(Oviedo. 2022-2023/Junio.5)

Calcule, a 25 ^{0}C, el pH de una disolución acuosa 10^{-4} M de HCOOH (pKa = 3,8).

DATO: $[HCOOH]_0 = c = 10^{-4}$ M Ka=1,8x10-5

Solución:

$$CH_3COOH\,(ac) + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^-\,(ac) + H_3O^+\,(ac)$$
$$c\,(1-\alpha) \qquad\qquad c\alpha \qquad\qquad c\alpha$$

$$pKa = -\log Ka\,;\;\; Ka = 10^{-pKa} = 10^{-3,8} = 1,,59\;10^{-4}\left(\frac{mol}{L}\right)$$

$$Ka = \frac{\left[CH_3COO^-\right]\left[H_3O^+\right]}{\left[CH_3COOH\right]} = \frac{c^{\cancel{2}}\alpha^2}{\cancel{c}(1-\alpha)};\;\; \alpha^2 = \frac{Ka}{c} - \frac{Ka}{c}\alpha\,;\;\; \alpha^2 + 1,56\,\alpha - 1,56 = 0\,;\; \alpha = 0,695$$

$$\left[H_3O^+\right] = c\alpha = 10^{-4}\,\frac{mol}{L}\,0,695 = 6,95\;10^{-5}\,\frac{mol}{L}$$

$$ph = -\log\left[H_3O^+\right] = -\log\left(6,95\;10^{-5}\right) = 4,2$$

pH ligeramente ácido como corresponde a un ácido débil.

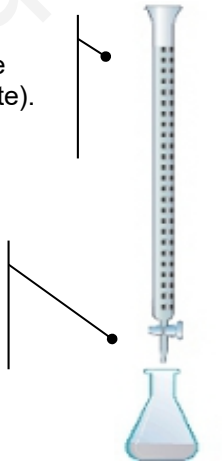
(Oviedo. 2022-2023/Junio.7)

a) Escriba el nombre del material de laboratorio utilizado en la realización de una volumetría ácido-base.

b) La constante de equilibrio Kp del proceso $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2\,HI(g)$ es 54 a una temperatura determinada. Calcule el valor de Kp del proceso $2\,HI(g) \rightleftarrows H_2(g) + I_2(g)$ a la misma temperatura.

Solución:

a) ***Bureta***
En ella se coloca la disolución de concentración conocida (valorante).



Además, para medir usaremos ***una pipeta graduada*** y material general de laboratorio como vasos de precipitados, guantes o gafas de protección

Matraz erlenmeyer.
Se coloca la disolución a valorar o analito y unas gotas de indicador.

b)

$$\left.\begin{array}{l} H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2\,HI\,(g)\,;\; Kp_{(1)} = \dfrac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]} \\ 2\,HI\,(g) \rightleftarrows H_2(g) + I_2(g)\,;\; Kp_{(2)} = \dfrac{[H_2]\,[I_2]}{[HI]^2} \end{array}\right\} Kp_{(2)} = \frac{1}{Kp_{(1)}} = \frac{1}{54} = 1,85\;10^{-2}$$

www.yoquieroaprobar.es

(Oviedo. 2022-2023/Junio.8)

a) Describa el procedimiento experimental seguido en la realización de una volumetría ácido-base.

b) En un vaso de precipitados, a presión atmosférica y temperatura ambiente, se establece el siguiente equilibrio químico:

$$[Fe(H_2O)_6]^{3+}(aq) + SCN^-(aq) \rightleftarrows [Fe(H_2O)_5(SCN)]^{2+}(aq) + H_2O(l)$$

El complejo $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ es incoloro, lo mismo que el anión SCN^-. El complejo $[Fe(H_2O)_5(SCN)]^{2+}$, por el contrario, presenta un color rojo intenso. Si, una vez establecido el equilibrio químico, se calienta el vaso de precipitados, se observa que la intensidad del color rojo de la disolución disminuye. Explique, a partir de esta observación, si la reacción es endotérmica o exotérmica.

Solución:

a) La reacción de neutralización entre un ácido y una base se puede emplear para determinar la concentración de uno de los compuestos implicados (ácido o base), si se conoce exactamente la concentración de la otra. La técnica empleada recibe el nombre de ***valoración o volumetría ácido-base.***

En las valoraciones se emplea una disolución de concentración conocida (***disolución patrón***), que se agrega lentamente, usando una bureta, a un volumen conocido de la disolución de la cual se quiere saber su concentración (***analito***) hasta neutralización completa.

El caso más sencillo es el de la valoración de un ácido fuerte (por ejemplo HCl) con una base fuerte (por ejemplo NaOH):

- La bureta se llena con disolución de NaOH de concentración conocida y en el erlenmeyer se vierte un volumen conocido del ácido y un par de gotas del indicador seleccionado.
- Una vez listo el montaje comenzamos a valorar vertiendo lentamente la disolución de hidróxido de sodio sobre el ácido, al tiempo que se agita el matraz. El vertido se continúa hasta que el indicador vire. Cerramos entonces la bureta y medimos el volumen de disolución vertida. Es conveniente realizar más de una valoración con el fin de minimizar el error cometido.
- El indicador debe elegirse de forma que su intervalo de viraje esté comprendido en la zona en la que se produce el salto de pH, aunque cuanto más cercano esté el intervalo de viraje al punto de equivalencia mejor se apreciará el punto final de la valoración.

b) Si el color de la disolución se hace menos intenso significa que el equilibrio establecido se desplaza hacia la izquierda (formación de $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$). Según el principio de LeChatelier al modificar las condiciones del equilibrio, este se desplaza en el sentido de amortiguar el cambio producido, luego si al calentar se desplaza hacia la izquierda, significa que la reacción en ese sentido absorbe calor, luego el proceso es endotérmico en esa dirección y exotérmico hacia la derecha (formación de $[Fe(H_2O)_5(SCN)]^{2+}$)

$$[Fe(H_2O)_6]^{3+}(aq) + SCN^-(aq) \rightleftarrows [Fe(H_2O)_5(SCN)]^{2+}(aq) + H_2O(l)$$

Más información en: FisQuiWeb. Laboratorio

(Oviedo. 2022-2023/Julio.5)

Calcule, a 25 ◦C, el pH de una disolución acuosa $10^{-3,5}$ M de NH_3 (Kb = $10^{-4,8}$).

Solución:

$$NH_3\,(ac) + H_2O \rightleftarrows NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$$

$$c\,(1-\alpha) \qquad c\,\alpha \qquad c\,\alpha$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} \approx c\,\alpha^2;\ \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}} = \sqrt{\frac{10^{-4,8}}{10^{-3,5}}} = 0,224\ (22,4\%)$$

$$[OH^-] = c\,\alpha = 10^{-3,5}\ \frac{mol}{L}\ 0,224 = 7,1\ .10^{-5}\ \frac{mol}{L}$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(7,1.10^{-5}) = 4,2\ ;\ pH = 14 - pOH = 14 - 4,2 = 9,8$$

(Oviedo. 2021-2022/Julio. 8)

a) Escriba el procedimiento experimental seguido en la realización de una volumetría ácido-base.

b) 1,00 g de una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno, H_2O_2, se valora, en medio ácido (H_2SO_4), con una disolución acuosa de permanganato de potasio, $KMnO_4$, 0,0200 M. Calcule la masa de H_2O_2 que hay en la disolución acuosa original sabiendo que, después de añadirle 22,5 mL de la disolución acuosa de $KMnO_4$, adquiere un color púrpura pálido.

DATOS: Ar(H) = 1,0080 y Ar(O) = 15,999.

$$5\ H_2O_2(aq) + 2\ KMnO_4(aq) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow 5\ O_2(g) + 2\ MnSO_4(aq) + 8\ H_2O(l) + K_2SO_4(aq)$$

Solución:

a) Ver apartado a de (Oviedo. 2022-2023/Junio.8) más arriba

b) $5\ H_2O_2(aq) + 2\ KMnO_4(aq) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow 5\ O_2(g) + 2\ MnSO_4(aq) + 8\ H_2O(l) + K_2SO_4(aq)$

En este caso la valoración no es ácido base, es una volumetría redox, pero los cálculos son los mismos:

$$22{,}5\ \cancel{mL\ dis}\ \frac{0{,}0200\ \cancel{moles\ KMnO_4}}{1000\ \cancel{mL\ dis}}\ \frac{5\ \cancel{moles\ H_2O_2}}{2\ \cancel{moles\ KMnO_4}}\ \frac{34{,}014\ g\ H_2O_2}{1\ \cancel{mol\ H_2O_2}} = 0{,}0383\ g\ H_2O_2 = 38{,}3\ mg\ H_2O_2$$

(Oviedo. 2021-2022/Junio. 2B)

La disolución que se obtiene al añadir agua a una disolución acuosa de ácido acético, CH_3COOH, de concentración C_0 presenta un valor de pH=3. Teniendo en cuenta que el volumen final de la disolución es 0,4 L, calcular:

a) La concentración molar inicial de ácido acético en la disolución

b) El volumen de NaOH 1M necesario para neutralizar la disolución de ácido acético finalmente obtenida.

DATO: $Ka_{(CH3COOH)} = 1{,}8x10^{-5}$

Solución:

a) pH = 3; $pH = 3\,;\left[H_3O^+\right] = 10^{-3}$

$$CH_3COOH\,(ac) + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^-(ac) + H_3O^+(ac)$$

$$c\,(1-\alpha) \qquad c\alpha \qquad c\alpha$$

$$Ka = \frac{\left[CH_3COO^-\right]\left[H_3O^+\right]}{\left[CH_3COOH\right]} = \frac{x^2}{c-x};\ c = \frac{x^2}{Ka} + x = \frac{\left(10^{-3}\right)^2\left(\frac{mol}{L}\right)^{\cancel{2}}}{1{,}8\ 10^{-5}\ \frac{\cancel{mol}}{\cancel{L}}} = 5{,}7\ 10^{-2}\ \frac{mol}{L}$$

b) La rección de neutralización es:

$$CH_3COOH\,(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCH_3COO(ac) + H_2O(l)$$

Moles de ácido presentes en los 0,4 L:

$$0{,}4\ \cancel{L}\ \frac{5{,}7 10^{-2} moles\ CH_3COOH}{1\ \cancel{L}} = 2{,}2\ 10^{-2}\ moles\ de\ CH_3COOH$$

Como reaccionan mol a mol serán necesarios los mismos moles de NaOH para neutralizarlos, por tanto, los mililitros necesario de base serán:

$$2{,}2\ 10^{-2} m\cancel{oles\ NaOH}\ \frac{1000\ mL\ disol}{1 m\cancel{ol\ NaOH}} = 22{,}6\ mL$$

(Oviedo. 2021-2022/Junio. 3A)

a) En el laboratorio se dispone del material de laboratorio y reactivos que se relacionan: pipeta aforada de 10 mL, disolución acuosa titulada de NaOH, muestra de vinagre comercial e indicador. Indique el procedimiento experimental a seguir para realizar la determinación del contenido de ácido acético en un vinagre comercial.

b) 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 identificar el punto final de la valoración 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:

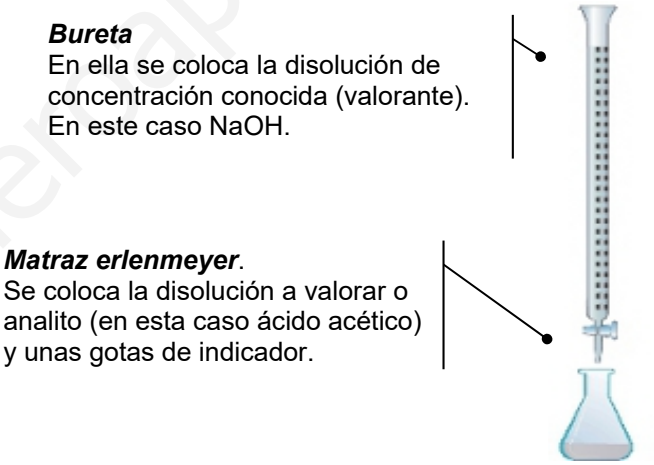
a) Para saber el contenido de ácido acético de un vinagre procedemos a valorarlo.

Para ello medimos 10,0 mL del vinagre con la pipeta, lo echamos en un matraz erlenmeyer, diluimos hasta unos 25 -30 mL (no importa el volumen final) y añadimos un par de gotas de indicador.

Como el acetato de sodio formado presenta hidrólisis básica usaremos fenolftaleína como indicador.

La bureta se llena con disolución de NaOH de concentración conocida.

Una vez listo el montaje comenzamos a valorar vertiendo lentamente la disolución de hidróxido de sodio sobre el vinagre, al tiempo que se agita el matraz. El vertido se continúa hasta que el indicador vire a violeta. Cerramos entonces la bureta y medimos el volumen de disolución vertida. Es conveniente realizar más de una valoración con el fin de minimizar el error cometido.



b) Reacción de neutralización:

$$HCl(ac) + NH_3(ac) \rightarrow NH_4Cl(ac) + H_2O(l)$$

El cloruro de amonio es una sal que estará totalmente ionizada en disolución acuosa, y como el ion 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:

$$NH_4Cl\,(s) \longrightarrow NH_4^+(ac) + Cl^-(ac)$$

$$NH_4^+(ac) + H_2O \rightleftharpoons NH_3(ac) + H_3O^+(ac)$$

Como se puede observar la hidrólisis es ácida, por tanto ***la disolución resultante tendrá 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.

www.yoquieroaprobar.es

(Oviedo. 2021-2022/Julio. 1B)

La disolución resultante de disolver en agua 270 mg de ácido cianhídrico, HCN, hasta alcanzar un volumen final de disolución de 50 mL presenta un pH= 4,92 a 25ºC. Calcule el valor del grado de ionización y de la constante Ka del ácido en la disolución acuosa a 25 ºC.

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

Solución:

$$pH = 4,92\,;\left[H_3O^+\right] = 10^{-4,92} = 1,2\,10^{-5}$$

Concentración de HCN:

$$\frac{0,270\ \cancel{g\,HCN}}{50\ \cancel{mL\ disol.}}\ \frac{1\,mol\,HCN}{27\ \cancel{g\,HCN}}\ \frac{1000\ \cancel{mL\ disol.}}{1\,L\ disol.} = 0,2\,M$$

$$HCN\,(ac) + H_2O \rightleftarrows CN^-(ac) + H_3O^+(ac)$$

$$c(1-\alpha) \qquad c\alpha \qquad c\alpha \qquad \left[H_3O^+\right] = c\alpha;\ \alpha = \frac{\left[H_3O^+\right]}{c} = \frac{1,2\ \ 10^{-5}}{0,2} = 6,0\ \ 10^{-5}$$

$$Ka = \frac{\left[CN^-\right]\left[H_3O^+\right]}{\left[HCN\right]} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c\alpha^2 = 0,2\,\frac{mol}{L}\,(6,0\ \ 10^{-5})^2 = 7,2\,10^{-10}\,\frac{mol}{L}$$

(Oviedo. 2021-2022/Julio. 3B)

Para la determinación del contenido en ácido acético, CH_3COOH, de un vinagre comercial, 15 mL de vinagre se diluyen con agua hasta un volumen final de 50 mL. La neutralización exacta de esta disolución consume 7,5 mL de disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, 0,2 M.

a) Calcule la concentración del ácido acético en el vinagre comercial, expresando el resultado en % en masa (Nota: considere la densidad de la disolución de vinagre como de 1 g/mL).

b) Indique dónde se aloja el indicador durante la valoración y justifique, de forma razonada, si sería adecuado utilizar el Naranja de Metilo como indicador para detectar el punto final de la valoración.

DATOS: Intervalo de pH de cambio de color del Naranja de Metilo: 3,2 - 4,4.

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

Solución:

a) $$CH_3COOH\,(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCH_3COO(ac) + H_2O(l)$$

$$7,5\,\cancel{mL\ disol}\ \frac{0,2\ \cancel{moles\ NaOH}}{1000\ \cancel{mL\ disol}}\ \frac{1\,mol\ CH_3COOH}{1\ \cancel{moles\ NaOH}} = 1,5\,10^{-3}\ moles\ CH_3COOH$$

$$\frac{1,5\,10^{-6}\ \cancel{moles\ CH_3COOH}}{15\ \cancel{mL\ vinagre}}\ \frac{60\ g\ CH_3COOH}{1\ \cancel{mol\ CH_3COOH}}\ \frac{1\ \cancel{mL\ vinagre}}{1\ \cancel{g\ vinagre}}\ \frac{100\ \cancel{g\ vinagre}}{100\ g\ vinagre} = 0,6\,\frac{g\ CH_3COOH}{100\ g\ vinagre} = 0,6\%$$

b) El acetato de sodio, al proceder de un ácido débil sufrirá hidrólisis básica, luego el pH de la disolución final será básico (pH>7):

$$CH_3COO^-(ac) + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH\,(ac) + OH^-(ac)$$

Es aconsejable que el intervalo de viraje del indicador comprenda el pH del punto de equivalencia, luego debería de virar por encima 7. El naranja de metilo tiene un intervalo de viraje situado a pH ácidos, luego ***no sería adecuado para la valoración.***

www.yoquieroaprobar.es

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

Para la valoración de un ácido débil, $CH_3COOH(ac)$, con una base fuerte, $NaOH(ac)$, 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.

a) 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.
b) Dibuje un esquema del dispositivo experimental necesario para realizar una valoración ácido-base, indicando el nombre del material de laboratorio utilizado

Solución:

a) En la reacción de neutralización se formará acetato de sodio, $NaCH_3COOH$:

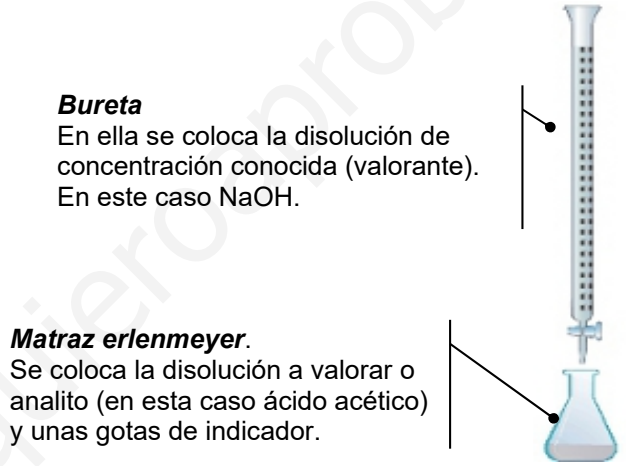
$$CH_3COOH\,(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCH_3COO(ac) + H_2O(l)$$

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

$$CH_3COO^-(ac) + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH\,(ac) + OH^-(ac)$$

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.***

b)



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

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

a) Indique el nombre del material de laboratorio necesario para llevar a cabo dicha valoración.
b) 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.

Prueba de evaluación de Bachil
para el acceso a la Universidad (

Solución:

a) Ver apartado b) del problema anterior.

b) 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.***

www.yoquieroaprobar.es

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

Dato: $Kb(NH_3)=1,8 \times 10^{-5}$

Solución:

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

$$HNO_3(ac) + NH_4OH(ac) \rightarrow NH_4NO_3(ac) + H_2O(l)$$

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:

$$NH_4NO_3\ (ac) \longrightarrow NH_4^+(ac) + NO_3^-(ac)$$

$$NH_4^+(ac) + H_2O \rightleftharpoons NH_3(ac) + H_3O^+(ac)$$

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, $C_2H_5NH_2$, de concentración 0,1 M con agua hasta un volumen final de la disolución de 1 L.

Dato. $K_b(C_2H_5NH_2) = 4,3.10^{-4}$

Solución:

Como se toman inicialmente 200 mL de disolución 0,1 M, tendremos 0,02 moles de $C_2H_5NH_2$. 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:

$$\begin{array}{lcccc} C_2H_5NH_2\ (ac) + H_2O & \rightleftharpoons & C_2H_5NH_3^+(ac) & + & OH^-(ac) \\ (c-x) & & x & & x \end{array}$$

$$K_b = \frac{\left[C_2H_5NH_3^+\right]\left[OH^-\right]}{\left[C_2H_5NH_2\ \right]} = \frac{x^2}{(c-x)} \approx \frac{x^2}{c} = 4,3\ 10^{-4}\ ; x = \sqrt{8,6\ 10^{-4}} = 2,9\ 10^{-3}$$

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

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

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,5 = 11,5$$

www.yoquieroaprobar.es

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

En la realización de una volumetría ácido-base para determinar la concentración de ácido acético (CH_3COOH) 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.

a) Calcule la concentración de ácido acético en el vinagre comercial e indique donde colocaría la disolución acuosa de NaOH para realizar la valoración.
b) 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

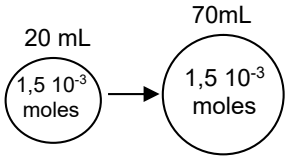
Solución:

a) $CH_3COOH\,(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCH_3COO(ac) + H_2O(l)$

Moles de NaOH gastados en la neutralización del ácido:

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

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).



$$\frac{1{,}5\ 10^{-3}\ moles\ CH_3COOH}{20\ \cancel{mL\ vinagre}}\ \frac{1000\ \cancel{mL\ vinagre}}{1\ L\ vinagre} = 0{,}075\ \frac{moles}{L\ vinagre} = 0{,}075\ M$$

La sal, $NaCH_3COOH$, procedente de la valoración de una base fuerte, NaOH, con un ácido débil, CH_3COOH, sufrirá hidrólisis básica, por tanto el pH en el punto de equivalencia será superior a 7,0.

$$CH_3COO^-(ac) + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH\,(ac) + OH^-(ac)$$

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, CH_3COOH (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 amoniaco, NH_3, 0,20 M, con agua hasta un volumen final de disolución de 500 mL a 25 ºC. Calcule:

a) El grado de disociación del amoniaco en la disolución resultante de la dilución.
b) El pH de la disolución resultante de la dilución.

Dato: $Kb(NH_3) = 1{,}8\ .\ 10^{-5}$

Solución:

a) Cálculo de la concentración del amoniaco:

$$25\ \cancel{mL\ disol}\ \frac{0{,}20\ moles\ NH_3}{1000\ \cancel{mL\ disol}} = 5\ 10^{-3} moles\ NH_3\ ;\ \frac{5\ 10^{-3}\ moles\ NH_3}{500\ \cancel{mL\ disol}}\ \frac{1000\ \cancel{mL\ disol}}{1\ L\ disol} = 0{,}01\ M$$

b) Equilibrio ácido-base: $NH_3\,(ac) + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$

$c\,(1-\alpha)$ $\quad c\,\alpha \quad c\,\alpha$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} \approx c\,\alpha^2;\ \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}} = \sqrt{\frac{1{,}8\,10^{-5}}{10^{-2}}} = 0{,}042\ (4{,}2\%)$$

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

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

(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:

$$CH_3COOH\,(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCH_3COO(ac) + H_2O(l)$$

El acetato de sodio, $NaCH_3COOH$, sufrirá hidrólisis básica, por tanto el pH en el punto de equivalencia será superior a 7,0.

$$CH_3COO^-(ac) + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH\,(ac) + OH^-(ac)$$

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.

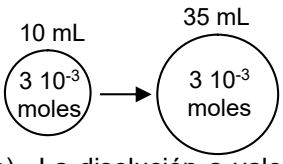
Solución:

a) Valoración: $CH_3COOH\,(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCH_3COO(ac) + H_2O(l)$

Moles de NaOH gastados en la neutralización del ácido:

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

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



$$\frac{3\,10^{-3}\ moles\ CH_3COOH}{10\ \cancel{mL\ vinagre}}\ \frac{1000\ \cancel{mL\ vinagre}}{1\,L\ vinagre} = 0{,}3\ \frac{moles\ CH_3COOH}{1\,L\ vinagre} = 0{,}3\ M$$

b) 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 25^0C.

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

Solución:

Molaridad de la disolución de HCN:

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

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

$$pH = -\log\left[H_3O^+\right];\left[H_3O^+\right] = x = 10^{-pH} = 10^{-5,07} = 8,51\ 10^{-6}\ \frac{mol}{L}$$

Para saber el contenido de ácido acético de un vinagre procedemos a valorarlo.

Para ello medimos 10,0 mL del vinagre, lo echamos en un matraz erlenmeyer, diluimos hasta unos 25 -30 mL (no importa el volumen final) y añadimos un par de gotas de fenolftaleína como indicador. La fenolftaleína es incolora por debajo de pH 8,2, virando a un color violeta intenso por encima de pH 10,0.

La bureta se llena con disolución de NaOH de concentración conocida (1,0 M en nuestro caso).

Una vez listo el montaje comenzamos a valorar vertiendo lentamente la disolución de hidróxido de sodio sobre el vinagre, al tiempo que se agita el matraz. El vertido se continúa hasta que el indicador vire al color violeta. Cerramos entonces la bureta y medimos el volumen de disolución vertida. Es conveniente realizar más de una valoración con el fin de minimizar el error cometido.

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

$$HCN\,(ac) + H_2O \rightleftarrows CN^-(ac) + H_3O^+(ac)$$

$$c(1-\alpha) \qquad c\alpha \qquad c\alpha \qquad \left[H_3O^+\right] = c\alpha;\ \alpha = \frac{\left[H_3O^+\right]}{c} = \frac{8,51\ 10^{-6}}{0,1} = 8,51\ 10^{-5}$$

$$Ka = \frac{\left[CN^-\right]\left[H_3O^+\right]}{\left[HCN\right]} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c\alpha^2 = 0,1\,\frac{mol}{L}\,(8,51\ 10^{-5})^2 = 7,24\ 10^{-10}\ \frac{mol}{L}$$

(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:

$$HNO_3(ac) + H_2O(l) \rightarrow NO_3^-(ac) + H_3O^+(ac) \qquad HCl(ac) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(ac) + H_3O^+(ac)$$

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:**

$$pH = -\log\left[H_3O^+\right];\left[H_3O^+\right] == \left[HNO_3\right] = 10^{-pH} = 10^{-1,5} = 3,16\ 10^{-2}\ \frac{mol}{L}$$

$$7,5\ \cancel{mL\ disol}\ \frac{3,16\ 10^{-2} mol\ HNO_3}{100\ \cancel{mL\ disol}} = 2,37\ 10^{-4} moles\ HNO_3 = 2,37\ 10^{-4} moles\ H_3O^+$$

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

$$2,5\ \cancel{mL\ disol}\ \frac{1,05\ \cancel{g\ dis}}{1\ \cancel{mL\ disol}}\ \frac{0,8\ \cancel{g\ HCl}}{100\ \cancel{g\ dis}}\ \frac{1\,mol\ HCl}{36,5\ \cancel{g\ HCl}} = 5,75\ 10^{-4} moles\ HCl = 5,75\ 10^{-4} moles\ H_3O^+$$

www.yoquieroaprobar.es

Moles totales de H_3O^+:

$$\left(2{,}37\ 10^{-4} + 5{,}75\ 10^{-4}\right)\text{moles} = 8{,}12\ 10^{-4}\text{moles } H_3O^+$$

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

$$\left[H_3O^+\right] = \frac{8{,}12\ 10^{-4}\text{moles}}{2\ \text{L}} = 4{,}06\ 10^{-4}\ \frac{\text{moles}}{\text{L}} \quad pH = -\log\left[H_3O^+\right] = -\log\left(4{,}06\ 10^{-4}\right) = 3{,}4$$

(Oviedo. 2018-2019/ 2.3)

Para la valoración de una base fuerte, NaOH(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:

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.

$$NaOH(ac) + HCl(ac) \rightarrow NaCl(ac) + H_2O$$

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, HNO_2.

Dato. $Ka(HNO_2) = 7{,}2\ 10^{-4}$

Solución:

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

$$NaOH(ac) + HNO_2(ac) \rightarrow NaNO_2(ac) + H_2O(l)$$

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

$$NaNO_2(ac) \rightarrow Na^+(ac) + NO_2^-(ac)$$

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 NO_2^-) será una base fuerte (más fuerte que el agua) y sufrirá hidrólisis:

$$NO_2^-(ac) + H_2O(l) \rightleftarrows HNO_2(ac) + OH^-(ac)$$

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

www.yoquieroaprobar.es

(Oviedo. 2017-2018/ 4.1)

En la disolución preparada disolviendo 9 mg de ácido acético, CH_3COOH, 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 CH_3COOH 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:

$$\underset{c\,(1-\alpha)}{CH_3COOH\,(ac)} + H_2O \rightleftharpoons \underset{c\alpha}{CH_3COO^-(ac)} + \underset{c\alpha}{H_3O^+(ac)}$$

$$Ka = \frac{\left[CH_3COO^-\right]\left[H_3O^+\right]}{\left[CH_3COOH\right]} = \frac{c^{\cancel{2}}\alpha^2}{\cancel{c}(1-\alpha)} = \frac{c\,\alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c\,\alpha^2$$

Cálculo de la concentración inicial del ácido:

$$\frac{9\ 10^{-3}\ \cancel{g\ CH_3COOH}}{300\ \cancel{mL\ disol}}\ \frac{1\,mol\ CH_3COOH}{60\ \cancel{g\ CH_3COOH}}\ \frac{1000\ \cancel{mL\ disol}}{1\,L\ disol} = 5\ 10^{-4}M$$

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:

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

$$pH = -\log\,[H_3O^+] = -\log\,(c\alpha) = \log\,(5 10^{-4}\ .0{,}17) = 4{,}1$$

(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 amoniaco $NH_3(ac)$, con una disolución acuosa de ácido clorhídrico HCl(ac).

Dato: $Kb(NH_3)= 1{,}8\ 10^{-5}$

Solución:

Reacción de neutralización:

$$HCl(ac) + NH_3(ac) \rightarrow NH_4Cl(ac) + H_2O(l)$$

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:

$$NH_4Cl\,(ac) \longrightarrow NH_4^+(ac) + Cl^-(ac)$$

$$NH_4^+(ac) + H_2O \rightleftharpoons NH_3(ac) + H_3O^+(ac)$$

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

www.yoquieroaprobar.es

(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:

$$HCl(ac) + NH_3(ac) \rightarrow NH_4Cl(ac) + H_2O(l)$$

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:

$$NH_4Cl\,(s) \longrightarrow NH_4^+(ac) + Cl^-(ac)$$

$$NH_4^+(ac) + H_2O \rightleftharpoons NH_3(ac) + H_3O^+(ac)$$

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 amoniaco, 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. Kb(NH_3)= 1,8 10^{-5}

Solución:

$$\begin{array}{lcl} NH_3\,(ac) + H_2O & \rightleftharpoons & NH_4^+(ac) + OH^-(ac) \\ (c-x) & & x \qquad\qquad x \end{array}$$

$$pH = -\log[H_3O^+];\ [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11}$$

$$[H_3O^+]\,[OH^-] = 10^{-14}\ ;\ [OH^-] = x = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3}\,\frac{mol}{L}$$

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

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3\ ]} = \frac{x^2}{(c-x)} \approx \frac{x^2}{c}$$

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

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

$$2\ \cancel{L\ disol}\ \frac{5{,}6\ 10^{-2}\ \cancel{mol\ NH_3}}{1\ \cancel{L\ disol}}\ \frac{17\ g\ NH_3}{1\ \cancel{mol\ NH_3}} = 1{,}9\ g\ NH_3$$

www.yoquieroaprobar.es

(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.

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

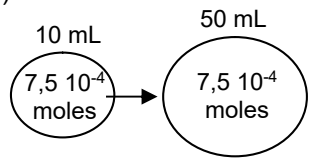
Solución:

Valoración: $CH_3COOH\,(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCH_3COO(ac) + H_2O$

Moles de NaOH gastados en la neutralización del ácido:

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

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).



$$\frac{7{,}5\ 10^{-4}\ moles\ CH_3COOH}{10\ \cancel{mL\ vinagre}}\ \frac{1000\ \cancel{mL\ vinagre}}{1\,L\ vinagre} = 0{,}075\ \frac{moles\ CH_3COOH}{1\,L\ vinagre} = 0{,}075\ M$$

(Oviedo. 2016-2017/ 3.2)

Calcule el pH de la disolución resultante de diluir 10 mL de disolución acuosa de amoniaco, NH_3, al 10% en masa y densidad 0,98 g/mL, hasta un volumen final de 1 L.

Datos: $K_b(NH_3)$= 1,8 10^{-5}. Masas atómicas: N= 14 u; H=1,0 u.

Solución:

Cálculo de la concentración inicial del amoniaco:

- Masa de amoniaco:

$$10\ \cancel{mL\ disol}\ \frac{0{,}98\ \cancel{g\ disol}}{1\ \cancel{ml\ disol}}\ \frac{10\ g\ NH_3}{100\ \cancel{g\ disol}} = 0{,}98\ g\ NH_3$$

- Concentración de la disolución:

$$\frac{0{,}98\ \cancel{g\ NH_3}}{1\,L}\ \frac{1\ mol\ NH_3}{17\ \cancel{g\ NH_3}} = 0{,}058\ \frac{mol\ NH_3}{L} = 0{,}058\ M$$

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

$$NH_3\ (ac) + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$$
$$(c - x) \qquad\qquad x \qquad\qquad x$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3\ ]} = \frac{x^2}{(c-x)} \approx \frac{x^2}{c};\quad x = \sqrt{c\,K_b}$$

Por tanto:

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

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

$$pH = 14 - pOH = 14 - pOH = 14 - 3 = 11$$

www.yoquieroaprobar.es

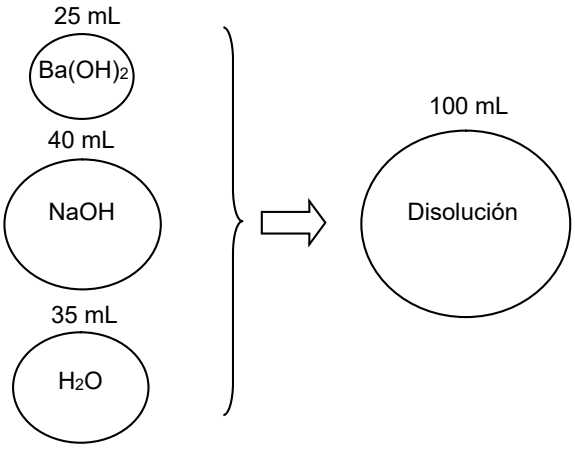
(Oviedo. 2016-2017/ 1.1)

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:

$$Ba(OH)_2(s) \rightarrow Ba^{2+}(ac) + 2\,OH^-(ac)$$

$$NaOH(s) \rightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac)$$

Moles de OH^- procedentes de la disolución de $Ba(OH)_2$:

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

Moles de OH^- procedentes de la disolución de NaOH:

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

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

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

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

$pH = 14 - pOH = 14 - 1{,}1 = 12{,}9$

www.yoquieroaprobar.es