	Ácidos y bases (2021-2017)	Problemas resueltos
---	---	----------------------------

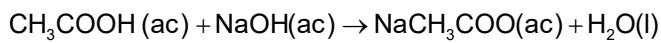
(Oviedo. 2020-2021/Junio. 3A)

Para la valoración de un ácido débil, $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac})$, con una base fuerte, $\text{NaOH}(\text{ac})$, se ha seleccionado como indicador el rojo de metilo, que presenta un color rojo en medio ácido y un color amarillo en medio básico, y cuyo intervalo de pH de cambio de color es: 4,8 – 6,0.

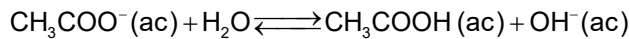
- Indique, de forma razonada, si el indicador elegido sería adecuado para identificar el punto de equivalencia o daría lugar a un error en la valoración.
Indique el material de laboratorio en el que se añade este indicador.
- Dibuje un esquema del dispositivo experimental necesario para realizar una valoración ácido-base, indicando el nombre del material de laboratorio utilizado

Solución:

- En la reacción de neutralización se formará acetato de sodio, $\text{NaCH}_3\text{COO}(\text{ac})$:



El acetato sufrirá hidrólisis básica, por tanto el pH en el punto de equivalencia será superior a 7,0.



El indicador utilizado debería de tener un intervalo de viraje que abarcara ese valor (superior a 7). El rojo de metilo presenta un intervalo de viraje en una zona de pH ácido, luego **no sería adecuado para esta valoración.**

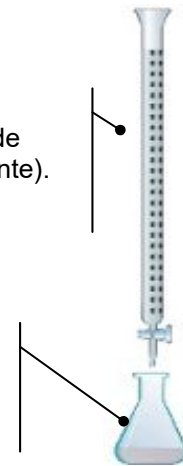
-

Bureta

En ella se coloca la disolución de concentración conocida (valorante).
En este caso NaOH.

Matraz erlenmeyer.

Se coloca la disolución a valorar o analito (en esta caso ácido acético) y unas gotas de indicador.



(Oviedo. 2020-2021/Julio. 3B)

La determinación de la concentración de ácido acético, CH_3COOH , en un vinagre puede llevarse a cabo con una valoración ácido-base empleando hidróxido de sodio, NaOH, como reactivo valorante.

- Indique el nombre del material de laboratorio necesario para llevar a cabo dicha valoración.
- Proponga, de forma razonada, cuál de los dos indicadores que aparecen recogidos en la tabla utilizaría para identificar el punto de equivalencia, indicando el cambio de color que se observaría. Señale el material en el que se colocaría el indicador durante la valoración.

Indicador	Color (medio ácido)	Color (medio básico)	Intervalo de pH de cambio de color
Rojo de clorofenol	Rojo	Azul	4,8 – 6,4
Rojo de fenol	Amarillo	Rojo	6,8 – 8,4

Solución:

- Ver apartado b) del problema anterior.
- Debido a la formación de acetato de sodio y su hidrólisis básica posterior (ver apartado (a) del problema anterior) debería de usarse un indicador que vire por encima de 7. Luego **usaríamos el rojo de fenol, que colocaríamos en el erlenmeyer, observándose un viraje de amarillo a rojo.**

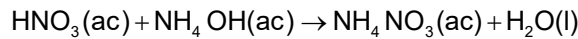
(Oviedo. 2020-2021/Julio. 4A. b)

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, NH_3 , con una disolución acuosa de ácido nítrico, HNO_3 .

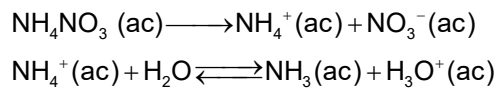
Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

Solución:

El amoníaco en disolución acuosa está como NH_4OH . La reacción de neutralización será:



El nitrato 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 (pH < 7)**.

(Oviedo. 2019-2020/Junio. 2A)

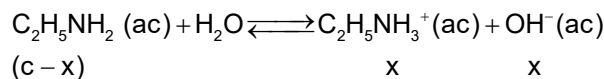
Calcule el pH de la disolución resultante de diluir 200 mL de una disolución acuosa de etilamina, $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$, de concentración 0,1 M con agua hasta un volumen final de la disolución de 1 L.

Dato. $K_b(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2) = 4,3 \cdot 10^{-4}$

Solución:

Como se toman inicialmente 200 mL de disolución 0,1 M, tendremos 0,02 moles de $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$. Como se diluyen a 1L, la concentración inicial de la etilamina utilizada será 0,02 M.

Las aminas tienen carácter básico debido al par no compartido del nitrógeno que puede captar un protón del agua:



$$K_b = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]} = \frac{x^2}{(c-x)} \approx \frac{x^2}{c} = 4,3 \cdot 10^{-4}; x = \sqrt{8,6 \cdot 10^{-4}} = 2,9 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{OH}^-] = x = 2,9 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2,9 \cdot 10^{-3}) = 2,5$$

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

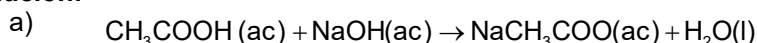
(Oviedo. 2019-2020/Junio. 3B)

En la realización de una volumetría ácido-base para determinar la concentración de ácido acético (CH₃COOH) en un vinagre comercial, empleando hidróxido de sodio (NaOH) como reactivo valorante, 20 mL del vinagre se diluyen con 50 mL de agua. La neutralización exacta de esta disolución consume 15 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, 0,1 M.

- Calcule la concentración de ácido acético en el vinagre comercial e indique donde colocaría la disolución acuosa de NaOH para realizar la valoración.
- Proponga, de forma razonada, cuál de los indicadores que aparecen recogidos en la siguiente tabla utilizaría para identificar el punto de equivalencia, indicando el cambio de color que se observaría, e indique el nombre del material en donde colocaría el indicador durante la realización de la valoración.

Indicador	Color (medio ácido)	Intervalo de pH de cambio de color	Color (medio básico)
Amarillo de metilo	Rojo	2,0 - 4,0	Amarillo
Verde de bromocresol	Amarillo	4,0 - 5,6	Azul
Rojo de fenol	Amarillo	6,8 - 8,4	Rojo

Solución:



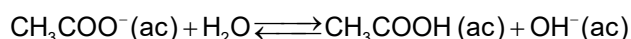
Moles de NaOH gastados en la neutralización del ácido:

$$15 \text{ mL disol} \frac{0,1 \text{ moles NaOH}}{1000 \text{ mL disol}} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH}$$

Como reaccionan mol a mol, los moles de ácido acético presentes en la muestra original (20 mL) serán los mismos moles (se ha diluido pero el soluto presente en la muestra diluida (70 mL) es el mismo que en los 20 mL de muestra inicial).

$$\begin{array}{c} 20 \text{ mL} \\ \text{1,5} \cdot 10^{-3} \text{ moles} \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} 70 \text{ mL} \\ \text{1,5} \cdot 10^{-3} \text{ moles} \end{array} \frac{1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles CH}_3\text{COOH}}{20 \text{ mL vinagre}} \frac{1000 \text{ mL vinagre}}{1 \text{ L vinagre}} = 0,075 \frac{\text{moles}}{\text{L vinagre}} = 0,075 \text{ M}$$

La sal, NaCH₃COO, procedente de la valoración de una base fuerte, NaOH, con un ácido débil, CH₃COOH, sufrirá hidrólisis básica, por tanto el pH en el punto de equivalencia será superior a 7,0.



El indicador usado debería de tener un intervalo de viraje que abarcara ese valor, luego el indicador más adecuado sería **el rojo de fenol. El indicador viraría de amarillo (medio ácido) a rojo (medio básico)**. El indicador se situaría en la disolución a valorar, CH₃COOH (ac), que se sitúa en el **matraz erlenmeyer**. El titulante, NaOH(ac), se colocaría en la bureta.

(Oviedo. 2019-2020/Julio. 2A)

Se diluyen 25 mL de una disolución acuosa de amoníaco, NH₃, 0,20 M, con agua hasta un volumen final de disolución de 500 mL a 25 °C. Calcule:

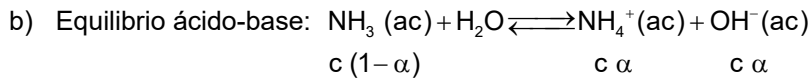
- El grado de disociación del amoníaco en la disolución resultante de la dilución.
- El pH de la disolución resultante de la dilución.

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

Solución:

- a) Cálculo de la concentración del amoníaco:

$$25 \text{ mL disol} \frac{0,20 \text{ moles NH}_3}{1000 \text{ mL disol}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles NH}_3 ; \frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ moles NH}_3}{500 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 0,01 \text{ M}$$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c\alpha^2}{c(1-\alpha)} \approx c\alpha^2; \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{10^{-2}}} = 0,042 \text{ (4,2\%)}$$

$$[\text{OH}^-] = c\alpha = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,042 = 4,2 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(4,2 \cdot 10^{-4}) = 3,4; \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,4 = 10,6$$

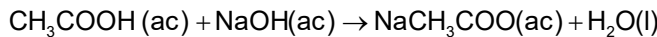
(Oviedo. 2019-2020/Julio. 3B)

- a) Indique, de forma razonada, el carácter ácido, básico o neutro de la disolución acuosa resultante de la neutralización exacta de una disolución acuosa de ácido acético, CH_3COOH , con una disolución acuosa de hidróxido sódico, NaOH .
- b) Proponga, de forma razonada, qué indicador de los recogidos en la siguiente tabla utilizaría para detectar el punto final de la neutralización.

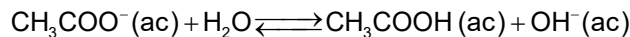
Indicador	Color (medio ácido)	Intervalo de pH de cambio de color	Color (medio básico)
Naranja de metilo	Rojo	3,2 - 4,4	Amarillo anaranjado
Fenolftaleína	Incoloro	8,2 - 10,0	Rosa

Solución:

- b) En la reacción de neutralización se formará acetato de sodio:



El acetato de sodio, NaCH_3COO , sufrirá hidrólisis básica, por tanto el pH en el punto de equivalencia será superior a 7,0.



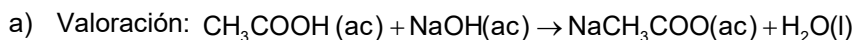
- c) El indicador utilizado debería de tener un intervalo de viraje que abarcara ese valor, luego el indicador más adecuado sería **la fenolftaleína**.

(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.

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

Solución:



Moles de NaOH gastados en la neutralización del ácido:

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

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).

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

- b) La disolución a valorar, vinagre, se sitúa en un matraz erlenmeyer. El titulante, $\text{NaOH}(\text{ac})$, 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:

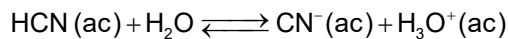
Molaridad de la disolución de HCN:

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

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 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: Cl=35,5 u; 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:

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

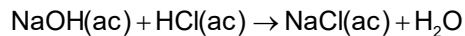
(Oviedo. 2018-2019/ 2.3)

Para la valoración de una base fuerte, NaOH(ac), con un ácido fuerte, HCl(ac), ponga, 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, NaOH (ac), que se sitúa en un **matraz erlenmeyer**, El titulante, HCl(ac), se colocaría en la bureta.

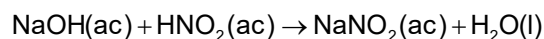
(Oviedo. 2018-2019/ 2.3)

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.

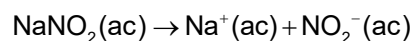
Dato. $K_a(\text{HNO}_2) = 7,2 \cdot 10^{-4}$

Solución:

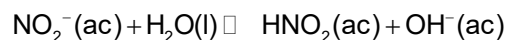
La reacción correspondiente a la neutralización del NaOH con ácido nitroso da nitrito de sodio:



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:



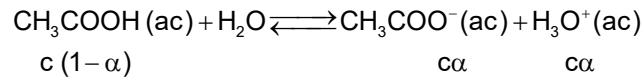
Tal y como puede apreciarse, la hidrólisis sufrida da como producto OH⁻. Por tanto **la disolución resultante tendrá pH básico (pH>7)**.

(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:

$$K_a \approx c\alpha^2 = 5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} (0,17)^2 = 1,4 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (c\alpha) = \log (510^{-4} \cdot 0,17) = 4,1$$

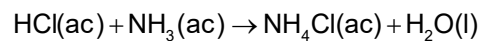
(Oviedo. 2017-2018/ 3.4A)

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 NH₃(ac), con una disolución acuosa de ácido clorhídrico HCl(ac).

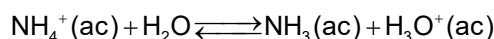
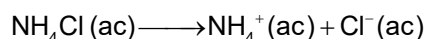
Dato: K_b(NH₃)= 1,8 · 10⁻⁵

Solución:

Reacción de neutralización:



El cloruro de amonio es una sal que estará totalmente ionizada en disolución acuosa, y como el ión NH₄⁺ es el ácido conjugado de una base débil (NH₃), **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 (pH<7)**.

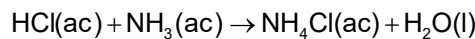
(Oviedo. 2017-2018/ 2.3)

Para la valoración de una base débil, NH_3 (ac), con un ácido fuerte, HCl (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.

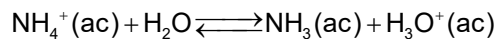
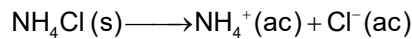
Indicador	Color (medio ácido)	Intervalo de pH de cambio de color	Color (medio básico)
Rojo de metilo	Rojo	4,8-6,0	Amarillo
Tornasol	Rojo	5,0-8,0	Azul
Fenolftaleína	Incoloro	8,2-10,0	Rosa

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:



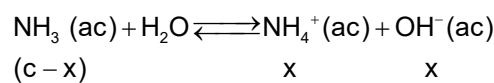
Como se puede observar la hidrólisis es ácida, por tanto **la disolución resultante tendrá pH ácido (pH < 7)**.

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, NH_3 (ac), que se sitúa en un **matraz erlenmeyer**, El titulante, HCl (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 pH = 11,0.

Datos: Masas atómicas: N = 14 u; H = 1,0 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:

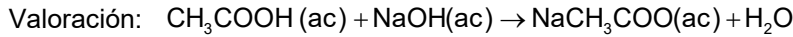
$$2 \text{ L disol} \cdot \frac{5,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 1,9 \text{ g NH}_3$$

(Oviedo. 2016-2017/ 4.3)

En la realización de una volumetría ácido-base para determinar la concentración de ácido acético, CH₃COOH, 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.

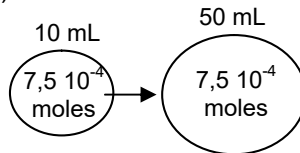
Solución:



Moles de NaOH gastados en la neutralización del ácido:

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

Como reaccionan mol a mol, los moles de ácido acético presentes en la muestra original serán los mismos, 7,5 · 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).



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

(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:

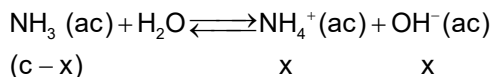
- Masa de amoníaco:

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

- 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:

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

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

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

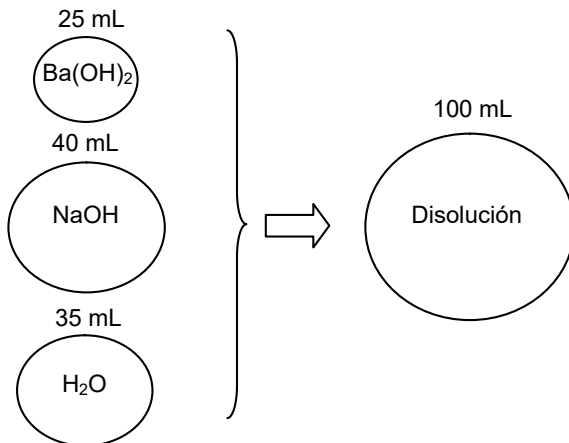
(Oviedo. 2016-2017/ 1.1)

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.

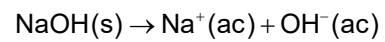
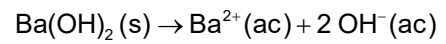
Solución:

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⁻

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

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