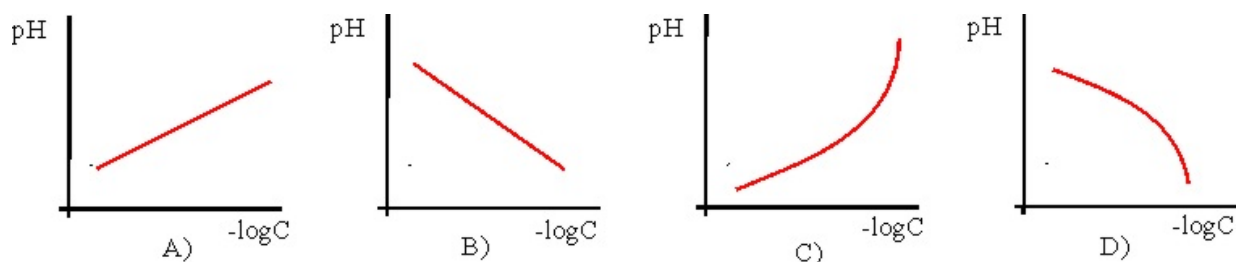


Equilibrio AB2

21. Si se dispone una disolución acuosa de un ácido débil AH, y se modifica la concentración C de la misma, la gráfica pH, frente a $-\log C$, que mejor representan dicha variación es:



la a) A b) B c) C d) D

Solución

Si aplicamos la Ley de acción de masas, al equilibrio de disociación de un ácido AH, $K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[AH]} = \frac{[H^+]^2}{[AH]}$, de lo que

despejando $[H^+]$, $[H^+] = \sqrt{K_a[AH]}$. Se aplica logaritmo decimal, se cambia de signo y se tiene el pH.

$pH = \frac{pK}{2} - \frac{\log C}{2}$, de lo que al representa pH frente a $-\log C$, se obtendría una recta, $y=ax+b$, en la que el corte sería $pK/2$, mientras que la pendiente sería 0,5, por eso la única propuesta válida sería la A

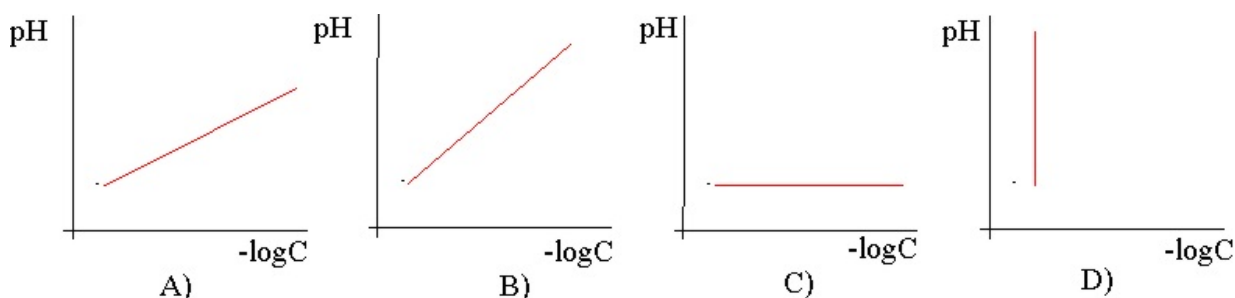
22*. Cuando se representa la variación de pH frente al $-\log$ de la concentración de varios ácidos débiles, se observa que las gráficas:

- Nunca cortan al eje Y
- Nunca pasan por el origen
- Siempre tienen la misma pendiente
- Siempre son rectas descendentes

Solución

Naturalmente que pueden cortar al eje Y, basta con que $C=1$, $\log C=0$, y en este caso $pH=pK/2$, pero nunca pasarán por el origen, dado que $pK/2$ nunca puede ser 0. Tienen la misma pendiente dado que en la ecuación de la recta, explicada en el test anterior $a=0,5$, lo que implica un ángulo de 26° . Al representarse pH frente a $-\log K$, la recta siempre será ascendente, pues la pendiente es mayor que 0.

23. Dadas las gráficas pH frente a $-\log C$, para un mismo ácido débil cuya concentración va variando, de todas las dadas, la correcta será:

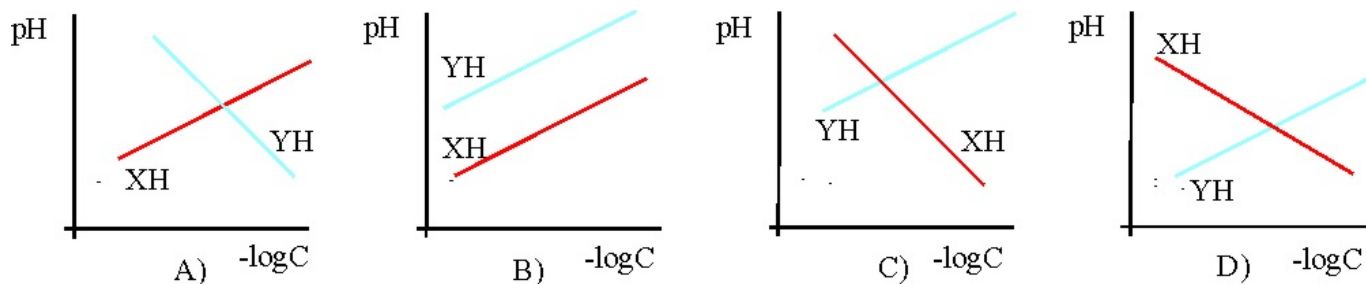


la a) A b) B c) C d) D

Solución

Por todo lo que se ha dicho, la única correcta es la a.

24. Dadas las gráficas de la variación del pH , con $-\log C$, de dos ácidos XH y YH, de la misma concentración, pero siendo más débil el YH que el XH, dirás que, la única correcta es :

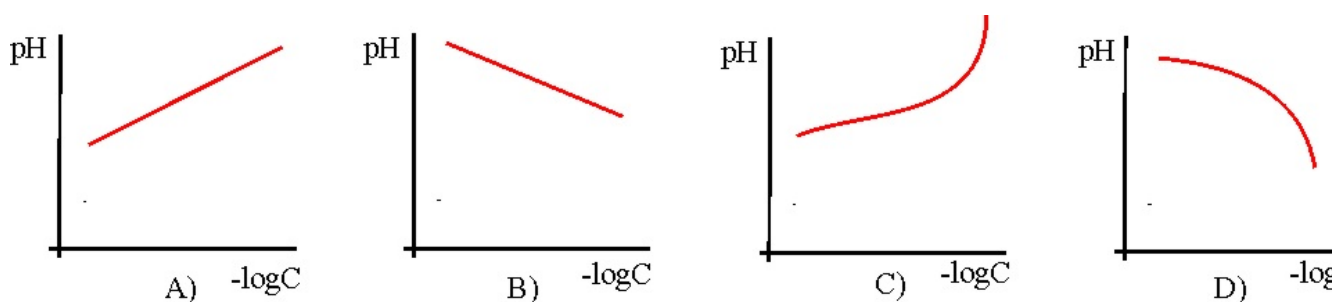


- a) La A b) La B c) La C d) La D

Solución

Por todo lo que se ha dicho, al tener pendiente constante, siendo rectas ascendentes , el de mayor pK (más débil), sería el YH, y la única gráfica que lo representa es la B.

25. Dada las gráficas de variación del pH para una base débil, en función del $-\log$ de su concentración:



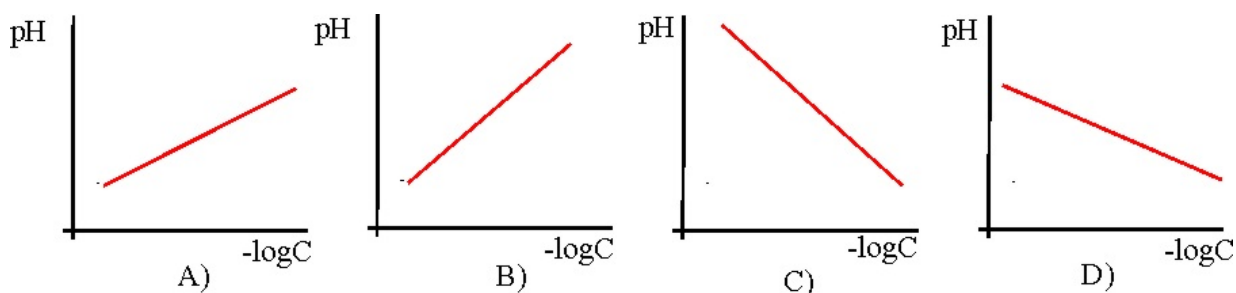
La única posible de las dadas es la:

- a) A b) B c) C d) D

Solución

Por todo lo que se ha dicho, la ecuación en este caso a representar es: $pH = 14 - \frac{pK}{2} + \frac{\log C}{2}$, por lo tanto se tratará de una recta con pendiente negativa= $-1/2$, y la única gráfica con estas características es la B.

26. Dada las gráficas de variación del pH para un ácido fuerte, en función del $-\log$ de su concentración:



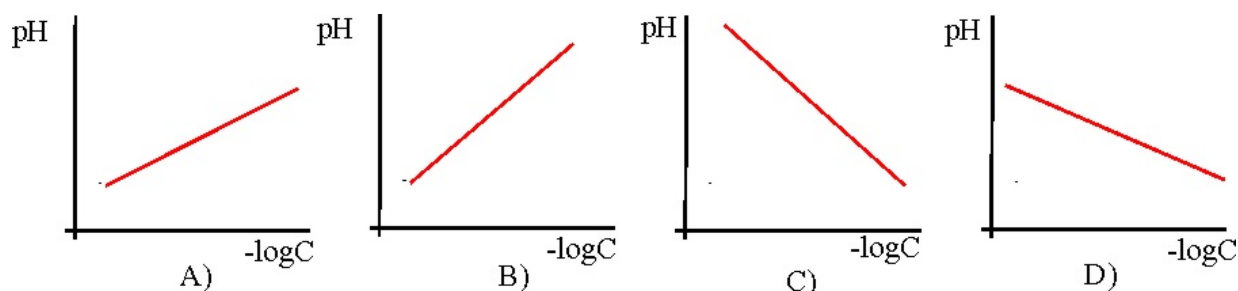
La única posible de las dadas es la:

- a) A b) B c) C d) D

Solución

Al tratarse de un ácido fuerte, y teniendo en cuenta que aunque fuera poliprótico sólo es fuerte en la primera disociación, estando completamente disociado, la ecuación a representar es: $pH = -\log C$. Por lo tanto en este caso se trata de una recta cuya pendiente es 1, y sólo la propuesta B, contempla este hecho.

27. Dada las gráficas de variación del pH para una base fuerte, en función del $-\log$ de su concentración:



La única posible de las dadas es la:

- a) A b) B c) C d) D

$$K_w = 10^{-14}$$

Solución

Al tratarse de una base fuerte, y teniendo en cuenta el medio acuoso la ecuación a representar es: $pH = 14 + \log C$. Por lo tanto en este caso se trata de una recta cuya pendiente es -1 , y sólo la propuesta C, contempla este hecho.

28. El primer nombre del ácido clorhídrico, aparece en los escritos de Basilio Valentino, en el siglo XV, pues haciendo reaccionar "sal marina con vitriolo marcial, se producía un líquido que quemaba, que llama aqua cáustica y un espíritu que se desprendía, que nombra spiritus salis acidus". Aquí lo tenemos; espíritu por que es un gas (todavía no se conocía este término). Acidus porque picaba, y salis, porque se extrajo de la sal. Es un ácido fuerte. Si se dispone de una disolución acuosa cuya concentración es de $0,01M$, dirás que:

- a) La concentración de OH^- es mayor que la de H_3O^+
 b) Nunca puede haber pOH
 c) El pH es 2
 d) El pOH es menor que 7

$$K_w = 10^{-14}$$

Solución

Al tratarse de un ácido fuerte, y por lo tanto completamente disociado en el agua, proporciona una concentración de $0,01$ iones H_3O^+ , y por lo tanto el $pH = -\log 0,01 = 2$. Dado que $K_w = [OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}$, la concentración de iones OH^- , deberá ser $10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$ y el $pOH = 12$. Por lo tanto la única propuesta correcta es la c.

29. El símbolo K del potasio se debe al profesor alemán Gilbert, que a principios del XIX, propuso para él, el nombre de kalium. Por eso el hidróxido potásico o potasa, tiene por fórmula actual KOH. Es una base fuerte. Si se dispone de una disolución $0,001M$ de la misma dirás que:

- a) La concentración de OH^- es mayor que la de H_3O^+
 b) Nunca puede haber pH
 c) El pH es 3
 d) El pOH es mayor que 7

$$K_w = 10^{-14}$$

Solución

Al tratarse de un base fuerte, y por lo tanto completamente disociado en el agua, proporciona una concentración de $0,001$ iones OH^- , y por lo tanto el $pOH = -\log 0,001 = 3$. Dado que $K_w = [OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}$, la concentración de iones H_3O^+ , deberá ser $10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$ y el $pH = 11$. Por lo tanto la única propuesta correcta es la a.

30. La urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, diamida del ácido carbónico, fue llamada por Rouelle, profesor de Lavoisier, que la aisló en 1773, con el poético nombre de extracto jabonoso de la orina, por hacerla responsable de la espuma que se produce en aquella. También es motivo de la reacción básica normal en la orina que generalmente presenta una concentración de iones hidrógeno $2 \cdot 10^{-9}$ moles/litros, de lo que deducirás que su pH será:

- a) 8,4 b) 8,5 c) 8,6 d) 8,7

Solución

Dado que $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 2 \cdot 10^{-9} = 8,7$, tal como se propone en d

31. En todas las cocinas existe una botella de vinagre, nombre que procede del francés vin agrée, vino agrio producido en la fermentación de las manzanas. El ácido más abundante en el vinagre es el acético, cuya constante $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Si el pH de una disolución de vinagre es 2,8 y su densidad es aproximadamente 1 g/cm^3 , dirás que su porcentaje en ácido acético es aproximadamente del:

- a) 9% b) 1% c) 8% d) 0,8%

MASAS ATÓMICAS: C=12, H=1; O=16

Solución

Teniendo en cuenta que $\text{pH} = \frac{\text{pK}}{2} - \frac{\log C}{2}$, siendo el $\text{pK} = -\log K_a = 4,74$, despejando en la expresión $C = 0,1395 \text{ mol.L}^{-1}$.

Conociendo la densidad, sabremos la masa de $1\text{L} = 1000\text{g}$, y dado que también conoce la masa molar del CH_3COOH , 60 g mol^{-1}

$g_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \left(0,1395 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \left(60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) = 8,37 \text{ g}$, en 1000g de disolución por lo tanto $\% = 0,84$, como se propone en d.

32. Los mamíferos eliminan el nitrógeno en forma de urea, pero los peces, lo hacen como amoníaco, por lo tanto en los acuarios se debe controlar muy bien el pH, para evitar que se mueran los peces. Si las especies contenidas, eliminan amoníaco proporcionando una concentración $0,023 \text{ M}$. Dirás que el pH de la disolución del acuario será:

- a) 8,1 b) 10,8 c) 11,2 d) 11,8

$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Solución

Teniendo en cuenta que $\text{pH} = 14 - \frac{\text{pK}}{2} + \frac{\log C}{2}$, y $\text{pK} = 4,7$, sustituyendo $\text{pH} = 14 - \frac{4,74}{2} + \frac{\log 0,023}{2} = 10,8$. Tal como se propone en b.

33. El zumo de limón es una de las bebidas más refrescantes en épocas calurosas. En él existe aparte de ácido cítrico, el responsable del sabor picante, aluminio, litio, boro, cobalto, cinc, estroncio, bario, níquel, cromo y hasta circonio, vanadio y molibdeno. El ácido más abundante, el cítrico 3-hidroxi-3-carboxipentanodioico, es tricarboxílico con fórmula empírica $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_7$, y su primera disociación tiene una constante de equilibrio $K_{a1} = 8,2 \cdot 10^{-4}$. Si todo el ácido que existe en un vaso de 100ml de zumo de limón, es el cítrico y su pH es 2,1, dirás que el % que contiene de dicho ácido en el zumo es del:

- a) 13% b) 1,3% c) 0,13% d) 0,013%

DATOS: (densidad del zumo $1,1 \text{ g/cm}^3$). MASAS ATÓMICAS: C=12, H=1; O=16

Solución

Teniendo en cuenta que $\text{pH} = \frac{\text{pK}}{2} - \frac{\log C}{2}$, siendo el $\text{pK} = -\log K_a = 3,09$, despejando en la expresión $C = 0,0769 \text{ mol.L}^{-1}$.

Conociendo la densidad, sabremos la masa de $1\text{L} = 1100\text{g}$. Dado que también conoce la masa molar del $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_7$ 191 g mol^{-1}

$g_{\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_7} = \left(0,0769 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \left(191 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) = 14,697 \text{ g}$, en 1100g de disolución por lo tanto $\% = 1,34$, como se propone en b.

34. El benceno es punto de partida de multitud de compuestos. Su sulfonación, produjo los primeros detergentes, dio lugar a las sulfamidas, y fue punto de partida de la elaboración del primer edulcorante artificial, la sacarina $C_7H_5SNO_3$, que es una amida del ácido benzoico sulfonado. Este compuesto se disocia dando un protón (el unido al nitrógeno), con una constante $K_a=2,5 \cdot 10^{-12}$. El pH aproximado de una solución edulcorante preparada con 10 gramos de sacarina en cuarto litro de agua será de:

- a) 3,1 b) 4,1 c) 5,1 d) 6,1

MASAS ATÓMICAS: C,12/S,32/N,14/O,16/H,1.

Solución

Se calcula la concentración de la disolución. Masa molar 183 g mol^{-1} . $C = ((10 \text{ g} / 183 \text{ g mol}^{-1})) / 0,25 \text{ L} = 0,21 \text{ mol L}^{-1}$.

$pK = -\log K_a = 11,6$. Aplicando la expresión $pH = \frac{pK}{2} - \frac{\log C}{2} = 6,14$, tal como se propone en d.

35. La etanolamina, se encuentra entre los productos de degradación de las cefalinas, que tienen un papel esencial en la coagulación de la sangre. Su $K_b = 3,2 \cdot 10^{-5}$. Según ese dato el pH de una solución 0,5M de esa sustancia será :

- a) 10,6 b) 9,6 c) 11,6 d) 12,6

Solución

$pK = -\log K_b = 4,49$. Aplicando la expresión $pH = 14 - \frac{pK}{2} + \frac{\log C}{2} = 11,6$, como se propone en c

36. Uno de los venenos de acción más rápida sobre el organismo, es la nicotina $C_{10}H_{14}N_2O$, que aunque no lo creas también se usó como insecticida. Si la K_b , responsable de su basicidad vale $1 \cdot 10^{-6}$, el pH de una solución que contenga 10 g. de nicotina por litro, será aproximadamente de:

- a) 10,4 b) 9,4 c) 11,4 d) 12,4

MASAS ATÓMICAS: C,12//N,14/O,16/H,1.

Solución

Se calcula la concentración de la disolución. Masa molar 178 g mol^{-1} . $C = ((10 \text{ g} / 178 \text{ g mol}^{-1})) / 1 \text{ L} = 0,056 \text{ mol L}^{-1}$.

$pK = -\log K_b = 6$. Aplicando la expresión $pH = 14 - \frac{pK}{2} + \frac{\log C}{2} = 10,37$, como se propone en a.

37. El ácido barbitúrico principal agente de suicidios de los americanos de los años sesenta, es un ácido débil cuyo $pK = 4,01$, de fórmula empírica $C_4H_4O_3N_2$. Si se dispone de una disolución 0,1M, dirás que su grado de disociación será aproximadamente :

- a) 0,05 b) 0,04 c) 0,03 d) 0,02

mientras que el pH de la misma será:

- a) 1 b) 2 c) 3 d) 4

MASAS ATÓMICAS: C,12//N,14/O,16/H,1.

Solución

Se calcula el grado de disociación a partir de la ley de dilución de Ostwald

	$AH \rightleftharpoons A^- + H^+$		
concentración inicial	M		
reaccionan	$M\alpha$		
concentración final	$M(1-\alpha)$	$M\alpha$	$M\alpha$

$$K_a = \frac{M\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

LEY DE DILUCIÓN
DE OSTWALD

$K_a = 10^{-4,01} = 7,9 \cdot 10^{-5}$, sustituyendo. $\alpha = 0,027$. Como $pH = -\log(C\alpha) = 2,06$

Las propuestas correctas son por este orden, la c y la b.

38. Las dietas con bajos contenidos en calorías, eluden los hidratos de carbono como edulcorantes, siendo sustituidos no pocas veces por ciclamatos (sobre todo en bebidas refrescantes), que pueden producir a la larga cáncer de vejiga. El padre de aquellos, es la ciclohexilamina, $C_6H_{11}-NH_2$, base débil con característico olor a pescado, que produce en la piel la misma sensación que la ortiga. Si su $K_b=4 \cdot 10^{-4}$, dirás que el pH de una solución acuosa del ciclohexilamina que contiene 15g. por litro, será:

- a) 10,9 b) 11,9 c) 12,9 d) 13,9

MASAS ATOMICAS: C=12/H=1/N=14. SOL=11,9

Solución

Se calcula la concentración de la disolución. Masa molar 99 g mol^{-1} . $C = ((15 \text{ g} / 99 \text{ g mol}^{-1})) / 1 \text{ L} = 0,152 \text{ mol L}^{-1}$.

$pK = -\log K_b = 3,4$. Aplicando la expresión $pH = 14 - \frac{pK}{2} + \frac{\log C}{2} = 11,88$, como se propone en b.

39. Tostando un kilogramo de piritita FeS_2 , del 92% de riqueza y oxidando el gas formado hasta transformarlo después en ácido sulfúrico con un rendimiento del 50%, y que disolvemos en 77 litros de agua. El pH de esta disolución será:

- a) 1 b) 1,2 c) 0,9 d) 1,5

MASAS ATOMICAS: S=32/Fe=56/O=16/H=1

Considérese sólo la primera disociación

Solución

Se calculará primero los moles de piritita de hierro que se transformarán en moles de sulfúrico.

Masa molar de la piritita 120 g mol^{-1} . $\text{moles de piritita} = \frac{1000 \text{ g} \cdot 0,92}{120 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,67 \text{ mol}$. Como por cada mol de piritita se producen

2 de ácido sulfúrico, pero si el rendimiento es del 50%, sólo se producirá 1, con lo cual, la molaridad del ácido sulfúrico será $= 7,67 \text{ mol} / 77 \text{ L} = 0,0996$. Suponiendo sólo la primera disociación como ácido fuerte, $pH = -\log C = 1$, como se propone en a..

40. En una carta escrita el 25 de abril de 1763, el reverendo Stone, comunicaba al presidente de la Sociedad Real de Londres, que "existía un árbol inglés cuya corteza era un poderoso astringente muy eficaz para curar enfermedades agudas y recurrentes". Este árbol era el sauce. En 1828 Buchner aislaba de los extractos de corteza, un ácido que Piria, en 1838 bautiza como salicílico, y que 3 años antes Lowig llamó Spirsauré (ácido del sauce, en alemán). Inicialmente muy caros, los salicilatos se pusieron de moda en París en 1877, para curar la gota y la artritis. Los problemas estomacales que producían fueron aminorados acetilando el grupo hidroxilo del ortohidroxibenzoico, $C_7H_6O_3$. Surge así la aspirina, llamada así por Bayer, con la a de acetyl y la spirina del spirsauré alemán. Su $K_a = 3,3 \cdot 10^{-4}$. Si su solubilidad es de 0,35 g. por 100 ml. de agua, el grado de disociación del ácido en una disolución saturada será aproximadamente:

- a) 0,1 b) 0,01 c) 0,2 d) 0,02

mientras que el pH de dicha disolución será:

- a) 2,2 b) 2,6 c) 2,8 d) 3

Solución

Se calcula la concentración de una disolución saturada, considerando que la masa del soluto no modifica el volumen de disolución y que la molalidad es similar a la molaridad, lo cual es válido para disoluciones diluidas. En este caso se calcula la concentración de la disolución. Masa molar 138 g mol^{-1} . $C = ((3,5 \text{ g} / 138 \text{ g mol}^{-1})) / 1 \text{ L} = 0,0254 \text{ mol L}^{-1}$. Aplicando la ley de dilución de Ostwald, como en el test 37, y sustituyendo $\alpha = 0,108$. Como $pH = -\log(C\alpha) = 2,56$

Las propuestas correctas son por este orden, la a y la b.