

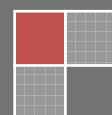
2010

“Reacciones de intercambio de Protones”

EJERCICIOS PARA EXAMEN U6 Química 2º Bachiller

Recopilación de ejercicios preguntados en exámenes de cursos anteriores

M^a Teresa Gómez Ruiz
IES Politécnico Cartagena. Dpto: Física/Química
15/09/2010



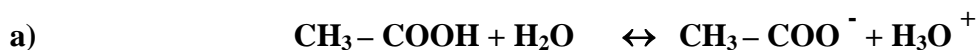
Ejercicios para Examen Unidad 6 “Reacciones de intercambio de protones”

1B Se tiene una disolución de ácido acético $5,5 \cdot 10^{-2}$ M. Calcular:

- El grado de disociación del ácido acético.
- El pH de la disolución.
- La molaridad que debería tener una disolución de ácido clorhídrico para que su **pH** fuera igual a la disolución anterior de ácido acético.
- Los mililitros que se necesitan de una disolución de **NaOH 0,1 M** para neutralizar **200mL** de la disolución de ácido clorhídrico.

Datos: K_a (ácido acético) = $1,86 \cdot 10^{-5}$

Sol: a) $\alpha = 0,018$. b) **pH = 3,0**. c) $1 \cdot 10^{-3}$ M. d) **2,0 mL**.



En el equilibrio $c(1 - \alpha)$ $c\alpha$ $c\alpha$

$$K_a = c \alpha^2 / (1 - \alpha)$$

$$1,86 \cdot 10^{-5} = 5,5 \cdot 10^{-2} \cdot \alpha^2 / (1 - \alpha)$$

$$5,5 \cdot 10^{-2} \cdot \alpha^2 + 1,86 \cdot 10^{-5} \cdot \alpha - 1,86 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = [-1,86 \cdot 10^{-5} + [(1,86 \cdot 10^{-5})^2 + 4,092 \cdot 10^{-6}]^{1/2}] / 0,11$$

$$\alpha = 0,0182214069$$

b) $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

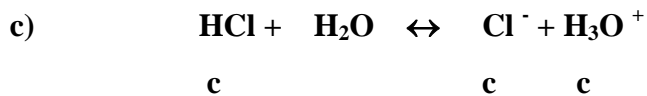
$$\text{pH} = -\log c \cdot \alpha$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c \cdot \alpha = 1,00217738 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log (5,5 \cdot 10^{-2} \cdot 0,0182214069)$$

$$\text{pH} = -\log 1,00217738 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 2,999055404$$



Al ser ácido fuerte está totalmente disociado, concentración del ácido es igual a la de protones.

Si queremos que tenga el mismo pH, debe tener la misma concentración de protones que el Ácido acético, es decir la concentración de ácido clorhídrico, debe ser igual que la concentración de protones

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

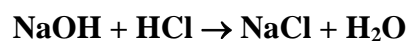
$$[\text{HCl}] = 1,00217738 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- d) Para producirse la neutralización deben reaccionar el mismo número de equivalentes de ácido que de bases.

Un equivalente es igual al peso molecular partido por la valencia.

La valencia en reacciones Ácido-Base es el número de hidrógenos sustituibles del ácido o el número de OH que posee la base ó H^+ que toma la base.

En este caso el equivalente del NaOH es un mol de NaOH, y el del ácido HCl es también un mol de HCl.



Tienen que reaccionar el mismo número de moles de ácido y base

$$n^\circ \text{ moles} = V(\text{L}) \cdot M \quad \quad \quad V_A \cdot M_A = V_B \cdot M_B$$

$$V_A = 200\text{mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$M_A = 1,00217738 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$V_B = ? \times \text{L?}$$

$$M_B = 0,1 \text{ M}$$

$$0,2 \cdot 1,00217738 \cdot 10^{-3} = x \cdot 0,1$$

$$x = 2,00435476 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$V_B = 2,00435476 \cdot 10^{-3} \text{ L de NaOH } 0,1\text{M}$$

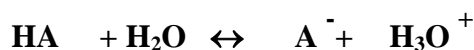
1B Se tiene una disolución de un ácido cuya constante es $2,0 \cdot 10^{-3}$ y su grado de disociación **0,15**. Calcular:

a) La concentración de la disolución del ácido.

b) El pH de otra disolución del mismo ácido cuya concentración es $1,0 \cdot 10^{-3}$ M.

Sol: a) **0,075 M.** b) **pH= 3,1.**

a) Tenemos un ácido **HA**, de $K_a = 2,0 \cdot 10^{-3}$ y su $\alpha = 0,15$ Tomamos como concentración **c**



En el equilibrio **c (1 - α)** **c α** **c α**

$$K_a = c \alpha^2 / (1 - \alpha)$$

$$2,0 \cdot 10^{-3} = c \cdot 0,15^2 / 0,85$$

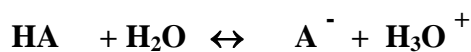
$$2,0 \cdot 10^{-3} = c \cdot 0,0225 / 0,85$$

$$c = 0,85 \cdot 2,0 \cdot 10^{-3} / 0,0225$$

$$c = 1,7 \cdot 10^{-3} / 0,0225$$

c = 0,0755555 M Concentración de la disolución del ácido

b) Para calcular el pH de otra disolución $1,0 \cdot 10^{-3}$ M del mismo Ácido:



En el equilibrio **c (1 - α)** **c α** **c α**

$$K_a = (c \alpha)^2 / c(1 - \alpha)$$

$$K_a = (c \alpha)^2 / c - c \alpha$$

Llamamos a la concentración de protones **x**

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c \alpha = x$$

$$K_a = x^2 / c - x$$

Sustituyendo valores conocidos, queda

$$2,0 \cdot 10^{-3} = x^2 / 1,0 \cdot 10^{-3} - x$$

$$2,0 \cdot 10^{-3} \cdot 1,0 \cdot 10^{-3} - 2,0 \cdot 10^{-3} x = x^2$$

$$2,0 \cdot 10^{-6} - 2,0 \cdot 10^{-3} x = x^2$$

$$x^2 + 2,0 \cdot 10^{-3} x - 2,0 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = [-2,0 \cdot 10^{-3} + [(2,0 \cdot 10^{-3})^2 + 8 \cdot 10^{-6}]^{1/2}] / 2$$

$$x = 7,32050808 \cdot 10^{-4}$$

$$[H_3O^+] = c \alpha = 7,32050808 \cdot 10^{-4}$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log 7,32050808 \cdot 10^{-4}$$

pH = 3,135458776 Este es el apartado b

1C Al mezclar **10,0 mL** de una disolución de hidróxido de sodio, **NaOH**, **0,001**

M con **10,0 mL** de ácido clorhídrico de concentración desconocida, se obtiene una disolución cuyo **pH** es **10,0**.

Calcular la concentración de la disolución del ácido.

Sol: **8.10⁻⁴ M**

Al mezclar el ácido **HCl** que es fuerte con el **NaOH** que es una base fuerte, se produce la reacción de neutralización formándose **NaCl** y agua, el **pH** resultante debería ser neutro al ser fuertes ambos reactivos, pero como la disolución que queda tiene pH 10 (Básico), esto nos indica que han quedado algunos moles de NaOH sin reaccionar porque no quedaban había bastante HCl.

Si calculamos los moles de NaOH que quedan sin reaccionar, podemos averiguar los moles de HCl que han reaccionado y calcular entonces la concentración inicial de ácido.

$$n_A = V_A (\text{L}) \cdot M_A$$

$$n_B = V_B (\text{L}) \cdot M_B$$

$$V_A = 10 \text{ mL} = 0,01 \text{ L}$$

$$M_A =$$

$$n_A =$$

$$V_B = 10 \text{ mL} = 0,01 \text{ L}$$

$$M_B = 0,001 \text{ M}$$

$$n_B = 10^{-5} \text{ moles NaOH}$$

$\text{NaOH}_{(\text{ac})} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ Al ser fuerte está totalmente disociada

$$c_e \qquad \qquad c_e \qquad c_e$$

Como el $\text{pH} = 10$, y $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

El $\text{pOH} = 4$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4}$$

$$[\text{OH}^-] = n_{\text{Be}} / V(\text{L})$$

$$V(\text{L}) = 0,01 + 0,01 = 0,02 \text{ L}$$

n_{Be} = moles de Base en el equilibrio(Final)

$$[\text{OH}^-] = n_{\text{Be}} / V(\text{L})$$

$$10^{-4} = n_{\text{Be}} / 0,02$$

$$n_{\text{Be}} = 0,02 \cdot 10^{-4}$$

$n_{\text{Be}} = 2 \cdot 10^{-6}$ moles de NaOH quedan sin reaccionar con el HCl

Moles de NaOH que han reaccionado = $10^{-5} - 2 \cdot 10^{-6}$

Moles de NaOH que han reaccionado = $8 \cdot 10^{-6}$

Luego al inicio éstos eran los moles de HCl que había

$$[\text{HCl}] = 8 \cdot 10^{-6} \text{ moles} / 0,01 \text{ L}$$

$$[\text{HCl}] = 8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

1D Calcular:

a) ¿Cuántos **mL** de disolución acuosa **0,10 M** de **NaOH** hay que añadir a **100mL** de agua para que su **pH** sea **12**?

b) ¿Cuántos **mL** de disolución acuosa **0,10 M** de **HCl** se necesitan para neutralizar la disolución anterior?

Sol: a) **11,1 mL**; b) **11,1 mL**.

a) Al añadir NaOH al agua se disociaría dando OH^- y Na^+ , por lo que nos interesa más saber el valor del pOH, y a partir de él, calcular la concentración de OH^- con lo que podemos saber el volumen de NaOH añadidos

$$V_{\text{agua}} = 100\text{mL} = 0,1 \text{ L}$$

$$V_{\text{NaOH}} = x \text{ L}$$

$$M_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ M}$$

$$n_{\text{NaOH}} = x \cdot 0,1$$

$$V_{\text{Disolución}}(\text{L}) = (x + 0,1) \text{ L}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$12 + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 2$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2}$$

$$[\text{OH}^-] = n_{\text{NaOH}} / V_{\text{Disolución}}(\text{L})$$

$$10^{-2} = x \cdot 0,1 / (x + 0,1)$$

$$0,01 x + 0,001 = 0,1 x$$

$$0,001 = (0,1 - 0,01) x$$

$$x = 0,001 / 0,09$$

$$x = 0,01111111 \text{ L de NaOH } 0,1\text{M}$$

Cómo la pregunta era ¿cuántos mL de NaOH 0,1M?, paso el volumen a mL multiplicando por 1000.

$$x = 11,111\text{mL de NaOH } 0,1\text{M}$$

b) Cómo 1 mol de HCl, neutraliza 1 mol de NaOH, necesitamos añadir el mismo número de moles de HCl que de NaOH, y al tener el ácido y la base la misma concentración, se necesitaría el mismo volumen, es decir **11,111mL de HCl.**

$$n_A = n_B$$

$$n_A = V_A (\text{L}) \cdot M_A$$

$$n_B = V_B (\text{L}) \cdot M_B$$

$$V_A (\text{L}) \cdot M_A = V_B (\text{L}) \cdot M_B$$

$$M_A = M_B = 0,1$$

$$V_A = V_B = 11,111\text{mL}$$

1D Calcular:

a) ¿Cuál es el pH de **50 mL** de una disolución **0,1 M** de **NaOH**?

b) ¿Cuál será el pH de la disolución que resulta al añadir agua a la anterior hasta que el volumen resultante sea diez veces mayor?

c) ¿Cuál es el pH de **100 mL** de una disolución **0,01 M** de **HCl**?

Sol: a) pH = 13. b) pH = 12. c) pH = 2.

$$\text{a) } V_{\text{NaOH}} = 50\text{mL} = 0,05 \text{ L}$$

$$M_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ M}$$

$\text{NaOH}_{(\text{ac})} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ Al ser fuerte está totalmente disociada



$$\text{Como } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{El } \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-1}$$

$$\text{El } \text{pOH} = 1$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} + 1 = 14$$

pH = 13 de una disolución **0,1 M** de **NaOH = apartado a**

$$\text{b) } V_{\text{NaOH}} = 500\text{mL} = 0,5 \text{ L}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,1 \cdot 0,05 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$M_{\text{NaOH}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles} / 0,5 \text{ L} = 10^{-2} \text{ M}$$

$\text{NaOH}_{(\text{ac})} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ Al ser fuerte está totalmente disociada



$$\text{Como } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{El } \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

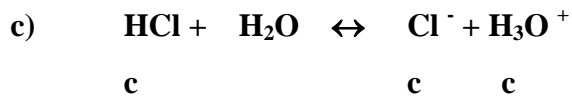
$$[\text{OH}^-] = c = 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -\log 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = 2$$

$$\text{pH} + 2 = 14$$

pH = 12 de la disolución apartado b



Al ser ácido fuerte está totalmente disociado, concentración del ácido es igual a la de protones. La concentración es 0,01M

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

$$\text{pH} = - \log c$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c = 10^{-2}$$

$$\text{pH} = - \log 10^{-2}$$

pH = 2 de la disolución de HCl del apartado c

1D En un laboratorio se dispone de dos disoluciones de **15 mL** cada una, una de ácido clorhídrico, **HCl**, y otra de ácido acético, **CH₃COOH**, ambas con la misma concentración, **0,05 M**.

a) Calcular el pH de cada una de las disoluciones.

b) Determinar la cantidad de agua que habrá que añadir a la más ácida para que las dos disoluciones tengan el mismo pH.

Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol: a) **pH(HCl) = 1,3;** **pH(acético) = 3,0.** **b) 735 mL.**

$$a) \quad V_{\text{HCl}} = 15 \text{ mL} = 0,015 \text{ L}$$

$$M_{\text{HCl}} = 0,05 \text{ M}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,05 \cdot 0,015$$

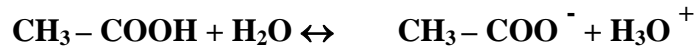
$$n_{\text{HCl}} = 7,5 \cdot 10^{-4}$$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]$ pues al ser ácido fuerte está totalmente disociado

$$\text{pH}_{\text{HCl}} = - \log 0,05$$

$$\text{pH}_{\text{HCl}} = 1,301029996$$

En el caso del Ácido acético como es un ácido débil:



En el equilibrio $c(1 - \alpha)$

$c\alpha$

$c\alpha$

$$K_a = (c\alpha)^2 / c - c\alpha$$

Si llamamos $[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = x$

$$V_{\text{Acético}} = 15 \text{ mL} = 0,015 \text{ L}$$

$$M_{\text{Acético}} = 0,05 \text{ M}$$

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$1,86 \cdot 10^{-5} = x^2 / 0,5 - x$$

$$9 \cdot 10^{-7} - 1,8 \cdot 10^{-5} x = x^2$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 9 \cdot 10^{-7} = 0$$

$$x = [(-1,8 \cdot 10^{-5}) + \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-5})^2 + (3,6 \cdot 10^{-6})}] / 2$$

$$x = 9,39725988 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 9,39725988 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log 9,39725988 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH}_{\text{Acético}} = 3,026998763$$

- b)** Para que el ácido clorhídrico tenga el mismo pH que el ácido acético su concentración debe ser igual que la de protones en la disolución del acético

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{HCl}] = 9,39725988 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{HCl}] = n_{\text{HCl}} / V_{\text{HCl}}(\text{L})$$

$$9,39725988 \cdot 10^{-4} = n_{\text{HCl}} / V_{\text{HCl}}(\text{L})$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,05 \cdot 0,015$$

$$n_{\text{HCl}} = 7,5 \cdot 10^{-4}$$

$$9,39725988 \cdot 10^{-4} = 7,5 \cdot 10^{-4} / V$$

$$V_{\text{HCl diluido}} = 0,7981049895 \text{ L}$$

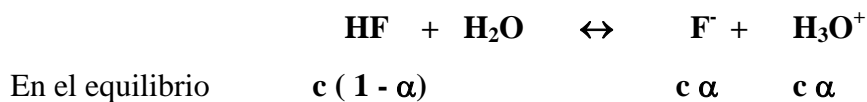
$$V_{\text{HCl diluido}} = V_{\text{HCl}} + V_{\text{Agua}}$$

$$0,7981049895 = 0,015 + V_{\text{Agua}}$$

$$V_{\text{Agua}} = 0,7831049895 \text{ L}$$

1F En una disolución acuosa **0,10 M** de **HF** se ha determinado la concentración de iones **H₃O⁺**, siendo **0,008 M**. Calcular la constante de disociación del ácido fluorhídrico, **K_a**.

Sol: **7.10⁻⁴**.



$$K_a = (c \alpha)^2 / c - c \alpha$$

$$\text{Si } [\text{H}_3\text{O}^+] = c \alpha = 0,008$$

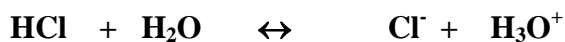
$$c = 0,10 \text{ M}$$

$$K_a = 0,008^2 / 0,1 - 0,008$$

$$K_{a \text{ HF}} = 6,9565 \cdot 10^{-4}$$

1G Calcular las concentraciones de iones **H₃O⁺** y **OH⁻**, y el **pH** de una disolución acuosa **0,1 M** de **HCl**.

Sol: **[H₃O⁺] = 0,1 M;** **[OH⁻] = 1.10⁻¹³ M;** **pH = 1.**



Al ser un ácido fuerte, el HCl está totalmente disociado.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0,1 \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pH} = 1$$

2B Calcular el **pH** de las disoluciones acuosas:

a) **HCN 0,1 M.**

b) **NaCN 0,1 M.**

Dato: $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$.

Sol: a) 5,2 ; b) 11,2.



En el equilibrio $c(1 - \alpha)$ $c\alpha$ $c\alpha$

$$K_a = \frac{c\alpha^2}{(1 - \alpha)}$$

$$4,9 \cdot 10^{-10} = 0,1 \cdot \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)}$$

$$4,9 \cdot 10^{-9} = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)} \quad \alpha \ll 1 \quad (1 - \alpha) = 1$$

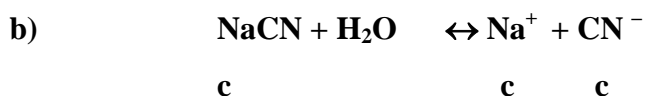
$$4,9 \cdot 10^{-9} = \alpha^2$$

$$\alpha = 7 \cdot 10^{-5}$$

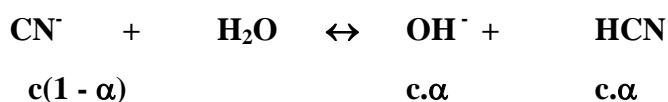
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c \cdot \alpha$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 7 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

pH = 5,154901096 apartado a



$$[\text{CN}^-] = 0,1 \text{ M} = c$$



$$K_a \cdot K_b = K_w \quad K_b = 10^{-14} / 4,9 \cdot 10^{-10}$$

$$K_b = 2,040816327 \cdot 10^{-5}$$

$$K_b = (c \alpha)^2 / c - c \alpha$$

$$[\text{OH}^-] = c \alpha = x$$

$$2,040816327 \cdot 10^{-5} = x^2 / 0,1 - x$$

$$2,04 \cdot 10^{-6} - 2,04 \cdot 10^{-5} x = x^2$$

$$x^2 + 2,04 \cdot 10^{-5} x - 2,04 \cdot 10^{-6} =$$

$$x = 1,4181 \cdot 10^{-3}$$

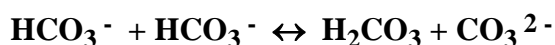
$$\text{pOH} = -\log 1,4181 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = 2,848287$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 11,15171239 \quad \text{apartado b}$$

- 3B** Teniendo en cuenta el valor de la constante K_a , para el H_2CO_3 es $4,3 \cdot 10^{-7}$, y para el HCO_3^- es $5,61 \cdot 10^{-11}$, predecir el sentido de la reacción ácido-base:



Y calcular su correspondiente constante de equilibrio.

Sol Hacia la izquierda. $K = 1,3 \cdot 10^{-4}$.

Al tener el ácido carbónico una constante ácida mayor que la del anión bicarbonato, es el que cede los protones, pues es más ácido, se desplaza el equilibrio hacia la izquierda.

3C Indicar cuál es la base conjugada de las siguientes especies químicas:

Sol:

Especie química	Base conjugada
a) H_2O	OH^-
b) HS^-	S^{2-}
c) NH_3	NH_2^-
d) HCO_3^-	CO_3^{2-}
e) H_2SO_4	HSO_4^-
f) OH^-	O^{2-}

14

4A De las siguientes afirmaciones, señalar las que se consideren correctas:

Según la teoría de Brönsted-Lowry:

- a) Un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí formando una disolución neutra.
- b) Un ácido y su base conjugada difieren en un protón.
- c) El agua desempeña un papel importante por ser su base conjugada de sí misma.
- d) La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.
- e) La base conjugada de un ácido débil es una base fuerte.

Sol: 1.- b, e.

4B Razonar cualitativamente si las disoluciones acuosas de las sales que se indican a continuación serán ácidas, básicas o neutras:

a) NaCl _____

b) KBr _____

c) NH₄Br _____

d) Na₂CO₃ _____

e) CH₃COOK _____

f) Na₂S _____

g) NH₄NO₃ _____

h) Al₂(SO₄)₃ _____

15

Sol:

a) NaCl _____ Neutra _____

b) KBr _____ Neutra _____

c) NH₄Br _____ Ácida _____

d) Na₂CO₃ _____ Básica _____

e) CH₃COOK _____ Básica _____

f) Na₂S _____ Básica _____

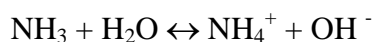
g) NH₄NO₃ _____ Ácida _____

h) Al₂(SO₄)₃ _____ Ácida _____

5 Disponemos de fenolftaleína para saber cuál de entre dos disoluciones es de amoníaco y cuál de cloruro amónico. Explica cómo lo haces, formulando los procesos químicos oportunos.

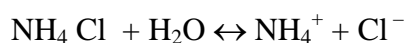
Datos: La fenolftaleína su color **ácido es incoloro** y su color **básico es rojo**, su **pH** de cambio **8 - 9,5**.

Sol: En la disolución de amoníaco, se produce el siguiente equilibrio:



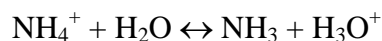
Es decir, tenemos una disolución básica, $\text{pH} > 7$, la disolución con unas gotas de fenolftaleína, tendrá un color rojo.

Mientras que en una disolución de cloruro amónico, el equilibrio que nos encontramos es:



16

Como el anión cloruro es la base conjugada de un ácido fuerte, el HCl, no se hidroliza, mientras que el catión amonio, al ser el ácido conjugado de una base, no demasiado fuerte, sí se hidroliza, según la reacción:



Es decir, tenemos una disolución ácida, $\text{pH} < 7$, la disolución con unas gotas de fenolftaleína, será incolora, no tendrá el color rojizo característico de las bases.

5.- Teniendo en cuenta el valor del producto iónico del agua, 10^{-14} , calcular el número de moléculas de agua para que, por término medio, haya una disociada.

Sol: 555 millones.

En 1L de agua, hay 1 kg de agua, el 1000g de agua hay:

1000kg de agua. (1 mol de agua/18 g de agua).= 55,55555 moles



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$$

10^{-7} mol disociadas en 1 l de agua

10^{-7} mol disociados en 55,5555 moles de agua

1 mol disociado ----- x moles de agua

$$X = 55,55555 / 10^{-7}$$

x = 555,5555 millones de moles de agua.