

G5B. EQUILIBRIO IÓNICO - ÁCIDOS Y BASES

SOLUCIONES DE ÁCIDOS Y BASES FUERTES

1) Explicar los conceptos de:

- a) electrolito fuerte y electrolito débil b) grado de disociación electrolítica
c) producto iónico del agua d) pH y pOH.

2) ¿De qué depende el valor del grado de disociación electrolítica? ¿cuál es su valor para un electrolito débil en solución infinitamente diluida?

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

- a) $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ b) $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$
c) $[H_3O^+] = 3 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ d) $[H_3O^+] = 5 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$
e) $[HO^-] = 1 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$ f) $[HO^-] = 2,5 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

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

Respuesta: a) pH = 3 b) pH = 7 c) pH = 4,5 d) pH = 6,3 e) pH = 5 f) pH = 9,4

4) 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) $Ca(OH)_2$ 0,1 M.

Respuesta: 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

5) 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.

Respuesta: pH = 1,3

6) 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 cm^3 de solución.

Respuesta: b) Molar. $\text{H}_3\text{O}^+ = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$; Norm. $\text{H}_2\text{SO}_4 = 1 \times 10^{-3} \text{ N}$; Molar. $\text{H}_2\text{SO}_4 = 5 \times 10^{-4} \text{ M}$ c) $5 \times 10^{-3} \text{ g c}/100\text{cm}^3$

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

- Escribir la ecuación de disociación electrolítica
- Calcular la molaridad de OH^- , la normalidad de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ y la molaridad de $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
- Calcular los gramos de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ por cada litro de solución.

Respuesta: b) Molar. $\text{OH}^- = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$; Norm. $\text{Ba}(\text{OH})_2 = 1 \times 10^{-2} \text{ N}$; Molar. $\text{Ba}(\text{OH})_2 = 5 \times 10^{-3} \text{ M}$ c) $0,856 \text{ g c}/\text{litro}$

ÁCIDOS Y BASES DÉBILES. EQUILIBRIO IÓNICO.

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

- ¿Qué solución acuosa será más básica, $\text{NaOH} 0,1 \text{ M}$ o $\text{NH}_3 0,1 \text{ M}$?
- ¿Qué solución acuosa será más ácida, $\text{HCl} 0,1 \text{ M}$ o $\text{CH}_3\text{COOH} 0,1 \text{ M}$?
- Ordenar por orden creciente de pH las soluciones de a) y b).

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

Respuesta: a) $\text{NaOH} 0,1 \text{ M}$ será más básica b) $\text{HCl} 0,1 \text{ M}$ será más ácida c) $\text{HCl} 0,1 \text{ M} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} 0,1 \text{ M} \rightarrow \text{NH}_3 0,1 \text{ M} \rightarrow \text{NaOH} 0,1 \text{ M}$

9) Una solución acuosa de un ácido monoprótico débil de concentración $3 \times 10^{-2} \text{ M}$ está disociado en un 12% a 25°C .

- Plantear los equilibrios presentes con sus constantes y los balances de especies y de cargas.
- Calcular el pH de la solución.
- Calcular la constante de disociación ácida (K_a).

Respuesta: b) $\text{pH} = 2,44$ c) $K_a = 4,91 \times 10^{-4}$

10) 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 .

- Plantear los equilibrios presentes con sus constantes y los balances de especies y de cargas.
- Calcular la concentración analítica del ácido.
- Calcular el pH de la solución
- ¿Qué volumen de ácido metanoico 1 M y de agua habrá que tomar para preparar 100 ml de la solución del ejercicio?

Respuesta: b) $0,1 \text{ M}$ c) $\text{pH} = 2,39$ d) 10 ml de ácido y 90 ml de agua.

11) 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 .

- Plantear los equilibrios presentes con sus constantes y los balances de especies y de cargas.
- Calcular el pH de la solución
- Calcular el grado de disociación (α).

Respuesta: **b)** $\text{pH} = 2,15$ **c)** $\alpha = 7,07 \times 10^{-2}$

12) Una solución de ácido cloroacético o cloroetanoico de concentración 0,01 M se encuentra disociada en un 31% a 25°C .

- Plantear los equilibrios presentes con sus constantes y los balances de especies y de cargas
- Calcular el pH de la solución
- Calcular la constante de disociación ácida (K_a)

Respuesta: **b)** $\text{pH} = 2,5$ **c)** $K_a = 1,39 \times 10^{-3}$

13) 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 .

- Calcular la constante de disociación básica (K_b).
- Calcular el grado de disociación (α).

Respuesta: **a)** $K_b = 1,3 \times 10^{-3}$ **b)** $\alpha = 0,115$

14) El vinagre común es una solución de ácido acético (etanoico) de concentración 5% m/m. La densidad del vinagre es 1 g/cm^3 y la constante de disociación del ácido acético es $1,8 \times 10^{-5}$.

- Calcular el pH del vinagre y el porcentaje de disociación.
- Calcular el pH y el porcentaje de disociación de una dilución volumétrica al 10% del vinagre original.
- ¿Qué tendencia se observa en el grado de ionización al producir una dilución?

Respuesta: **a)** $\text{pH} = 2,41$; % de disoc. = 0,47% **b)** $\text{pH} = 2,91$; % de disoc. = 1,47%

15) Se prepara una solución de NH_3 en agua. El pH de la solución es 12 y la constante de disociación básica del NH_3 es $1,8 \times 10^{-5}$ a 25°C .

- Calcular los moles de NH_3 disueltos por litro de agua.
- Calcular la constante de disociación básica (K_b).

Respuesta: **a)** 5,56 mol de NH_3 **b)** $\alpha = 0,0018$

16) Se prepara una solución de etilamina ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$) de concentración analítica 0,02 M, cuya constante de disociación básica (K_b) es $5,62 \times 10^{-4}$ a 25°C .

- Calcular la concentración de todas las especies presentes en el equilibrio (etilamina, etilamonio, hidronios e hidroxilos).
- Calcular el pH de la solución.
- Calcular el grado de disociación (α).

Respuesta: a) $[C_2H_5NH_2]_{eq} = 0,0169 \text{ M}$; $[C_2H_5NH_3^+]_{eq} = [OH^-] = 3,08 \times 10^{-3} \text{ M}$; $[H_3O^+] = 3,25 \times 10^{-12} \text{ M}$ b) $pH = 11,49$
c) $\alpha = 0154$

17) Una solución de metilamina tiene un pH de 10,93 y un porcentaje de disociación de 33,9% a 25°C.

- Escribir la ecuación de disociación de la metilamina en agua.
- Calcular la concentración inicial o analítica de la solución.
- Calcular la constante de disociación ácida (K_b)
- Calcular la concentración de todas las especies presentes en el equilibrio (metilamina, metilamonio, hidronios e hidroxilos).

Respuesta: b) $[CH_3NH_2]_A = 2,51 \times 10^{-3} \text{ M}$ c) $K_b = 2,88 \times 10^{-4}$ d) $[CH_3NH_2]_{eq} = 1,67 \times 10^{-3}$; $[CH_3NH_3^+] = [OH^-] = 8,51 \times 10^{-4} \text{ M}$; $[H_3O^+] = 1,17 \times 10^{-11} \text{ M}$.

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

- El agua se comporta como un ácido en el proceso de ionización del amoníaco.
- El pH de una solución de un ácido fuerte siempre es menor que el de una solución de un ácido débil.
- Cuanto más se diluye una solución de un ácido mayor es su pH, siendo el máximo valor alcanzable el de $pH = 7$.
- Cuanto más se diluye una solución de una base mayor es su pH, siendo el máximo valor alcanzable el de $pH = 14$.
- Cuanto mayor es el pK_a de un ácido, más fuerte es el mismo.
- Dadas dos soluciones de dos bases débiles de igual concentración molar, la de mayor K_b tendrá mayor pH.
- Una solución de ácido débil nunca podrá tener un pH inferior a una solución de un ácido fuerte.
- Para bajar en una unidad el pH de una solución de una base fuerte hay que diluirla 10 veces.
- Para bajar en una unidad el pH de una solución de una base débil hay que diluirla 10 veces.
- Cuanto más básica es una solución, mayor es su pOH.
- Cuanto menor es la K_a de un ácido, más débil es el mismo.
- Dos ácidos fuertes monopróticos de igual concentración molar tienen el mismo pH.
- Cuanto mayor es el pK_b de una base, más débil es la misma.

Respuesta: a) V b) F c) V d) F e) F f) V g) F h) V i) F j) F k) V l) V m) V

MEZCLAS, HIDROLISIS Y TITULACIÓN

19) Se producen las siguientes mezclas de soluciones:

- i) 200 cm³ de solución 0,05 M de ácido sulfúrico con 40 cm³ de solución 0,5 M de hidróxido de sodio.
- ii) 400 cm³ de solución 0,5 M de ácido sulfúrico con 600 cm³ de solución 0,3 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.

Respuesta: b) pH mezcla i) = 7,0; pH mezcla ii) = 0,65

20) Se tienen 0,5 L de una solución de HCl de pH = 3. Se necesita aumentar la acidez hasta alcanzar un pH = 2.

a) Calcular el volumen de solución de H₂SO₄ 0,1 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.

Respuesta: a) 24 cm³ b) No, se requiere un volumen distinto

21) Se tienen 1,5 L de una solución de HCl de pH = 1. Se necesita disminuir la acidez hasta alcanzar un pH = 3.

a) Calcular el volumen de solución de Ca(OH)₂ 0,3 M que hay que agregar para alcanzar el pH deseado.

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

Respuesta: b) 247 cm³

22) Calcular el volumen de solución de KOH 0,15 N necesaria para valorar 15 ml de H₂SO₄ 0,05 M.

Respuesta: 10 ml

23) 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 H₂SO₄ 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 NH₃ 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 pKa y los colores de la forma acida y básica respectivamente.

Alizarina: pKa = 11,7, rojo-violeta; **Azul de timol:** pKa = 8.9, amarillo-azul; **Anaranjado de metilo:** pKa = 3,4, rojo-amarillo.

Respuesta: b) pH i) = 1,7; pH ii) = 2,0; pH iii) = 1,52; pH iv) = 3,22; pH v) = 10,78

24) 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 cm³ de la dilución con hidróxido de sodio 0,05 M, consumiéndose 30 cm³ de la base.

- a) Calcular la concentración de ácido en la damajuana.

Respuesta: a) [HCl] = 5,0 M

25) Una muestra de 26,2 cm³ de jugo gástrico humano ($\delta = 1,26$ kg/l) se diluye a 100 cm³. Se toman 20 cm³ de esa dilución y se titulan con hidróxido de sodio 0,0618 N, gastándose 16,18 cm³ de la base.

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

- b) Calcular el pH del jugo gástrico

Respuesta: a) [HCl] = 0,55% b) pH = 0,72

26) 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.

