

G12. EQUILIBRIO IÓNICO - ÁCIDOS Y BASES

SOLUCIONES DE ÁCIDOS Y BASES FUERTES

- 1) Calcular los valores de pH a 25 °C de las soluciones acuosas cuyas condiciones están definidas por los siguientes datos:

a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ d) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

e) $[\text{HO}^-] = 1 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$ f) $[\text{HO}^-] = 2,5 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

Indicar en cada caso si se trata de medio neutro, ácido o básico.

- 2) Calcular el pH y el pOH a 25 °C de las siguientes soluciones acuosas considerando que el grado de disociación (α) es 1:

a) HCl 0,1 N

b) HCl 10^{-3} M

c) H_2SO_4 0,03 N

d) H_2SO_4 1×10^{-3} M

e) NaOH 0,15 N

f) KOH 1×10^{-3} N

g) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,1 M.

- 3) Se prepara una solución de HCl cuya composición es de 0,18 g de soluto por 100 cm³ de solución. Calcular el pH de dicha solución.
- 4) Se prepara una solución de H_2SO_4 de pH = 3 a 25 °C. Considerar $\alpha = 1$ para las dos disociaciones del ácido.

a) Escribir la ecuación de disociación electrolítica

b) Calcular la molaridad de H_3O^+ , la normalidad de H_2SO_4 y la molaridad de H_2SO_4 .

c) Calcular los gramos de H_2SO_4 por cada 100 cm³ de solución.

- 5) Se prepara una solución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ de pH = 12 a 25°C. Considerar $\alpha = 1$ para las dos disociaciones de la base.

a) Escribir la ecuación de disociación electrolítica

b) Calcular la molaridad de OH^- , la normalidad de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ y la molaridad de $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

c) Calcular los gramos de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ por cada litro de solución.

ÁCIDOS Y BASES DÉBILES. EQUILIBRIO IÓNICO.

- 6) El ácido acético (CH_3COOH) y el amoníaco (NH_3) son dos electrolitos débiles.

a) ¿Qué solución acuosa será más básica, NaOH 0,1 M o NH_3 0,1 M?

b) ¿Qué solución acuosa será más ácida, HCl 0,1 M o CH_3COOH 0,1 M?

c) Ordenar por orden creciente de pH las soluciones de a) y b).

Nota: Recordar que: $\text{NH}_3 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ (\text{ac}) + \text{OH}^- (\text{ac})$

- 7) Una solución acuosa de un ácido monoprótico débil de concentración 3×10^{-2} M está disociado en un 12% a 25 °C.
- a) Plantear los equilibrios presentes con sus constantes y los balances de especies y de cargas.
 - b) Calcular el pH de la solución.
 - c) Calcular la constante de disociación ácida (K_a).
- 8) Una solución acuosa de ácido metanoico (fórmico), cuya constante de disociación (K_a) es $1,77 \times 10^{-4}$, tiene un grado de disociación (α) de 0,0412 a 25 °C.
- a) Plantear los equilibrios presentes con sus constantes y los balances de especies y de cargas.
 - b) Calcular la concentración analítica del ácido.
 - c) Calcular el pH de la solución.
 - d) ¿Qué volumen de ácido metanoico 1 M y de agua habrá que tomar para preparar 100 ml de la solución del ejercicio?
- 9) Se prepara una solución de ácido nitroso de concentración 0,47 % m/v (0,47 g de soluto en 100 ml de solución), cuya constante de disociación (K_a) es $5,0 \times 10^{-4}$ a 25 °C.
- a) Plantear los equilibrios presentes con sus constantes y los balances de especies y de cargas.
 - b) Calcular el pH de la solución
 - c) Calcular el grado de disociación (α).
- 10) Se prepara una solución disolviendo 0,52 mol de una base de fórmula genérica MeOH en agua hasta obtener 6 L de solución. Con un pHmetro se determina que el pH de la solución es de 12 a 25 °C.
- a) Calcular la constante de disociación básica (K_b).
 - b) Calcular el grado de disociación (α).
- 11) El vinagre común es una solución de ácido acético (etanoico) de concentración 5% m/m. La densidad del vinagre es 1 g/cm³ y la constante de disociación del ácido acético es $1,8 \times 10^{-5}$.
- a) Calcular el pH del vinagre y el porcentaje de disociación.
 - b) Calcular el pH y el porcentaje de disociación de una dilución volumétrica al 10% del vinagre original.
 - c) ¿Qué tendencia se observa en el grado de ionización al producir una dilución?
- 12) Se prepara una solución de NH₃ en agua. El pH de la solución es 12 y la constante de disociación básica del NH₃ es $1,8 \times 10^{-5}$ a 25 °C.
- a) Calcular los moles de NH₃ disueltos por litro de solución.
 - b) Calcular la constante de disociación básica (K_b).
- 13) Se prepara una solución de etilamina (C₂H₅NH₂) de concentración analítica 0,02 M, cuya constante de disociación básica (K_b) es $5,62 \times 10^{-4}$ a 25 °C.
- a) Calcular la concentración de todas las especies presentes en el equilibrio (etilamina, etilamonio, hidronios e hidroxilos).
 - b) Calcular el pH de la solución.

Calcular el grado de disociación (α).

14) Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta.

- i) El agua se comporta como un ácido en el proceso de ionización del amoníaco.
- ii) El pH de una solución de un ácido fuerte siempre es menor que el de una solución de un ácido débil.
- iii) Cuanto más se diluye una solución de un ácido mayor es su pH, siendo el máximo valor alcanzable el de $\text{pH} = 7$.
- iv) Cuanto más se diluye una solución de una base mayor es su pH, siendo el máximo valor alcanzable el de $\text{pH} = 14$.
- v) Cuanto mayor es el pK_a de un ácido, más fuerte es el mismo.
- vi) Dadas dos soluciones de dos bases débiles de igual concentración molar, la de mayor K_b tendrá mayor pH.
- vii) Una solución de ácido débil nunca podrá tener un pH inferior a una solución de un ácido fuerte.
- viii) Para bajar en una unidad el pH de una solución de una base fuerte hay que diluirla 10 veces.
- ix) Para bajar en una unidad el pH de una solución de una base débil hay que diluirla 10 veces.
- x) Cuanto más básica es una solución, mayor es su pOH .
- xi) Cuanto menor es la K_a de un ácido, más débil es el mismo.
- xii) Dos ácidos fuertes monoproticos de igual concentración molar tienen el mismo pH.
- xiii) Cuanto mayor es el pK_b de una base, más débil es la misma.

MEZCLAS, HIDROLISIS Y TITULACIÓN

15) Se producen las siguientes mezclas de soluciones:

- i) 200 cm^3 de solución $0,05 \text{ M}$ de ácido sulfúrico con 40 cm^3 de solución $0,5 \text{ M}$ de hidróxido de sodio.
- ii) 400 cm^3 de solución $0,5 \text{ M}$ de ácido sulfúrico con 600 cm^3 de solución $0,3 \text{ M}$ de hidróxido de sodio.

a) Escribir las ecuaciones químicas (molecular, iónica neta y iónica completa) que representan las reacciones ocurridas en **i)** y **ii)**.

b) Calcular el pH resultante de las mezclas **i)** y **ii)**.

NOTA: Suponer $\alpha = 1$ para todos los electrolitos presentes y volúmenes aditivos.

16) Se tienen $0,5 \text{ L}$ de una solución de HCl de $\text{pH} = 3$. Se necesita aumentar la acidez hasta alcanzar un $\text{pH} = 2$.

a) Calcular el volumen de solución de H_2SO_4 $0,1 \text{ M}$ que hay que agregar para alcanzar el pH deseado.

b) Si se quiere disminuir el pH de 2 a 1, ¿se requerirá el mismo volumen o no? ¿por qué?

NOTA: Suponer $\alpha = 1$ y volúmenes aditivos.

17) Se tienen $1,5 \text{ L}$ de una solución de HCl de $\text{pH} = 1$. Se necesita disminuir la acidez hasta alcanzar un $\text{pH} = 3$.

a) Calcular el volumen de solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,3 M que hay que agregar para alcanzar el pH deseado.

NOTA: Suponer $\alpha = 1$ y volúmenes aditivos.

18) Calcular el volumen de solución de KOH 0,15 N necesaria para valorar 15 ml de H_2SO_4 0,05 M.

19) Para las siguientes diluciones o mezclas de soluciones:

i) 2 L de HCl 0,03 M ($\alpha = 1$) y 1 l de agua

ii) 2 L de HCl 0,03 M ($\alpha = 1$) y 1 L de NaOH 0,03 M ($\alpha = 1$)

iii) 2 L de H_2SO_4 0,03 M ($\alpha = 1$) y 1 L de KOH 0,03 M ($\alpha = 1$)

iv) 2 L de ác. acético 0,03 M ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) y 1 L de agua

v) 2 L de NH_3 0,03 M ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$) y 1 L de agua.

a) Escribir las ecuaciones de disociación o reacción para cada dilución o mezcla.

b) Calcular el pH resultante de las diluciones o mezclas.

c) En cada caso, indicar que color tomará cada uno de los siguientes indicadores, para los cuales se indica el valor de su pK_a y los colores de la forma ácida y básica respectivamente.

Alizarina: $pK_a = 11,7$, rojo-violeta **Azul de timol:** $pK_a = 8,9$, amarillo-azul **Anaranjado de metilo:** $pK_a = 3,4$, rojo-amarillo.

20) Una damajuana contiene ácido clorhídrico concentrado y se quiere determinar con exactitud su concentración. Para ello se siguen los pasos detallados a continuación:

1 - Toma de muestra de la damajuana.

2 - Dilución 1/50 (relación en volumen) de la muestra.

3 - Titulación de 15 cm^3 de la dilución con hidróxido de sodio 0,05 M, consumiéndose 30 cm^3 de la base.

a) Calcular la concentración de ácido en la damajuana.

21) Una muestra de $26,2 \text{ cm}^3$ de jugo gástrico humano ($\delta = 1,26 \text{ kg/l}$) se diluye a 100 cm^3 . Se toman 20 cm^3 de esa dilución y se titulan con hidróxido de sodio 0,0618 N, gastándose $16,18 \text{ cm}^3$ de la base.

a) Calcular el % m/m de ácido clorhídrico en el jugo gástrico.

b) Calcular el pH del jugo gástrico.

22) Escribir las ecuaciones iónicas de hidrólisis (cuando correspondan) para las siguientes sales, y estime si sus soluciones acuosas serán ácidas, básicas o neutras, justificando su respuesta.

a) H_3CCOONa

b) NH_4CN

c) NaSO_4

d) Na_3PO_4

e) KCl

f) NH_4NO_3

Respuestas:

- 1) a) pH = 3 b) pH = 7 c) pH = 4,5 d) pH = 6,3 e) pH = 5 f) pH = 9,4
- 2) a) pH = 1 y pOH = 13 b) pH = 3 y pOH = 11 c) pH = 1,52 y pOH = 12,5 d) pH = 2,7 y pOH = 11,3
e) pH = 13,2 y pOH = 0,8 f) pH = 11 y pOH = 3 g) pH = 13,3 y pOH = 0,7
- 3) pH = 1,3
- 4) a) $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} \rightarrow 2 \text{ H}^+ \text{ (ac)} + \text{SO}_4^{2-} \text{ (ac)}$ b) Molaridad $\text{H}_3\text{O}^+ = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$ Normalidad $\text{H}_2\text{SO}_4 = 1 \times 10^{-3} \text{ N}$
Molaridad $\text{H}_2\text{SO}_4 = 5 \times 10^{-4} \text{ M}$ c) $5 \times 10^{-3} \text{ g/100cm}^3$
- 5) a) $\text{Ba(OH)}_2 \text{ (ac)} \rightarrow 2 \text{ OH}^- \text{ (ac)} + \text{Ba}^{2-} \text{ (ac)}$ b) Molaridad $\text{OH}^- = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$
Normalidad $\text{Ba(OH)}_2 = 1 \times 10^{-2} \text{ N}$ Molaridad $\text{Ba(OH)}_2 = 5 \times 10^{-3} \text{ M}$ c) 0,856 g c/litro
- 6) a) NaOH 0,1 M será más básica b) HCl 0,1 M será más ácida c) $\text{HCl 0,1 M} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH 0,1 M} \rightarrow \text{NH}_3$
 $0,1 \text{ M} \rightarrow \text{NaOH 0,1 M}$
- 7) b) pH = 2,44 c) $K_a = 4,91 \times 10^{-4}$
- 8) b) 0,1 M c) pH = 2,39 d) 10 ml de ácido y 90 ml de agua.
- 9) b) pH = 2,15 c) $\alpha = 7,07 \times 10^{-2}$
- 10) a) $K_b = 1,3 \times 10^{-3}$ b) $\alpha = 0,115$
- 11) a) pH = 2,41 % de disoc. = 0,47% b) pH = 2,91 % de disoc. = 1,47%
- 12) a) 5,56 mol de NH_3 b) $\alpha = 0,0018$
- 13) a) $[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]_{\text{eq}} = 0,0169 \text{ M}$ $[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]_{\text{eq}} = [\text{OH}^-] = 3,08 \times 10^{-3} \text{ M}$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,25 \times 1,0^{-12} \text{ M}$ b) pH =
11,49 c) $\alpha = 0,154$
- 14) i) V ii) F iii) V iv) F v) F vi) V vii) F viii) V ix) F x) F xi) V xii) V xiii) V
- 15) b) pH mezcla i) = 7,0 pH mezcla ii) = 0,65
- 16) a) $V = 24 \text{ cm}^3$ b) No, se requiere un volumen distinto
- 17) b) $V = 247 \text{ cm}^3$
- 18) $V = 10 \text{ ml}$
- 19) b) pH i) = 1,7 pH ii) = 2,0 pH iii) = 1,52 pH iv) = 3,22 pH v) = 10,78
- 20) a) $[\text{HCl}] = 5,0 \text{ M}$
- 21) a) $[\text{HCl}] = 0,55\%$ b) pH = 0,72
- 22) a) básica b) depende de los valores k_a y k_b c) neutra d) básica e) neutra f) ácida