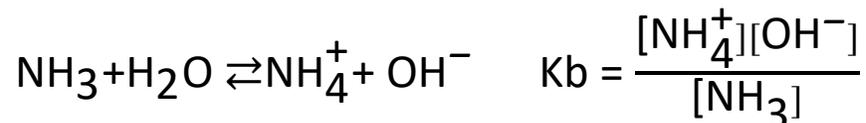


a) Será más básica la solución acuosa que tiene mayor concentración de oxidrilos o hidroxilos ($[\text{HO}^-]$)

El NaOH es una base fuerte y el amoníaco una base débil.

El NaOH en agua se disocia totalmente $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Mientras que el amoníaco en agua se ioniza parcialmente hasta alcanzar el equilibrio



Como ambas soluciones tienen la misma concentración inicial, al poner en agua la base fuerte, todo el reactivo se va a convertir en producto, mientras que en la base débil una parte del reactivo se va a convertir en producto. Esa cantidad va a depender de la constante de equilibrio de la reacción.

Basados en esta observación podemos afirmar que la concentración de hidroxilos en la solución de NaOH va a ser mayor que en la solución de NH_3

Rta: a) La solución acuosa de NaOH 0,1 M será más básica que NH_3 0,1 M

b) Será más ácida la solución que tiene mayor concentración de protones ($[H^+]$) o de iones hidronio ($[H_3O^+]$).

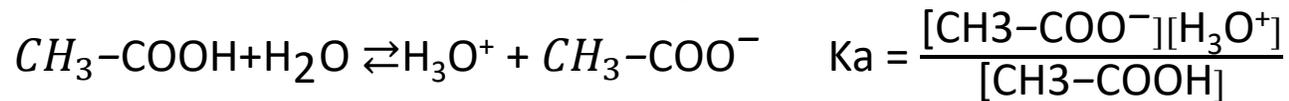


El ion H^+ en disolución acuosa no puede permanecer aislado; dado el carácter polar de la molécula de agua, el ion H^+ se unirá, por lo menos, a una de ellas formando el ion hidronio H_3O^+ según la reacción: $H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$. Por ello, cuando se escribe $H^+(ac)$, se ha de entender que el ion H^+ está hidratado como H_3O^+ .

El HCl es un ácido fuerte y el ácido acético (CH_3-COOH) es un ácido débil.

El HCl en agua se va a ionizar totalmente $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

Mientras que el ácido acético en agua se ioniza parcialmente hasta alcanzar el equilibrio



Como ambas soluciones tienen la misma concentración inicial, al poner en agua el ácido fuerte, todo el reactivo se va a convertir en producto, mientras que en el ácido débil una parte del reactivo se va a convertir en producto. Esa cantidad va a depender de la constante de equilibrio de la reacción.

Basados en esta observación podemos afirmar que la concentración de protones o iones hidronio en la solución de HCl va a ser mayor que en la solución de CH_3-COOH

Rta: b) La solución acuosa de HCl 0,1 M será más ácida que la de CH_3-COOH 0,1 M

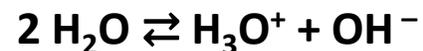
c) pH y pOH

Dado que la mayoría de las concentraciones de especies en soluciones acuosas son potencias negativas de 10, se define el operador matemático “ $p = -\log$ ”. Para una especie de concentración molar C, $pC = -\log C$.

En el caso de la especie H^+ , **$pH = -\log [H^+]$**

En el caso de la especie OH^- , **$pOH = -\log [OH^-]$**

En agua pura, los iones H_3O^+ y OH^- proceden únicamente de su disociación iónica, siendo el equilibrio acido-base más sencillo.



Por la estequiometría de la reacción de disociación, se tiene que $[H_3O^+] = [OH^-]$. La condición de equilibrio queda expresada por el producto iónico del agua K_w . A 25 °C K_w tiene un valor de 10^{-14} .

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

Por lo que en agua pura:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ M.}$$

En disoluciones diluidas el producto iónico del agua K_w es constante, por lo que un aumento de $[OH^-]$ supondrá una disminución de $[H^+]$ y viceversa.



Así, la presencia de un ácido en disolución dará lugar a un aumento de la concentración de iones H^+ , mientras que la presencia de una base dará lugar a su disminución, lo que hará aumentar la concentración de iones OH^- .

Siempre que tengamos el agua como disolvente, si la temperatura no varía, el producto iónico debe mantenerse constante.



Para calificar las disoluciones atendiendo a esta relación se emplean los términos:

a) **Neutra:** $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$: **pH = pOH = 7**

b) **Acida:** $[H^+] > [OH^-]$: **pH < 7. pOH > 7.**

Cuanto **más acida** es una disolución **menor es su pH**

c) **Básica o alcalina:** $[OH^-] > [H^+]$, $[H^+] < 10^{-7}$: **pH > 7, pOH < 7.**

Cuanto **más básica** es una disolución **mayor es su pH**

El ácido fuerte tendrá el menor pH y la base fuerte el mayor pH. Además el ácido débil tendrá menor pH que la base débil.



En este esquema se muestra el pH aproximado de algunas disoluciones de sustancias comunes:

