

Ácidos y bases

Problemas resueltos

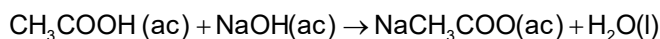
(Oviedo. 2018-2019/ 4.3)

Para la determinación del contenido en ácido acético de un vinagre comercial, 10 mL de vinagre se diluyen con agua hasta un volumen final de 35 mL. La neutralización exacta de esta disolución consume 30 ml de disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, 0,1 M.

- Calcule la concentración del ácido acético en el vinagre comercial.
- Indique el nombre del material de laboratorio que contiene la disolución acuosa de NaOH.

Solución:

- El proceso de valoración está representado por la siguiente ecuación:



Moles de NaOH gastados en la neutralización del ácido:

$$30 \text{ mL disol} \frac{0,1 \text{ moles NaOH}}{1000 \text{ mL disol}} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH}$$

Como reaccionan mol a mol, los moles de ácido acético presentes en la muestra original serán los mismos, $3 \cdot 10^{-3}$ moles (se ha diluido pero el soluto presente en la muestra diluida es el mismo que en los 10 mL de muestra inicial).

$$\begin{array}{c} 10 \text{ mL} \\ \text{3} \cdot 10^{-3} \text{ moles} \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} 35 \text{ mL} \\ \text{3} \cdot 10^{-3} \text{ moles} \end{array} \quad \frac{3 \cdot 10^{-3} \text{ moles CH}_3\text{COOH}}{10 \text{ mL vinagre}} \frac{1000 \text{ mL vinagre}}{1 \text{ L vinagre}} = 0,3 \frac{\text{moles CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L vinagre}} = 0,3 \text{ M}$$

- La disolución a valorar, vinagre, se sitúa en un matraz erlenmeyer. El titulante, NaOH(ac), se colocaría en la **bureta**.

(Oviedo. 2018-2019/ 3.1)

Se prepara una disolución acuosa de ácido cianhídrico, HCN, disolviendo 0,675 g del ácido en un volumen final de disolución de 250 mL. El pH de la disolución resultante es 5,07. Calcule el valor del grado de disociación y la constante de ionización del ácido en la disolución acuosa a 25°C.

Datos: Masas atómicas: C=12 u; N=14 u; H= 1 u.

Solución:

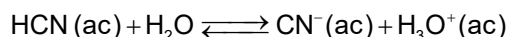
Molaridad de la disolución de HCN:

$$\frac{0,675 \text{ g HCN}}{250 \text{ mL disol.}} \frac{1 \text{ mol HCN}}{27 \text{ g HCN}} \frac{1000 \text{ mL disol.}}{1 \text{ L disol.}} = 0,1 \text{ M}$$

A partir del dato del pH podemos saber la concentración de H_3O^+ :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]; [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,07} = 8,51 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Como el HCN, en disolución acuosa, es un ácido débil podemos escribir:



$$c(1-\alpha) \qquad \qquad \qquad c\alpha \qquad \qquad \qquad c\alpha \qquad [\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha; \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c} = \frac{8,51 \cdot 10^{-6}}{0,1} = 8,51 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c\alpha^2 = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} (8,51 \cdot 10^{-5})^2 = 7,24 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

(Oviedo. 2018-2019/ 2.1)

Se mezclan 7,5 mL de una disolución acuosa de ácido nítrico, HNO_3 , de $\text{pH} = 1,5$, con 2,5 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl , del 0,8% en masa y densidad igual a 1,05 g/mL. La mezcla se diluye con agua hasta un volumen de 2 L. Calcule el pH de la disolución resultante.

Datos: Masas atómicas: $\text{Cl} = 35,5$ u; $\text{H} = 1$ u.

Solución:

Tanto el ácido nítrico como el clorhídrico son ácidos fuertes, lo que implica que se disocian totalmente:



Luego la concentración de H_3O^+ , será la misma que la del ácido en ambos casos

Cálculo del número de moles de H_3O^+ **procedentes de la disociación del HNO_3 :**

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]; [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,5} = 3,16 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$7,5 \text{ mL disol} \cdot \frac{3,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol HNO}_3}{100 \text{ mL disol}} = 2,37 \cdot 10^{-4} \text{ moles HNO}_3 = 2,37 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_3\text{O}^+$$

Cálculo del número de moles de H_3O^+ **procedentes de la disociación del HCl :**

$$2,5 \text{ mL disol} \cdot \frac{1,05 \text{ g dis}}{1 \text{ mL disol}} \cdot \frac{0,8 \text{ g HCl}}{100 \text{ g dis}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 5,75 \cdot 10^{-4} \text{ moles HCl} = 5,75 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_3\text{O}^+$$

Moles totales de H_3O^+ :

$$(2,37 \cdot 10^{-4} + 5,75 \cdot 10^{-4}) \text{ moles} = 8,12 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_3\text{O}^+$$

Cálculo del pH. Hay que tener en cuenta que el volumen total es 2 L:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{8,12 \cdot 10^{-4} \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 4,06 \cdot 10^{-4} \frac{\text{moles}}{\text{L}} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(4,06 \cdot 10^{-4}) = 3,4$$

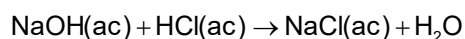
(Oviedo. 2018-2019/ 2.3)

Para la valoración de una base fuerte, $\text{NaOH}(\text{ac})$, con un ácido fuerte, $\text{HCl}(\text{ac})$, proponga, de forma razonada, el indicador que utilizaría para determinar el punto de equivalencia y el cambio de color que observaría. Indique el material de laboratorio en el que colocaría el indicador utilizado.

| Indicador | Color (medio ácido) | Intervalo de pH de cambio de color | Color (medio básico) |
|----------------|---------------------|------------------------------------|----------------------|
| Rojo de metilo | Rojo | 4,8-6,0 | Amarillo |
| Tornasol | Rojo | 5,0-8,0 | Azul |
| Fenolftaleína | Incoloro | 8,2-10,0 | Rosa |

Solución:

La sal procedente de la valoración de una base fuerte con un ácido fuerte; NaCl , no sufrirá hidrólisis, por tanto el pH en el punto de equivalencia será 7,0.



El indicador usado debería de tener un intervalo de viraje que abarcara ese valor, luego el indicador más adecuado sería **el tornasol. El indicador viraría de azul (medio básico) a rojo (medio ácido)**. El indicador se situaría en la disolución a valorar, $\text{NaOH}(\text{ac})$, que se sitúa en un **matraz erlenmeyer**, El titulante, $\text{HCl}(\text{ac})$, se colocaría en la bureta.

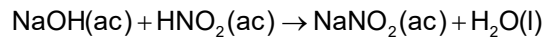
(Oviedo. 2018-2019/ 2.3)

Indique, de forma razonada, el carácter ácido, básico o neutro de la disolución acuosa resultante de la neutralización exacta de una disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, con una disolución acuosa de ácido nitroso, HNO₂.

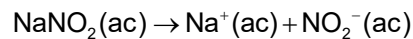
Dato. $K_a(\text{HNO}_2) = 7,2 \cdot 10^{-4}$

Solución:

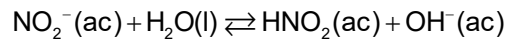
La reacción correspondiente a la neutralización del NaOH con ácido nitroso da nitrito de sodio:



El nitrito de sodio, en disolución acuosa, estará totalmente disociado en sus iones:



Como el ácido nitroso es un ácido débil (ver la constante de disociación del ácido que se da como dato en el anunciado), su base conjugada (el NO₂⁻) será una base fuerte (más fuerte que el agua) y sufrirá hidrólisis:



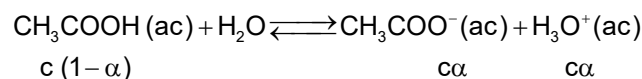
Tal y como puede apreciarse, la hidrólisis sufrida da como producto OH⁻. Por tanto **la disolución resultante tendrá pH básico (pH > 7)**.

(Oviedo. 2017-2018/ 4.1)

En la disolución preparada disolviendo 9 mg de ácido acético, CH₃COOH, en agua hasta completar 300 mL de disolución, se observa que **en el equilibrio** el 83% de la masa de ácido añadida no se ha disociado permaneciendo como CH₃COOH en la disolución. A partir de esta información, calcule el valor de la constante de disociación del ácido acético en agua y el pH de la disolución resultante.

Datos: Masas atómicas: C= 12 u; H=1,0 u; O=16 u.

Solución:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c \alpha^2$$

Cálculo de la concentración inicial del ácido:

$$\frac{9 \cdot 10^{-3} \text{ g CH}_3\text{COOH}}{300 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El grado de disociación (en tanto por uno) será 0,17, ya que como dato nos dan **el porcentaje de ácido que queda sin disociar** (83%).

Por tanto:

$$K_a \approx c \alpha^2 = 0,17 \frac{\text{mol}}{\text{L}} (5 \cdot 10^{-4})^2 = 4,25 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (c\alpha) = \log (5 \cdot 10^{-4} \cdot 0,17) = 4,1$$

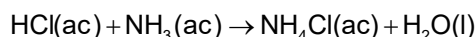
(Oviedo. 2017-2018/ 3.4A)

Indique, de forma razonada, el carácter ácido, básico o neutro de la disolución acuosa resultante de la neutralización exacta de una disolución acuosa de amoníaco $\text{NH}_3(\text{ac})$, con una disolución acuosa de ácido clorhídrico $\text{HCl}(\text{ac})$.

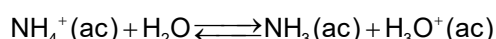
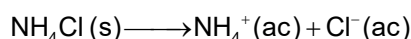
Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Solución:

Reacción de neutralización:



El cloruro de amonio es una sal que estará totalmente ionizada en disolución acuosa, y como el ión NH_4^+ es el ácido conjugado de una base débil (NH_3), **será un ácido fuerte** (más fuerte que el agua) y, en consecuencia, sufrirá hidrólisis:



Como se puede observar la hidrólisis es ácida, por tanto **la disolución resultante tendrá pH ácido ($\text{pH} < 7$)**.

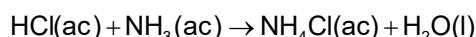
(Oviedo. 2017-2018/ 2.3)

Para la valoración de una base débil, $\text{NH}_3(\text{ac})$, con un ácido fuerte, $\text{HCl}(\text{ac})$, proponga, de forma razonada, el indicador que utilizaría para determinar el punto de equivalencia y el cambio de color que observaría. Indique el material de laboratorio en el que colocaría el indicador utilizado.

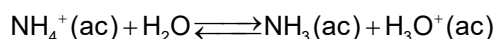
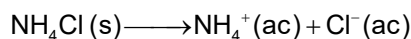
| Indicador | Color (medio ácido) | Intervalo de pH de cambio de color | Color (medio básico) |
|----------------|---------------------|------------------------------------|----------------------|
| Rojo de metilo | Rojo | 4,8-6,0 | Amarillo |
| Tornasol | Rojo | 5,0-8,0 | Azul |
| Fenolftaleína | Incoloro | 8,2-10,0 | Rosa |

Solución:

Reacción de neutralización:



El cloruro de amonio es una sal que estará totalmente ionizada en disolución acuosa, y como el ión NH_4^+ es el ácido conjugado de una base débil (NH_3), **será un ácido fuerte** (más fuerte que el agua) y, en consecuencia, sufrirá hidrólisis:



Como se puede observar la hidrólisis es ácida, por tanto **la disolución resultante tendrá pH ácido ($\text{pH} < 7$)**.

En el punto de equivalencia el pH será inferior a 7. Es aconsejable que el intervalo de viraje del indicador comprenda el pH del punto de equivalencia, luego **el indicador adecuado será el rojo de metilo o el tornasol**. En el primer caso se produciría un cambio de color **del amarillo (medio básico) al rojo (medio ácido)**. En el segundo caso el color cambiaría **del azul (medio básico) al rojo (medio ácido)**.

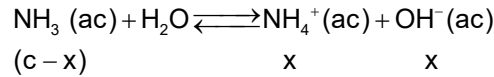
El indicador se situaría en la disolución a valorar, $\text{NH}_3(\text{ac})$, que se sitúa en un **matraz erlenmeyer**, El titulante, $\text{HCl}(\text{ac})$, se colocaría en la bureta.

(Oviedo. 2017-2018/ 1.1)

Calcule la masa, en gramos, de amoníaco, NH_3 , que es necesaria para preparar 2 L de una disolución acuosa de la base cuyo $\text{pH} = 11,0$.

Datos: Masas atómicas: $\text{N} = 14 \text{ u}$; $\text{H} = 1,0 \text{ u}$. $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Solución:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]; [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}; [\text{OH}^-] = x = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Teniendo en cuenta la expresión de K_b y que $[\text{OH}^-] = x$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{(c - x)} \approx \frac{x^2}{c}$$

$$c = \frac{x^2}{K_b} = \frac{(10^{-3})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Una vez conocida la concentración calculamos los gramos de soluto necesarios para preparar 2 L de disolución:

$$2 \text{ L disol} \cdot \frac{5,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 1,9 \text{ g NH}_3$$

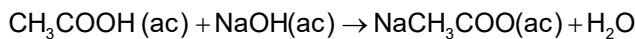
(Oviedo. 2016-2017/ 4.3)

En la realización de una volumetría ácido-base para determinar la concentración de ácido acético, CH_3COOH , en una disolución acuosa, 10 mL de la disolución se diluyen con 50 mL de agua. La neutralización exacta de esta disolución consume 15 mL de disolución acuosa de NaOH 0,05 M.

- Calcule la concentración de ácido acético en la disolución inicial.
- Indique el nombre del material de laboratorio en el que se alojaría la disolución acuosa de hidróxido de sodio.

Solución:

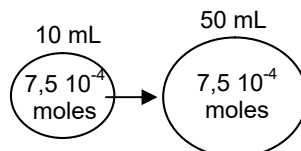
El proceso de valoración está representado por la siguiente ecuación:



Moles de NaOH gastados en la neutralización del ácido:

$$15 \text{ mL disol} \cdot \frac{0,05 \text{ moles NaOH}}{1000 \text{ mL disol}} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles NaOH}$$

Como reaccionan mol a mol, los moles de ácido acético presentes en la muestra original serán los mismos, $7,5 \cdot 10^{-4}$ moles (se ha diluido pero el soluto presente en la muestra diluida es el mismo que en los 10 mL de muestra inicial).



$$\frac{7,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles CH}_3\text{COOH}}{10 \text{ mL vinagre}} \cdot \frac{1000 \text{ mL vinagre}}{1 \text{ L vinagre}} = 0,075 \frac{\text{moles CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L vinagre}} = 0,075 \text{ M}$$

(Oviedo. 2016-2017/ 3.2)

Calcule el pH de la disolución resultante de diluir 10 mL de disolución acuosa de amoníaco, NH₃, al 10% en masa y densidad 0,98 g/mL, hasta un volumen final de 1 L.

Datos: K_b(NH₃)= 1,8 · 10⁻⁵. Masas atómicas: N= 14 u; H=1,0 u.

Solución:

Cálculo de la concentración inicial del amoníaco:

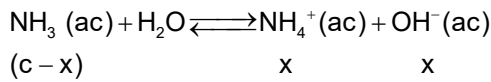
- Masa de amoníaco:

$$10 \text{ mL disol} \frac{0,98 \text{ g disol}}{1 \text{ mL disol}} \frac{10 \text{ g NH}_3}{100 \text{ g disol}} = 0,98 \text{ g NH}_3$$

- Concentración de la disolución:

$$\frac{0,98 \text{ g NH}_3}{1 \text{ L}} \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 0,058 \frac{\text{mol NH}_3}{\text{L}} = 0,058 \text{ M}$$

A partir de la constante de la base se puede calcular la concentración de OH⁻ :



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{(c-x)} \approx \frac{x^2}{c}; \quad x = \sqrt{c K_b}$$

Por tanto:

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{c K_b} = \sqrt{0,058 \frac{\text{mol}}{\text{L}} (1,8 \cdot 10^{-5}) \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 1,02 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,02 \cdot 10^{-3}) = 3,0$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3 = 11$$

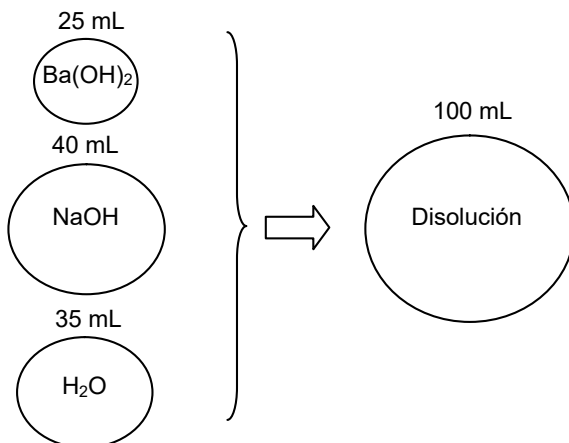
(Oviedo. 2016-2017/ 1.1)

Calcule el pH de la disolución que se obtiene al añadir a 35 mL de agua destilada, 25 mL de disolución acuosa de Ba(OH)₂ (0,5% en masa y d=1,12 g/mL) y 40 mL de disolución acuosa de NaOH 0,15 M.

Datos: Masas atómicas: Ba= 137,3 u; H=1,0 u; O=16 u.

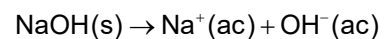
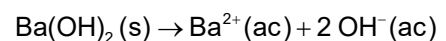
Solución:

Esquema de la preparación de la disolución:



La disolución final tendrá iones OH⁻ procedentes de la disolución de Ba(OH)₂ y de la de NaOH.

Ambos compuestos son iónicos y solubles en agua por lo que estarán totalmente disociados en sus iones:



Moles de OH⁻ procedentes de la disolución de Ba(OH)₂:

$$25 \text{ mL disol} \frac{1,12 \text{ g disol}}{1 \text{ mL disol}} \frac{0,5 \text{ g Ba(OH)}_2}{100 \text{ g disol}} \frac{1 \text{ mol Ba(OH)}_2}{171,3 \text{ g Ba(OH)}_2} \frac{2 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} = 1,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol OH}^-$$

Moles de OH⁻ procedentes de la disolución de NaOH:

$$40 \text{ mL disol} \frac{0,15 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL disol}} \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol NaOH}} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol OH}^-$$

Moles totales de OH⁻: $1,63 \cdot 10^{-3} + 6 \cdot 10^{-3} = 7,63 \cdot 10^{-3}$ moles de OH⁻

$$[\text{OH}^-] = \frac{7,6310^{-2} \text{ moles}}{100 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 7,63 \cdot 10^{-2} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Cálculo del pH: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (7,63 \cdot 10^{-2}) = 1,1$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,1 = 12,9$

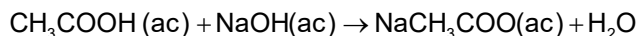
(Oviedo. 2015-2016/ 8.1)

La neutralización exacta de 20 mL de una disolución acuosa de ácido acético, CH₃COOH, de concentración desconocida, necesitó 10 mL de disolución acuosa de NaOH 0,5 M. Calcule el volumen, en mL, de la disolución inicial de ácido acético que se necesita para preparar, por dilución con agua, 500 mL de una disolución acuosa de este ácido de pH=3,7.

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

Solución:

El proceso de valoración está representado por la siguiente ecuación:



Como reaccionan mol a mol, y viendo que el volumen de ácido es doble que el de la base, se deduce que su concentración será la mitad: 0,25 M.

Se puede llegar a la misma conclusión mediante cálculo:

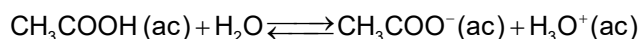
- Moles de NaOH gastados en la neutralización del ácido:

$$10 \text{ mL disol} \frac{0,5 \text{ moles NaOH}}{1000 \text{ mL disol}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH}$$

- Como reaccionan mol a mol, los moles de ácido acético presentes en la muestra original serán los mismos. Como el volumen de muestra son 20 mL la concentración del ácido inicial será:

$$\frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ moles CH}_3\text{COOH}}{20 \text{ mL ácido}} \frac{1000 \text{ mL ácido}}{1 \text{ L ácido}} = 0,25 \frac{\text{moles CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L ácido}} = 0,25 \text{ M}$$

Para preparar el ácido acético que se pide calculamos primero su concentración. Como es un ácido débil:



$$K_a = \frac{c-x}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \frac{x}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \frac{x}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{x^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c} \quad c = \frac{x^2}{K_a}$$

Como pH= 3,7: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,7} = 2 \cdot 10^{-4}$

La concentración será: $c = \frac{x^2}{K_a} = \frac{(2 \cdot 10^{-4})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 2,2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

Por tanto, para preparar 500 mL de disolución de esa concentración, deberíamos de tener $1,1 \cdot 10^{-3}$ moles de CH₃COOH, por tanto deberemos de medir:

$$1,1 \cdot 10^{-3} \text{ moles CH}_3\text{COOH} \frac{1000 \text{ mL ácido}}{0,25 \text{ moles CH}_3\text{COOH}} = 4,4 \text{ mL ácido } 0,25 \text{ M}$$

... y completar con agua hasta un volumen de 500 mL de disolución.

(Oviedo. 2015-2016/ 6. 5A)

Dispone de una disolución reguladora de ácido acético, CH_3COOH , y de acetato de sodio, NaCH_3COO . Escriba y justifique la ecuación química que muestre cómo reacciona la disolución reguladora preparada cuando:

- Se le añade una pequeña cantidad de ácido fuerte.
- Se le añade una pequeña cantidad de base fuerte.

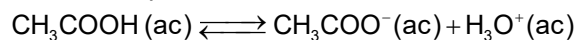
Solución:

Las disoluciones reguladoras mantienen el pH prácticamente invariable ya que la combinación de un ácido débil y su base conjugada (que suministra la sal disuelta) permiten retirar de la disolución los iones oxonio (H_3O^+) o hidróxido (OH^-) generados al añadir un ácido o una base.

Disolución reguladora $\text{NaCH}_3\text{COO}/\text{CH}_3\text{COOH}$

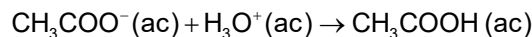
La sal estará totalmente disociada: $\text{NaCH}_3\text{COO (s)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{ac}) + \text{Na}^+ (\text{ac})$

El ácido (débil) estará disociado solo en parte:

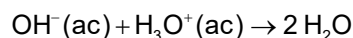


Hay que tener en cuenta que **el ácido estará mucho menos disociado que en agua pura**, ya que la existencia de los iones acetato (CH_3COO^-) procedentes de la disociación de la sal provocará que el equilibrio se desplace hacia la izquierda (ácido sin disociar).

- Si ahora se añade un ácido (iones H_3O^+) los abundantes iones acetato, procedentes de la sal, reaccionarán con ellos retirándolos de la disolución según:



- Si se añade una base los iones OH^- son neutralizados por los iones H_3O^+ , procedentes de la disociación del ácido débil, que tenderá ahora a disociarse más:



La capacidad reguladora depende de la concentración del ácido y la sal. A mayor concentración, más capacidad amortiguadora.

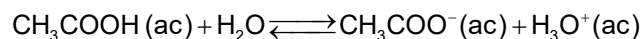
(Oviedo. 2015-2016/ 5.2)

Un vinagre comercial contiene un 6% en masa de ácido acético, CH_3COOH . Calcule la cantidad, en gramos, de este vinagre que debe diluirse en agua para obtener 500 mL de una disolución con $\text{pH} = 3,5$. Considere que el ácido acético es el único ácido presente en el vinagre.

Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: C=12 u; H= 1 u; O=16 u.

Solución:

Como el CH_3COOH es un ácido débil:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x \cdot x}{c - x} \approx \frac{x^2}{c} \quad c = \frac{x^2}{K_a}$$

Como $\text{pH} = 3,5$: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4}$

La concentración será: $c = \frac{x^2}{K_a} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-4})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

Para preparar 500 mL de disolución necesitamos tener $2,75 \cdot 10^{-3}$ moles de CH_3COOH . En gramos:

$$2,75 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \text{CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{60 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{COOH}} = 0,165 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH}$$

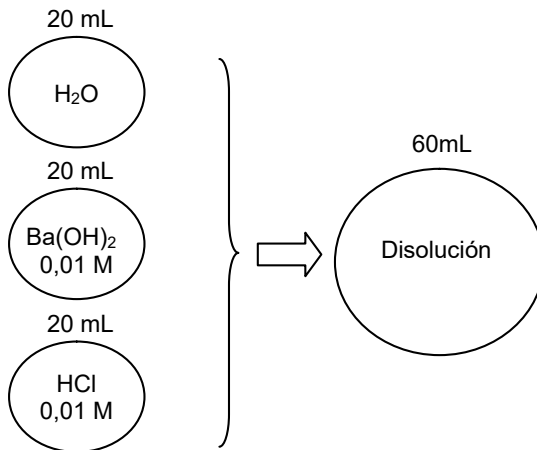
Gramos de vinagre que hemos de tomar: $0,165 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{100 \text{ g vinagre}}{6 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH}} = 2,8 \text{ g vinagre}$

(Oviedo. 2015-2016/ 4.2)

Calcule el pH de la disolución que se obtiene al añadir a 20 mL de agua destilada, 20 mL de disolución acuosa 0,01 M de hidróxido de bario, Ba(OH)₂ y 20 mL de HCl(ac) 0,01 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Solución:

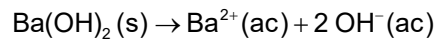
Esquema de la preparación de la disolución:



Al mezclar el hidróxido y el ácido se producirá una **reacción de neutralización** :

$$\text{Ba(OH)}_2(\text{ac}) + 2 \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{BaCl}_2(\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

Como las disoluciones de ambos compuestos tienen la misma concentración, y como se necesitan el doble de moles de ácido que de hidróxido, **sobrarán 10 mL de hidróxido** que darán lugar a iones OH⁻, provocando que el pH de la mezcla sea marcadamente básico.



$$10 \text{ mL disol} \frac{0,01 \text{ mol Ba(OH)}_2}{1000 \text{ mL disol}} \frac{2 \text{ mol OH}^{-}}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol OH}^{-}$$

Como el volumen final es de 60 mL la concentración de OH⁻, será:

$$\frac{2 \cdot 10^{-4} \text{ mol OH}^{-}}{60 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 3,3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol OH}^{-}}{\text{L disol}} = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Por tanto el pH, valdrá:

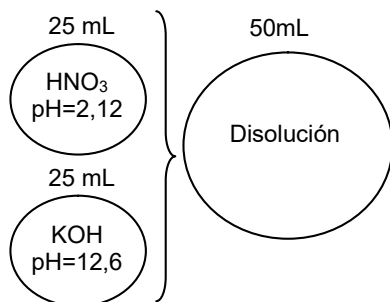
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^{-}] = -\log (3,3 \cdot 10^{-3}) = 2,5$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,5 = 11,5$$

(Oviedo. 2015-2016/ 2.2)

Se mezclan 25,0 mL de ácido nítrico, HNO₃(ac), de pH=2,12, con 25,0 mL de una disolución acuosa de hidróxido de potasio, KOH (ac); de pH=12,6. Calcule el pH de la disolución acuosa resultante. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Solución:



Cálculo de la concentración de H₃O⁺ en la disolución de HNO₃

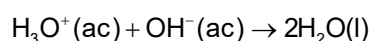
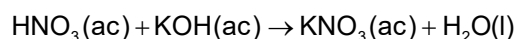
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}]; [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,12} = 7,6 \cdot 10^{-3}$$

Cálculo de la concentración OH⁻ en la disolución de KOH

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12,6 = 1,4$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^{-}]; [\text{OH}^{-}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1,4} = 4,0 \cdot 10^{-2}$$

Al mezclar ambas disoluciones se producirá una reacción de neutralización:



$$\begin{array}{l}
 \text{Moles de H}_3\text{O}^+ \text{ presentes en la disolución de HNO}_3 \\
 25 \text{ mL disol} \frac{4,010^{-2} \text{ moles OH}^-}{1000 \text{ mL disol}} = 10^{-3} \text{ moles OH}^- \\
 \text{Moles de OH}^- \text{ presentes en la disolución de KOH} \\
 25 \text{ mL disol} \frac{7,6 \cdot 10^{-3} \text{ moles H}_3\text{O}^+}{1000 \text{ mL disol}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_3\text{O}^+
 \end{array}
 \left. \vphantom{\begin{array}{l} \\ \\ \end{array}} \right\} \begin{array}{l} \text{Como reaccionan mol a mol, sobrarán:} \\ 8 \cdot 10^{-4} \text{ moles de OH}^- \end{array}$$

Como el volumen final de disolución es 50 mL la concentración de OH⁻ será:

$$\frac{8 \cdot 10^{-4} \text{ mol OH}^-}{50 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 1,6 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol OH}^-}{\text{L disol}} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

pH de la disolución resultante: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1,6 \cdot 10^{-2}) = 1,8$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,8 = 12,2$

(Oviedo. 2015-2016/ 1. 5A)

Para preparar una disolución acuosa básica utilizaría como soluto:

- a) NaCH₃COO(s)
- b) NaCl(s)
- c) NH₄Cl(s).

Justifique la respuesta.

Datos: K_a(CH₃COOH)= 1,8 · 10⁻⁵; K_b(NH₃)= 1,8 · 10⁻⁵

Solución:

- a) Hidrólisis básica: $\text{NaCH}_3\text{COO (s)} \longrightarrow \text{Na}^+(\text{ac}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{ac})$
 $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH (ac)} + \text{OH}^-(\text{ac})$
- b) No hay hidrólisis. Es una sal procedente de un ácido fuerte y una base fuerte.
- c) Hidrólisis ácida: $\text{NH}_4\text{Cl (s)} \longrightarrow \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$
 $\text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$

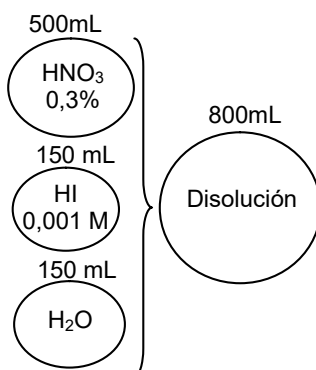
De las tres sales, la única que produce una **hidrólisis básica es el acetato de sodio**, luego para preparar una disolución básica habría que emplear esa sal como soluto.

(Oviedo. 2014-2015/ 8.1)

Se prepara una disolución acuosa por mezcla de 500 mL de disolución acuosa de ácido nítrico, HNO₃, que contiene un 0,3% en masa de HNO₃ y una densidad de 1,1 g/mL, con 150 mL de una disolución acuosa de HI 0,01 M y con 150 mL de agua. Calcule el pH de la disolución resultante. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Datos: Masas atómicas: N=14 u; H= 1 u.

Solución:



Cálculo moles de H_3O^+ en la disolución de HNO_3

$$500 \text{ mL disol} \frac{1,1 \text{ g disol}}{1 \text{ mL disol}} \frac{0,3 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disol}} \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ mol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mol HNO}_3} = 2,62 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_3\text{O}^+$$

Cálculo moles de H_3O^+ en la disolución de HI

$$150 \text{ mL disol} \frac{0,01 \text{ mol HI}}{1 \text{ mL disol}} \frac{1 \text{ mol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mol HI}} = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_3\text{O}^+$$

Total moles de H_3O^+ : $2,77 \cdot 10^{-2}$ moles

Cálculo de $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$\frac{2,77 \cdot 10^{-2} \text{ moles H}_3\text{O}^+}{800 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 3,46 \cdot 10^{-2} \text{ moles H}_3\text{O}^+$$

Cálculo del pH: $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3,46 \cdot 10^{-2}) = 1,5$

(Oviedo. 2014-2015/ 7.4B)

Indique, justificando la respuesta, el carácter ácido, básico o neutro de una disolución acuosa de nitrato de potasio, KNO_3 .

Solución:

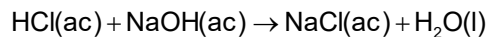
El nitrato de potasio es una sal que procede de un ácido fuerte, HNO_3 , y una base fuerte, KOH , por tanto la base conjugada del ácido, el NO_3^- , será una base débil y no reaccionará con el agua (no sufre hidrólisis). El K^+ tampoco reacciona con el agua. **La disolución resultante será por tanto neutra (pH=7,0).**

(Oviedo. 2014- 2015/ 6.1)

Se añaden 50 mL de hidróxido de sodio, NaOH , de $\text{pH}=12$, a 30 mL de disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl(ac) , de $\text{pH}=1,5$. Calcule el pH de la disolución resultante. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Solución:

Al mezclar el hidróxido de sodio con el ácido clorhídrico se producirá una reacción de neutralización:



Tanto el ácido como la base son fuertes. Por tanto: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]$; $[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]$

Cálculo de la concentración del ácido y de la base:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]; [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,5} = 3,16 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14; \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12 = 2$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]; [\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2} \text{ M}$$

Moles de HCl y NaOH:

$$50 \text{ mL disol} \frac{10^{-2} \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL disol}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaOH}$$

$$30 \text{ mL disol} \frac{3,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL disol}} = 9,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCl}$$

Como reaccionan mol a mol, sobraré HCl:

$$9,5 \cdot 10^{-4} - 5,0 \cdot 10^{-4} = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles HCl}$$

Por tanto la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y el pH serán:

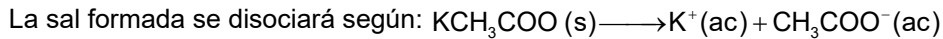
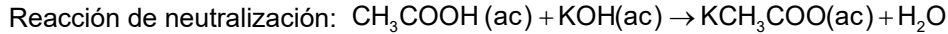
$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{4,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_3\text{O}^+}{80 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 5,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5,6 \cdot 10^{-3}) = 2,3$$

Oviedo. 2014-2015/ 5.5A)

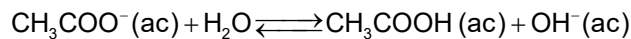
Indique, de forma razonada, el carácter ácido, básico o neutro de la disolución acuosa resultante de la neutralización exacta de una disolución acuosa de hidróxido de potasio, KOH, con una disolución acuosa de ácido acético, CH₃COOH. $K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Solución:



El K⁺ no presenta propiedades ácidas o básicas.

El CH₃COO⁻ es (según Brønsted) una base que procede de un ácido débil (CH₃COOH) que cede con dificultad los H⁺, luego su base conjugada (CH₃COO⁻) mostrará una gran tendencia a captarlos (es una base mucho más fuerte que el agua). Por tanto reaccionará con el agua (**reacción de hidrólisis**):



Como en la reacción de hidrólisis se generan OH⁻, **la disolución resultante será básica (pH > 7,0)**

Oviedo. 2014-2015/ 3.2)

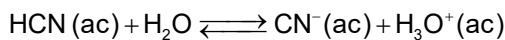
Calcule la masa en gramos de cianuro de hidrógeno gaseoso, HCN(g), que se necesita para preparar 300 mL de una disolución acuosa de ácido cianhídrico, HCN(ac), de pH=4,5.

Datos: Masas atómicas: N=14 u; C=12; H= 1 u. $K_{a(\text{HCN})} = 6,2 \cdot 10^{-10}$.

Solución:

Cálculo de [H₃O⁺] y de la concentración del ácido a preparar

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]; [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,5} = 3,16 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$



$$K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} = \frac{x \cdot x}{c - x} \approx \frac{x^2}{c}; \quad c = \frac{x^2}{K_a} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-5})^2}{6,2 \cdot 10^{-10}} = 1,61 \text{ M}$$

Cálculo de los gramos de HCN necesarios:

$$300 \text{ mL disol} \cdot \frac{1,61 \text{ mol HCN}}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{27 \text{ g HCN}}{1 \text{ mol HCN}} = 13,0 \text{ g HCN}$$

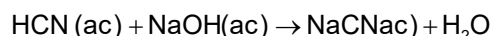
(Oviedo. 2014-2015/ 2.2)

La neutralización exacta de 25 mL de una disolución acuosa de ácido cianhídrico, HCN(ac), consumió 15 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH(ac), 0,01 M. Calcule el pH de la disolución acuosa de ácido cianhídrico.

Datos: $K_{a(\text{HCN})} = 4,9 \cdot 10^{-10}$.

Solución:

Cálculo de los moles de HCN presentes en los 25 mL:



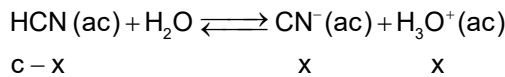
$$15 \text{ mL disol} \cdot \frac{0,01 \text{ moles NaOH}}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCN}}{1 \text{ mol NaOH}} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles HCN}$$

La concentración del HCN, será:

$$\frac{1,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles HCN}}{25 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L}} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{Cálculo alternativo: } V_A M_A = V_B M_B; M_A = \frac{V_B M_B}{M_A} = \frac{15 \text{ mL} \cdot 0,01 \text{ M}}{25 \text{ mL}} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Cálculo de $[H_3O^+]$ y del pH de la disolución:



$$K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} = \frac{x^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c}; \quad x = \sqrt{c K_a} = \sqrt{6 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 4,9 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 1,71 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+] = -\log(1,71 \cdot 10^{-6}) = 5,8$$

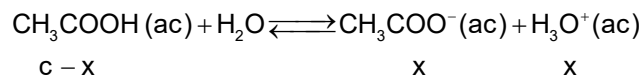
(Oviedo. 2013-2014/ 8.1)

La disolución acuosa preparada disolviendo 1,5 g de ácido acético, CH_3COOH , en 250 mL de disolución, tiene un $\text{pH} = 2,9$. A partir de esta información calcule el valor de la constante de acidez, K_a , para el ácido acético.

Datos: Masas atómicas: C=12 u; H= 1 u; O=16 u.

Solución:

El ácido acético es un ácido débil que está parcialmente dissociado en disolución acuosa:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c}$$

Como $\text{pH} = 2,9$:

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]; \quad [H_3O^+] = x = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

La concentración del ácido, será:

$$\frac{1,5 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH}}{250 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{COOH}}{60 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 0,1 \text{ M}$$

Con estos datos podemos calcular la constante del ácido:

$$K_a = \frac{x^2}{c} = \frac{(1,26 \cdot 10^{-3})^2 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2}{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 1,6 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

(Oviedo. 2013- 2014/ 7.5A)

Dispone de disoluciones acuosas de las siguientes sustancias: HCl, NH_4Cl , NaCl, NaOH, CH_3COOH y NH_3 . Indique, de forma razonada, las disoluciones que utilizaría para preparar una disolución reguladora.

Solución:

Las disoluciones reguladoras mantienen el pH prácticamente invariable **mediante la combinación de un ácido débil y su base conjugada** (que suministra una sal disuelta); **o la de una base débil y su ácido conjugado** (sal disuelta).

Considerando las sustancias de las que se dispone vemos que hay un ácido débil (CH_3COOH) y una base débil (NH_3). Necesitamos, además, una sal que nos proporcione la base conjugada (CH_3COO^-) o el ácido conjugado (NH_4^+). El NH_4Cl puede suministrar los iones amonio necesarios, luego **podríamos preparar una disolución reguladora mezclando NH_3 y NH_4Cl .**

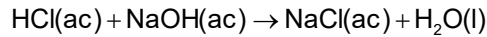
(Oviedo. 2013- 2014/ 6. 1)

Se añaden 0,5 g de hidróxido de sodio, NaOH, a 400 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl(ac), cuyo pH=2. Calcule el pH de la disolución resultante. Suponga que no se produce variación en el volumen al añadir el sólido a la disolución acuosa.

Datos: Masas atómicas: Na=23 u; H= 1 u; O=16 u.

Solución:

Al mezclar el hidróxido de sodio con el ácido clorhídrico se producirá una reacción de neutralización:



Tanto el ácido como la base son fuertes. Por tanto: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]$; $[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]$

Cálculo de la concentración del ácido:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]; [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2}$$

Moles de HCl:

$$400 \text{ mL disol} \frac{10^{-2} \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL disol}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

Moles de NaOH:

$$0,5 \text{ g NaOH} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol NaOH}$$

Como reaccionan mol a mol, sobrarán NaOH:

$$1,25 \cdot 10^{-2} - 4 \cdot 10^{-3} = 8,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH}$$

Por tanto el pH:

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = \frac{8,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles OH}^-}{400 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 2,13 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

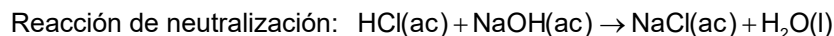
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2,13 \cdot 10^{-2}) = 1,67$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,67 = 12,3$$

(Oviedo. 2013- 2014/ 5. 5A)

Indique, de forma razonada, el carácter ácido, básico o neutro de la disolución acuosa resultante de la neutralización exacta de una disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH(ac), con una disolución acuosa de ácido clorhídrico; HCl(ac).

Solución:



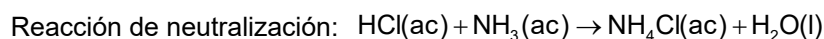
La sal formada (NaCl) procede de un ácido fuerte y una base fuerte, luego no sufrirá hidrólisis y **el pH de la disolución obtenida será neutro (pH=7).**

(Oviedo. 2013- 2014/ 3. 2)

Para la neutralización exacta de 5 mL de disolución acuosa de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{ac})$, de uso doméstico ($d=0,97 \text{ g/mL}$), se necesitan 8 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl(ac), 1,5 M. Calcule e tanto por ciento en masa de amoníaco en la disolución acuosa de uso doméstico y el pH de la citada disolución.

Datos: Masas atómicas: N=14 u; H= 1 u. $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Solución:



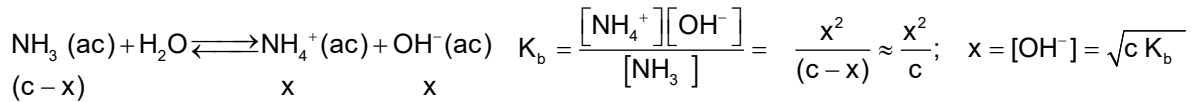
Moles de HCl consumidos en la reacción = moles de NH_3

$$8 \text{ mL disol} \frac{1,5 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL disol}} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ moles HCl}$$

Tanto por ciento en masa del amoníaco (moles de HCl consumidos en la reacción = moles de NH_3)

$$\frac{1,2 \cdot 10^{-2} \text{ moles NH}_3}{5 \text{ mL disol}} \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \frac{1 \text{ mL disol}}{0,97 \text{ g disol}} \frac{100 \text{ g disol}}{100 \text{ g disol}} = 4,2\%$$

El amoníaco es una base débil:



Concentración del amoníaco en moles/L:

$$\frac{1,2 \cdot 10^{-2} \text{ moles NH}_3}{5 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 2,4 \text{ M}$$

Cálculo del pH:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{c K_b} = \sqrt{2,4 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 6,57 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(6,57 \cdot 10^{-3}) = 2,2; \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,2 = 11,8$$

(Oviedo. 2013- 2014/ 2. 2)

Calcule el volumen de disolución acuosa de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{ac})$, 0,15 M que tiene el mismo número de moles de $\text{OH}^-(\text{ac})$ que 500 mL de disolución acuosa de NaOH 0,2 M.

Calcule el pH de la disolución de $\text{NH}_3(\text{ac})$

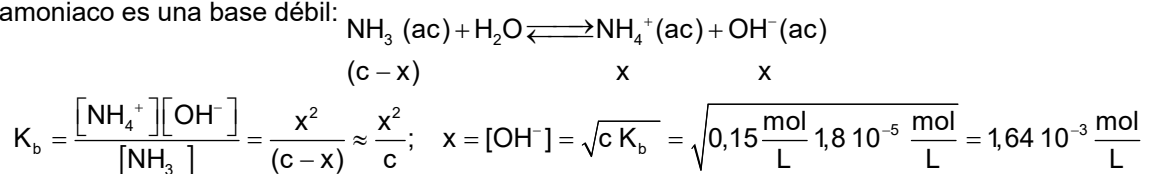
Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Solución:

Moles de OH^- que hay en 500 mL de disolución de NaOH 0,2 M

$$500 \text{ mL disol} \cdot \frac{0,2 \text{ moles NaOH}}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,1 \text{ moles OH}^-$$

El amoníaco es una base débil:



Sabiendo la concentración de OH^- y el número de moles podemos calcular el volumen de disolución:

$$0,1 \text{ moles OH}^- \cdot \frac{1 \text{ L disol}}{1,64 \cdot 10^{-3} \text{ moles OH}^-} = 61 \text{ L disol}$$

(Oviedo. 2013- 2014/ 1. 5A)

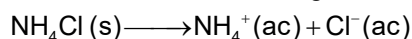
Para preparar una disolución acuosa ácida utilizaría como soluto:

- $\text{NaCH}_3\text{COO}(\text{s})$.
- $\text{KNO}_3(\text{s})$.
- $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$.

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

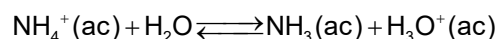
Solución:

La sal deberá de tener una hidrólisis ácida, luego **habrá de usarse $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$:**



El Cl^- es una base procedente de un ácido fuerte. En consecuencia, mostrará muy poca tendencia a captar protones del H_2O (es una base mucho más débil que el agua). No sufre hidrólisis.

El NH_4^+ es (según Brønsted) un ácido (puede ceder protones) que procede de una base débil (NH_3), luego el NH_4^+ mostrará una considerable tendencia a ceder H^+ (es un ácido mucho más fuerte que el agua). Por tanto reaccionará con el agua (**reacción de hidrólisis**) según:



Como en la reacción de hidrólisis se generan H_3O^+ , **la disolución resultante será ácida ($\text{pH} < 7,0$)**

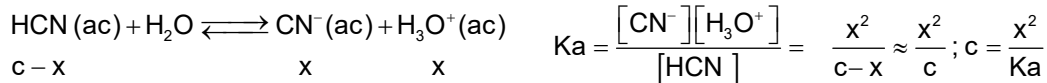
(Oviedo. 2012- 2013/ 8. 2)

Calcule los gramos de ácido cianhídrico, HCN, necesarios para preparar 300 mL de una disolución acuosa de ácido de pH= 4,8.

Datos: $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$. Masas atómicas: C=12 u; H= 1 u; N=14 u.

Solución:

El HCN es un ácido débil:



$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]; [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,8} = 1,58 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Por tanto la concentración del ácido será:

$$c = \frac{x^2}{K_a} = \frac{(1,58 \cdot 10^{-5})^2 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2}{4,9 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,51 \text{ M}$$

Una vez conocida la concentración calculamos los gramos necesarios para preparar 300 mL:

$$300 \text{ mL disol} \cdot \frac{0,51 \text{ mol HCN}}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{27 \text{ g HCN}}{1 \text{ mol HCN}} = 4,1 \text{ g HCN}$$

(Oviedo. 2012- 2013/ 6. 1)

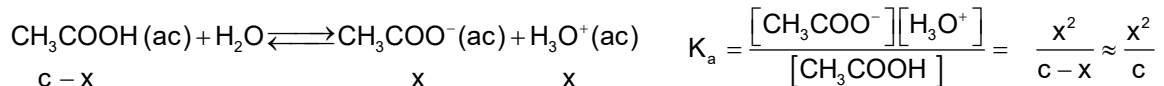
Calcule la molaridad inicial de una disolución acuosa de ácido acético, CH_3COOH , cuyo pH= 2,5.

Calcule el volumen de disolución acuosa 1,5 M de NaOH que se necesita para neutralizar exactamente 250 mL de la disolución acuosa de ácido acético del apartado anterior.

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

Solución:

El ácido acético es un ácido débil que está parcialmente disociado en disolución acuosa:



Como pH= 2,5:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]; [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,5} = 3,16 \cdot 10^{-3} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Por tanto la concentración del ácido será:

$$c = \frac{x^2}{K_a} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-3})^2 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2}{1,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,56 \text{ M}$$

Reacción de neutralización: $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac}) + \text{NaOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{NaCH}_3\text{COO}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$

Moles de CH_3COOH que reaccionan:

$$250 \text{ mL disol} \cdot \frac{0,56 \text{ moles CH}_3\text{COOH}}{1000 \text{ mL disol}} = 0,14 \text{ moles CH}_3\text{COOH}$$

Como reaccionan mol a mol, reaccionarán los mismos moles de NaOH y, por tanto el volumen de disolución acuosa 1,5 M será:

$$0,14 \text{ moles NaOH} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1,5 \text{ moles NaOH}} = 93,3 \text{ mL disol}$$

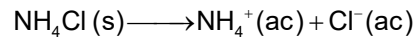
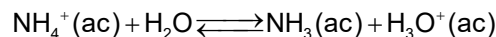
También se puede resolver teniendo en cuenta que como el número de moles del ácido tiene que ser igual al número de moles de la base, podemos plantear:

$$V_A M_A = V_B M_B; V_B = \frac{V_A M_A}{M_B} = \frac{250 \text{ mL } 0,56 \text{ M}}{1,5 \text{ M}} = 93,3 \text{ mL}$$

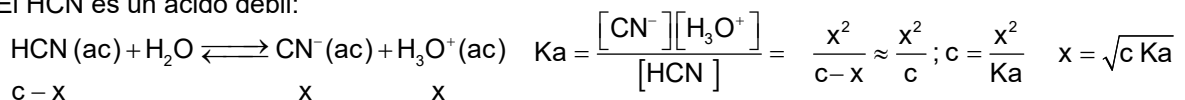
(Oviedo. 2012- 2013/ 5. 5B)

Indique, de forma razonada, el carácter ácido, básico o neutro de una disolución acuosa NH_4Cl **Datos:** $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.**Solución:**

El cloruro de amonio se disociará en sus iones al disolverse en agua:

El Cl^- es una base procedente de un ácido fuerte. En consecuencia, mostrará muy poca tendencia a captar protones del H_2O (es una base mucho más débil que el agua). No sufre hidrólisis.El NH_4^+ es (según Brønsted) un ácido (puede ceder protones) que procede de una base débil (NH_3), luego el NH_4^+ mostrará una considerable tendencia a ceder H^+ (es un ácido mucho más fuerte que el agua). Por tanto reaccionará con el agua (**reacción de hidrólisis**) según:Como en la reacción de hidrólisis se generan H_3O^+ , **la disolución resultante será ácida ($\text{pH} < 7,0$)**

(Oviedo. 2012- 2013/ 4. 1)

Calcule el pH de una disolución acuosa que contiene un 35% en masa de ácido cianhídrico, HCN ; si su densidad es de 0,91 g/mL**Datos:** $K_a(\text{HCN}) = 6,2 \cdot 10^{-10}$. Masas atómicas: C=12 u; H= 1 u; N=14 u.**Solución:**El HCN es un ácido débil:

Para calcular x calculamos la concentración (en moles/L) del ácido:

$$\frac{35 \text{ g HCN}}{100 \text{ g dis}} \cdot \frac{100 \text{ g dis}}{1 \text{ mL dis}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCN}}{27 \text{ g HCN}} \cdot \frac{1000 \text{ mL dis}}{1 \text{ L dis}} = 11,8 \text{ M}$$

Por tanto:

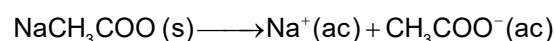
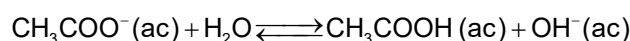
$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{11,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 6,2 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 8,6 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (8,6 \cdot 10^{-5}) = 4,1$$

(Oviedo. 2012- 2013/ 3. 4B)

Indique, de forma razonada, el carácter ácido, básico o neutro de una disolución acuosa de acetato de sodio, NaCH_3COO **Datos:** $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.**Solución:**

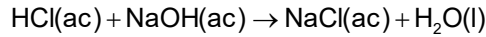
El acetato de sodio se disocia en disolución acuosa según:

El Na^+ no presenta propiedades ácidas o básicas.El CH_3COO^- es (según Brønsted) una base que procede de un ácido débil (CH_3COOH) que cede con dificultad los H^+ , luego su base conjugada (CH_3COO^-) mostrará una gran tendencia a captarlos (es una base mucho más fuerte que el agua). Por tanto reaccionará con el agua (**reacción de hidrólisis**) según:Como en la reacción de hidrólisis se generan OH^- , **la disolución resultante será básica ($\text{pH} > 7,0$)**

(Oviedo. 2012- 2013/ 2. 2)

La neutralización exacta de 25,0 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, necesita 34,0 mL de disolución acuosa de ácido clorhídrico HCl(ac), de pH=1,3. Calcule el pH de la disolución inicial de NaOH.

Solución:



El HCl es un ácido fuerte, por tanto: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]$

Cálculo de la concentración del ácido:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]; [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 10^{-1,3} = 0,05 \text{ M}$$

Moles de HCl que reaccionaron:

$$34 \text{ mL disol} \frac{0,05 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL disol}} = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

Como reaccionan mol a mol, reaccionarán los mismos moles de NaOH y, por tanto su concentración será:

$$\frac{1,7 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH}}{25 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 0,068 \text{ M}$$

El NaOH es una base fuerte, por tanto: $[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,068$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,068) = 1,17$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,17 = 12,8$$

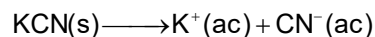
(Oviedo. 2012- 2013/ 1. 5A)

Indique, de forma razonada, el carácter ácido, básico o neutro de una disolución acuosa KCN.

Datos: $K_b(\text{HCN}) = 6,2 \cdot 10^{-10}$.

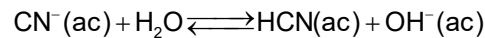
Solución:

El KCN se rompe en sus iones al disolverse en agua:



El K^+ no presenta propiedades ácidas o básicas. No sufre hidrólisis.

El hecho de que nos den el valor de K_a para el HCN nos indica que es un ácido débil (más débil que el agua). Por tanto su base conjugada (el CN^-) será una base fuerte (más fuerte que el agua) y sufrirá hidrólisis en disolución acuosa:



En esta hidrólisis se generan iones OH^- , la disolución presentará un pH básico ($\text{pH} > 7,0$)