

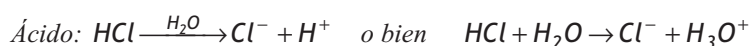
RESOLUCIÓN DE CUESTIONES

Cuestión 1

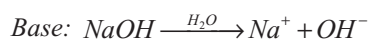
- a) Defina el concepto de ácido y base según Arrhenius.
 b) Clasifique, según la definición anterior, las siguientes especies escribiendo su disociación en agua: H_2SO_4 , H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HClO_3 y NaOH .

Solución

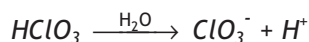
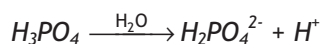
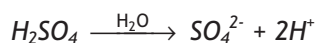
- a) *Los ácidos son sustancias que en disolución acuosa se disocian produciendo iones H^+ (o bien iones H_3O^+) y aniones.*



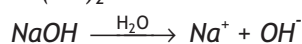
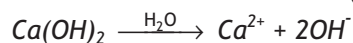
Las bases son sustancias que en disolución acuosa se disocian produciendo iones OH^- y cationes.



- b) *Serán sustancias ácidas: H_2SO_4 , H_3PO_4 y HClO_3*



Serán sustancias básicas: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y NaOH



Cuestión 2

Indique, razonadamente, para las siguientes especies: H_2O , HS^- , HPO_4^{2-} , HSO_4^-

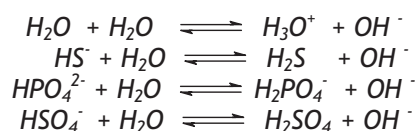
- a) Cuál es el ácido conjugado de cada una.
 b) Cuál es la base conjugada de cada una.

Solución

Según la teoría de Brønsted-Lowry, un ácido es toda sustancia que, en disolución acuosa, puede donar protones y una base es toda sustancia que, en disolución acuosa, puede aceptar protones.

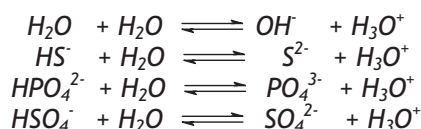
- a) Los ácidos conjugados de las especies químicas dadas, H_2O , HS^- , HPO_4^{2-} , HSO_4^- , son las siguientes, respectivamente: H_3O^+ , H_2S , $H_2PO_4^-$, H_2SO_4 .

Se tienen los equilibrios siguientes:



- b) Las bases conjugadas de las especies químicas dadas, H_2O , HS^- , HPO_4^{2-} , HSO_4^- , son las siguientes, respectivamente: OH^- , S^{2-} , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} .

Se tienen los equilibrios siguientes:

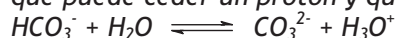
**Cuestión 3**

- a) Justifique el carácter ácido y/o básico de las siguientes sustancias de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry: NH_3 , HNO_2 , OH^- , HCO_3^- y CO_3^{2-} .
b) ¿Es lo mismo ácido fuerte que ácido concentrado? Razone la respuesta.

Solución

- a) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$. El amoníaco tiene carácter básico porque puede aceptar protones.
 $HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$. El ácido nitroso tiene carácter ácido porque puede ceder protones.
 $OH^- + H_2O \rightleftharpoons H_2O + OH^-$. El ion OH^- tiene carácter básico porque acepta protones.

$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$. El ion bicarbonato tiene carácter básico porque puede aceptar protones, pero también tiene carácter ácido puesto que puede ceder un protón y quedar como ion carbonato:



El ion HCO_3^- es una sustancia anfótera, ya que puede actuar como ácido o como base, dependiendo de la sustancia frente a la que actúe.

$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$. El ion carbonato solo puede aceptar un protón, por lo tanto tiene carácter básico.

b) Se trata de conceptos diferentes.

Se considera que un ácido es fuerte cuando en disolución acuosa se disocia en gran extensión, e incluso totalmente. Un ácido concentrado es aquel que está en gran proporción en relación al disolvente.

Un ácido fuerte puede estar en disolución concentrada o en disolución diluida

Cuestión 4

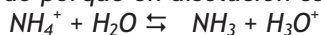
- a) Clasifique en ácidos y bases, según la teoría de Brønsted-Lowry, las siguientes especies químicas: PO_4^{3-} , NH_4^+ y F^- , escribiendo la reacción que tiene lugar al disolverlas en agua.
- b) Indique el par conjugado en cada caso.

Solución

- a) PO_4^{3-} es una base, porque en disolución puede aceptar un protón procedente del agua, según la reacción:



NH_4^+ es un ácido porque en disolución cede un protón:



F^- es una base, puesto que en disolución acepta un protón, originando el ácido fluorhídrico:



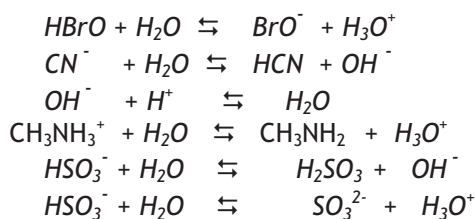
- b) HPO_4^{2-} es el par conjugado del PO_4^{3-} .
 NH_3 es el par conjugado del NH_4^+ .
 HF es el par conjugado del F^- .

Cuestión 5

- a) Escriba las ecuaciones que justifican el comportamiento como ácido o base en medio acuoso, según la teoría de Brønsted-Lowry, de las especies: HBrO , CN^- , OH^- , CH_3NH_3^+ , HSO_3^- .
- b) Indique el ácido o base conjugado de cada una de las especies anteriores.

Solución

- a) Las ecuaciones químicas correspondientes a cada una de las especies son:



- b) El HBrO tiene carácter ácido y su base conjugada es BrO^- . El ion CN^- es una base y su ácido conjugado es HCN . El ion hidroxilo es una base y su ácido conjugado es el agua. El ion CH_3NH_3^+ (metilamonio) es un ácido y su base conjugada es la CH_3NH_2 (metilamina). El ion hidrógenosulfito puede comportarse como base (aceptando un protón) y su ácido conjugado es el H_2SO_3 y también puede comportarse como ácido (cediendo un protón) y en ese caso su base conjugada es el ion SO_3^{2-} .

Cuestión 6

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Un ácido débil es aquél ácido cuyas disoluciones son diluidas.
- b) En las disoluciones de las bases débiles, éstas se encuentran totalmente disociadas.
- c) La disociación de un ácido fuerte en una disolución diluida es prácticamente total.

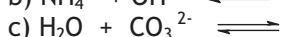
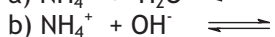
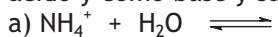
Solución

- a) **Falsa.** La fuerza de un ácido viene dada por su capacidad para disociarse en disolución independientemente de que la disolución sea diluida o concentrada.

- b) *Falsa*. Las bases débiles en disolución se disocian sólo parcialmente.
- c) *Verdadera*. Los ácidos fuertes se disocian totalmente cuando están en disolución con independencia de que ésta sea diluida o concentrada.¹

Cuestión 7

Complete las siguientes reacciones e indique las sustancias que actúan como ácido y como base y sus pares conjugados según la teoría de Brönsted-Lowry.



Solución

a) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$. El ácido es el ion NH_4^+ , su base conjugada es el NH_3 .

b) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$. El ion NH_4^+ es el ácido y su base conjugada es el NH_3 .

c) $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$. El ion CO_3^{2-} es la base y el ion HCO_3^- es su ácido conjugado.

Cuestión 8

- a) Aplicando la teoría de Brönsted-Lowry, en disolución acuosa, razone si son ácidos o bases las especies HPO_4^{2-} y O^{2-} .
- b) Indique cuáles son las bases conjugadas de los ácidos H_3O^+ y HNO_2 .
- c) Indique cuáles son los ácidos conjugados de las bases Br^- y HSeO_4^- .

Solución

a) HPO_4^{2-} puede actuar como ácido según la reacción:

¹ NOTA: Debe tenerse presente que a diluciones muy grandes, los ácidos débiles y las bases débiles se llegan a encontrar totalmente disociados. También, sucede que los ácidos o bases muy fuertes a concentraciones relativamente grandes, que para muchas especies están a concentraciones igual o mayor a 1 M, no se encuentran totalmente disociados debido a la formación de pares iónicos.

$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$. Su base conjugada es el ion PO_4^{3-} .

También puede actuar como base:

$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$. Su ácido conjugado es H_2PO_4^- .

$\text{O}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{OH}^-$. El O^{2-} es una base porque en disolución puede aceptar un protón.

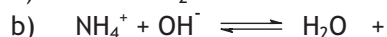
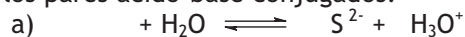
b) La base conjugada del ácido H_3O^+ es H_2O y del HNO_2 es NO_2^- . Véanse las cuestiones 2 y 3 para las justificaciones.

c) El ácido conjugado de la base Br^- es HBr y del HSeO_4^- es H_2SeO_4 tal como se deduce de los siguientes equilibrios:



Cuestión 9

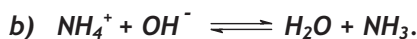
Complete los siguientes equilibrios ácido-base identificando, de forma razonada, los pares ácido-base conjugados:



Solución



HS^- ácido porque cede un protón, S^{2-} es su base conjugada. H_2O actúa como base porque acepta un protón, el H_3O^+ es su ácido conjugado.



NH_4^+ es el ácido porque cede un protón y su base conjugada es el NH_3 . El OH^- es la base porque acepta un protón y su ácido conjugado es el H_2O .



El ion I^- es la base porque acepta un protón del H_2O . Su ácido conjugado es el HI . El H_2O es el ácido porque cede un protón y su base conjugada es el OH^- .

Cuestión 10

Complete las ecuaciones siguientes e indique los pares ácido-base conjugados, según la teoría de Brönsted-Lowry:

- a) $\text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons$
 b) $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons$
 c) $\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$

Solución

- a) $\text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$. En esta reacción el ion CN^- es la base y su ácido conjugado es el HCN. El ion H_3O^+ es el ácido y el H_2O es su base conjugada.
- b) $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$. El ion $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$ actúa como ácido, siendo su base conjugada el $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$. El ion hidroxilo actúa como base y el H_2O es su ácido conjugado.
- c) $\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO}_2 + \text{OH}^-$. El ion ClO_2^- acepta un protón del agua, por lo tanto actúa como base y su ácido conjugado es el HClO_2 . El H_2O cede un protón, por lo que actúa como ácido siendo su base conjugada el OH^- .

Cuestión 11

Dadas las siguientes especies químicas: O^{2-} , H_2SO_4 , HPO_4^{2-} , HClO_3 , y H_3BO_3 , justifique, según la teoría de Brönsted-Lowry:

- a) Cuáles pueden actuar sólo como ácidos.
 b) Cuáles pueden actuar sólo como bases.
 c) Cuáles pueden actuar como ácidos y como bases.

Solución

- a) Según la definición de ácido-base de Brönsted-Lowry, actuarán sólo como ácidos: H_2SO_4 , HClO_3 , y H_3BO_3 .
- $$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$$
- $$\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$$
- $$\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$$
- b) Actuará sólo como base: O^{2-} .
- $$\text{O}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{OH}^-$$
- c) Podrá actuar como ácido y como base: HPO_4^{2-} .
- $$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$$
- $$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$$

Cuestión 12

Dadas las especies en disolución acuosa: $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$, HCOOH , HS^- y NaOH

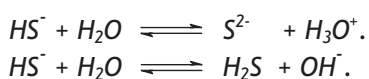
- Justifique el comportamiento como ácido y/o base de cada una de ellas según la teoría de Brønsted-Lowry.
- Indique cuál es el par conjugado en cada caso.

Solución

- Según la teoría de Brønsted-Lowry, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$ y HCOOH se comportan como ácidos puesto que, en disolución, ambos pueden ceder un H^+ dando respectivamente $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ y HCOO^- . Tal como se deduce de los siguientes equilibrios:



El ion HS^- puede actuar como ácido cediendo un H^+ o como base aceptando un H^+ . Tal como se observa en los siguientes equilibrios:



El NaOH actúa siempre como base, ya que al generar iones hidroxilo éstos aceptan protones.

- Como se deduce de los equilibrios expuestos los pares conjugados en cada caso son: para el ion dimetilamonio, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$, la dimetilamina, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$, y para ácido fórmico, HCOOH , el ion formiato, HCOO^- .
Para el ion HS^- , cuando actúa como ácido, su base conjugada es el ion sulfuro S^{2-} y cuando actúa como base, su ácido conjugado es el H_2S .
El ácido conjugado del OH^- es el agua H_2O .

Cuestión 13

Justifique si las siguientes afirmaciones son correctas:

- El ion HSO_4^- puede actuar como ácido según la teoría de Arrhenius.
- El ion CO_3^{2-} es una base según la teoría de Brønsted-Lowry.

Solución

- a) **Correcta.** El ion HSO_4^- puede actuar como ácido según la teoría de Arrhenius, puesto que en disolución acuosa puede ceder un protón.
- b) **Correcta.** El ion CO_3^{2-} es una base, según la teoría de Brønsted-Lowry, puesto que, en disolución acuosa, puede aceptar un protón generando HCO_3^- .

Cuestión 14

De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry, indique cuáles de las siguientes especies: HSO_4^- , HNO_3 , S^{2-} , NH_3 , H_2O y H_3O^+ .

- a) Actúan sólo como ácido.
b) Actúan sólo como base.
c) Actúan como ácido y base.

Solución

- a) HNO_3 y H_3O^+ .
b) S^{2-} y NH_3 .
c) HSO_4^- y H_2O .

En las cuestiones anteriores 2, 3, 11 y 12 se encuentran los equilibrios de estas especies en disolución acuosa.

Cuestión 15

Se tienen disoluciones acuosas de concentración 0,1 M de los siguientes compuestos: NH_3 , KNO_3 , NH_4Cl y HNO_3 .

- a) Ordénelas según el valor creciente de su pH. Razone la respuesta.
b) Indique si se puede formar con algunas de ellas una disolución reguladora de pH.

Solución

- a) $\text{pH}(\text{HNO}_3) < \text{pH}(\text{NH}_4\text{Cl}) < \text{pH}(\text{KNO}_3) < \text{pH}(\text{NH}_3)$.
El ácido nítrico es un ácido muy fuerte que está totalmente disociado cuando está en disolución, por lo tanto tendrá el pH más bajo, ya que a igualdad de concentraciones es el que genera mayor concentración de protones en disolución acuosa.

El cloruro amónico tiene pH ácido debido a la formación de iones H_3O^+ por la hidrólisis del ion amonio según la reacción: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$, reacción que no está totalmente desplazada hacia la derecha, ya que es un ácido débil.

La disolución de la sal KNO_3 origina un pH neutro ya que ambos iones proceden de ácido y base fuertes y no reaccionan con el agua (K^+ y NO_3^-).

El NH_3 es una base débil ya que en disolución acepta protones, dando lugar al aumento de la concentración de los iones OH^- .

- b) Se puede formar una disolución reguladora con NH_3 y NH_4Cl , puesto que al tener un par formado por una base débil y su ácido conjugado, muestra una cierta resistencia a la variación del pH de la disolución cuando se adiciona una pequeña cantidad de ácido o base fuertes a la misma.

Cuestión 16

Razone que ocurrirá con el pH cuando:

- a) Se añade agua a una disolución de un ácido fuerte.
b) Se añade agua a una disolución de base fuerte.

Solución

- a) Al añadir agua a una disolución de un ácido fuerte, éste se diluye por lo que la concentración de protones procedentes de la disociación del ácido también disminuirá y en consecuencia el pH aumentará.
- b) Por el contrario si se añade agua a la disolución de una base fuerte, la concentración de ésta disminuye, es decir, disminuye $[OH^-]$, por lo que $[H^+]$ aumenta y en consecuencia el pH disminuirá.

Cuestión 17

Explique cuál o cuáles de las siguientes especies químicas, al disolverse en agua, formará disoluciones con pH menor que siete.

- a) H_3AsO_4
b) Na_2CO_3
c) $(NH_4)_2SO_4$.

Solución

- a) H_3AsO_4 (ácido arsénico) formará una disolución de pH menor que 7, ya que se trata de un ácido que al disociarse generará iones H_3O^+ según el proceso:



- b) Na_2CO_3 formará una disolución de pH mayor que 7. Al disolverse la sal, los iones CO_3^{2-} se hidrolizan generando iones OH^- según la reacción:



- c) $(NH_4)_2SO_4$ formará una disolución de pH menor que 7. Puesto que se disuelve en agua y se disocia totalmente, según:



El ion sulfato presenta prácticamente nula reactividad con el agua ya que su ácido conjugado es fuerte.

El ion amonio se hidroliza con el agua generando protones, según la reacción:

**Cuestión 18**

En 500 ml, de una disolución acuosa 0'1 M de NaOH. Estime:

- La concentración de iones OH^- .
- La concentración de iones H_3O^+ .
- El pH de la disolución.

Solución

- Puesto que es una base fuerte, completamente disociada en agua, la concentración de iones OH^- es igual a 0'1 M, independientemente del volumen que se tenga de disolución.
- Teniendo en cuenta el producto iónico del agua $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ a 25 °C, la concentración de iones H_3O^+ será igual a 10^{-13} M.
- El pH de la disolución será igual a 13, ya que $pH = -\log[H^+] = -\log 10^{-13} = -(-13) = 13$

Cuestión 19

En 300 mL de una disolución acuosa 0'1 M de HCl. Estime:

- La concentración de H_3O^+ .
- La concentración de OH^- .
- El pOH de la disolución.

Solución

- El HCl es un ácido muy fuerte que está totalmente disociado, por tanto: $[\text{H}^+] = 0'1\text{M}$, independientemente del volumen que se tenga de disolución.
- Puesto que, $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$, sustituyendo tenemos $0'1 \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ y de aquí $[\text{OH}^-] = 10^{-13}\text{M}$
- $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$; $\text{pOH} = 13$

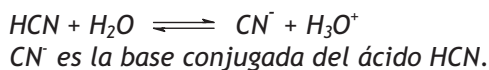
Cuestión 20

De los ácidos débiles, benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) y cianhídrico (HCN), el primero es más fuerte que el segundo.

- Escriba sus reacciones de disociación en agua explicando cuáles son sus bases conjugadas.
- Indique razonadamente cuál de las dos bases conjugadas es la más fuerte.

Solución

- $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ es la base conjugada del ácido $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$

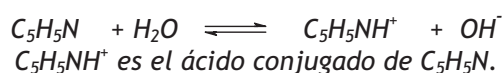
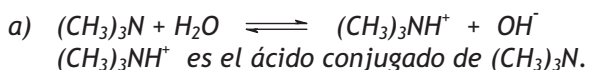


- Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada. En consecuencia, si el ácido benzoico es más fuerte que el ácido cianhídrico, su base conjugada será más débil que la base conjugada del ácido cianhídrico.

Cuestión 21

De las bases débiles $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ (trimetilamina) y $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ (piridina), la primera es más fuerte que la segunda.

- Escriba sus reacciones de disociación en agua, especificando cuáles son sus ácidos conjugados.
- Indique razonadamente cuál de los dos ácidos conjugados es el más fuerte.

Solución

- Como más fuerte es una base, más débil es su ácido conjugado. En consecuencia, si la trimetilamina es más fuerte que la piridina, su ácido conjugado (ion trimetilamonio) será más débil que el ácido conjugado de la piridina (ion piridium o piridinio).

Cuestión 22

Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- A igual molaridad, cuanto más débil es un ácido menor es el pH de sus disoluciones.
- A un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil.
- No existen disoluciones diluidas de un ácido fuerte.

Solución

- Falso.** Se trata justamente del efecto contrario. Cuanto más débil es un ácido menos se disociará en disolución, por lo que existirá menor concentración de protones y el pH será mayor.
- Verdadero.** Un ácido fuerte tiende a ceder protones, por lo tanto su base conjugada tendrá poca o muy poca tendencia a aceptarlos.
- Falso.** Los ácidos y las bases fuertes y débiles se pueden diluir tanto como sea necesario.

Cuestión 23

- ¿Qué significado tienen los términos fuerte y débil referidos a un ácido o a una base?
- Si se añade agua a una disolución de $\text{pH} = 4$, ¿qué ocurre con la concentración de H_3O^+ ?

Solución

- Los términos fuerte y débil se refieren a la mayor o menor tendencia a ceder protones (en un ácido) o a aceptarlos (en una base) cuando están en disolución.*
- Al añadir agua a una disolución de un ácido, éste se diluye, es decir su concentración disminuye, por lo que la concentración de protones disminuye también y, en consecuencia, el pH aumenta.*

Cuestión 24

En dos disoluciones de la misma concentración de dos ácidos débiles monopróticos HA y HB, se comprueba que $[\text{A}^-]$ es mayor que $[\text{B}^-]$. Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- El ácido HA es más fuerte que HB.
- El valor de la constante de disociación del ácido HA es menor que el valor de la constante de disociación de HB.
- El pH de la disolución del ácido HA es mayor que el pH de la disolución del ácido HB.

Solución

- Verdadero.** Si $[\text{A}^-] > [\text{B}^-]$ indica que HA está más disociado que HB, y por lo tanto HA es más fuerte que HB.
- Falso.** Si HA está más disociado que HB, a la misma concentración, significa que la constante de disociación de HA es mayor que la de HB.
- Falso.** Para una misma concentración inicial de ambos ácidos, HA está más disociado que HB, es decir, HA es más fuerte que HB (HA genera una concentración de protones mayor que la generada por HB) y en consecuencia, el pH correspondiente a HA es menor: $\text{pH}_{\text{HA}} < \text{pH}_{\text{HB}}$.

Cuestión 25

- a) El pH de una disolución de un ácido monoprótico (HA) de concentración $5 \cdot 10^{-3}$ M es 2,3. ¿Se trata de un ácido fuerte o débil? Razone la respuesta.
- b) Explique si el pH de una disolución acuosa de NH_4Cl es mayor, menor o igual a siete.

Solución

- a) $\text{pH} = 2,3$, $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,3} = 5 \cdot 10^{-3}$ M. Se observa que $[\text{HA}]_{\text{inicial}} = [\text{H}^+]_{\text{equilibrio}}$, por lo tanto la disociación del ácido es total. Se trata de un ácido fuerte.
- b) El pH de una disolución de NH_4Cl es menor que siete debido a que la sal está totalmente disociada en agua dando iones cloruro y amonio. Éste sufre un proceso de hidrólisis en el que se generan iones H_3O^+ . Véase la cuestión 17.

Cuestión 26

Considere cuatro disoluciones A, B, C y D caracterizadas por:

A: $\text{pH} = 4$; B: $[\text{OH}^-] = 10^{-14}$; C: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$ M; D: $\text{pOH} = 5$.

- a) Ordénelas de menor a mayor acidez.
- b) Indique cuáles son ácidas, básicas o neutras.

Solución

- a) $D < C < A < B$

D ($\text{pOH} = 5$; $\text{pH} = 9$) $<$ C ($[\text{H}^+] = 10^{-7}$; $\text{pH} = 7$) $<$ A ($\text{pH} = 4$) $<$ B ($[\text{OH}^-] = 10^{-14}$; $\text{pOH} = 14$; $\text{pH} = 0$)

- b) Ácidas: A y B
 Neutra: C
 Básica: D

Cuestión 27

Considere cinco disoluciones A, B, C, D y E caracterizadas por:

A: 50 mL, $\text{pH} = 2$; B: 100 mL, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4}$ M; C: 75 mL, $[\text{OH}^-] = 10^{-8}$; D: 10 mL, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}$; E: 200 mL, $\text{pOH} = 3$.

- a) Ordénelas de menor a mayor basicidad.
 b) Indique cuáles son ácidas, básicas o neutras.

Solución

- a) *El orden creciente del pH de los valores de las disoluciones proporciona el orden creciente de basicidad*
 A ($pH = 2$) = D ($[H^+] = 10^{-2}$; $pH = 2$) < B ($[H^+] = 10^{-4}$; $pH = 4$) < C ($[OH^-] = 10^{-8}$; $pOH = 8$; $pH = 6$) < E ($pOH = 3$; $pH = 11$)
- b) Ácidas: A, B, D y C.
 Básicas: E.

Cuestión 28

Si se mezclan y homogeneizan los pares de disoluciones que se indican ¿cuál sería el pH de las disoluciones resultantes?

- a) 10 mL de disolución a $pH = 2$ y 90 mL de agua pura.
 b) 1 mL de disolución a $pH = 11$ y 99 mL de agua pura.

Solución

- a) $pH = 2$; $[H^+] = 10^{-2}$ M. Se trata de una dilución de la disolución ácida, por tanto:

$$[H^+]_{final} = 0,10 \text{ L} \cdot 10^{-2} \text{ M} / 0,100 \text{ L} = 10^{-3} \text{ M} \text{ y de aquí:}$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-3} = 3.$$

- b) *El otro caso se resuelve de manera análoga.*

$$pH = 11; pOH = 3; [OH^-]_{final} = 0,001 \text{ L} \cdot 10^{-3} \text{ M} / 0,100 \text{ L} = 10^{-5} \text{ M};$$

$$pOH = -\log 10^{-5} = 5; pH = 9.$$

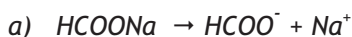
Cuestión 29

Indique, razonadamente, el carácter ácido, básico o neutro que presentarán las disoluciones de las siguientes sales:

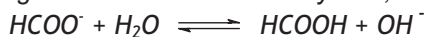
- a) $HCOONa$
 b) K_2CO_3

Solución

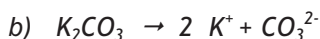
Las dos sales se disocian completamente al disolverse en agua.



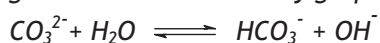
El ion Na^+ no reacciona con el agua, mientras que el ion formiato sí lo hace generando ácido fórmico y OH^- , según la reacción:



Este proceso de hidrólisis implica un aumento de la concentración de OH^- , por lo que el pH aumenta (la disolución se hace más básica).



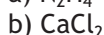
El ion K^+ no reacciona con el agua, mientras que el ion carbonato sí lo hace generando bicarbonato y grupos OH^- , según la reacción:



El pH de la disolución es > 7 , por lo que tiene carácter básico.

Cuestión 30

Indique razonadamente, si el pH de las disoluciones acuosas de las especies químicas siguientes, es mayor, menor o igual a 7:

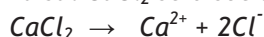
**Solución**

a) La disolución acuosa de la hidracina se puede representar:



En el proceso se generan iones OH^- que son los responsables del aumento del pH por encima de 7.

b) La sal CaCl_2 se disocia totalmente en disolución:



Ambos iones proceden de una base y de un ácido fuertes y no reaccionan (no se hidrolizan) con el agua, por lo que el pH de la disolución es igual a 7.

Cuestión 31

a) Al disolver una sal en agua, ¿se puede obtener una disolución de pH básico? Razone la respuesta y ponga un ejemplo.

b) ¿Y de pH ácido? Razone la respuesta y ponga un ejemplo.

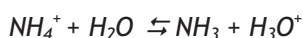
Solución

a) *Al disolver una sal en agua, se puede obtener una disolución de pH básico siempre que la sal proceda de un ácido débil y una base fuerte, como por ejemplo HCOONa.*

Para más detalles, véase la cuestión 29.

b) *Para que la disolución tenga pH ácido, es necesario disolver en agua una sal procedente de un ácido fuerte y una base débil, como por ejemplo NH₄Cl.*

La sal se disocia por completo al disolverse en agua. El ion Cl⁻ no reacciona con el agua ya que procede de un ácido fuerte (HCl), mientras que el ion amonio reacciona generando amoníaco y grupos H₃O⁺:



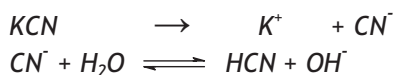
Cuestión 32

Escriba la reacción de hidrólisis de las siguientes sales e indique si el pH resultante será ácido, básico o neutro:

- a) KCN
- b) CsNO₃
- c) NH₄Br

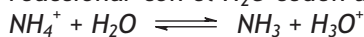
Solución

a) *La sal se disocia por completo en agua. El ion K⁺ no reacciona con el agua, mientras que sí lo hace el ion cianuro, el cual se hidroliza generando ácido cianhídrico e iones hidroxilos, por lo que el pH de la disolución será básico.*



b) *El nitrato de cesio se disocia por completo, pero no sufre hidrólisis ya que el anión (NO₃⁻) y el catión (Cs⁺) proceden de un ácido fuerte (HNO₃) y de una base fuerte (CsOH), respectivamente, por lo que no reaccionan con el agua.*

c) *El NH₄Br se disocia por completo generando iones Br⁻ que, al proceder de un ácido fuerte (HBr) no sufre la hidrólisis, mientras que los iones NH₄⁺ al reaccionar con el H₂O ceden un protón, originando un pH ácido:*



Cuestión 33

- a) Escriba el equilibrio de hidrólisis del ion amonio (NH_4^+), identificando en el mismo las especies que actúan como ácido o como base de Brönsted.
- b) Razone cómo variará la concentración de ion amonio al añadir una disolución de NaOH.
- c) Razone cómo variará la concentración de ion amonio al añadir una disolución de HCl.

Solución

- a) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$. El ácido es el ion NH_4^+ , su base conjugada es el NH_3 . El H_2O es la base y el H_3O^+ es el ácido conjugado.
- b) $\text{NH}_4^+ + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+$. Al añadir NaOH, la concentración de ion amonio disminuye debido a la formación de amoníaco.
- c) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$. Al añadir HCl se produce un aumento de la concentración de protones, por lo que el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, aumentando la concentración de ion amonio.

Cuestión 34

Se preparan disoluciones acuosas de las siguientes sales:

- a) SrCl_2
 b) NH_4ClO_4
 c) Li_2CO_3

Indique razonadamente el carácter ácido, básico o neutro de las mismas.

Solución

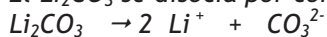
- a) La sal SrCl_2 se disocia totalmente en disolución:

$$\text{SrCl}_2 \rightarrow \text{Sr}^{2+} + 2\text{Cl}^-$$
 Ambos iones proceden de una base y de un ácido fuertes y no reaccionan (no se hidrolizan) con el agua, por lo que el pH de la disolución es igual a 7
- b) El NH_4ClO_4 se disocia por completo:

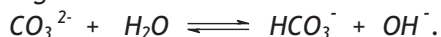
$$\text{NH}_4\text{ClO}_4 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{ClO}_4^-$$
 Se generan iones ClO_4^- que, al proceder de un ácido muy fuerte (HClO_4) no sufre la hidrólisis, pero los iones NH_4^+ sí reaccionan con el H_2O cediendo protones y originando un pH ácido:

$$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$$

- c) El Li_2CO_3 se disocia por completo cuando se disuelve en agua:



Esta sal dará lugar a una disolución de pH mayor que 7. El Li^+ no reacciona al disolverse la sal, pero los iones CO_3^{2-} se hidrolizan generando iones OH^- según la reacción:



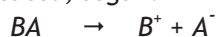
Cuestión 35

Algunas sales al disolverse en agua originan disoluciones ácidas, otras disoluciones básicas y otras disoluciones neutras.

- a) Justifique este comportamiento.
b) Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a la disolución en agua de las sales CsNO_3 ; CH_3COOLi ; NH_4Br .

Solución

- a) Si consideramos que la sal hipotética AB se disocia por completo cuando se disuelve en disolución acuosa, según:



El pH de la disolución de la sal dependerá del grado de hidrólisis:

- Sal de ácido fuerte y base débil: $\text{B}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BOH} + \text{H}^+$

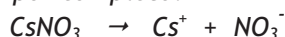
El pH de la disolución de la sal es menor que 7.

- Sal de ácido débil y base fuerte: $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AH} + \text{OH}^-$

El pH de la disolución de la sal es mayor que 7.

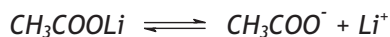
- Sal de ácido y base fuertes: La sal no experimenta hidrólisis. El pH de la disolución de la sal es igual a 7.
- Sal de ácido y base débiles: En este caso, el pH de la disolución de la sal dependerá del valor de las constantes de los ácidos o bases de los que proceden.

b) El nitrato de cesio se disocia por completo:



pero no sufre hidrólisis ya que el anión (NO_3^-) y el catión (Cs^+) proceden de un ácido fuerte (HNO_3) y de una base fuerte (CsOH) respectivamente y no reaccionan con el agua.

La sal acetato de litio se disocia completamente. El ion acetato se hidroliza generando ácido acético e iones hidroxilo, por lo que el pH de la disolución será básico:



El NH_4Br se disocia por completo generando iones Br^- que, al proceder de un ácido fuerte (HBr) no sufre la hidrólisis, y los iones NH_4^+ que al reaccionar con el H_2O ceden un protón, originando un pH ácido:



Cuestión 36

La fenolftaleína es un indicador ácido-base que cambia de incoloro a rosa en el intervalo de pH 8 (incoloro) a pH 9'5 (rosa). Qué color presentará el indicador en las siguientes disoluciones:

- Una disolución acuosa de nitrato de amonio, NH_4NO_3
- Una disolución de NaOH 10^{-3} M.

Razone las respuestas.

Solución

- Cuando se añade una disolución acuosa de NH_4NO_3 a la disolución que contiene el indicador coloreado se forma una disolución transparente e incolora, ya que el nitrato de amonio tiene carácter ácido ($\text{pH} < 7$), y por tanto al ser el pH inferior a 8 el indicador sigue incoloro.
- Al ser $[\text{OH}^-] = 10^{-3}$, el pOH será igual a 3 y en consecuencia el pH será 11, por lo tanto la disolución tendrá coloración rosada, ya que es superior al $\text{pH} = 9'5$ en el que indicador toma visiblemente el color rosa.

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

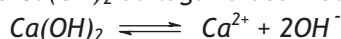
Problema 1

Calcule el pH de una disolución 0'1 M de:

- Hidróxido de calcio.
 - Ácido nítrico.
 - Cloruro de calcio.
- Justifique las respuestas.

Solución

- a) Se trata de la disolución de una base fuerte, por lo que está totalmente disociada. Cada mol de Ca(OH)_2 da lugar a dos moles de OH^- ,



Si se considera que $[\text{Ca(OH)}_2]_{\text{inicial}} = 2 [\text{OH}^-]_{\text{equilibrio}}$ se puede escribir

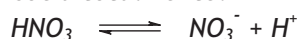
$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 0'1 = 0'2 \text{ M}$ y sustituyendo en el producto iónico del agua:

$$[\text{H}^+] \cdot 0'2 = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = 5 \cdot 10^{-14}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 13'3$$

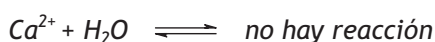
- b) Este caso se refiere a una disolución de un ácido fuerte, que en medio acuoso se disocia totalmente:



se puede considerar que $[\text{H}^+] = [\text{HNO}_3]_{\text{inicial}} = 0'1 \text{ M}$, por lo tanto,

$$\text{pH} = -\log 0'1 = 1.$$

- c) El cloruro de calcio es una sal que procede de un ácido fuerte (HCl) y una base fuerte (Ca(OH)_2), que es soluble en agua y que al disociarse en agua sus iones no reaccionan con el H_2O .



El pH será entonces el que origina la propia disociación del agua $\text{pH} = 7$.



Como $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ sustituyendo en $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$, se tiene que $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$, y de aquí $\text{pH} = 7$.

Problema 2

- a) Calcule los gramos de NaOH que se necesitan para preparar 250 mL de una disolución acuosa de pH = 13.
 b) Describa el material necesario y el procedimiento a seguir para preparar la disolución de NaOH.

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

Solución

- a) *El NaOH es una base fuerte que se disuelve completamente en agua y se disocia totalmente. Si el pH = 13, $[H^+] = 10^{-13}$ M, con lo que a partir de K_w se obtiene $[OH^-] = 0,1$ M. Por lo que $[OH^-]_{equilibrio} = [NaOH]_{inicial}$. Por tanto $[NaOH] = 0,1$ M con lo que la cantidad necesaria de NaOH para preparar la disolución será:*

$$[NaOH] = \frac{x \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1 \text{ M} \quad \text{por tanto} \quad x = 1 \text{ g de NaOH.}$$

donde $40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ es la masa molecular de la sosa ($23 + 16 + 1 = 40$) y x es la cantidad necesaria para preparar la disolución en esas condiciones.

- b) *Material necesario para la preparación de la disolución de NaOH:*

Balanza, pesasustancias, espátula, frasco lavador con agua destilada, pipeta Pasteur o cuentagotas (gotero), matraz aforado de 250 mL.

Procedimiento para la preparación de la disolución:

Se pesa, con ayuda de la espátula en el pesasustancias, 1 g de NaOH y se transfiere el sólido al matraz aforado. Se disuelve el sólido en agua destilada y se ayuda a su disolución mediante la agitación del matraz. Se enrasa con agua destilada hasta los 250 mL con ayuda de un frasco lavador. Al enrasar ha de coincidir la tangente del menisco del líquido con la marca del aforo. Se facilita la exactitud del enrase si se utiliza al añadir las últimas gotas de agua destilada una pipeta Pasteur o un cuentagotas (gotero).

Problema 3

- a) Calcule el pH de 100 mL de disolución obtenida al disolver en agua 4'5 g de hidróxido de bario octahidratado.
 b) Describa el material de laboratorio necesario y el procedimiento adecuado para preparar la disolución.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Ba = 127'3.

Solución

- a) *Primero se calcula la molaridad de la disolución de hidróxido de bario. Para ello, se tiene en cuenta que el sólido (hidróxido) que se pesa contiene agua de cristalización (agua situada en la red cristalina).*

$$Mm \text{Ba(OH)}_2 = 161'3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

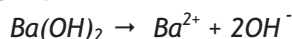
$$Mm \text{Ba(OH)}_2 \cdot 8(\text{H}_2\text{O}) = 305'3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Si 305'3 g de hidróxido hidratado contienen 161'3 g de hidróxido anhidro, 4'5 g de hidróxido hidratado contendrán 2'38 g de hidróxido anhidro.

La molaridad de la base será entonces:

$$M = \frac{\frac{2'38 \text{ g}}{161'3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{0'1 \text{ L}} = 0'148 \text{ M}$$

La disociación completa de la base muy fuerte genera por cada mol de hidróxido dos moles de OH⁻:



0'148 moles de Ba(OH)₂ por litro dan lugar a 2 · 0'148 = 0'296 moles de OH⁻ por litro, es decir [OH⁻] = 0'295 M, y teniendo en cuenta el producto iónico del agua:

$$[\text{H}^+] \cdot 0'296 = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = 3'39 \cdot 10^{-14}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 13'5$$

- b) *Material de laboratorio necesario para preparar la disolución de Ba(OH)₂:*

Balanza, pesasustancias, espátula, frasco lavador con agua destilada, pipeta Pasteur o cuentagotas (gotero), matraz aforado de 100 mL.

Procedimiento para la preparación de la disolución:

Se pesa, con ayuda de la espátula en el pesasustancias, 4'5 g de Ba(OH)·8H₂O y se transfiere el sólido al matraz aforado. Se disuelve el sólido en agua destilada y se ayuda a su disolución mediante la agitación del matraz. Se

enrasa con agua destilada hasta los 100 mL con ayuda de un frasco lavador. Al enrasar ha de coincidir la tangente del menisco del líquido con la marca del aforo. Se facilita la exactitud del enrase si se utiliza al añadir las últimas gotas de agua destilada una pipeta Pasteur o un cuentagotas (gotero).

Problema 4

- ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución de HCl 0'5 M?
- Si añadimos agua a los 50 mL de la disolución anterior hasta alcanzar un volumen de 500 mL, ¿cuál será el nuevo pH?

Solución:

- Se trata de un ácido muy fuerte, que está totalmente disociado, por lo que $[HCl]_{inicial} = [H^+]_{equilibrio} = 0'5 \text{ M}$. El $pH = -\log [H^+] = -\log 0'5 = 0'3$.
- Al añadir agua, la disolución se diluye (la concentración de H^+ disminuye).

Teniendo en cuenta que la masa es constante, el número de moles de protones de la disolución inicial será $0'5 \text{ M} \cdot 0'05 \text{ L} = 2'5 \cdot 10^{-2}$ moles y puesto que el volumen final es 0'5 L, se tiene que $M = 0'025 \text{ moles} / 0'5 \text{ L} = 0'05 \text{ moles} / \text{L} = 0'05 \text{ M}$.

De aquí que $pH = -\log 0'05 = 1'3$.

Como puede comprobarse de la comparación de los valores de pH de los apartados a) y b) la dilución disminuye la concentración de protones y por tanto aumenta el pH.

Problema 5

- ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución 0'1 M de NaOH?
- ¿Cuál será el pH de la disolución que resulta al añadir agua a la anterior hasta que el volumen resultante sea diez veces mayor?
- ¿Cuál será el pH de 100 mL de una disolución 0'01 M de HCl?

Solución

- Se trata de una base fuerte que al disolverse en agua está totalmente disociada, por lo tanto:

$[NaOH]_{inicial} = [OH^-]_{equilibrio} = 0'1 \text{ M}$ y de aquí $pOH = -\log [OH^-] = -\log 0'1 = 1$

puesto que $pH + pOH = 14$; $pH = 13$.

- b) Volumen de la disolución final: $50 \cdot 10 = 500 \text{ ml}$.

La disolución se ha diluido diez veces.

Si llamamos "x" a la concentración final de la disolución de NaOH, se tiene:

$0'500 \text{ L} \cdot x \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0'050 \text{ L} \cdot 0'1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de donde $x = 0'01 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$.

Por otro lado, como ya se ha visto $[NaOH]_{inicial} = [OH^-]_{equilibrio} = 0'01 \text{ M}$,

por tanto $pOH = -\log [OH^-] = -\log 0'01 = 2$

y de aquí $pH + pOH = 14$, por tanto, $pH + 2 = 14$ y $pH = 12$.

- c) Es un ácido fuerte que se disocia totalmente, por lo tanto:

$[HCl]_{inicial} = [H^+]_{equilibrio} = 0'01 \text{ M}$, con lo que $pH = -\log [H^+] = -\log 0'01 = 2$.

Problema 6

Se dispone de 80 mL de una disolución acuosa de NaOH 0'8 M. Calcule:

- a) El volumen de agua que hay que añadir para que la concentración de la nueva disolución sea 0'5 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.
b) El pH de la disolución 0'5 M.

Solución

- a) Sea "V" el volumen de agua que hay que añadir, entonces puesto que 80 mL = 0'08 L, tenemos $(0'08 + V) \text{ L} \cdot 0'5 \text{ M} = 0'08 \text{ L} \cdot 0'8 \text{ M}$, de donde $V = 0'048 \text{ L} = 48 \text{ mL}$.

- b) Si $[NaOH] = 0'5 \text{ M}$ tenemos que $[OH^-] = 0'5 \text{ M}$, entonces $pOH = -\log [OH^-] = -\log 0'5 = 0'30$, y puesto que $pH + pOH = 14$, llegamos a $pH + 0'3 = 14$ y $pH = 13'7$.

Problema 7

Se mezclan 200 mL de una disolución 1 M de hidróxido de sodio con 150 mL de disolución 0'5 M de dicha base. Calcule:

- La concentración, en gramos por litro, de la disolución resultante.
- El pH de la misma.

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

Solución

- Primero, se calcula el número de moles de hidróxido sódico de cada disolución por separado. Por tanto, $0'200 \text{ L} \cdot 1 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1} = 0'200$ moles en la primera disolución y $0'150 \text{ L} \cdot 0'5 \text{ moles} \cdot \text{mL}^{-1} = 0'075$ moles en la segunda.

En la mezcla de ambas disoluciones habrá en total:

$$0'200 + 0'075 = 0'275 \text{ moles.}$$

La masa molecular de NaOH es $23 + 16 + 1 = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, por lo que el número de gramos totales será: $0'275 \text{ moles} \cdot 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 11 \text{ g}$. El volumen total es $0'200 + 0'150 = 0'350 \text{ L}$. A partir de ambos se puede calcular la concentración de la disolución mezclada por medio de:

$$\frac{11 \text{ g}}{0'350 \text{ L}} = 31'43 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

- Se calcula la concentración molar de la disolución mezclada, que contiene $31'43 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ de hidróxido de sodio. Del apartado anterior sabemos que la masa total de hidróxido en la disolución final es de 0'275 moles. El volumen final es 0'350 L. Por consiguiente la molaridad es:

$$[\text{NaOH}] = 0'275 \text{ moles} / 0'350 \text{ L} = 0'79 \text{ M}$$

Como se trata de una base fuerte, soluble en agua y que está totalmente disociada según: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Por tanto, se considera que: $[\text{NaOH}]_{\text{inicial}} = [\text{OH}^-]_{\text{equilibrio}} = 0'79 \text{ M}$. Por tanto, $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0'79 = 0'1$, y puesto que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, se llega a $\text{pH} = 14 - 0'1 = 13'9$.

Problema 8

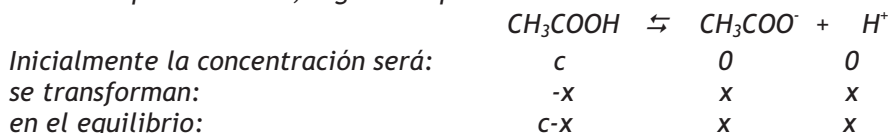
- Calcule los gramos de ácido acético CH_3COOH que se deben disolver en agua para obtener 500 mL de una disolución que tenga un $\text{pH} = 2'72$.

b) Describa el material y el procedimiento a seguir para preparar la disolución anterior.

Datos. $K_a = 1'8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Solución

a) Puesto que $pH = 2'72$; $[H^+] = 1'9 \cdot 10^{-3}$. El ácido acético es un ácido débil que se disocia parcialmente, según el equilibrio:



En el equilibrio se cumple:

$$[H^+] = [A^-] = x = 1'9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{y de aquí } [CH_3COOH] = (c - 1'9 \cdot 10^{-3}) \text{ M.}$$

Si se sustituyen los valores de estas concentraciones en la expresión de la constante de equilibrio se puede calcular c . Cuya expresión se simplifica si se aproxima $[CH_3COOH] = (c - 1'9 \cdot 10^{-3}) \cong c$, con lo que llegamos a

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{x^2}{c} = \frac{(1'9 \cdot 10^{-3})^2}{c} = 1'8 \cdot 10^{-5}$$

y despejando c , queda $c = 0'2 \text{ moles} \cdot \text{litro}^{-1} = 0'2 \text{ M}$.

Puede comprobarse que como x es menor que el 5 % de c , el error introducido en los cálculos es despreciable. Por lo tanto, la simplificación es correcta.

Por otro lado, puesto que en 0'5 litros existen $0'5 \text{ L} \cdot 0'2 \text{ M} = 0'1 \text{ moles}$ de CH_3COOH , y como su masa molecular es igual a $60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (masa molecular del ácido acético = $12 + 3 + 12 + 32 + 1 = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), se llega a que el número de gramos de ácido acético viene dado por $60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0'1 \text{ mol} = 6 \text{ g}$ de CH_3COOH .

b) Material necesario para la preparación de la disolución de CH_3COOH :

Perrilla succionadora o succionador de émbolo para llenar la pipeta, pipeta graduada (o pesasustancias y balanza), matraz aforado de 500 mL, embudo, frasco lavador con agua destilada, pipeta Pasteur o cuentagotas, varilla.

Procedimiento para preparar la disolución:

La disolución de un ácido en agua requiere que el ácido, si es líquido, se añada sobre el agua muy lentamente, y agitando para evitar elevaciones excesivas de temperatura, ya que el calor de dilución puede llegar a ser muy grande y dar lugar a la ebullición de la disolución, como en el caso del ácido sulfúrico.

El ácido acético concentrado es un líquido (ácido acético glacial). Por tanto, a partir de los datos de densidad y riqueza del frasco que contiene el ácido acético, se determina el volumen correspondiente a los 6 g de ácido, si se va a extraer el volumen de ácido necesario para la preparación. Puede también pesarse la cantidad de líquido ácido. En el caso de optar por tomar una alícuota del volumen correspondiente del ácido se hace con una pipeta graduada, que previamente se rellena por medio del succionador de émbolo; en el caso de tomar el volumen por medio de la pesada, se hace en un pesasustancias. Este volumen de ácido se adiciona al matraz aforado en el que previamente se ha introducido una cierta cantidad de agua destilada. Una vez introducido el contenido de la pipeta, se enrasa con agua destilada, con ayuda del frasco lavador. Al enrasar ha de coincidir la tangente del menisco del líquido con la marca del aforo. Se facilita la exactitud del enrase si se utiliza al añadir las últimas gotas de agua destilada una pipeta Pasteur o un cuentagotas (gotero).

Problema 9

Cuando se disuelven en agua 2'5 g de ácido un "HA" (monoprótico) hasta alcanzar un volumen de 250 mL, el pH de la disolución es igual a 4. Sabiendo que la masa molecular del ácido es 52'5 g:

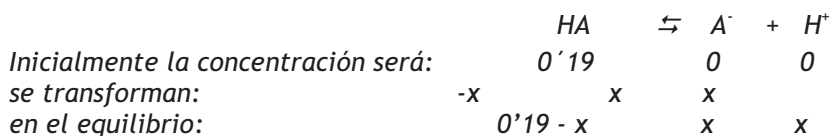
- Calcule la constante de disociación.
- Describa el material de laboratorio y el procedimiento adecuado para preparar esta disolución.

Solución

- Primero, estimamos la concentración molar inicial del ácido

$$[\text{HA}] = \frac{\text{moles de ácido}}{\text{litros de disolución}} = \frac{2'5 \text{ g}}{52'5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{1}{0'25 \text{ L}} = 0'19 \text{ M}$$

Después, evaluamos las concentraciones de los iones disociados del ácido, teniendo en cuenta la expresión de la disociación del ácido:



Puesto que el pH es igual a 4, $[H^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4} \text{ M}$ y como $[H^+] = [A^-] = 10^{-4} \text{ M}$

La concentración de ácido en el equilibrio es: $[HA] = 0'19 - 10^{-4}$ que podemos aproximar a 0'19.

Sustituyendo los valores de las concentraciones en el equilibrio en la expresión de la constante de equilibrio, tenemos

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{c - x} = \frac{(10^{-4})^2}{0'19} = 5'26 \cdot 10^{-8}$$

- b) *Material necesario para preparar la disolución de ácido HA, suponemos que el ácido es una sustancia sólida. Por ejemplo, ácido benzoico (sólido en escamas blancas):*

Balanza, pesasustancias o vidrio de reloj, espátula, matraz aforado de 250 mL, embudo si es necesario, frasco lavador con agua destilada, pipeta Pasteur o gotero.

Se añade al pesasustancias el ácido sólido hasta pesar la cantidad requerida. Se trasvasa al matraz directamente si el pesasustancias tiene un vástago en forma de embudo (en caso contrario o en el caso de usar un vidrio de reloj, se echa el sólido en el matraz con ayuda de un embudo situado en la boca del matraz). Una vez introducido el contenido del pesasustancia se añade agua destilada empleando el frasco lavador y se disuelve el ácido, después se enrasa con agua destilada. Al enrasar debe coincidir la tangente del menisco del líquido con la marca del aforo. Se facilita el enrase si se utiliza para las últimas gotas una pipeta Pasteur o un cuentagotas (gotero).

Problema 10

Se añaden 7 g de amoníaco (NH_3) a la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- a) El grado de disociación del amoníaco.
 b) El pH de la disolución resultante.

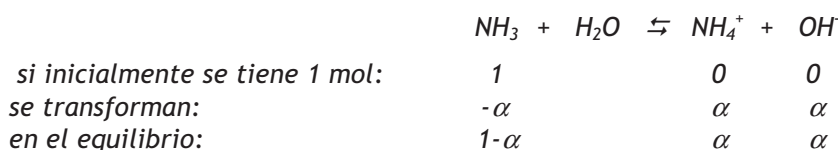
Datos. $K_b = 1'8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: H = 1; N = 14.

Solución:

- a) Primero, se calcula la concentración molar de la disolución de NH_3 :

$$[\text{NH}_3] = \frac{\text{moles de base}}{\text{litros de disolución}} = \frac{\frac{\text{masa de base}}{\text{masa molecular de la base}}}{\text{litros de disolución}} = \frac{7 \text{ g}}{17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0'5 \text{ L}} = 0'82 \text{ M}$$

Considerando ahora el equilibrio de disociación del amoníaco, siendo α el grado de disociación, en tanto por uno:



y teniendo en cuenta que la concentración inicial es $c = 0'82 \text{ M}$, las concentraciones en el equilibrio serán las que a continuación se indican:

$$[\text{NH}_3] = c \cdot (1-\alpha)$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = c \cdot \alpha$$

Y sustituyendo los valores de las concentraciones en la expresión de la constante de equilibrio, llegamos a la expresión:

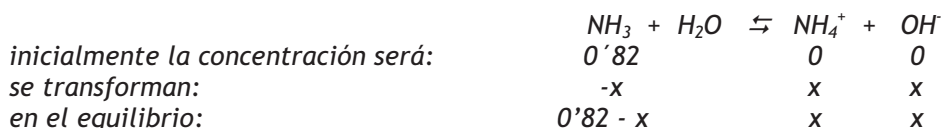
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c^2 \cdot \alpha^2}{c \cdot (1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'82 \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = 1'8 \cdot 10^{-5}$$

si se considera que la disociación es pequeña puede despreciarse α frente a 1, es decir, si $\alpha \rightarrow 0$, $(1-\alpha) \rightarrow 1$. Como, ya se ha indicado anteriormente, una regla puede considerarse que cuando α sea inferior a 0'05 (criterio del 5 %) puede despreciarse α frente a 1. En este caso, queda

$$0'82 \cdot \alpha^2 = 1'8 \cdot 10^{-5} \text{ y despejando } \alpha, \text{ se tiene:}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1'8 \cdot 10^{-5}}{0'82}} = 4'68 \cdot 10^{-3}$$

También, se puede calcular el grado de disociación considerando las concentraciones de las distintas especies. Para ello, escribimos el equilibrio en disolución:



Sustituyendo las concentraciones en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{0'82 - x} = 1'8 \cdot 10^{-5}$$

Resolviendo la ec. de 2º grado, se tiene que: $x = 3'84 \cdot 10^{-3}$.

El grado de disociación, en tanto por uno, será:

$$a = \text{concentración disociada} / \text{concentración inicial} = 0'00384 / 0'82 = 0'00468$$

Como se observa, se obtiene prácticamente el mismo resultado empleando cualquiera de los dos métodos.

- b) Como $[OH^-] = c \cdot \alpha$, sustituyendo: $[OH^-] = 0'82 \cdot 4'68 \cdot 10^{-3} = 3'84 \cdot 10^{-3}$.
 Teniendo en cuenta el producto iónico del agua: $K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ y
 sustituyendo $[OH^-]$ por su valor numérico, tenemos $[H^+] \cdot 3'84 \cdot 10^{-3} = 10^{-14}$ y
 de aquí $[H^+] = 2'6 \cdot 10^{-12}$ y $pH = -\log [H^+] = 11'58$.

Problema 11

A 15 g de ácido acético (CH_3COOH) se añade la cantidad suficiente de agua para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- a) El pH de la disolución que resulta.
- b) El grado de disociación del ácido acético.

Datos. $K_a(CH_3COOH) = 1'8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Solución:

- a) Calculemos la molaridad del ácido. La masa molecular del ácido acético es $60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ($12 + 3 + 12 + 32 + 1 = 60$) por tanto la concentración molar será

$$M = \frac{\text{masa de ácido}}{\text{masa molecular}} = \frac{15 \text{ g}}{60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,25 \text{ M}$$

El equilibrio de disociación se expresa por $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

inicialmente la concentración será:	0,5	0	0
se transforman:	-x	x	x
en el equilibrio:	0,5 - x	x	x

Si se tiene en cuenta que es un ácido débil: $[\text{CH}_3\text{COOH}] = c - x \approx c = 0,5 \text{ M}$ y sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio las concentraciones por sus valores llegamos a:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x^2}{0,5} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

de donde $x = 3 \cdot 10^{-3} = [\text{H}^+]$ y $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 3 \cdot 10^{-3} = 2,52$.

- b) El grado de disociación (α) viene determinado por la relación entre la cantidad de ácido que se disocia y la concentración inicial. Si esta expresión la dejamos tal cual tenemos, el grado de disociación expresado en tanto por uno ($0 \leq \alpha \leq 1$) y si la multiplicamos por cien tenemos el tanto por ciento disociado ($0 \leq \alpha \leq 100$):

$$\alpha = 0,003 / 0,5 = 0,006 \text{ Grado de disociación}$$

$$\% \text{ disociado} = (0,003 / 0,5) \cdot 100 = 0,6$$

Problema 12

A 25°C , la constante del equilibrio: $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$ es $5,0 \cdot 10^{-4}$. Se añaden 7 gramos de metilamina a la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- a) El pH de la disolución.
 b) El grado de disociación de la metilamina.
 Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14.

Solución:

- a) Se calcula la concentración molar de la base:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = \frac{7 \text{ g}}{\frac{31 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,5 \text{ L}}} = 0,45 \text{ M}$$

y considerando el equilibrio de disociación, se tiene:



inicialmente la concentración será:	0,45	0	0
Se transforman:	-x	x	x
en el equilibrio:	0,45 - x	x	x

si se tiene en cuenta que es una base débil: $[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0,45 - x \cong c = 0,45$
 se sustituyen las concentraciones en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} = \frac{x^2}{0,45} = 5,0 \cdot 10^{-4} \quad x = 0,015 \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,015 = 1,82 \text{ y de } \text{pH} + \text{pOH} = 14,$$

llegamos a $\text{pH} + 1,8 = 14$ y $\text{pH} = 12,2$.

- b) Dado que el grado de disociación viene determinado por la relación entre la concentración de base que se disocia y la concentración inicial de la misma, se tiene:

$$\alpha = \frac{0,015}{0,45} = 0,033$$

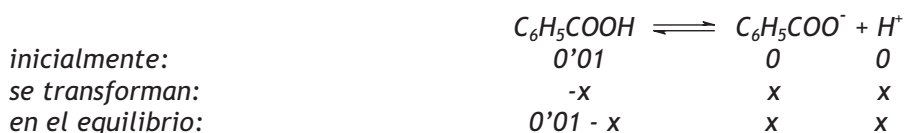
Problema 13

Sabiendo que la constante de disociación (K_a) del ácido benzoico (C_6H_5COOH) tiene un valor de $6'3 \cdot 10^{-5}$, calcule para una disolución 0'01 M del mismo:

- El pH.
- El grado de disociación.

Solución

- a) Se trata de un ácido débil que se disocia parcialmente según el equilibrio:



Sustituyendo los valores de las variables que se conocen, y teniendo en cuenta que, en principio, x puede ser despreciable frente a 0'01:

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-] \cdot [H^+]}{[C_6H_5COOH]} = \frac{x^2}{0'01} = 6'3 \cdot 10^{-5} \quad \text{despejando } x, \text{ llegamos}$$

$$x = [H^+] = 7'93 \cdot 10^{-4} \text{ M y de aquí } pH = 3'10$$

Vemos que la simplificación propuesta no es válida ya que $x = 7'93 \cdot 10^{-4}$ es respecto de 0'01, como se indica: $7'93 \cdot 10^{-4} > 0'05 \cdot 0'01 = 5 \cdot 10^{-4}$, por tanto, no debiera haberse despreciado x frente a 0'01. La resolución de la ecuación cuadrática nos da que

$$x = 7'63 \cdot 10^{-4} \text{ M} = [H^+] \quad \text{y} \quad pH = -\log(7'63 \cdot 10^{-4}) = 3'12$$

Como puede verse los resultados no son iguales, aunque son muy similares. Esto es debido a que el valor de x es ligeramente superior al criterio de simplificación.

- b) El grado de disociación viene dado por la relación entre la concentración de ácido disociado y la inicial:

$$a = (x / c) = 7'63 \cdot 10^{-4} / 0'01 = 7'63 \cdot 10^{-2}$$

Problema 14

En una disolución acuosa de HNO_2 0'2 M, calcule:

- a) El grado de disociación del ácido.
b) El pH de la disolución.

Dato. $K_a = 4'5 \cdot 10^{-4}$.

Solución

- a) Se trata de un ácido débil que se disocia parcialmente según el equilibrio:



$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{x^2}{0'2-x} = 4'5 \cdot 10^{-4} \quad x = 9'3 \cdot 10^{-3}$$

Como vemos en este ejemplo no se ha despreciado x frente a 0'2, aunque x es ligeramente inferior al 5 % del valor de 0'2. No obstante, si se hiciera entonces tendríamos

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{x^2}{0'2} = 4'5 \cdot 10^{-4} \quad x = 9'5 \cdot 10^{-3}$$

que son valores muy próximos.

El grado de disociación viene dado por la relación entre la concentración de ácido disociado y la inicial.

$$a = 0'0093 / 0'2 = 0'047$$

$$a = 0'0095 / 0'2 = 0'048$$

no usando la simplificación
usando la simplificación

Como se deduce de la comparación de ambos resultados, éstos presentan prácticamente el mismo valor de a , aunque existe una ligerísima diferencia que va siendo más notable, cuanto mayor sea la diferencia respecto al 5 % del criterio de simplificación.

Del equilibrio de disociación se tiene: $x = [H^+] = 9'5 \cdot 10^{-3} M$, con lo que resulta
 $pH = -\log [H^+] = 2'02$.

Problema 15

Se preparan 100 mL de disolución acuosa de HF que contienen 0'47 g de este ácido. Calcule:

a) El grado de disociación del ácido fluorhídrico.

b) El pH de la disolución.

Datos. $K_a (HF) = 7'2 \cdot 10^{-4}$. Masas atómicas: H = 1; F = 19.

Solución

a) La concentración molar inicial de HF es

$$[HF] = \frac{\text{masa de ácido (g)}}{\text{masa molecular (g}\cdot\text{mol}^{-1}) \cdot \text{volumen (L)}} = \frac{0'47 \text{ g}}{20 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot 0'1 \text{ L}} = 0'235 \text{ M}$$

El equilibrio de este ácido débil que se disocia parcialmente es



$$K_a = \frac{[F^-] \cdot [H^+]}{[HF]} = \frac{x^2}{0'235} = 7'2 \cdot 10^{-4} \text{ y de aquí } x = 0'013 \text{ M}$$

concentración superior al 5 % y en principio no debiera hacerse la simplificación. Sin embargo, la ecuación cuadrática da un valor de $x = 0'013 \text{ M}$. Por tanto, aunque x está un poco por encima del criterio de simplificación, éste es válido.

El grado de disociación viene dado por la relación entre la concentración de ácido disociado y la inicial.

$$a = 0'013 / 0'235 = 0'055$$

b) A partir del equilibrio de disociación, se tiene:

$$x = [H^+] = 0'013 \text{ M} \quad \text{y de aquí} \quad \text{pH} = -\log [H^+] = -\log 0'013 = 1'89.$$

Problema 16

En una disolución acuosa 0'01 M de ácido cloroacético (ClCH_2COOH), éste se encuentra disociado en un 31%. Calcule:

- La constante de disociación del ácido.
- El pH de esa disolución

Solución

a) El ácido cloroacético es un ácido débil que se disocia parcialmente según el equilibrio:



inicialmente:	0'01	0	0
se transforman:	-x	x	x
en el equilibrio:	0'01-x	x	x

Como el grado de disociación viene dado por la relación entre la concentración de ácido disociado y la inicial, llegamos a

$$\alpha = \frac{x}{0'01} = 0'31$$

de esta expresión se puede calcular la concentración de ácido disociado, que resulta ser $x = 3'1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Sustituyendo los valores de las concentraciones en la expresión de la constante:

$$K_a = \frac{[\text{ClCH}_2\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{COOH}]} = \frac{(3'1 \cdot 10^{-3})^2}{0'1 - 3'1 \cdot 10^{-3}} = 9'92 \cdot 10^{-5}$$

Si se hubiera despreciado $3'1 \cdot 10^{-3}$ frente a 0'1 ($0'0031 < 0'05 \cdot 0'1$), el resultado obtenido sería $9'61 \cdot 10^{-5}$. Valores muy similares y que justificarían la simplificación.

b) Como $x = [H^+] = 3'1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, y de aquí llegamos a $\text{pH} = -\log [H^+] = -\log 0'0031 = 2'51$.

Problema 17

Calcule:

- a) El pH de una disolución 0'1 M de un ácido monoprótico, HA, cuyo porcentaje de disociación es 1'33%.
 b) La constante de disociación, K_a , del ácido.

Solución

a) El equilibrio de disociación será	$HA \rightleftharpoons A^- + H^+$
inicialmente:	0'1 0 0
se transforman:	-x x x
en el equilibrio:	0'1 - x x x

Como el grado de disociación (en tanto por uno) viene dado por la relación siguiente:

$$0'0133 = \frac{x}{c} = \frac{x}{0'1}$$

despejando, $x = 1'33 \cdot 10^{-3}$ M. Por tanto, $x = [H^+] = 1'33 \cdot 10^{-3}$ y $pH = 2'9$.

- b) Partiendo de la expresión del equilibrio, se puede calcular la constante de disociación:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]} = \frac{(1'33 \cdot 10^{-3})^2}{0'1} = 1'77 \cdot 10^{-5}$$

Si no se hubiese hecho la simplificación llegaríamos al mismo resultado prácticamente

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]} = \frac{(1'33 \cdot 10^{-3})^2}{0'1 - 1'33 \cdot 10^{-3}} = 1'79 \cdot 10^{-5}$$

Problema 18

Se disuelven 23 g de ácido metanoico, HCOOH, en agua hasta obtener 10 litros de disolución. La concentración de iones H_3O^+ es 0'003 M. Calcule:

- a) El pH de la disolución y el grado de disociación.
 b) La constante K_a del ácido.

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

Solución

a) Si $[H_3O^+] = 0'003 \text{ M}$, se tiene que $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 0'003 = 2'52$.

La concentración molar inicial del ácido es:

$$[\text{HCOOH}] = \frac{\text{masa de ácido}}{\text{masa molar}} = \frac{23 \text{ g}}{46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0'05 \text{ M}$$

En la que la masa molar del ácido es: $46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

como ácido débil se disocia según: $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

inicialmente:	0'05	0	0
se transforman:	-x	x	x
en el equilibrio:	0'05 - 0'003	0'003	0'003

El grado de disociación viene dado por:

$$\alpha = \frac{x}{c} = \frac{0'003}{0'05} = 0'06$$

b) Partiendo de la expresión del equilibrio, se puede calcular la constante de disociación a partir de la expresión siguiente:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(0'003)^2}{0'05 - 0'003} = 1'92 \cdot 10^{-4}$$

En este ejemplo, no parece adecuado despreciar 0'003 frente a 0'05 porque el valor de 0'003 > 0'0025 (que corresponde al 5 % del valor de 0'05), no obstante, los resultados no difieren en gran medida.

Problema 19

El pH de una disolución 0'05 M de un ácido monoprótico es 3. Calcule:

- a) El grado de disociación del ácido en esta disolución.
- b) El valor de la constante de disociación, K_a , del ácido.

Solución

- a) Se trata de un ácido débil del tipo HA, cuya disociación viene dada por el equilibrio: $HA \rightleftharpoons A^- + H^+$.

Si el pH = 3, se tiene que $[H^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3}$. Teniendo en cuenta el equilibrio de disociación, y llamando α al grado de disociación:



Si inicialmente se tiene 1 mol:

1 0 0

se transforman:

- α α α

en el equilibrio:

1- α α α

Puesto que $c = 0,05$ M, las concentraciones en el equilibrio serán:

$[HA] = c \cdot (1-\alpha)$ y $[A^-] = [H^+] = c \cdot \alpha$ por lo tanto sustituyendo en $[H^+] = c \cdot \alpha$ por sus valores correspondientes queda

$$10^{-3} = 0,05 \cdot \alpha \quad \text{y de aquí } \alpha = 0,02$$

- b) El valor de la constante K_a se obtiene de la expresión:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]} = \frac{c^2 \cdot \alpha^2}{c} = 2 \cdot 10^{-5}$$

Problema 20

La concentración de una disolución de un ácido débil monoprótico (HA) cuya constante de disociación a 25°C es $2,8 \cdot 10^{-7}$ es 0,1 M.

- a) Calcule las concentraciones en el equilibrio de las distintas especies químicas en la disolución.
b) Indique el material necesario para preparar 100 mL de la disolución anterior, si se dispone de un recipiente de un litro de disolución de HA 1 M.

Solución

- a) Consideramos el equilibrio de disociación del ácido:



inicialmente la concentración será:

0,1 0 0

se transforman:

-x x x

en el equilibrio:

0,1 - x x x

sustituyendo las concentraciones en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = 2,8 \cdot 10^{-7}$$

al ser HA un ácido débil, la disociación será pequeña y se podrá despreciar x frente a la concentración $0'1$ M, por tanto, se tendrá:

$$K_a = \frac{x^2}{0'1} = 2'8 \cdot 10^{-7}$$

despejando x , se tiene $x = 1'67 \cdot 10^{-4}$.

En consecuencia:

$[A^-] = [H^+] = 1'67 \cdot 10^{-4}$ M y $[HA] = 0'1 - 1'67 \cdot 10^{-4} = 0'0998$ M = $0'1$ M, que es prácticamente $0'1$ M.

Por tanto, la simplificación es aceptable ya que $1'67 \cdot 10^{-4} < 0'05 \cdot 0'1 = 0'005 = 5 \cdot 10^{-3}$.

- b) Si se quiere preparar 100 mL de la disolución y se dispone de 1 L de disolución 1 M, habrá que diluir ésta desde 1 M hasta $0'1$ M, para ello habrá que tomar $0'1 \cdot 0'1 = 0'01$ mol, que son 10 mL de la disolución 1 molar e introducirlos en el recipiente (matraz aforado) de 100 mL. El resto hasta 100 mL es de agua. Por lo tanto se necesitará un matraz aforado de 100 mL, una pipeta aforada o graduada de 10 mL, un succionador de émbolo, un frasco lavador con agua destilada y un cuentagotas o pipeta Pasteur.

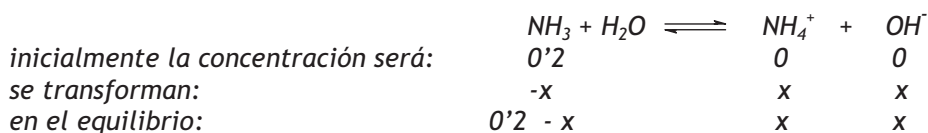
Problema 21

La constante K_b del NH_3 , es igual a $1'8 \cdot 10^{-5}$ a $25^\circ C$. Calcule:

- a) La concentración de las especies iónicas en una disolución $0'2$ M de amoníaco.
b) El pH de la disolución y el grado de disociación del amoníaco.

Solución

- a) Se trata de una base débil que está parcialmente disociada en disolución. Si consideramos el equilibrio de disociación tenemos:



Si se tiene en cuenta que es una base débil: $[NH_3] = c - x \cong c = 0'2$ M y sustituyendo las concentraciones en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{0'2} = 1'8 \cdot 10^{-5}$$

de aquí llegamos a $x = 1'90 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Puesto que $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 1'9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ y $[\text{NH}_3] = (0'2 - 1'9 \cdot 10^{-3}) \cong 0'2 \text{ M}$. En consecuencia las concentraciones de las especies iónicas en disolución son:

$$[\text{NH}_4^+] = 1'9 \cdot 10^{-3} \text{ M}; [\text{OH}^-] = 1'9 \cdot 10^{-3} \text{ M}; \text{ y } [\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 1'9 \cdot 10^{-3} = 5'26 \cdot 10^{-12} \text{ M}.$$

b) $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 5'26 \cdot 10^{-12} = 11'28$

El grado de disociación es:

$$\alpha = \frac{x}{c} = \frac{0'0019}{0'2} = 0'0095$$

Problema 22

- a) ¿Cuál es la concentración en HNO_3 de una disolución nítrica cuyo pH es 1?
 b) Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar 100 mL de disolución de HNO_3 10^{-2} M a partir de la anterior.

Solución

- a) Se trata de un ácido muy fuerte que está totalmente disociado cuando está en disolución. Puesto que el $\text{pH} = 1$, resulta $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ M} = 0'1 \text{ M}$ y como $[\text{H}^+]_{\text{equilibrio}} = [\text{HNO}_3]_{\text{inicial}} = 0'1 \text{ M}$.
- b) Material necesario para preparar la disolución de HNO_3 :
 Frasco con la disolución inicial, pipeta graduada o aforada, succionador de émbolo, matraz aforado de 100 mL, frasco lavador con agua destilada, gotero (pipeta Pasteur).

Procedimiento: Se trata de un proceso de dilución.

Si queremos preparar 100 mL de disolución $0'01 \text{ M}$, habrá que tomar los moles siguientes: $0'100 \text{ L} \cdot 0'01 \text{ M} = 0'001 \text{ mol}$ de ácido que deberán añadirse al matraz aforado de 100 mL. Puesto que la disolución inicial es

$0'1 \text{ M}$ de concentración, deberemos tomar un volumen tal que contenga $0'001 \text{ mol}$ de ácido, que debemos adicionar al matraz, por tanto:

$v (\text{L}) \cdot 0'1 \text{ M} = 0'001 \text{ mol}$; de donde $v = 0'010 \text{ L}$ de la disolución inicial, los cuales se toman del frasco mediante una pipeta con ayuda del succionador de émbolo. Su contenido se llevará a un matraz aforado de 100 mL, en el que es conveniente introducir previamente un cierto volumen de agua destilada. Finalmente, se adicionará agua destilada hasta la señal de enrase

y cuando se esté cerca de la señal de enrase es adecuado ayudarse de un gotero o una pipeta Pasteur.

Problema 23

- Calcule el volumen de una disolución de NaOH 0'1 M que se requiere para neutralizar 13'70 mL de una disolución 0'25 M de HCl.
- Indique el procedimiento experimental a seguir y el material necesario para realizar la valoración anterior.

Solución

- La reacción de neutralización es: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

El volumen de 13'70 mL de HCl 0'25 M, contiene:
 $0'01370 \text{ L} \cdot 0'25 \text{ M} = 3'375 \cdot 10^{-3}$ moles de HCl para su neutralización se necesitarán el mismo número de moles de NaOH (como se deduce de la ecuación anterior):
 $3'375 \cdot 10^{-3}$ moles de HCl = $3'375 \cdot 10^{-3}$ moles de NaOH =
volumen de NaOH en L $\cdot 0'1 \text{ mol de NaOH} \cdot \text{L}^{-1}$
volumen de NaOH = 0'03375 L = 33'75 mL.
- Material necesario para realizar la neutralización:
Matraz (o un frasco) con NaOH 0'1 M, matraz (o un frasco) con HCl 0'25 M, vaso de precipitados, bureta de 50 mL, pipeta de 10 mL, embudo pequeño, erlenmeyer de 250 mL, indicador ácido-base (fenolftaleína, naranja de metilo o rojo de metilo).

Procedimiento para realizar la valoración:

Se llena con cuidado la bureta con la disolución 0'1 M de NaOH (en ocasiones ayudarse de un embudo pequeño es conveniente) hasta unos 2 ó 3 cm por encima del enrase de la bureta. Se abre la llave de la bureta dejando caer lentamente gota a gota la disolución sobre un vaso de precipitados hasta que el menisco por su parte inferior de volumen del líquido coincida con la señal del enrase de la bureta (para evitar errores de apreciación, paralelaje, y medidas incorrectas deben ponerse los ojos a la altura del menisco). Se coloca el erlenmeyer, que contiene 10 mL de HCl más unas gotas del indicador (por ejemplo, fenolftaleína), debajo de la bureta y se añade lentamente la base por medio de la bureta (que se debe manejar con la mano izquierda) a la vez que se le imprime un suave movimiento de rotación al erlenmeyer (que debe hacerse con la mano derecha, en el caso de que la persona que realiza la valoración sea diestra, en caso contrario se hace al revés) para homogeneizar la disolución hasta observar un ligero cambio de coloración (la disolución ha de cambiar de incolora a ligeramente rosada).

Cuando estemos cerca del punto de neutralización debe añadirse con sumo cuidado el valorante al erlenmeyer, para no pasarnos del punto final y que el error de valoración sea el mínimo posible.

Problema 24

- ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio, KOH, se necesitan para preparar 250 mL de una disolución acuosa de pH = 13?
- Calcule los mL de una disolución 0'2 M de ácido clorhídrico que serán necesarios para neutralizar 50 mL de la disolución indicada en el apartado anterior.
- Describa el procedimiento experimental que seguiría para realizar esta neutralización.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O =16; K = 39.

Solución

- Si el pH de la disolución es 13, se tiene que $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-13}$ M. Teniendo en cuenta que $10^{-14} = [H^+] \cdot [OH^-]$, la concentración de hidroxilos es:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 10^{-1} \text{ M}$$

Puesto que el hidróxido es una base fuerte en disolución acuosa está totalmente disociada y $[OH^-]_{\text{equilibrio}} = [KOH]_{\text{inicial}} = 10^{-1} \text{ M}$

Se tiene que $10^{-1} \text{ M} = \frac{n^\circ \text{ moles}}{0'25 \text{ L}}$ por lo que el n° de moles = 0'025, teniendo

en cuenta que el n° moles = $\frac{n^\circ \text{ gramos}}{\text{masa molar}}$ despejando el n° gramos de esta ecuación llegamos a:

$$N^\circ \text{ gramos de KOH} = n^\circ \text{ moles} \cdot \text{masa molar} = 0'025 \text{ moles} \cdot 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1'4 \text{ g}$$

- En 50 mL de disolución 0'1 M de disolución de KOH, hay $50 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0'1 \text{ M} = 5 \cdot 10^{-3}$ moles de KOH. En consecuencia se necesitará el mismo número de moles de HCl para la neutralización, puesto que la reacción es:
 $HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$; por tanto n° moles de KOH = n° moles de HCl.
 Si llamamos V_{HCl} al volumen necesario de HCl, se tiene:
 $0'005 \text{ moles de KOH} = 0'005 \text{ moles de HCl}$ (véase la reacción de neutralización reseñada) = $V_{HCl} (\text{L}) \cdot 0'2 \text{ M}$ y despejando queda
 $V_{HCl} = 0'025 \text{ L} = 25 \text{ mL}$

- c) Procedimiento experimental a seguir para realizar la neutralización:

Se llena la bureta con la disolución de HCl (en ocasiones ayudarse de un embudo pequeño puede ser conveniente) hasta unos 2 ó 3 cm por encima del enrase de la bureta. Se abre la llave dejando caer gota a gota la disolución sobre un vaso de precipitado hasta que el menisco por su parte inferior de volumen del líquido coincida con la señal del enrase de la bureta (para evitar errores de apreciación y medidas incorrectas deben ponerse los ojos a la altura del menisco). Se coloca el erlenmeyer que contiene la disolución de KOH más unas gotas del indicador (fenolftaleína) debajo de la bureta y se añade lentamente el ácido por medio de la bureta (que se debe manejar con la mano izquierda) a la vez que se le imprime un suave movimiento de rotación al erlenmeyer para homogeneizar la disolución (que debe hacerse con la mano derecha, en el caso de que la persona que realiza la valoración sea diestra) hasta observar la desaparición total del color rosado. Cuando estemos cerca del punto de neutralización debe añadirse con sumo cuidado el valorante al erlenmeyer.

Problema 25

Sabiendo que la concentración de HCl de un jugo gástrico es 0'15 M. Determine:

- a) ¿Cuántos gramos de HCl hay en 100 mL de ese jugo?
 b) ¿Qué masa de hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, será necesaria adicionar para que reaccionen con los 100 mL del ácido anterior?

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Al = 27; Cl = 35'5.

Solución

- a) Si se emplea la definición de concentración molar, se tiene:

$$0'15 \text{ M} = 0'15 \frac{\text{moles}}{\text{L}} = \frac{x \text{ gramos}}{\text{V en L}} = \frac{x \text{ gramos}}{0'1 \text{ L}} = \frac{(1+35'5) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0'1 \text{ L}}$$

despejando x, llegamos a $x = 0'55$ gramos de HCl

- b) Teniendo en cuenta que la reacción es: $3 \text{HCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 Se necesita 1 mol de $\text{Al}(\text{OH})_3$ para neutralizar 3 moles de HCl o bien se necesita 1/3 mol de $\text{Al}(\text{OH})_3$ para neutralizar 1 mol de HCl. Por tanto, puesto que el n° de moles de HCl en 100 mL es:

$0'15 \text{ M} \cdot 0'1 \text{ L} = 0'15 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0'1 \text{ L} = 1'5 \cdot 10^{-2} \text{ moles de HCl}$
 los cuales serán neutralizados por un tercio de moles del hidróxido, es decir,
 $5 \cdot 10^{-3} \text{ moles Al(OH)}_3$.

Como la masa molecular del Al(OH)_3 es igual a $[27 + 3 \cdot (16 + 1)] = 78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$,
 se tiene

$5 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot 78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0'39 \text{ g de hidróxido de aluminio}$
 que deben añadirse a los 100 mL de HCl 0'15 M para que reaccione
 totalmente toda la base con el ácido.

Problema 26

Una disolución acuosa de ácido clorhídrico tiene una riqueza en peso del 35 % y una densidad de $1'18 \text{ g/cm}^3$. Calcule:

- El volumen de esa disolución que debemos tomar para preparar 500 mL de disolución 0'2 M de HCl.
- El volumen de disolución de NaOH 0'15 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución diluida del ácido.

Datos. Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

Solución

- En primer lugar, calculamos la molaridad del ácido. A partir de los datos de riqueza (35 % en peso) y densidad ($1'18 \text{ g/mL}$) se tiene que 1 litro de disolución tiene una masa 1180 g de disolución ($1000 \text{ mL disolución} \cdot 1'18 \text{ g disolución/mL disolución} = 1180 \text{ g disolución}$).

Esta disolución (agua + ácido) contiene una masa de 413 g de soluto ($1180 \text{ g de disolución} \cdot 0'35 \text{ g de HCl/g de disolución} = 413 \text{ g de HCl}$), por lo que su concentración molar será:

$$M = \frac{413 \text{ g}}{36'5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 11'3 \text{ M}$$

donde 36'5 es la masa molar del HCl = $(1 + 35'5) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Puesto que hay que preparar 500 mL de HCl 0'2 M se necesitan

$$0'5 \text{ L} \cdot 0'2 \text{ M} = 0'5 \text{ L} \cdot 0'2 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} = 0'1 \text{ mol de ácido}$$

Por tanto, habrá que tomar un volumen "V" de la disolución concentrada (11'3 M) que contenga 0'1 mol de HCl, o sea:

$$V = \frac{0'1 \text{ mol}}{11'3 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 8'85 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 8'85 \text{ mL de HCl } 11'3 \text{ M}$$

- b) La reacción de neutralización es: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
De aquí que se necesiten un nº de moles de NaOH igual al de HCl para su neutralización.
En la disolución diluida hay:
 $0'2 \text{ M} \cdot 0'05 \text{ L} = 0'2 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0'05 \text{ L} = 0'01 \text{ moles de HCl}$
que se neutralizarán con la misma cantidad de NaOH, por lo tanto, si " V_{NaOH} " es el volumen en litros de NaOH, se tiene:
 $0'01 \text{ mol de HCl} = 0'01 \text{ mol de NaOH} = 0'15 \text{ M} \cdot V_{\text{NaOH}} \text{ L}$
y despejando V_{NaOH} resulta $V_{\text{NaOH}} = 6'67 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 66'7 \text{ mL}$

Problema 27

- a) Escriba la reacción de neutralización del hidróxido de potasio con una disolución de ácido nítrico.
b) ¿Qué volumen de una disolución 0'1 M de ácido nítrico se necesitará para neutralizar 50 mL de una disolución 0'05 M de hidróxido de potasio?
c) Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior.

Solución

- a) $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b) La neutralización se alcanza cuando existe el mismo número de moles de ácido y de base:

Moles de KOH = Moles de HNO_3
 $0'05 \text{ M} \cdot 0'050 \text{ L} = 0'0025 \text{ moles KOH}$.
moles de $\text{HNO}_3 = 0'0025 \text{ moles} = 0'1 \text{ M} \cdot V_{\text{HNO}_3} \text{ L}$
Despejando $V_{\text{HNO}_3} \text{ L}$ llegamos a $V_{\text{HNO}_3} = 0'025 \text{ L} = 25 \text{ mL}$
- c) Material necesario para la neutralización:
El material a emplear es el mismo que se ha indicado en el problema 23, apartado b)

Procedimiento para realizar la valoración:

La valoración de un ácido fuerte con una base fuerte se ha explicado en el problema 24, apartado c).

Problema 28

En la etiqueta de un frasco comercial de ácido clorhídrico se especifican los siguientes datos: 32 % en peso, densidad $1,14 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Calcule:

- El volumen de disolución necesario para preparar 300 mL de HCl 0,3 M
- El volumen de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,4 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución 0,3 M de HCl.

Datos. Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.

Solución

- Se determina la molaridad. 1L de disolución concentrada del ácido tiene una masa de 1140 g. En esta cantidad de disolución hay:

$$1140 \text{ g disolución} \cdot 0,32 \text{ g de HCl/g disolución} = 364,8 \text{ g de HCl.}$$

La concentración molar de la disolución es:

$$M = \frac{\text{moles ácido}}{\text{V en L}} = \frac{\frac{364,8 \text{ g}}{36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{1 \text{ L}} = 10,00 \text{ M.}$$

Para preparar 300 mL de HCl 0,3 M, habrá que tomar de la disolución más concentrada $0,3 \text{ L} \cdot 0,3 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} = 0,09 \text{ moles de HCl}$.

Por lo tanto, si "V" es el volumen en litros que hay que tomar, se tendrá:

$$V \cdot 10 \text{ M} = 0,09 ; V = 0,009 \text{ L} = 9 \text{ mL}$$

Se deben llevar 9 mL de la disolución concentrada (HCl 10 M) a 300 mL para obtener una disolución de HCl más diluida de concentración 0,3 M.

- La reacción de neutralización es: $2 \text{ HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$
2 moles de HCl son neutralizados por 1 mol de $\text{Ba}(\text{OH})_2$, o también 1 mol de HCl se neutralizan con medio mol del hidróxido.

En 100 mL de disolución de HCl 0,3 M, hay:

$$0,3 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,3 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,03 \text{ moles de HCl}$$

Por tanto se necesitan la mitad de moles del $\text{Ba}(\text{OH})_2$, es decir, 0,015 moles de hidróxido, para la neutralización.

Si "V" es el volumen de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ en litros que hay que tomar,
 $V \cdot 0,4 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} = 0,015 \text{ moles de Ba}(\text{OH})_2$, y de aquí,

$$V = 0,0375 \text{ L, es decir, se necesitan 37,5 mL de Ba}(\text{OH})_2.$$

Problema 29

Se tienen dos disoluciones, una obtenida disolviendo 0'6 g de hidróxido de sodio en 100 ml de agua y otra de ácido sulfúrico 0'25 M. Calcule:

- a) ¿El pH de cada disolución?
 b) ¿El pH tendrá una disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una?

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

Solución

- a) *Primero, calculamos la concentración de la disolución de NaOH:*

$$[\text{NaOH}] = \frac{\text{moles NaOH}}{\text{V en L}} = \frac{\text{g de NaOH}}{\text{masa molar} \cdot \text{V en L}} = \frac{0'6 \text{ g de NaOH}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0'1 \text{ L}} = 0'15 \text{ M}$$

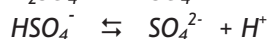
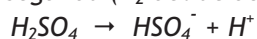
donde 40 es la masa molar de NaOH ($23 + 16 + 1 = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Como NaOH es una base fuerte se tiene que $[\text{OH}^-] = 0'15 \text{ M}$.

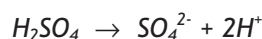
Por lo tanto si se sustituye este valor en la expresión del producto iónico del agua: $[\text{H}^+] \cdot 0'15 \text{ M} = 10^{-14}$; y de aquí $[\text{H}^+] = 6'67 \cdot 10^{-14}$ y $\text{pH} = 13'18$.

Se puede resolver también calculando $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0'15 = 0'82$ y puesto que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, se tiene que $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0'82 = 13'18$.

El ácido sulfúrico es un ácido diprótico, es muy fuerte por su primera disociación y fuerte por la segunda (K_2 del ácido = $1'2 \cdot 10^{-2}$):



A efectos prácticos se puede considerar que se disocia por completo dando dos protones:

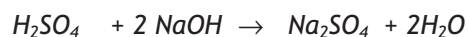


Así, lo consideraremos en este texto.

Cada mol de ácido da lugar a dos moles de protones, como $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 0'25 \text{ M}$, entonces $[\text{H}^+] = 2 \cdot 0'25 = 0'50 \text{ M}$;

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0'5 \quad \text{pH} = 0'3.$$

- b) *Al mezclar las dos disoluciones (al ser ácido y base fuertes) se produce una reacción de neutralización:*



El pH de la disolución resultante viene determinado por la naturaleza de los productos resultantes de la reacción. En consecuencia, deben caracterizarse y cuantificarse los productos que existen después de la reacción del ácido y la base. En este caso tenemos:

$$\text{moles de NaOH} = 0'050 \text{ L} \cdot 0'15 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} = 7'5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$\text{moles de H}_2\text{SO}_4 = 0'050 \text{ L} \cdot 0'25 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} = 12'5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Como la reacción tiene una estequiometría de 1 H₂SO₄ : 2 NaOH; los moles de NaOH reaccionarán con la mitad de ácido sulfúrico, es decir, con 3'75 · 10⁻³ moles de ácido.

Por lo tanto, quedarán: 12'5 · 10⁻³ moles - 3'75 · 10⁻³ moles = 8'75 · 10⁻³ moles de H₂SO₄ en exceso.

En consecuencia, el n^o de moles totales de H⁺ = 17'5 · 10⁻³ moles.

$$[\text{H}^+] = 17'5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 0'100 \text{ L} = 0'175 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 0'175 = 0'76.$$

Problema 30

- Calcule el pH de una disolución que contiene 2 g de hidróxido de sodio en 200 mL de la misma. Si se diluye la disolución anterior hasta 2 litros, ¿cuál sería el nuevo pH de la disolución?
- Calcule el volumen de disolución de ácido nítrico 0'1 M necesario para neutralizar 10 mL de la disolución inicial no diluida.

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

Solución:

- En primer lugar, se calcula la concentración molar de la disolución:

$$[\text{NaOH}] = \frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{200 \text{ mL}} = 0'25 \text{ M}$$

A continuación calculamos el pH de la disolución más concentrada:

Como $[\text{NaOH}]_{\text{inicial}} = [\text{OH}^-]_{\text{equilibrio}}$, se tiene: $[\text{OH}^-] = 0'25 \text{ M}$. Del producto iónico del agua y sustituyendo $[\text{OH}^-]$ por su valor:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}, [\text{H}^+] \cdot 0'25 = 10^{-14}, [\text{H}^+] = 4 \cdot 10^{-14};$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 13'40.$$

Después, calculamos el pH de la disolución más diluida. Al diluir la disolución, la cantidad de NaOH no varía, por tanto:

$$[\text{NaOH}] = \frac{\frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{2 \text{ L}} = 0'025 \text{ M}$$

Como NaOH es una base fuerte: $[\text{OH}^-] = 0'025 \text{ M}$, y de aquí

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot 0'025 = 10^{-14}; [\text{H}^+] = 4 \cdot 10^{-13};$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 12'40.$$

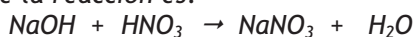
En realidad, se podría resolver de una manera más elegante y simple teniendo en cuenta que se ha producido una dilución de la disolución original por un factor de diez, el volumen pasa de 0'2 L a 2 L, es decir, se ha hecho diez veces mayor. Por lo tanto:

$$c_{\text{concentrada}} / c_{\text{diluida}} = 10, \text{ de donde } c_{\text{diluida}} = c_{\text{concentrada}} / 10 = 0'25 / 10 = 0'025 \text{ M}$$

b) La disolución inicial no diluida de NaOH contiene:

$$0'25 \text{ M} \cdot 0'01 \text{ L} = 0'0025 \text{ moles de NaOH}$$

Por ello, se necesitará el mismo número de moles de HNO_3 para su neutralización, ya que la reacción es:



Por consiguiente, si V_{HNO_3} en L es el volumen de HNO_3 , se tiene:

$$2'5 \cdot 10^{-3} \text{ moles} = V_{\text{HNO}_3} \cdot 0'1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}; \text{ y despejando } V, \text{ se tiene:}$$

$$V = 0'025 \text{ L} = 25 \text{ mL.}$$

Problema 31

De un frasco que contiene el producto comercial "agua fuerte" (HCl del 25 % en peso y densidad $1'09 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$), se toman con una pipeta 20 mL y se vierten en un matraz aforado de 200 mL, enrasando con agua hasta ese volumen. Calcule:

- El pH de la disolución diluida.
- ¿Qué volumen de una disolución de KOH 0'5 M será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución diluida?

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

Solución

- a) Véase el problema 26. Con los datos de riqueza y densidad se tiene que 1 litro de disolución pesa 1090 g y contiene 272'5 g de soluto (HCl), por lo que su concentración molar será:

$$M = \frac{\frac{272'5 \text{ g}}{36'5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{1 \text{ L}} = 7'47$$

En 20 mL de esta disolución se tendrán $7'47 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 20 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0'149$ moles de HCl, que llevados a un matraz de 200 mL originará una concentración de $[\text{HCl}] = 0'149 / 0'2 \text{ L} = 0'75 \text{ M}$ como $[\text{HCl}]_{\text{inicial}} = [\text{H}^+]_{\text{equilibrio}} = 0'75 \text{ M}$ entonces queda que $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 0'13$.

- b) Como ya hemos visto en otros problemas para neutralizar x moles de HCl, se necesitará la misma cantidad de KOH, por lo tanto, si llamamos " V_{KOH} " al volumen de KOH, se tiene:
 $0'75 \cdot 0'020 \text{ moles de KOH} = V_{\text{KOH}} \cdot 0'5 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$; y de aquí $V_{\text{KOH}} = 0'030 \text{ L}$.

Problema 32

Calcule:

- a) El pH de una disolución de HClO_4 0'02 M y el de otra disolución de LiOH 0'025 M.
 b) El pH de la disolución que resulta al mezclar 120 mL de la primera disolución con 100 mL de la segunda disolución (se considera que los volúmenes son aditivos).

Solución

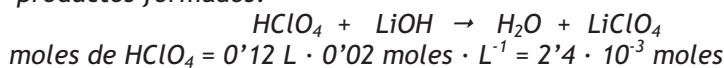
- a) Se trata de un ácido (HClO_4) y una base (LiOH) fuertes, por lo que están totalmente disociados, así:

$$[\text{HClO}_4]_{\text{inicial}} = [\text{H}^+]_{\text{equilibrio}} = 0'02 \text{ M} \quad \text{y} \quad \text{pH} = 1'70.$$

$$[\text{LiOH}]_{\text{inicial}} = [\text{OH}^-]_{\text{equilibrio}} = 0'025 \text{ M} \quad \text{y} \quad \text{como} \quad [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] \cdot 0'025 = 10^{-14} \quad \text{y} \quad \text{de aquí} \quad [\text{H}^+] = 4 \cdot 10^{-13} \quad \text{y} \quad \text{pH} = 12'40.$$

- b) Se trata de la reacción de un ácido fuerte con una base fuerte. El pH de la disolución vendrá determinado por los reactivos reaccionantes y los productos formados:



$$\text{moles de HClO}_4 = 0'12 \text{ L} \cdot 0'02 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} = 2'4 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$\text{moles de LiOH} = 0'1 \text{ L} \cdot 0'025 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} = 2'5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Quedan sin neutralizar $2'5 \cdot 10^{-3} - 2'4 \cdot 10^{-3} = 0'1 \cdot 10^{-3}$ moles de LiOH en $100+120 = 220 \text{ mL}$ de disolución, por tanto, $[\text{LiOH}] = [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol} / 0'22 \text{ L} = 4'54 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, y de aquí que $\text{pOH} = 3'34$; $\text{pH} = 10'66$.

Problema 33

Se disuelven 5 g de Ca(OH)_2 en agua suficiente para preparar 300 mL de disolución. Calcule:

- La molaridad de la disolución y el valor del pH.
- La molaridad de una disolución de HBr de la que 30 mL de la misma son neutralizados con 25 mL de la disolución de la base.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Ca = 40.

Solución

- a) La molaridad de la disolución es

$$[\text{Ca(OH)}_2] = \frac{5 \text{ g}}{74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0'225 \text{ M}$$

Al ser una base fuerte, totalmente disociada: $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$;

$$[\text{OH}^-]_{\text{equilibrio}} = 2 \cdot [\text{Ca(OH)}_2]_{\text{inicial}} = 2 \cdot 0'225 \text{ M} = 0'45 \text{ M}.$$

Así, $\text{pOH} = 0'35$ y $\text{pH} = 13'6$.

- b) $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{HBr} \rightarrow \text{CaBr}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

En 25 mL de Ca(OH)_2 hay: $0'225 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0'025 \text{ L} = 0'0056 \text{ moles}$ que generan $0'0112 \text{ moles}$ de hidroxilos, los cuales necesitan la misma cantidad de HBr para su neutralización, es decir, $0'0112 \text{ moles}$ de HBr. Por tanto, tenemos $0'0112 \text{ moles}$ de HBr = $0'03 \text{ L}$ de HBr $\cdot [\text{HBr}]$;
 $[\text{HBr}] = 0'373 \text{ M}$.

Problema 34

Calcule:

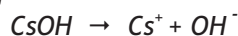
- El pH de una disolución $0'03 \text{ M}$ de ácido selénico, H_2SeO_4 , y el de una disolución $0'05 \text{ M}$ de CsOH.
- El pH de la disolución que resulta al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores (suponga que los volúmenes son aditivos).

Solución

- a) Véase el problema 29 que trata de otro ácido diprótico más común, el ácido sulfúrico. El H_2SeO_4 es un ácido diprótico fuerte que consideraremos totalmente disociado según: $H_2SeO_4 \rightarrow SeO_4^{2-} + 2 H^+$

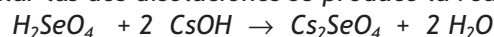
Por tanto, $2 \cdot [H_2SeO_4]_{inicial} = [H^+] = 0'06 \text{ M}$; y de aquí
 $pH = -\log 0'06 = 1'22$

El CsOH es una base fuerte que se disocia totalmente en disolución:



Por tanto, $[OH^-] = 0'05$; $pOH = -\log 0'05 = 1'30$ y $pH = 14 - 1'3 = 12'7$

- b) Al mezclar las dos disoluciones se produce la reacción:



moles de $H_2SeO_4 = 0'03 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot 0'050 \text{ L} = 1'5 \cdot 10^{-3}$

moles de CsOH = $0'05 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot 0'050 \text{ L} = 2'5 \cdot 10^{-3}$

Como 2 moles de CsOH reaccionan con un mol del ácido, $2'5 \cdot 10^{-3}$ moles de hidróxido reaccionarán con $1'25 \cdot 10^{-3}$ moles de H_2SeO_4 , por lo que quedan $0'25 \cdot 10^{-3}$ moles de ácido sin reaccionar, y por tanto:
 $[H^+] = 2 \cdot 0'25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 0'1 \text{ L} = 0'005 \text{ M}$ y de aquí $pH = 2'30$.

Problema 35

Calcule:

- a) El pH de una disolución 0'02 M de ácido nítrico y el de una disolución 0'05 M de clorhídrico.
 b) El pH de la disolución que resulta al mezclar 75 mL de la disolución del HNO_3 con 25 mL de la disolución de HCl. Suponga los volúmenes aditivos.

Solución

- a) Los dos son ácidos fuertes.

$[HNO_3] = [H^+]$, por tanto $[H^+] = 0'02 \text{ M}$, $pH = -\log [H^+] = -\log 0'02 = 1,70$.

$[HCl] = [H^+]$, por tanto $[H^+] = 0'05 \text{ M}$, $pH = -\log [H^+] = -\log 0'05 = 1'30$.

- b) Se trata de la mezcla de dos ácidos monoproticos fuertes, que están totalmente disociados y que no ejercen prácticamente influencia entre sí sobre los equilibrios de disociación.

moles de $HNO_3 = 0'075 \text{ L} \cdot 0'02 \text{ M} = 0'0015$

moles de HCl = $0'025 \text{ L} \cdot 0'05 \text{ M} = 0'00125$

Por tanto, los moles de $H^+ = 0'0015 + 0'00125 = 0'00275$ moles que se encuentran en un volumen total de 100 mL. Por consiguiente,

$$[H^+] = \text{moles } H^+ / \text{volumen final (L)} = 0'00275 \text{ moles} / 0'1 \text{ L} = 0'0275 \text{ M};$$
$$pH = - \log [H^+] = - \log 0'0275 = 1'56.$$

Problema 36

Se tienen 25 mL de una disolución 0'4 M de KOH y 55 mL de otra disolución 0'3 M de NaOH. Calcule:

- El pH de cada disolución.
- El pH de la disolución resultante de mezclar ambas disoluciones.

Solución

- a) *Es un caso análogo al anterior, aunque en este ejemplo se trata de dos bases monohidroxiladas fuertes, completamente disociadas en disolución acuosa. Por tanto, para cada disolución individual de cada base es aplicable:*
- $$[\text{Base}] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = 0'4 \text{ M}; \quad pOH = - \log [\text{OH}^-] = - \log 0'4 = 0'40;$$
$$pH = 14 - 0'40 = 13'60$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0'3 \text{ M}; \quad pOH = - \log [\text{OH}^-] = - \log 0'3 = 0'52;$$
$$pH = 14 - 0'52 = 13'48.$$

- b) *Se trata de la mezcla de dos bases monohidroxiladas fuertes, que están totalmente disociadas y que no ejercen prácticamente influencia entre sí.*

$$\text{moles de KOH} = 0'025 \text{ L} \cdot 0'4 \text{ M} = 0'01$$

$$\text{moles de NaOH} = 0'055 \text{ L} \cdot 0'3 \text{ M} = 0'0165$$

Por tanto, moles de OH^- = 0'01 + 0'0165 = 0'0265 moles que se encuentran en un volumen total de 80 mL. Por consiguiente,

$$[\text{OH}^-] = \text{moles } \text{OH}^- / \text{volumen final (L)} = 0'0265 \text{ moles} / 0'08 \text{ L} = 0'331 \text{ M},$$
$$pOH = - \log [\text{OH}^-] = - \log 0'331 = 0'48 ; \quad pH = 14 - 0'48 = 13'52.$$

Problema 37

En 50 mL de una disolución acuosa de HCl 0,05 M se disuelven 1,5 g de NaCl. Suponiendo que no se altera el volumen de la disolución, calcule:

- La concentración de cada uno de los iones.
- El pH de la disolución.

Datos. Masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,5.

Solución

- a) Moles de HCl = $0'05 \text{ mol} \cdot 0'05 \text{ L} = 2'5 \cdot 10^{-3}$.
Moles de HCl = Moles de H^+ = moles de Cl^- = $0'0025$.

$$[NaCl] = \frac{1'5 \text{ g}}{58'5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0'0256 \text{ M}$$

$$[NaCl] = [Na^+] = [Cl^-] = 0'0256 \text{ M}$$

$$\text{moles de } Cl^- = 0'0256 \text{ M} \cdot 0'05 \text{ L} = 0'00128$$

$$\text{moles totales de } Cl^- = 2'5 \cdot 10^{-3} + 2'55 \cdot 10^{-2} = 2'8 \cdot 10^{-2};$$

$$[Cl^-] = \frac{2'8 \cdot 10^{-2}}{0'05} = 0'56 \text{ M}$$

$$[H^+] = 0'05$$

- b) $pH = -\log [H^+] = -\log 0'05 = 1'3$