



2018-Junio

Pregunta A2.-

a) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$ Actúa como ácido.

$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ Actúa como base.

$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ Es un ácido

Extra: HSO_4^- en principio es un anfótero que también podría actuar base (aunque tiene una K_a muy elevada, que es un valor elevado, y tiene fundamentalmente carácter ácido)

$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{OH}^-$

b) Ambos son ácidos débiles (se aporta como dato K_a de ambos, y es mayor la K_a del ácido salicílico, por lo que a igualdad de concentración inicial, estará más disociado, tendrá mayor concentración de H^+ , y su $\text{pH} = -\log([\text{H}^+])$ será menor (el pH más bajo implica ser más ácido). Por lo tanto tendrá menor pH la disolución de ácido salicílico 0,2 M.

Se pueden realizar cálculos numéricos y dar valores de pH para validar, pero no se piden explícitamente como sí se hace en apartado c.

	$\text{AcH} +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{Ac}^- +$	H_3O^+
Inic	0,2	exceso	0	0
Equ	0,2-x	exceso	x	x

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AcH}]} \Rightarrow K_a = \frac{x^2}{0,2-x}$$

Para ácido acético, $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} \rightarrow x = 0,0019143 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = -\log(0,0019143) = 2,72$

Para ácido salicílico, $K_a = 1,1 \cdot 10^{-3} \rightarrow x = 0,014293 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = -\log(0,014293) = 1,84$

	$\text{NH}_3 +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+ +$	OH^-
Inic	0,45	exceso	0	0
Equ	0,45-x	exceso	x	x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,45-x}$$

Resolución lleva a $x = 0,0028371 \text{ M}$, pero en este caso $x = [\text{OH}^-]$

$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log([\text{OH}^-])) = 14 + \log(0,0028371) = 11,45$

Pregunta B4.-

$$a) 0,2 \text{ L} \cdot \frac{0,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L}} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}}{96,4 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}}{1,84 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}} = \dots$$

$$5,52 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}$$

b) En 25 mL de disolución 0,1 M de H_2SO_4 , que es un ácido fuerte y se disocia completamente, tenemos $n = c \cdot V = 0,1 \cdot 0,025 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$ que generan el doble de H^+ , que serán 0,005 mol H^+ .

En 50 mL de disolución 0,5 M de NaOH, que es una base fuerte y se disocia completamente, tenemos $n = c \cdot V = 0,5 \cdot 0,050 \text{ mol NaOH}$, que generan el mismo número de OH^- , que serán 0,025 mol OH^- .

Tras la neutralización, quedan $0,025 - 0,005 = 0,02 \text{ mol OH}^-$ de exceso, en una disolución, al ser volúmenes aditivos, de volumen total $0,025 + 0,050 = 0,075 \text{ L}$, por lo que $[\text{OH}^-] = 0,02 / 0,075 = 0,267 \text{ M}$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log([\text{OH}^-])) = 14 + \log(0,267) = 13,43$

2018-Modelo

Pregunta A5.-

a) Planteamos el equilibrio de disociación con concentraciones

	$\text{HCOOH} +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{HCOO}^- +$	H_3O^+
Inic	0,5	exceso	0	0
Equ	0,5-x	exceso	x	x

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} \Rightarrow 1,85 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,5-x}$$



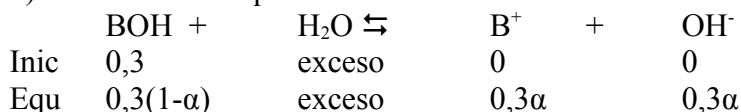


$$\text{Si asumimos } x \ll 0,5 \quad 1,85 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,5} \Rightarrow x = \sqrt{0,5 \cdot 1,85 \cdot 10^{-5}} = 3,04 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La aproximación es válida

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(3,04 \cdot 10^{-3}) = 2,52$$

b) Planteamos el equilibrio de disociación con concentraciones y grado de disociación



$$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-]) \rightarrow 2,52 = -\log(0,3\alpha) \rightarrow \alpha = 10^{-2,52}/0,3 = 0,010 = 1,0 \%$$

c) En 50 mL de la disolución de HCOOH de 0,5 M tenemos $n = M \cdot V = 0,5 \cdot 0,05 = 0,025$ mol HCOOH
 Es un ácido monoprótico y para neutralizar necesitamos el mismo número de moles de OH⁻, que coincide con el número de moles de base BOH.

$$0,025 = 0,3 \cdot V_{\text{base}} \rightarrow V_{\text{base}} = 0,025/0,3 = 0,083 \text{ L} = 83 \text{ mL}$$

(El dato de los 150 mL de agua no es necesario)

2017-Septiembre-coincidentes

Pregunta A2.-

b) El carácter ácido indica la tendencia a liberar H⁺, y la medida de la disociación viene dada por la constante del equilibrio de disociación del ácido K_a. Se proporciona $\text{pK}_a = -\log(K_a)$, por lo que a menor pK_a tendrá mayor carácter ácido.

Los compuestos ordenados de menor a mayor carácter ácido son;



c) La constante de la base conjugada se obtiene como $K_b = K_w/K_a$ siendo $K_w = 10^{-14}$

Por lo tanto $\text{pK}_b = 14 - \text{pK}_a$

Calculamos pK_b para cada uno

HCOOH: pK_a=3,74, pK_b=10,26

C₆H₅-COOH: pK_a=4,20, pK_b=9,8

CH₃-CH₂-COOH: pK_a=4,88, pK_b=9,12

C₆H₅-OH: pK_a=9,88, pK_b=4,12

Ser más débil como ácido que su base conjugada como base implica que $K_b < K_a$, lo que solamente ocurre para C₆H₅-OH

Pregunta B5.-

$$\text{a) } 250 \text{ mL disolue} \cdot \frac{0,3 \text{ mol Ba(OH)}_2}{1000 \text{ mL disolue}} \cdot \frac{137 + 2 \cdot (16+1) \text{ g Ba(OH)}_2}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} \approx 12,8 \text{ g Ba(OH)}_2$$

b) La masa molar de HNO₃ = 1+14+3·16=63 g/mol HNO₃

$$250 \text{ mL disolue} \cdot \frac{1,5 \text{ mol HNO}_3}{1000 \text{ mL disolue}} \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g disolue}}{70 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL disolue}}{1,42 \text{ g disolue}} \approx 23,8 \text{ mL}$$

c) En 30 mL de la disolución de b) 1,5 M tenemos

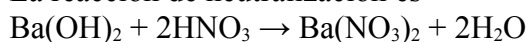
$$30 \text{ mL disolue} \cdot \frac{1,5 \text{ mol HNO}_3}{1000 \text{ mL disolue}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol HNO}_3} = 0,045 \text{ mol H}^+$$

Llamamos x mL la disolución de a) 0,3 M que tiene el mismo número de OH⁻

$$x \text{ mL disolue} \cdot \frac{0,3 \text{ mol Ba(OH)}_2}{1000 \text{ mL disolue}} \cdot \frac{2 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} = 0,0006 \cdot x \text{ mol OH}^-$$

$$\text{Igualando } 0,045 = 0,0006x \rightarrow x = 0,045/0,0006 = 75 \text{ mL}$$

La reacción de neutralización es



Según la estequiometría de la reacción, el número de moles de Ba(OH)₂ y la sal formada Ba(NO₃)₂ es el mismo, y es la mitad del número de moles de OH⁻, por lo que es $0,045/2 = 0,0006 \cdot 75/2 = 0,0225$ mol Ba(NO₃)₂.

Asumiendo volúmenes aditivos, el volumen total es 30+75=105 mL y la concentración molar es





$$[\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] = 0,0225/0,105 = 0,21 \text{ M}$$

2017-Septiembre

Pregunta B3.-

Comentario global:

El cianuro de sodio NaCN es una sal, y el ión cianuro CN^- es la base conjugada de un ácido débil (HCN) que produce hidrólisis ($\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$)

El ácido nítrico HNO_3 es un ácido fuerte

El cloruro de calcio CaCl_2 es una sal que no produce hidrólisis ya que proviene de un ácido muy fuerte HCl y una base muy fuerte $\text{Ca}(\text{OH})_2$

a) El mayor pH será el más básico, que está asociado a NaCN

El mayor pOH será el más ácido, y está asociado a HNO_3

b) La única que tendrá pOH=7 será la de CaCl_2

c) El pH=4 es ácido, y solamente podría estar asociado a HNO_3

d) El pOH=3 es pH=14-3=11, básico, y solamente podría estar asociado a NaCN.

2017-Junio-coincidentes

Pregunta B3.-

a) Falso. El ácido nítrico es un ácido muy fuerte y el amoníaco es una base débil; tras la neutralización se produce hidrólisis de los iones amonio que son el ácido conjugado de la base, por lo que el pH no es neutro (pH=7) sino ácido (pH<7).

b) Falso. La constante del ácido conjugado es mayor cuanto menor sea la constante de la base, ya que el producto de $K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$, por lo que la constante del ácido conjugado de A $K_a = 10^{-14}/1,1 \cdot 10^{-8} = 9 \cdot 10^{-7}$ es mayor que la del B $K_a = 10^{-14}/1,8 \cdot 10^{-5} = 5,6 \cdot 10^{-10}$.

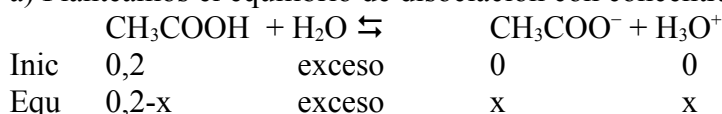
c) Verdadero. $\text{pH} = -\log([\text{H}^+]) = -\log(n(\text{H}^+)/V)$ Si es un ácido fuerte se disocia completamente, por lo que cantidad de H^+ solamente depende de la cantidad de ácido añadido, pero la concentración depende del volumen y por tanto de la adición de agua.

d) Verdadero. En 1 L de HCl 0,2 M tenemos $n = c \cdot V = 0,2 \cdot 1 = 0,2$ mol HCl. Al ser un ácido fuerte está totalmente disociado en el volumen total de 2 L, por lo que $\text{pH} = -\log([\text{H}^+]) = -\log(0,2/2) = -\log(0,1) = 1$.

2017-Junio

Pregunta A2.-

a) Planteamos el equilibrio de disociación con concentraciones

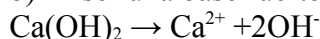


$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 10^{-5} = \frac{x^2}{0,2-x}$$

Si asumimos $x \ll 0,2$ $10^{-5} = \frac{x^2}{0,2} \Rightarrow x = \sqrt{2 \cdot 10^{-6}} = 0,0014$ La aproximación es válida

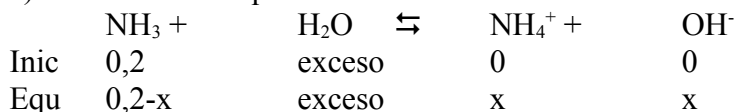
$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - (-\log([\text{H}_3\text{O}^+])) = 14 - (-\log(0,0014)) = 11$$

b) Al ser una base fuerte, se disocia completamente



$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 0,2 \text{ M}, \text{pOH} = -\log([\text{OH}^-]) = -\log(0,4) = 0,4$$

c) Planteamos el equilibrio de disociación con concentraciones



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow 10^{-5} = \frac{x^2}{0,2-x}$$

Misma resolución que apartado a) lleva a $x = 0,0014$, pero ahora $x = [\text{OH}^-]$

$$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-]) = -\log(0,0014) = 2,85$$

Pregunta B4.-





a) En los 2 mL tenemos $2 \text{ mL} \cdot \frac{1,18 \text{ g HCl(ac)}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{36,2 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl(ac)}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,0234 \text{ mol HCl}$

La concentración de disolución preparada de 250 mL es $\frac{0,0234 \text{ mol HCl}}{0,25 \text{ L}} = 0,0936 \text{ M}$

Al ser el HCl un ácido fuerte está totalmente dissociado, y el $\text{pH} = -\log([\text{H}^+]) = -\log(0,0936) = 1,03$

b) Al ser NaOH una base fuerte se disocia completamente

75 mL de NaOH 0,1 M suponen $0,075 \cdot 0,1 = 0,0075 \text{ mol OH}^-$.

75 mL de HCl 0,0936 M suponen $0,075 \cdot 0,0936 = 0,00702 \text{ mol H}^+$.

En la neutralización $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ la estequiometría es 1 a 1, por lo que quedará un exceso de $0,0075 - 0,00702 = 0,00048 \text{ mol de OH}^-$, que estarán en un total de $75 + 75 = 150 \text{ mL}$ de disolución. $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log(0,00048/0,15)) = 11,5$

c) 10 mL de HCl 0,0936 M suponen $0,010 \cdot 0,0936 = 0,000936 \text{ mol H}^+$.

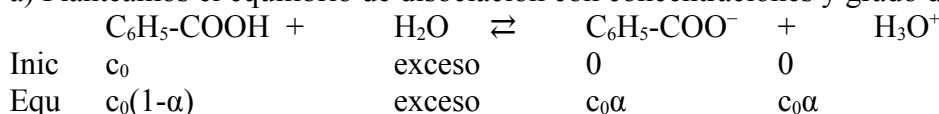
Deben ser neutralizados con el mismo número de mol de OH^- , que suponen de a disolución NaOH 0,1 M un volumen que calculamos

$c = n/V \rightarrow V = n/c = 0,000936/0,1 = 0,00936 \text{ L} = 9,36 \text{ cm}^3$ de NaOH 0,1 M

2016-Septiembre

Pregunta A4.-

a) Planteamos el equilibrio de disociación con concentraciones y grado de disociación



Donde $c_0 \alpha = [\text{H}^+] = 10^{-2,3}$

$$K_a = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = c_0 \alpha \frac{\alpha}{1-\alpha} \Rightarrow 10^{-4,2} = 10^{-2,3} \cdot \frac{\alpha}{1-\alpha} \Rightarrow 10^{-1,9} (1-\alpha) = \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-1,9}}{1+10^{-1,9}} = 0,012$$

$$c_0 = \frac{[\text{H}^+]}{\alpha} = \frac{10^{-2,3}}{0,012} = 0,42 \text{ M}$$

b) El $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es una base fuerte que se disocia completamente

Masa molar $\text{Ba}(\text{OH})_2 = 137,3 + 2 \cdot (16 + 1) = 171,3 \text{ g/mol Ba}(\text{OH})_2$

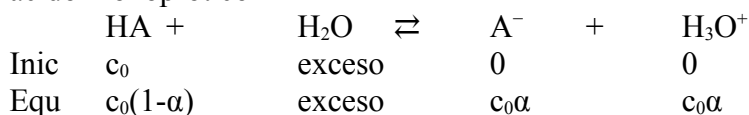
$$25 \text{ mL} \cdot \frac{0,42 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_2}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol OH}^-} \cdot \frac{171,3 \text{ g Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} = 0,90 \text{ g Ba}(\text{OH})_2$$

c) El ácido es débil dado el valor de pKa proporcionado, por lo que la base conjugada es una base fuerte, y tras neutralizar los iones $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ producen hidrólisis generando un pH básico.

2016-Junio

Pregunta A5.-

a) Planteamos el equilibrio de disociación con concentraciones y grado de disociación, llamamos al ácido monoprotónico HA



Donde $c_0 \alpha = [\text{H}^+] = 10^{-3,92}$

$$K_a = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = c_0 \alpha \frac{\alpha}{1-\alpha} = 10^{-3,92} \frac{0,02}{1-0,02} = 2,45 \cdot 10^{-6}$$

b) Planteamos mismo equilibrio usando constante de apartado a

$$K_a = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} \Rightarrow \frac{2,45 \cdot 10^{-6}}{0,05} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha^2 + 4,9 \cdot 10^{-5} \alpha - 4,9 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = \frac{-4,9 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(4,9 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot (-4,9 \cdot 10^{-5})}}{2} = \frac{-4,9 \cdot 10^{-5} \pm 0,014}{2} = \frac{\text{negativo}}{2} = 0,0069755 = 0,70\%$$





$$c_0 \alpha = [H^+] = 0,05 \cdot 0,007 = 0,00035 \Rightarrow pH = 3,46$$

c) Calculamos c_0 para la disolución (1), de 10 mL: $c_0 = \frac{[H^+]}{\alpha} = \frac{10^{-3,92}}{0,02} = 0,006 M$

Al mezclar 10 mL de (1) y 10 mL de (2) tenemos 20 mL de disolución, con un número total de moles de ácido $0,01 \cdot 0,05 + 0,01 \cdot 0,006 = 0,00056 M$, por lo que la concentración de la mezcla es $0,00056/0,02 = 0,028 M$

Calculamos de nuevo la disociación

$$K_a = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} \Rightarrow \frac{2,45 \cdot 10^{-6}}{0,028} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha^2 + 8,75 \cdot 10^{-5} \alpha - 8,75 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = \frac{-8,75 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(8,75 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \cdot 8,75 \cdot 10^{-5}}}{2} = \frac{-8,75 \cdot 10^{-5} \pm 1,87 \cdot 10^{-2}}{2} = \frac{\text{negativo}}{2} = 0,0093 = 0,93\%$$

$$c_0 \alpha = [H^+] = 0,028 \cdot 0,0093 = 2,6 \cdot 10^{-4} \Rightarrow pH = 3,58$$

El pH de (2) era $-\log(0,05 \cdot 0,007) = 3,46$, al mezclar estamos consiguiendo un pH de valor 3,58 intermedio entre 3,92 y 3,46 originales.

Pregunta B2.-

a) $pOH=5$ implica $pH=14-5=9$, es un pH básico, lo que descarta HNO_3 y HNO_2 que son ácidos. $NaNO_3$ es la sal de ácido nítrico, que un ácido muy fuerte, por lo que el ion nitrato no produce hidrólisis, por lo que solamente puede ser CH_3NH_2 que es una base.

b) $[H_3O^+] = 10^{-4}$ implica $pH=4$, ácido, por lo que puede ser cualquiera de los dos ácidos, HNO_3 y HNO_2 .

c) Los ácidos HNO_3 y HNO_2 neutralizarían la base para cierta proporción; solamente puede ser $NaNO_3$ que no alteraría el pH al ser el ion nitrato la base conjugada de un ácido muy fuerte.

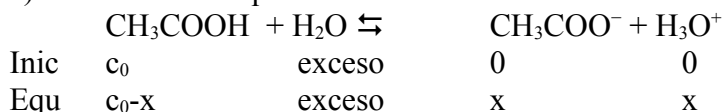
d) Sí es posible, variando el volumen y consiguiendo distinta concentración inicial de cada una puede conseguirse que haya situaciones en la que tengan el mismo pH: será concentración muy baja de ácido nítrico y concentración alta de ácido nitroso.

>No se hacen cálculos numéricos con datos enunciado $K_a(HNO_2)$ y $K_b(CH_3NH_2)$, simplemente se usan para saber que se trata de ácido y base débiles y que sí producen hidrólisis.

2016-Modelo

Pregunta A3.-

a) Planteamos el equilibrio de disociación con concentraciones



$$pH = -\log([H_3O^+]) \rightarrow 2,4 = -\log(x) \rightarrow x = 10^{-2,4} = 4,0 \cdot 10^{-3} M$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(4 \cdot 10^{-3})^2}{c_0 - 4,0 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow c_0 = 4,0 \cdot 10^{-3} + \frac{(4 \cdot 10^{-3})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,89 M$$

b) Como la densidad es una propiedad intensiva, no depende de la cantidad de sustancia tomada; tomamos un volumen de 1 L por sencillez, con la concentración calculada en el apartado a tendremos 0,89 mol de ácido acético.

$$\frac{0,89 \text{ mol } CH_3COOH}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{12 \cdot 2 + 16 \cdot 2 + 4 \text{ g } CH_3COOH}{1 \text{ mol } CH_3COOH} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{5 \text{ g } CH_3COOH} = 1068 \text{ g/L}$$

Pregunta B4.-

a) El color blanco de las hortensias está asociado a pH superior a 8, que es un pH básico, por lo que hay que añadir una disolución que produzca un pH básico, y entre las opciones del enunciado sería: $-NH_3$, que es una base

$-NaClO$, que es una sal de base fuerte y de ácido débil y cuya hidrólisis produce un pH básico, ya que se disocia en aniones ClO^- que son base fuerte al ser la base conjugada de un ácido débil.

b) Al añadir $(NH_4)_2SO_4$, se disocia en catión amonio NH_4^+ que es el ácido conjugado de una base



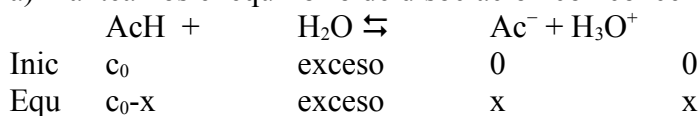


débil y producirá hidrólisis, y en aniones SO_4^{2-} que no producen hidrólisis ya que es la base conjugada de un ácido fuerte. Por lo tanto el pH será ácido, menor de 7, y si su valor está entre 4,5 y 6,5 el color será azul o rosa.

2015-Septiembre

Pregunta A4.

a) Planteamos el equilibrio de disociación con concentraciones



$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) \rightarrow -\log(2,5 \cdot 10^{-5}) - 2 = -\log(x) \rightarrow x = 10^{-2,6} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{AcH}]} \Rightarrow 2,5 \cdot 10^{-5} = \frac{(2,5 \cdot 10^{-3})^2}{c_0 - 2,5 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow c_0 = 2,5 \cdot 10^{-3} + \frac{(2,5 \cdot 10^{-3})^2}{2,5 \cdot 10^{-5}} = 0,25 \text{ M}$$

b) Como el KOH es una base muy fuerte se disocia completamente, y el número de moles de OH^- que aporta es igual al número de moles de KOH en la disolución, que deben ser igual al número de H_3O^+ a neutralizar aportados por el ácido.

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = c \cdot V = 0,25 \cdot 0,1 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_3\text{O}^+$$

$$2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_3\text{O}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol H}_3\text{O}^+} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol OH}^-} \cdot \frac{39,1 + 16 + 1 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 1,4 \text{ g KOH}$$

c) Tras la neutralización, los aniones del ácido (son base conjugada fuerte ya que se trata de un ácido débil con la K_a proporcionada) producirán hidrólisis y harán que el pH sea básico.

Pregunta B2.

a) NaCl: en disolución se disocia en sus iones, y como es una sal de ácido fuerte y base fuerte, no producirá hidrólisis, por lo que el pH será neutro, $\text{pH}=7$.

NaOH: en disolución se disocia en sus iones, y como es una base fuerte, el pH será básico, $\text{pH}>7$.

$\text{CH}_3\text{-COONa}$: en disolución se disocia en sus iones, y como es una sal de ácido débil (dado el $\text{p}K_a$ del enunciado) y base fuerte, los iones acetato son bases fuertes y producirá hidrólisis, por lo que el pH será básico, $\text{pH}>7$.

b) Añadir un litro de agua, que tiene $\text{pH}=7$, en el caso de la disolución de NaCl no varía el pH, que seguiría siendo 7. Sin embargo en los otros dos casos reduce las concentraciones, por lo que el pH estaría más próximo al pH neutro, y como tenían pH básico, $\text{pH}>7$, el pH se reducirá.

Si planteamos la hidrólisis en el caso del ion acetato, $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$, puede surgir la idea de que al añadir agua según Le Châtelier el equilibrio se desplaza hacia la derecha, con lo que aumentaría la concentración de OH^- , lo que implicaría mayor pH, que contradice la idea anterior, pero no es así; el H_2O está en exceso y añadir H_2O no modifica el equilibrio, solamente modifica el volumen total y las concentraciones.

2015-Junio-Coincidentes

Pregunta A2.-

a) Verdadero.

HCO_3^- sí es un anfótero ya que puede comportarse como ácido y como base

Ácido (Arrhenius, se disocia y produce H^+): $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

Base (Brønsted-Lowry, capta H^+): $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$

NH_4^+ puede actuar como ácido (produce H^+), pero no como base (no puede captar H^+)

b) Verdadero, asumiendo que se está hablando de disolución en agua inicialmente neutra. La sal se disociará en sus iones: el ion asociado al ácido débil será una base conjugada fuerte y producirá hidrólisis, aportando un carácter básico, mientras que el ion asociado a la base fuerte será un ácido muy débil que no producirá hidrólisis.

c) Falso. El HCl es un ácido muy fuerte, y NaOH es una base muy fuerte, pero el pH de la disolución obtenida al mezclar disoluciones dependerá de los volúmenes y concentraciones de las disoluciones de partida.

d) Falso. $\text{pOH}_A = 14 - \text{pH}_A = 14 - 3 = 11 = -\log([\text{OH}^-]_A) \rightarrow [\text{OH}^-]_A = 10^{-11} \text{ M}$





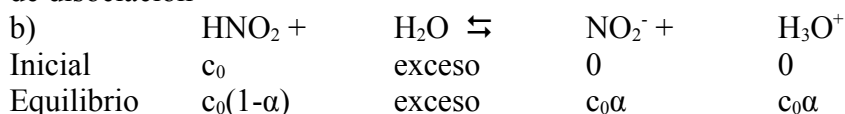
$$pOH_B = 6 = -\log([OH^-]_B) \rightarrow [OH^-]_B = 10^{-6} \text{ M}$$

$$[OH^-]_B / [OH^-]_A = 10^{-6} / 10^{-11} = 10^5 = 100000$$

Pregunta B5.-

a) El HNO₃ es un ácido muy fuerte, por lo que su disociación es completa y la concentración de H₃O⁺ coincide con la de la disolución, pH = -log([H₃O⁺]) = -log(0,1) = 1

b) El HNO₂ es un ácido débil, por lo que su disociación no es completa y planteamos el equilibrio de disociación



$$K_a = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} \Rightarrow 4,5 \cdot 10^{-4} = \frac{0,1 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

$$4,5 \cdot 10^{-4} (1-\alpha) = 0,1 \alpha^2 \Rightarrow 0,1 \alpha^2 + 4,5 \cdot 10^{-4} \alpha - 4,5 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$\alpha = \frac{-4,5 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(4,5 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot (0,1) \cdot (-4,5 \cdot 10^{-4})}}{2 \cdot 0,1} = \frac{-4,5 \cdot 10^{-4} \pm 0,01342}{0,2} = \frac{-0,069}{0,065}$$

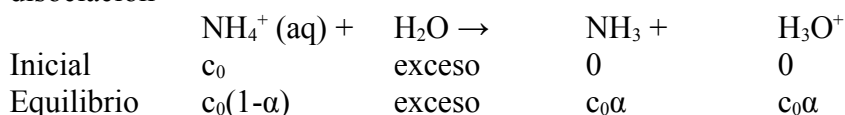
$$pH = -\log([H_3O^+]) = -\log(0,1 \cdot 0,065) = 2,19$$

c) La disolución de KCl tiene pH neutro, pH=7 ya que es una sal de ácido fuerte y base fuerte.

La disolución de NH₄Cl tiene pH ácido, ya que se disocia en sus iones y el NH₄⁺ es el ácido conjugado de NH₃ que es una base débil. Como ácido su constante es

$$K_a = \frac{k_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,9 \cdot 10^{-10} \text{ luego tiene menor carácter ácido que el HNO}_2 \text{ y su pH será más}$$

próximo al pH neutro. Si lo queremos validar numéricamente, planteamos el equilibrio de disociación



$$K_a = \frac{k_w}{K_b} = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} \Rightarrow \frac{10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = \frac{0,1 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

$$5,9 \cdot 10^{-10} (1-\alpha) = 0,1 \alpha^2$$

$$\text{Aproximamos } \alpha \ll 0,1 \quad \alpha = \sqrt{\frac{5,9 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7,7 \cdot 10^{-5}$$

$$pH = -\log([H_3O^+]) = -\log(0,1 \cdot 7,7 \cdot 10^{-5}) = 5,1$$

Ordenando de menor a mayor pH las disoluciones 0,1 M, sería: HNO₃ < HNO₂ < NH₄Cl < KCl.

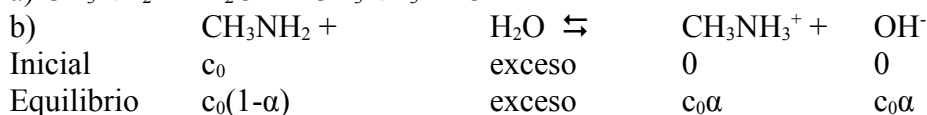
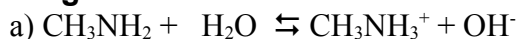
d) Igualamos el número de moles de OH⁻ y de H⁺:

$$n(H_3O^+) = x \cdot V = 25 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_3\text{O}^+$$

$$2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_3\text{O}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol H}_3\text{O}^+} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol OH}^-} \cdot \frac{1 \text{ L disolución NaOH}}{0,25 \text{ mol NaOH}} = 0,01 \text{ L disolución NaOH}$$

2015-Junio

Pregunta A4.-



Siendo c₀=0,2 M la concentración inicial y α el tanto por uno de disociación.

$$pOH = 14 - pH = 2 ; pOH = -\log([OH^-]) ; [OH^-] = 10^{-2} \text{ M}$$

$$[OH^-] = c_0 \alpha ; \alpha = 10^{-2} / 0,2 = 5 \cdot 10^{-2} = 5\%$$

c) El hidróxido de potasio es una base fuerte, que se disocia completamente, por lo que la concentración de OH⁻ será 0,2 M, y el pOH = -log(0,2) = 0,7. pH = 14 - pOH = 13,3

d) La metilamina es una base débil: no grado de disociación es bajo, y una disolución de metilamina de la misma concentración que una disolución de una base fuerte como NaOH genera un pH menor,

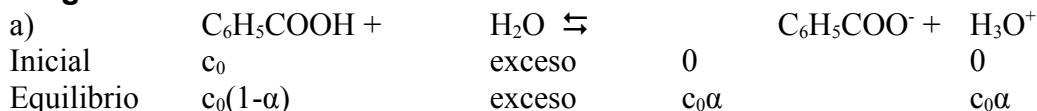




es decir menos básico.

2015-Modelo

Pregunta A4.-



Siendo c_0 la concentración inicial y $\alpha=0,028$ el tanto por uno de disociación.

Masa molar ácido benzoico: $7 \cdot 12 + 2 \cdot 16 + 6 \cdot 1 = 122$ g/mol

$$c_0 = (4,88/122)/0,5 = 0,08 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{(0,08 \cdot 0,028)^2}{0,08 \cdot (1-0,028)} = 6,45 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_a = -\log(K_a) = -\log(6,45 \cdot 10^{-5}) = 4,19$$

b) $pH = -\log([H_3O^+]) = -\log(0,08 \cdot 0,028) = 2,65$

$$pOH = 14 - pH = 11,35 \Rightarrow pOH = -\log([OH^-]) \Rightarrow [OH^-] = 10^{-11,35} = 4,47 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

c) Si planteamos la nueva disociación pero ahora con el ácido hipocloroso, llegamos de nuevo a

$$K_a(HClO) = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} \quad \text{Donde tenemos que} \quad K_a(HClO) = 10^{-pK_a} = 10^{-7,54} = 2,88 \cdot 10^{-8}$$

$$\text{Sustituyendo} \quad 2,88 \cdot 10^{-8} = \frac{c_0^2(0,028)^2}{c_0(1-0,028)} \Rightarrow c_0 = \frac{2,88 \cdot 10^{-8} \cdot (1-0,028)}{0,028^2} = 3,57 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Comentario: como conocemos α , no simplifica especialmente los cálculos aproximar $1-\alpha \approx 1$, además de que en estos caso el error de esa aproximación es un poco superior al 1%

Pregunta B4.-

a) $pOH = 14 - pH = 1$; $pOH = -\log([OH^-])$; $[OH^-] = 10^{-1} \text{ M}$

Como el hidróxido de sodio es una base muy fuerte está totalmente disociada, y la concentración de OH^- es igual a la concentración inicial de hidróxido de sodio. Como el volumen es 1 L, tenemos 0,1 mol NaOH iniciales.

La masa molar de NaOH = $23 + 16 + 1 = 40$ g/mol

La cantidad de NaOH inicial son $0,1 \cdot 40 = 4$ g de NaOH

b) De apartado a sabemos que tenemos 0,1 mol NaOH iniciales

De manera similar a apartado a) ahora $pOH = 14 - pH = 2$; $pOH = -\log([OH^-])$; $[OH^-] = 10^{-2} \text{ M}$

$$\text{Llamamos } x \text{ al volumen de agua en L añadido; } 0,01 = \frac{0,1}{1+x} \Rightarrow 1+x = 10 \Rightarrow x = 9 \text{ L}$$

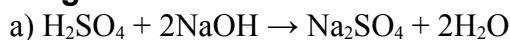
c) Como el HCl es un ácido muy fuerte se disocia completamente, por lo que calculamos el número de moles de H^+ que debemos aportar asociados a los OH^- del NaOH a neutralizar; no se produce hidrólisis, por lo que se trata de neutralizar todos los $[OH^-]$, y debemos aportar 0,1 mol HCl

$$0,5 = 0,1/V \rightarrow V = 0,2 \text{ L}$$

d) Si en el apartado c) tenemos una mezcla con $pH = 7$ y ya hemos comentado que no hay hidrólisis (la sal es NaCl que proviene de ácido fuerte y base fuerte), si la diluimos añadiendo agua seguimos teniendo el mismo $pH = 7$.

2014-Septiembre

Pregunta A4.-



$$50 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol } H_2SO_4 \quad 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot \frac{5 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ L}} = 0,25 \text{ mol } NaOH$$

Como H_2SO_4 y NaOH son ácido y base fuertes se disocian completamente, se neutralizan formando NaCl que es una sal neutra. La neutralización se realiza según la proporción estequiométrica

$$\frac{\text{mol } H_2SO_4}{\text{mol } NaOH} = \frac{1}{2}, \text{ cada mol de ácido neutraliza dos moles de hidróxido de sodio, por lo que}$$





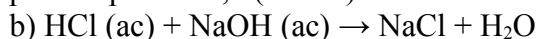
queda un exceso de NaOH, por lo que el pH será básico.

$$n(\text{OH}^-) = 0,25 - 0,1 \cdot 2 = 0,05 \text{ mol OH}^-$$

$$[\text{OH}^-] = 0,05 / (0,050 + 0,050) = 0,5 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-]) = -\log(0,5) = 0,3$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,7 \text{ (básico)}$$



$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol HCl}$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol NaOH}$$

$$0,1 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 2,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl} \quad 0,1 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g HCl}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

Como HCl y NaOH son ácido y base fuertes se disocian completamente, se neutralizan formando NaCl que es una sal neutra y quedando exceso de HCl, por lo que el pH será ácido.

$$n(\text{H}^+) = 2,74 \cdot 10^{-3} - 2,5 \cdot 10^{-3} = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}^+$$

$$[\text{H}^+] = 2,4 \cdot 10^{-4} / 1 = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}^+]) = -\log(2,4 \cdot 10^{-4}) = 3,62 \text{ (ácido)}$$

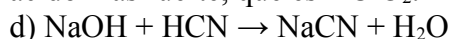
Pregunta B3.-

a) La concentración de protones de un ácido débil esta relacionada con la constante de acidez, a mayor valor de la constante de acidez, mayor grado de disociación del ácido y por tanto mayor concentración de protones. Como $\text{p}K_a = -\log(K_a)$, el ácido más débil será el que tenga mayor valor de $\text{p}K_a$, que implicará menor valor de K_a , y entre los de la tabla es el HCN.

b) La base conjugada más fuerte será la asociada al ácido más débil, ya que $K_b = K_w / K_a$. Como por el apartado a) el ácido más débil es HCN, la base conjugada más fuerte será CN^- ;

$$K_b(\text{CN}^-) = 10^{-14} / 10^{-9,21} = 1,62 \cdot 10^{-5}$$

c) Como son ácidos débiles, en disolución se disociarán parcialmente, y el valor de la constante de acidez nos indicará su grado de disociación y la concentración de protones. Dado que $\text{pH} = -\log([\text{H}^+])$, el pH será menor cuando mayor sea la concentración de protones, y será mayor para el ácido más fuerte, que es HClO_2 .



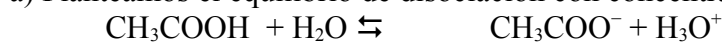
Se trata de una reacción de neutralización, donde se forma una sal y agua.

NaCN es cianuro de sodio

2014-Junio-Coincidentes

Pregunta A5.-

a) Planteamos el equilibrio de disociación con concentraciones



$$\text{Inic} \quad c_0 \quad \text{exceso} \quad 0 \quad 0$$

$$\text{Equ} \quad c_0(1-\alpha) \quad \text{exceso} \quad c_0\alpha \quad c_0\alpha$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,025\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$0,025\alpha^2 + 1,8 \cdot 10^{-5}\alpha - 1,8 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = \frac{-1,8 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot (0,025) \cdot (-1,8 \cdot 10^{-5})}}{2 \cdot 0,025} = \frac{-1,8 \cdot 10^{-5} \pm 0,00134}{0,05} = \frac{-0,027}{0,026}$$

El grado de disociación es $\alpha = 0,026 = 2,6\%$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(0,025 \cdot 0,026) = 3,19$$

b) Como la densidad es una propiedad intensiva, no depende de la cantidad de sustancia tomada; tomamos un volumen de 1 L por sencillez, con la concentración calculada en el apartado a) tendremos 0,89 mol de ácido acético.

$$0,2 \text{ L disolución} \cdot \frac{0,025 \text{ mol AcH}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{12 \cdot 2 + 16 \cdot 2 + 4 \text{ g AcH}}{1 \text{ mol AcH}} \cdot \frac{0,001 \text{ L AcH puro}}{1,04 \text{ g AcH}} = 0,29 \text{ mL AcH puro}$$

c) NaOH es una base fuerte que se disocia completamente; los 0,5 g aportarían





$0,5/(23+16+1)=0,0125$ mol de NaOH y de OH^- , que neutralizarían la misma cantidad de H_3O^+ .
 En 200 mL 0,025 M de ácido acético si se disociase completamente tendríamos $n=0,025 \cdot 0,2=0,005$ mol H_3O^+ . Como el número de OH^- que aporta la base es mayor, neutralizaría por completo el ácido y quedaría un exceso de $0,0125-0,005=0,0075$ mol de OH^- , en un volumen total (considerando volumen constante) de 200 mL.

$$\text{pH}=14-\text{pOH}=14-(-\log([\text{OH}^-]))=14+\log(0,0075/0,2)=12,6$$

Pregunta B2.-

a) $\text{pH}=-\log([\text{H}_3\text{O}^+]) \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]=10^{-\text{pH}} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_A=10^{-4} \text{ M}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+]_B=K_w/[\text{OH}^-]_B=10^{-14}/10^{-12}=10^{-2} \text{ M}$ (el pH será $-\log(10^{-2})=2$ (ácido))
 $\text{pH}=14-\text{pOH}=14-3=11 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_C=10^{-11} \text{ M}$

b) Una disolución acuosa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se disociará en sus iones, por lo que aportará OH^- a la disolución y tendrá carácter básico, $\text{pH} > 7$. Puede ser la disolución C, pero no A ni B que son ácidas.

c) Una disolución acuosa de NaBr se disociará en sus iones, y como es una sal que proviene de un ácido fuerte y una base fuerte los iones no producirán hidrólisis y tendrá pH neutro, $\text{pH}=7$, por lo que no puede corresponder a ninguna de las tres disoluciones A, B ó C.

d) Para obtener una disolución como la C con $\text{pH}=11$ muy básico, disolvería una sal de base fuerte y ácido débil, de modo que los iones asociados al ácido débil fueran bases conjugadas fuertes y produjeran hidrólisis dando carácter ácido a la disolución. Un ejemplo de sal sería acetato de sodio.

2014-Junio

Pregunta B2.-

a) Falso. Cualitativamente podemos ver que cuanto mayor es el pH menor carácter ácido tiene, luego no es posible que al aumentar el pH aumente la concentración de protones.

Numéricamente usando la definición de $\text{pH}=-\log([\text{H}^+])$ podemos plantear

$$\Delta \text{pH} = -\log([\text{H}^+]_{\text{final}}) - (-\log([\text{H}^+]_{\text{inicial}})) = -\log\left(\frac{[\text{H}^+]_{\text{final}}}{[\text{H}^+]_{\text{inicial}}}\right) \Rightarrow \frac{[\text{H}^+]_{\text{final}}}{[\text{H}^+]_{\text{inicial}}} = 10^{-\Delta \text{pH}} = 10^{-2} = \frac{1}{100}$$

b) Falso. En una neutralización de ácido fuerte y base fuerte el pH será neutro, que es $\text{pH}=7$.

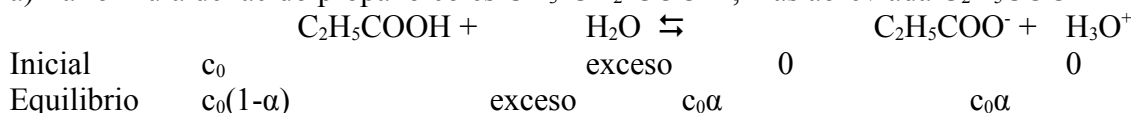
c) Verdadero. Si en la disolución acuosa solamente hay un ácido, el pH de la disolución acuosa deberá ser ácido, menor de 7.

d) Verdadero. Al disolverse la sal alguno de los iones puede producir hidrólisis y hacer que el pH sea distinto de 7.

Pregunta B4.-

(Este apartado a lo coloco en el bloque “Ácidos y Bases”, ya que solamente necesita conocer que el ácido propanoico es monoprótico, y es formulación orgánica básica que se asume de 1º de Bachillerato. Los apartados b y c los coloco en el bloque “Química de carbono”)

a) La fórmula del ácido propanoico es $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$, más abreviada $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$



Siendo c_0 la concentración inicial (0,5 M) y α el tanto por uno de disociación.

$$K_a = \frac{(0,5 \cdot \alpha)^2}{0,5 \cdot (1-\alpha)} = 10^{-4,84} = 1,45 \cdot 10^{-5}$$

$$0,5 \alpha^2 + 1,45 \cdot 10^{-5} \alpha - 1,45 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = \frac{-1,45 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(1,45 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot 0,5 \cdot (-1,45 \cdot 10^{-5})}}{2 \cdot 0,5} = \frac{-1,45 \cdot 10^{-5} \pm 5,39 \cdot 10^{-3}}{1} = 5,38 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [c_0\alpha] = -\log(0,5 \cdot 5,38 \cdot 10^{-3}) = 2,57$$

2014-Modelo

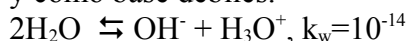
Pregunta B1.-

d) El hidruro del elemento X es el agua H_2O . Es un anfótero ya que puede comportarse como ácido





y como base débiles.



Pregunta B2.-

$$a) 50 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{L}} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \cancel{\text{L}}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl} \quad 10 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{L}} \cdot \frac{0,2 \text{ mol NaOH}}{1 \cancel{\text{L}}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

Como HCl y NaOH son ácido y base fuertes se disocian completamente, se neutralizan formando NaCl que es una sal neutra y quedando exceso de HCl, por lo que el pH será ácido.

$$b) 20 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{L}} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HAc}}{1 \cancel{\text{L}}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol HAc} \quad 10 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{L}} \cdot \frac{0,2 \text{ mol NaOH}}{1 \cancel{\text{L}}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

Como NaOH es una base fuerte se disocia completamente, y desplaza el equilibrio de disociación del HAc que es ácido débil hasta neutralizarlo completamente. Se forma NaAc, que es una sal que producirá un pH básico, ya que proviene de un ácido débil y de una base fuerte.

c) NaCl es una sal neutra, y NaOH es una base fuerte. No hay reacción y el pH será básico asociado a la base fuerte.

d) Ambas especies son ácidas, por lo que el pH será ácido.

Pregunta B5.-

(Apartado de solubilidad a) realizado en bloque de equilibrio: se obtiene $s=1,01 \cdot 10^{-10} \text{ M}$)

$$b) [\text{OH}^-]=3s=3 \cdot 1,01 \cdot 10^{-10} = 3,03 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

No planteamos en este caso $\text{pOH}=-\log([\text{OH}^-])$ con el valor anterior: la concentración de OH^- es mucho menor que la producida por la disociación del agua ($k_w=10^{-14}$ que implica $[\text{OH}^-]=10^{-7} \text{ M}$), luego el pH viene dado por el agua y será aproximadamente 7 (neutro).

c) Como el HCl es fuerte se disocia completamente y desplaza el equilibrio de solubilidad hasta consumir todo el hidróxido de hierro (III).

$$M(\text{Fe}(\text{OH})_3)=55,8+3 \cdot (16+1)=106,8 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{HCl})=1+35,5=36,5 \text{ g/mol}$$

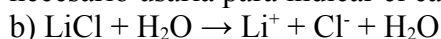
$$10,7 \text{ g Fe}(\text{OH})_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}(\text{OH})_3}{106,8 \text{ g Fe}(\text{OH})_3} \cdot \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Fe}(\text{OH})_3} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g HCl eo}}{36 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl eo}}{1,13 \text{ g HCl eo}}$$

Necesitaremos 26,97 cm³ HCl comercial

2013-Septiembre

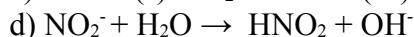
Pregunta A2.-

a) $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. Disolución ácida. El enunciado indica valor K_a , pero no es necesario usarla para indicar el carácter ácido de la disolución que es lo que pide el enunciado.



LiCl es una sal de ácido muy fuerte (HCl) y base muy fuerte (LiOH), luego los iones en los que se disocia son base y ácidos conjugados muy débiles, no producen hidrólisis y el pH será neutro, pH=7

c) $\text{NaOH} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ (\text{ac}) + \text{OH}^- (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$. Disolución básica.



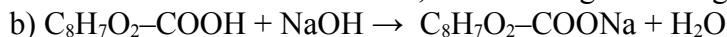
El ion nitrito es la base conjugada de un ácido débil (K_a dada en el enunciado), luego es una base fuerte y producirá hidrólisis, dando lugar a una disolución básica.

Pregunta B5.-

$$a) M=n/V: 0,2 = n/0,25 \rightarrow n=0,2 \cdot 0,25=0,05 \text{ mol}$$

$$M \text{ molar} (\text{NaOH})=23+16+1=40 \text{ g/mol}$$

$$\text{Necesitaremos } m=n \cdot M \text{ molar}=0,05 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 2 \text{ g NaOH}$$



$$c) \text{En } 12,5 \text{ mL de disolución } 0,2 \text{ M tenemos } n=M \cdot V=0,2 \cdot 0,0125=0,0025 \text{ mol NaOH}$$

Esos son también los moles de ácido que se neutralizan.

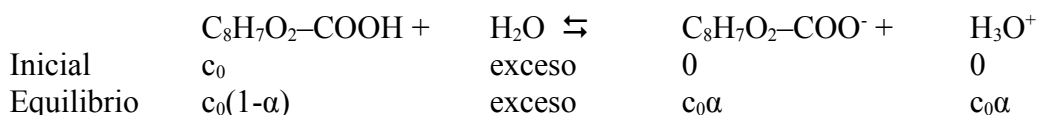
$$M \text{ molar} (\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2-\text{COOH})=12 \cdot 9+4 \cdot 16+8= 180 \text{ g/mol}$$

$$\text{Los } 0,0025 \text{ mol de aspirina suponen } 0,0025 \text{ mol} \cdot 180 \text{ g/mol}=0,45 \text{ g}$$

$$\text{El porcentaje en masa será } 0,45 \text{ g} / 0,65 \text{ g} = 0,692 = 69,2 \%$$

d) Se trata de una disociación de un ácido con K_a dada.





Siendo c_0 la concentración inicial y α el tanto por uno de disociación.

Utilizando lo obtenido en apartado c tenemos que $c_0=0,0025/0,25=0,01$ M

$$K_a = \frac{(0,01 \cdot \alpha)^2}{0,01 \cdot (1-\alpha)} = 2,64 \cdot 10^{-5} \Rightarrow 0,01 \alpha^2 + 2,64 \cdot 10^{-5} \alpha - 2,64 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = \frac{-2,64 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(2,64 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot 0,01 \cdot (-2,64 \cdot 10^{-5})}}{0,02} = \frac{-2,64 \cdot 10^{-5} \pm 1,03 \cdot 10^{-3}}{0,02} = 0,0513$$

Descartamos la solución negativa

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log [c_0\alpha] = -\log(0,01 \cdot 0,0513) = 3,29$$

2013-Junio-Coincidentes

Pregunta A2.-

a) La acidez mide la concentración de H_3O^+ , a mayor concentración mayor acidez.

$$pH = -\log([H_3O^+]) \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} \rightarrow [H_3O^+]_A = 10^{-2,6} M = 2,5 \cdot 10^{-3} M$$

$$[H_3O^+]_B = K_w/[OH^-]_B = 10^{-14}/10^{-7} = 10^{-7} M \text{ (el pH será } -\log(10^{-7})=7 \text{ (neutro))}$$

$$[H_3O^+]_C = K_w/[OH^-]_C = 10^{-14}/10^{-10} = 10^{-4} M \text{ (el pH será } -\log(10^{-4})=4 \text{ (ácido))}$$

El pH de la disolución D es 10 (básico)

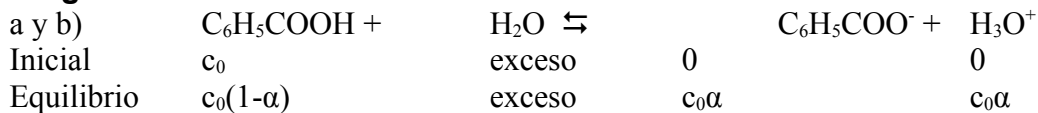
Ordenando las disoluciones por acidez creciente $A > C > B > D$

b) KNO_3 es una sal de ácido fuerte y base fuerte, por lo que al disociarse en sus iones no produce hidrólisis, y el pH será neutro, $pH=7$, por lo que puede ser la disolución B.

c) $NaNO_2$ es una sal de ácido débil y base fuerte, por lo que al disociarse en sus iones el ion Na^+ no produce hidrólisis, pero sí el ion NO_2^- que al ser la base conjugada de un ácido débil producirá hidrólisis y aportará un carácter básico a la disolución, el $pH > 7$, y podría ser la disolución D.

d) La disolución de NH_4Cl tiene pH ácido, $pH < 7$ ya que se disocia en sus iones y el NH_4^+ es el ácido conjugado de NH_3 que es una base débil. Puede corresponder a las disoluciones A ó B.

Pregunta B5.-



Siendo c_0 la concentración inicial y $\alpha=0,028$ el tanto por uno de disociación.

Masa molar ácido benzoico: $7 \cdot 12 + 2 \cdot 16 + 6 \cdot 1 = 122$ g/mol

$$c_0 = (61/122)/0,5 = 1 M$$

$$K_a = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} \Rightarrow 6,7 \cdot 10^{-5} = \frac{1 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \text{ Asumimos } \alpha \ll 1 \quad \alpha = \sqrt{6,7 \cdot 10^{-5}} = 0,0082$$

$$pH = -\log([H_3O^+]) = -\log(1 \cdot 0,0082) = 2,09$$

$$\alpha = 0,0082 = 0,82\%$$

c) En 5 mL de la disolución I tenemos $n=1 \cdot 0,005=0,005$ mol ácido.

La concentración de la disolución II de ácido será $0,005/0,1=0,05$ M

En una disolución de $NaOH$ con $pH=10$, $pOH=14-10=4$, y la $[OH^-]=10^{-4}$ M, por lo que en 50 mL tendremos $n=10^{-4} \cdot 0,050=5 \cdot 10^{-6}$ mol base, que al ser fuerte se disocia completamente en OH^- .

Para conseguir neutralizar $5 \cdot 10^{-6}$ mol base necesitamos el mismo número de moles de ácido, que implica para la concentración de la disolución II $V=n/c = 5 \cdot 10^{-6}/0,05=0,0001$ L = 0,1 mL disolución.

d) El HCl es una base muy fuerte que se disocia completamente, por lo que el número de moles de ácido es igual al de protones. Para $pH=2,09$, $[H_3O^+]=0,0081$ M, que será la concentración de HCl .

Si el volumen es 2 L, tendremos $2 \cdot 0,0081 = 0,0162$ mol de ácido.

$$0,0162 \text{ mol } HCl \cdot \frac{1 + 35,5 \text{ g } HCl}{1 \text{ mol } HCl} \approx 0,6 \text{ g } HCl$$



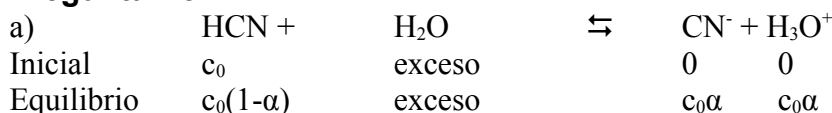


2013-Junio

Pregunta A2.-

- a) Falso. Volúmenes iguales de disolución de igual concentración de ácido y base no suponen siempre misma concentración de H_3O^+ y OH^- , ya que depende de si el ácido es monoprótico o poliprótico y de si la base es monohidróxido o polihidróxido. Si son débiles se puede pensar que son monoprótico/monohidróxido, pero en general la afirmación es falsa.
- b) Verdadero. El $CaCl_2$ es una sal de ácido muy fuerte (HCl) y base muy fuerte ($Ca(OH)_2$), luego no produce hidrólisis y el pH sería neutro, $pH=7$, pero también tenemos HCl que no es sal sino un ácido muy fuerte, por lo que el pH será ácido.
- c) Falso. No es anfótero porque solamente puede comportarse como base captando un H^+ , pero no como ácido lo que supondría ceder el H que tiene y formar O^{2-} .

Pregunta B5.-



Llamamos c_0 a la concentración inicial y α al tanto por uno de disociación.

$$pH = -\log [H_3O^+] = 5,6 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-5,6} = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = c_0\alpha \rightarrow 2,5 \cdot 10^{-6} = 10^{-2} \cdot \alpha \rightarrow \alpha = 2,5 \cdot 10^{-4}$$

$$b) K_a = \frac{[CN^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCN]} = \frac{c_0\alpha \cdot c_0\alpha}{c_0(1-\alpha)} = c_0 \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)} = 10^{-2} \cdot \frac{(2,5 \cdot 10^{-4})^2}{(1-2,5 \cdot 10^{-4})} = 6,25 \cdot 10^{-10}$$

$$c) K_b = K_w / K_a = 10^{-14} / 6,25 \cdot 10^{-10} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

d) El NaOH es una base muy fuerte que se disociará completamente. El número de moles de OH^- que aportarán los 100 mL de NaOH será $0,1 \text{ L} \cdot 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol } OH^-$.

En 100 mL de HCN 10^{-2} M tendremos $0,1 \text{ L} \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol de HCN}$

Se neutralizan todos los H^+ que pueda aportar el ácido, aunque sea débil y no esté totalmente disociado. Aunque se haya calculado la concentración de H^+ disociados, no sólo se neutraliza esa parte: a medida que se neutralizan el equilibrio de disociación se desplaza y se acaba neutralizando todo.

Por lo tanto NaOH neutralizará completamente todo el HCN y quedarán $2 \cdot 10^{-3} - 10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol de } OH^-$. $[OH^-] = n(OH^-) / V = 10^{-3} / 0,2 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, $pOH = -\log(5 \cdot 10^{-3}) = 2,3 \rightarrow pH = 14 - pOH = 11,7$.

2013-Modelo

Pregunta A5.-

KOH es una base muy fuerte y estará totalmente disociada, por lo que la concentración de OH^- será igual a la concentración de KOH.

$$\text{Inicialmente } [KOH] = [OH^-] = 0,1 ; pOH = 1 ; pH = 14 - pOH = 13$$

$$\text{En 500 mL } 0,1 \text{ M iniciales tenemos } 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,05 \text{ mol KOH}$$

a) Sí modificará el pH ya que varía la concentración.

$$\text{Nueva } [KOH] = [OH^-] = 0,05 \text{ mol} / (0,5 + 0,1) \text{ L} = 0,083 ; pOH = 1,08 ; pH = 12,92$$

b) Sí modificará el pH ya que varía la concentración.

$$\text{Nueva } [KOH] = [OH^-] = 0,05 \text{ mol} / 0,25 \text{ L} = 0,2 ; pOH = 0,7 ; pH = 13,3$$

c) Sí modifica el pH ya que se produce neutralización. El ácido clorhídrico es un ácido muy fuerte y estará totalmente disociado, $[HCl] = [H_3O^+] = 0,1$. En ambos casos tenemos 0,5 L luego el número de moles de $[H_3O^+]$ provenientes de HCl y $[OH^-]$ provenientes de KOH son iguales y tras la neutralización el pH será neutro, $pH = 7$

d) Sí modificará el pH ya que varía la concentración.

$$\text{Nueva } [KOH] = (0,05 + 0,1) / (0,5 + 0,5) = 0,15 \text{ M}; pOH = 0,82 ; pH = 13,18$$

Pregunta B3.-

a) Verdadero. NaCl es una sal proveniente de ácido y base fuertes y al disociarse en disolución acuosa no produce hidrólisis.

NaOH es una base muy fuerte y en disolución acuosa estará totalmente disociada $NaOH \rightarrow Na^+ +$





OH^- , por lo que habrá presencia de OH^- y el pH será básico, $\text{pH} > 7$.

b) Verdadero. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$, y a su vez $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ por lo que el pH será ácido.

c) En 100 mL de HCl 0,5 M tendremos $0,1 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ mol/L} = 0,05 \text{ mol}$ de HCl

En 200 mL de KOH 0,25 M tendremos $0,2 \text{ L} \cdot 0,25 \text{ mol/L} = 0,05 \text{ mol}$ de KOH

Como HCl es un ácido muy fuerte y KOH es una base muy fuerte ambos estarán totalmente disociados, por lo que al tener el mismo número de moles de H_3O^+ que de OH^- el pH resultante será neutro, $\text{pH}=7$.

2012-Septiembre

Pregunta A3.-

a) La base más débil será la de menor K_b , Piridina.

b) El ácido conjugado es más fuerte cuando más débil sea la base asociada, ya que $K_a = K_w / K_b$, luego la K_a de ácido conjugado más fuerte, para la Piridina, será $K_a = 10^{-14} / 1,78 \cdot 10^{-9} = 5,62 \cdot 10^{-6}$

c) Mayor pH implica mayor basicidad de la disolución, luego tendrá mayor pH la que esté más disociada, que será la de mayor K_b , la hidracina.

d) $\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{-COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COONa} + \text{H}_2\text{O}$. Etanoato de sodio.

Pregunta B5.-

a) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Inicial c_0 exceso 0 0

Equilibrio $c_0(1-\alpha)$ exceso $c_0\alpha$ $c_0\alpha$

Llamamos c_0 a la concentración inicial, $c_0 = 1 \text{ M}$, y α al tanto por uno de disociación, $\alpha = 0,02$

$[\text{HNO}_2] = 1(1-0,02) = 0,98 \text{ M}$

$[\text{NO}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 0,02 = 0,02 \text{ M}$

b) $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(0,02) = 1,7$

c) $K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{0,02^2}{0,98} = 4,08 \cdot 10^{-4}$

d) Interpretamos “se diluye 10 veces” como que se multiplica el volumen por 10, y la concentración inicial es de 0,1 M. Podemos plantear $K_a = \frac{(0,1 \cdot \alpha)^2}{0,1 \cdot (1-\alpha)} = 4,08 \cdot 10^{-4}$

$$0,01 \cdot \alpha^2 + 4,08 \cdot 10^{-4} \alpha - 4,08 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = \frac{-4,08 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(4,08 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot 0,01 \cdot (-4,08 \cdot 10^{-5})}}{2 \cdot 0,01} = \frac{-4,08 \cdot 10^{-4} \pm 1,34 \cdot 10^{-3}}{0,02}$$

$$\alpha = 0,047 = 4,7\% \text{ (descartamos solución negativa)}$$

2012-Junio

Pregunta A2.-

a) NaCl es una sal de ácido muy fuerte (HCl) y base muy fuerte (NaOH), luego no produce hidrólisis y el pH será neutro, $\text{pH}=7$

CH_3COONa es una sal de un ácido débil (ácido acético con K_a dada) y una base muy fuerte (NaOH). Los iones Na^+ no producirán hidrólisis pero sí los iones acetato que serán bases conjugadas fuertes, por lo que el pH será básico, $\text{pH} > 7$, pero no estará totalmente disociada.

NaOH es una base muy fuerte, por lo que estará totalmente disociada ($K_b \approx \infty$) y el pH será básico, pero mayor que el del acetato de sodio para igual concentración de las especies.

Por lo tanto $\text{pH}(\text{NaCl}) < \text{pH}(\text{CH}_3\text{COONa}) < \text{pH}(\text{NaOH})$

b) La disolución de NaCl, que tiene pH neutro.

c) No habrá reacción (entre ellas, aparte de las hidrólisis que producen); si se mezclan las tres disoluciones tendremos en la misma disolución iones que permanecerán disociados Na^+ , Cl^- , CH_3COO^- , además de H_3O^+ y OH^- . Solamente hay una base conjugada de un ácido, y no hay mezcla de ácidos y bases (es mezcla de sales y una base).

d) La especie básica más débil es el , y su K_b No habrá reacción pues todas las especies en





disolución son neutras o básicas.

d) Las bases son: NaOH que es una base muy fuerte ($K_b \approx \infty$), CH_3COO^- que es una base conjugada de un ácido débil, por lo que será una base fuerte con $K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 10^{-14}/1,8 \cdot 10^{-5} = 5,6 \cdot 10^{-10}$, y Cl^- que sería una base muy débil, conjugada de un ácido muy fuerte ($K_b \approx 0 = K_w/K_a = K_w/\infty$).

Como se pide el valor de K_b se sobreentiende que es del ion acetato, aunque se podría argumentar que es el del ion cloruro dando $K_b = 0$.

Pregunta B5.-

a)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ +$	OH^-
Inicial	c_0	exceso	0	0
Equilibrio	$c_0(1-\alpha)$	exceso	$c_0\alpha$	$c_0\alpha$

$$K_b = \frac{c_0\alpha c_0\alpha}{c_0(1-\alpha)} \quad \text{Como } K_b \text{ es pequeña, aproximamos } 1-\alpha \approx 1. \text{ Tenemos que } c_0 = 5 \text{ M}$$

$$4,3 \cdot 10^{-10} = 5\alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{4,3 \cdot 10^{-10}}{5}} = 9,27 \cdot 10^{-6} \quad (\text{se ve que la aproximación realizada es válida})$$

$$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-]) = -\log(9,27 \cdot 10^{-6} \cdot 5) = 4,3$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,3 = 9,7$$

b) En 2 mL de una disolución 5M tenemos $0,002 \cdot 5 = 0,01$ mol. Podemos plantear el equilibrio como si se añadiesen inicialmente, siendo ahora $c_0' = 0,01/1 = 0,01$ M

	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ +$	OH^-
Inicial	c_0'	exceso	0	0
Equilibrio	$c_0'(1-\alpha')$	exceso	$c_0'\alpha'$	$c_0'\alpha'$

$$K_b = \frac{c_0'\alpha' c_0'\alpha'}{c_0'(1-\alpha')} \quad \text{Volvemos a aproximar } 1-\alpha' \approx 1.$$

$$4,3 \cdot 10^{-10} = 0,01\alpha'^2 \Rightarrow \alpha' = \sqrt{\frac{4,3 \cdot 10^{-10}}{0,01}} = 2 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-]) = -\log(0,01 \cdot 2 \cdot 10^{-4}) = 5,7$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,7 = 8,3$$

Al estar más diluido, el pH es más próximo al pH neutro.

La concentración molar de anilina en el equilibrio es $c_0'(1-\alpha') \approx c_0' \approx 0,01$ M

2012-Modelo

Pregunta 4A.-

a)	$\text{CH}_3\text{COOH} +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COO}^- +$	H_3O^+
Inicial	c_0	exceso	0	0
Equilibrio	$c_0(1-\alpha)$	exceso	$c_0\alpha$	$c_0\alpha$

Llamamos c_0 a la concentración inicial, $5,5 \cdot 10^{-2}$ M, y α al tanto por uno de disociación.

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = c_0 \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$\frac{1,86 \cdot 10^{-5}}{5,5 \cdot 10^{-2}}(1-\alpha) = \alpha^2; \alpha^2 + 3,38 \cdot 10^{-4}\alpha - 3,38 \cdot 10^{-4} = 0$$

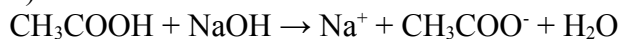
$$\alpha = \frac{-3,38 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(3,38 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot (-3,38 \cdot 10^{-4})}}{2} = \frac{-3,38 \cdot 10^{-4} \pm 0,03677}{2}$$

Dos soluciones, una negativa y la otra $\alpha = 0,0182 = 1,82\%$

b) $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(c_0\alpha) = -\log(5,5 \cdot 10^{-2} \cdot 0,0182) = 3$

c) En 20 mL de disolución $5,5 \cdot 10^{-2}$ M tenemos $5,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \cdot 0,02 \text{ L} = 0,0011$ mol de H^+
 Necesitaremos $0,0011 \text{ mol} / 0,1 \text{ mol/L} = 0,011 \text{ L} = 11 \text{ mL}$ de disolución de NaOH 0,1 M

d) La reacción de neutralización es

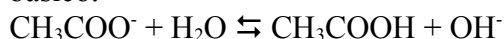


Na^+ es un ácido muy débil porque es el conjugado de una base muy fuerte, y no producirá hidrólisis,





pero CH_3COO^- es la base conjugada de un ácido débil y sí producirá hidrólisis, por lo que el pH será básico.



2011-Septiembre

Pregunta 2A.-

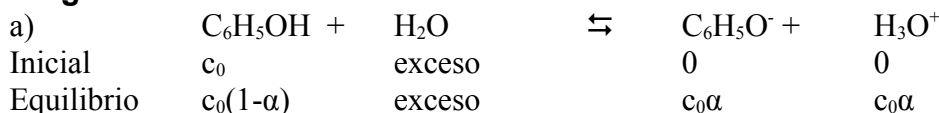
a) El ácido nítrico es un ácido fuerte, por lo que estará totalmente dissociado y la concentración de oxonios será igual a la del ácido. $\text{pH} = -\log(0,01) = 2$, luego no con consistentes concentración y pH: hay que cambiar uno de los dos y hay dos maneras de reescribirla “Una disolución acuosa 0,01 M de ácido nítrico tiene $\text{pH}=2$ ”. ó “Una disolución acuosa 10^{-4} M de ácido nítrico tiene $\text{pH}=4$ ”.

b) Un ácido en disolución acuosa se disociará liberando protones, por lo que el pH tendrá que ser necesariamente ácido, lo que implica que es menor que 7. Reescrito “Un ácido muy débil ($K_a < 10^{-8}$) en disolución acuosa da lugar a pH inferior a 7”.

c) $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$, $K_b = c\alpha^2/(1-\alpha) \approx c\alpha^2 \rightarrow \alpha = (K_b/c)^{1/2}$. Para este caso donde la relación entre constantes es de 4, entre grados de disociación es 2. Reescrito “El valor de la constante de basicidad de la piridina ($K_b = 1,6 \times 10^{-9}$) es 4 veces el de la anilina ($K_b = 4 \cdot 10^{-10}$) y, a igualdad de concentraciones, su grado de disociación es 2 veces mayor”.

d) Como $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log[\text{OH}^-]) = 14 + \log[\text{OH}^-]$, el pH aumenta una unidad si $\log[\text{OH}^-]$ aumenta una unidad y para ello $[\text{OH}^-]$ debe multiplicarse por 10. Reescrito “Para aumentar una unidad el pH de una disolución acuosa de NaOH es necesario **multiplicar por 10** su concentración”.

Pregunta 5B.-



Llamamos c_0 a la concentración inicial y α al tanto por uno de disociación.

$$\text{pH} = 5,0 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ M} = c_0\alpha \rightarrow \alpha = 10^{-5}/0,75 = 1,33 \cdot 10^{-5}$$

$$b) K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}]} = \frac{c_0\alpha c_0\alpha}{c_0(1-\alpha)} = c_0 \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0,75 \cdot (1,33 \cdot 10^{-5})^2}{1 - 1,33 \cdot 10^{-5}} = 1,3 \cdot 10^{-10}$$

Mismo resultado si asumimos que $(1-\alpha) \approx 1$, $K_a = 0,75(1,33 \cdot 10^{-5})^2 = 1,3 \cdot 10^{-10}$

c) Utilizamos la misma K_a , y la misma aproximación $(1-\alpha') \approx 1$, siendo ahora $\alpha' = 3,0 \cdot 10^{-5}$
 $K_a \approx c' \cdot \alpha'^2 \rightarrow c' = 1,3 \cdot 10^{-10} / (3,0 \cdot 10^{-5})^2 = 0,14 \text{ M}$

$$d) [\text{H}_3\text{O}^+] = c' \cdot \alpha' = (0,14) \cdot (3,0 \cdot 10^{-5}) = 4,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

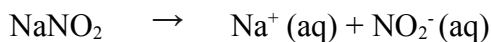
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,38 \text{ más próximo al pH neutro al haber diluido}$$

2011-Junio

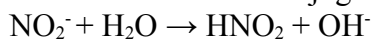
Pregunta 2A.-



El catión potasio es un ácido conjugado muy débil porque procede de una base muy fuerte, hidróxido de potasio, por lo tanto no se hidroliza. El anión yoduro es una base conjugada muy débil porque procede de un ácido muy fuerte, ácido yodhídrico, tampoco se hidroliza. Al no hidrolizarse ningún ion de la sal, la disolución es neutra, $\text{pH} = 7$.

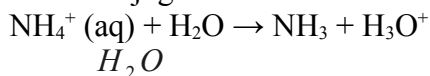


El catión sodio es un ácido conjugado muy débil porque procede de una base muy fuerte, hidróxido de sodio, por lo tanto no se hidroliza. El anión dioxidonitrato es una base conjugada “fuerte” porque procede de un ácido “débil” (K_a pequeña en enunciado), ácido nitroso, por lo que se hidroliza. Al hidrolizarse la base conjugada, la disolución es básica, $\text{pH} > 7$.

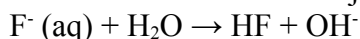




El catión amonio es un ácido conjugado “fuerte” porque procede de una base “débil”, amoníaco (K_b pequeña en enunciado), por lo tanto hidroliza el agua. El anión bromuro es una base conjugada muy débil porque procede de un ácido muy fuerte, ácido bromhídrico, no se hidroliza. Al hidrolizarse el ácido conjugado tenemos una disolución ácida, $pH < 7$



El catión sodio es un ácido conjugado muy débil porque procede de una base muy fuerte, hidróxido de sodio, por lo tanto no hidroliza el agua. El anión fluoruro es una base conjugada “fuerte” porque procede de un ácido “débil” (K_a pequeña en enunciado), ácido fluorhídrico, por lo que se hidroliza. Al hidrolizarse la base conjugada, la disolución es básica, $pH > 7$.



Pregunta 5B.-

a) Como KOH es una base muy fuerte, está totalmente disociada, y la concentración de OH^- será la misma que la de KOH.

$$pOH = -\log(0,04) = 1,4. \quad pH = 14 - pOH = 12,6$$

Como HCl es un ácido muy fuerte, está totalmente disociado, y la concentración de H_3O^+ será la misma que la de HCl.

$$pH = -\log(0,025) = 1,6$$

b) En 50 ml de KOH 0,04 M tendremos $0,04 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,002 \text{ mol}$ de OH^-

En 20 ml de HCl 0,025 M tendremos $0,025 \text{ mol/L} \cdot 0,02 \text{ L} = 0,0005 \text{ mol}$ de H_3O^+

Tras la neutralización, quedan $0,002 - 0,0005 = 0,0015 \text{ mol}$ de OH^- , y será una disolución básica con $pH > 7$.

$$pOH = -\log(0,0015/(0,050+0,020)) = 1,67; \quad pH = 14 - pOH = 12,33$$

c) Si $pH = 12$, $pOH = 14 - 12 = 2$; $[OH^-] = 10^{-2} \text{ M}$

Como por apartado c sabemos que en 50 mL tenemos 0,002 mol de OH^- , necesitaremos como volumen total

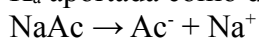
$$10^{-2} = 0,002/V; \quad V = 0,002 \text{ mol}/10^{-2} \text{ mol/L} = 0,2 \text{ L} = 200 \text{ cm}^3$$

Para saber los que se añaden de agua, que es lo que se pide en el enunciado, descontamos los 50 mL iniciales, con lo que el resultado son 150 cm^3 de H_2O a añadir.

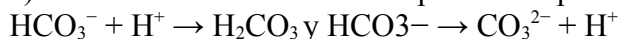
2011-Modelo

Pregunta 2A.-

a) Cierto. El acetato de sodio (etanoato de sodio según nombre sistemático IUPAC) en agua está completamente disociado, siendo el ion acetato una base “fuerte” ya que el ácido es “débil” según la K_a aportada como dato.



c) Cierto. El ion bicarbonato se puede comportar como ácido o como base:



Pregunta 5B.-

a) Masa molar $HCl = 1 + 35,5 = 36,5$. $M(HCl) = 36,5 \text{ g/mol}$





$$\text{molaridad} = \frac{\text{mol}_{\text{soluto}} = \text{HCl puro}}{L_{\text{disolución}} = \text{HCl comercial}} = \frac{\frac{\text{masa}_{\text{HCl}}}{M(\text{HCl})}}{\frac{\text{masa}_{\text{HCl comercial}}}{d_{\text{HCl comercial}}}} = \frac{d_{\text{HCl comercial}}}{M(\text{HCl})} \cdot \frac{\text{masa}_{\text{HCl}}}{\text{masa}_{\text{HCl comercial}}}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{1,189 \frac{\text{g} \cdot \text{cm}^{-3} \cdot 1000 \text{ cm}^3}{\text{L}}}{36,5 \text{ g/mol}} \cdot 0,35 = 11,4 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 11,4 \text{ M}$$

Otra manera de hacerlo

En 1 L de HCl comercial hay $1189 \text{ g}_{\text{HCl comercial}} / \text{L} \cdot 0,35 \text{ g}_{\text{HCl puro}} / \text{g}_{\text{HCl comercial}} = 416,15 \text{ g}_{\text{HCl puro}}$

$[\text{HCl}] = 416,15 \text{ g}_{\text{HCl puro}} / \text{L} / 36,5 \text{ g}_{\text{HCl puro}} / \text{mol} = 11,4 \text{ M}$

b) $100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$ de HCl comercial $11,4 \text{ M}$ tienen $1,14$ moles de HCl puro. Si neutralizan una muestra con hidróxido de sodio, quiere decir que también se tienen $1,14$ moles de NaOH

$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$

$1,14 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 45,6 \text{ g}$ de NaOH puros en 100 g de muestra, luego la pureza es del $45,6 \%$

c) 22 g de NaOH impura tienen $22 \cdot 0,456 = 10 \text{ g}$ NaOH pura. $10 \text{ g} / 40 \text{ g/mol} = 0,25 \text{ mol}$ de NaOH y de OH^- (disociación completa al ser una base muy fuerte).

40 mL de HCl comercial tienen $11,4 \cdot 0,04 = 0,456$ moles de HCl y de H^+ (disociación completa al ser un ácido muy fuerte)

$0,456 - 0,25 = 0,206 \text{ mol}$ de exceso de H^+ . En 1 L la concentración será $[\text{H}^+] = 0,206 / 1 = 0,206 \text{ M}$, y el $\text{pH} = -\log 0,206 = 0,69$

2010-Septiembre-Fase General

Cuestión 2A.-

a) La acidez de una disolución es función de la concentración de protones/oxonios $[\text{H}_3\text{O}^+]$, a mayor concentración de protones mayor acidez. La concentración de protones de un ácido débil esta relacionada con la constante de acidez, a mayor valor de la constante de acidez, mayor grado de disociación del ácido y por tanto mayor concentración de protones. Teniendo en cuenta lo anterior, se puede concluir que a mayor valor de la constante, mayor acidez.

Acidez: $\text{HCN} (K_a = 10^{-10}) < \text{CH}_3\text{-COOH} (K_a = 10^{-5}) < \text{HF} (K_a = 10^{-3})$

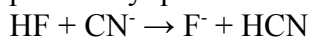
b) Por la formulación matemática de pH, $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, a mayor concentración de protones y mayor acidez, el pH será más bajo. Teniendo en cuenta el apartado a), será de mayor pH la disolución del ácido menos fuerte, el ácido cianhídrico (HCN).

c) La fortaleza de los pares conjugados es inversa, a mayor fortaleza de un ácido, menor fortaleza de su base conjugada y viceversa, e igual para las bases y sus ácidos conjugados. Por ello la base conjugada más débil corresponderá al ácido más fuerte, en este caso la base más débil es el $\text{F}^-(\text{aq})$ (fluoruro), que es la base conjugada del HF (ácido fluorhídrico).

Para calcular la constante de la base conjugada hay que tener en cuenta que el producto de la constante de acidez de un ácido por la constante de basicidad de su base conjugada es el producto iónico del agua.

$K_a(\text{HF}) \cdot K_b(\text{F}^-) = K_w$; $K_b(\text{F}^-) = K_w / K_a(\text{HF}) = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11}$

d) Con el mismo razonamiento de apartado c), la base conjugada más fuerte será la del ácido más débil, HCN, y la base será CN^- . Planteamos la reacción teniendo en cuenta que los ácidos ceden protones y que las bases los captan (Brönsted-Lowry)



Problema 1B.-

a) Masa molar $\text{KOH} = 39 + 16 + 1 = 56$

Inicialmente tenemos $1,4 \text{ g} / 56 \text{ g/mol} = 0,025 \text{ mol}$ de KOH y de OH^- , ya que al ser una base muy fuerte está totalmente disociada.

$[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = 0,025 \text{ mol} / 0,25 \text{ L} = 0,1 \text{ M}$

$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 0,1 = 10^{-13} \text{ M}$

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-13} = 13$





De otra manera $pOH = -\log [OH^-] = 1$, y como $pH + pOH = 14$, $pH = 14 - 1 = 13$

b) Calculamos primero cuantos moles tomamos en 20 mL

$$\text{moles KOH} = 0,1 \text{ mol / L} \cdot 0,020 \text{ L} = 0,002 \text{ mol}$$

$$[KOH] = [OH^-] = 0,002 \text{ mol / 1 L} = 0,002 \text{ M}$$

$$pOH = -\log 0,025 = 2,7; \quad pH = 14 - 2,7 = 11,3$$

c) Se producirá una neutralización donde la proporción entre moles de HCl y de KOH es 1 a 1.

$$\text{Moles de HCl} = 0,12 \text{ mol / L} \cdot 0,005 \text{ L} = 6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

El reactivo limitante es HCl, y tras la neutralización tendremos $0,002 - 6 \cdot 10^{-4} = 0,0014$ moles de OH^- .

$$[OH^-] = 0,0014 \text{ mol / (0,02 + 0,005) L} = 0,056 \text{ M}$$

$$pOH = -\log 0,056 = 1,25; \quad pH = 14 - 1,25 = 12,75$$

d) Calculamos primero cuantos moles de KOH tomamos en 25 mL

$$\text{moles KOH} = 0,1 \text{ mol / L} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,0025 \text{ mol}$$

Para que se produzca la neutralización completa tenemos que tener el mismo número de moles de HNO_3 , ya que la proporción entre moles es también 1 a 1.

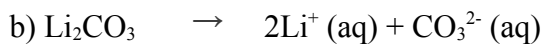
$$0,0025 \text{ mol} = 0,16 \text{ mol / L} \cdot v \text{ L}; \quad v = 0,0025 \text{ mol} / 0,16 \text{ mol/L} = 0,0156 \text{ L} = 15,6 \text{ mL}$$

2010-Septiembre-Fase Específica

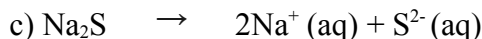
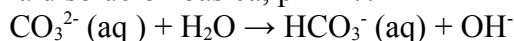
Cuestión 2A.-



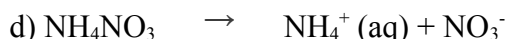
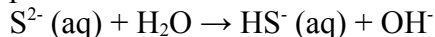
El catión potasio es un ácido conjugado muy débil porque procede de una base muy fuerte, hidróxido de potasio, por lo tanto no se hidroliza. El anión bromuro es una base conjugada muy débil porque procede de un ácido muy fuerte, ácido bromhídrico, tampoco se hidroliza. Al no hidrolizarse ningún ion de la sal, la disolución es neutra, $pH = 7$.



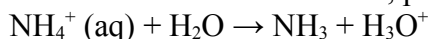
El catión litio es un ácido conjugado muy débil porque procede de una base muy fuerte, hidróxido de litio, por lo tanto no se hidroliza. El anión carbonato es una base conjugada “fuerte” porque procede de un ácido “débil”, carbonato ácido (hidrogeno carbonato), se hidroliza produciendo una la disolución básica, $pH > 7$.



El catión sodio es un ácido conjugado muy débil porque procede de una base muy fuerte, hidróxido de sodio, por lo tanto no se hidroliza. El anión sulfuro es una base conjugada “fuerte” porque procede de un ácido “débil”, ácido sulfhídrico, se hidroliza produciendo una la disolución básica, $pH > 7$.



El catión amonio es un ácido conjugado “fuerte” porque procede de una base “débil”, el amoniaco, por lo tanto se hidroliza. El anión nitrato es una base conjugada muy débil porque procede de un ácido muy fuerte, el ácido nítrico, por lo que no hidroliza. Al hidrolizarse el ácido conjugado tenemos una disolución ácida, $pH < 7$



Problema 2B.-



Inicial	c_0	exceso	0	0
---------	-------	--------	---	---

Equilibrio	$c_0(1-\alpha)$	exceso	$c_0\alpha$	$c_0\alpha$
------------	-----------------	--------	-------------	-------------

Llamamos c_0 a la concentración inicial y α al tanto por uno de disociación. En este caso $\alpha = 0,0016$





$$K_a = \frac{[CN^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCN]} = \frac{c_0 \alpha c_0 \alpha}{c_0 (1-\alpha)} = c_0 \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0,2 \cdot 0,0016^2}{(1-0,0016)} = 5,1 \cdot 10^{-7}$$

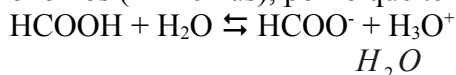
b) $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (0,2 \cdot 0,0016) = 3,5$

$[OH^-] = K_w / [H_3O^+] = 10^{-14} / (0,2 \cdot 0,0016) = 3,1 \cdot 10^{-11} \text{ M}$

2010-Junio-Coincidentes

Cuestión 2A.-

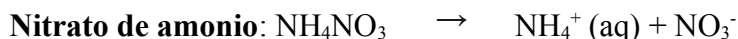
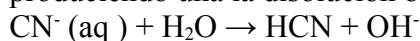
a) **Ácido metanoico:** se trata de un ácido que en disolución aumentará la concentración de protones/oxonios (Arrhenius), por lo que tendrá carácter ácido, $\text{pH} < 7$.



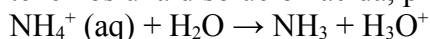
El catión sodio es un ácido conjugado muy débil porque procede de una base muy fuerte, hidróxido de sodio, por lo tanto no se hidroliza. El anión cloruro es una base conjugada muy débil porque procede de un ácido muy fuerte, ácido clorhídrico, tampoco se hidroliza. Al no hidrolizarse ningún ion de la sal, la disolución es neutra, $\text{pH} = 7$.



El catión sodio es un ácido conjugado muy débil porque procede de una base muy fuerte, el hidróxido de sodio, por lo tanto no se hidroliza. El anión cianuro es una base conjugada muy fuerte porque procede de un ácido muy débil, el ácido cianhídrico (K_a muy pequeña), se hidroliza produciendo una la disolución básica, $\text{pH} > 7$.



El catión amonio es un ácido conjugado “fuerte” porque procede de una base “débil”, el amoniaco, por lo tanto se hidroliza. El anión nitrato es una base conjugada muy débil porque procede de un ácido muy fuerte, el ácido nítrico, por lo que no hidroliza. Al hidrolizarse el ácido conjugado tenemos una disolución ácida, $\text{pH} < 7$



b) Las afirmaciones “la disolución del ácido más fuerte” y “la disolución de la base más fuerte” hay que entenderlas no solamente como ácidos y bases explícitamente dados en el enunciado o en datos (por ejemplo solamente se menciona como base amoniaco al dar su K_b), sino los ácidos y bases que aparecen en las disoluciones de los compuestos.

-Ácidos: Ácido metanoico, ácido cianhídrico, ácido clorhídrico, catión sodio y catión amonio. El catión sodio lo descartamos pues sabemos que es muy débil, para los dos primeros nos dan la K_a , y para el catión amonio lo podemos obtener $K_a = K_w / K_b = 10^{-14} / 10^{-5} = 10^{-9}$. Por lo tanto el ácido más fuerte, el de mayor K_a , es el ácido metanoico.

-Bases: anión metanoato (o formiato), anión cloruro, anión cianuro y anión nitrato. Los aniones cloruro y nitrato los descartamos ya que sabemos que son bases muy débiles al provenir de ácidos muy fuertes. Para el anión metanoato $K_b = K_w / K_a = 10^{-14} / 10^{-4} = 10^{-10}$, y para el anión cianuro $K_b = K_w / K_a = 10^{-14} / 10^{-11} = 10^{-3}$, luego la base más fuerte es el anión cianuro.



El carácter básico de la base más fuerte es mayor que el carácter ácido del ácido más fuerte $K_b > K_a$.

Problema 2B.-

a) Si se neutraliza es porque el número de moles de H^+ provenientes del HCl es igual al número de moles de OH^- provenientes del $\text{Ca}(\text{OH})_2$. El HCl es un ácido muy fuerte y $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es una base muy fuerte por lo que los consideramos totalmente disociados.

$$n(\text{H}^+) = n(\text{HCl}) = n(\text{OH}^-) = 2 \cdot n(\text{Ca}(\text{OH})_2)$$

$$\text{Masa molar } \text{Ca}(\text{OH})_2 = 40 + 2 \cdot (16+1) = 74$$





En 1,48 g tenemos $n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,48/74 = 0,02 \text{ mol}$

$n(\text{HCl}) = 2 \cdot 0,02 = 0,04 \text{ mol}$

b) $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0,04/1) = 1,4$

c) $n(\text{OH}^-) = 2 \cdot n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 2 \cdot 0,005 = 0,01 \text{ mol}$

$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,01/1) = 2$; $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$

2010-Junio-Fase General

Cuestión 2A.-

a) La acidez de una disolución es función de la concentración de protones/oxonios $[\text{H}_3\text{O}^+]$, a mayor concentración de protones mayor acidez. La concentración de protones de un ácido débil esta relacionada con la constante de acidez, a mayor valor de la constante de acidez, mayor grado de disociación del ácido y por tanto mayor concentración de protones. Teniendo en cuenta lo anterior, se puede concluir que a mayor valor de la constante, mayor acidez.

Acidez: úrico ($K_a = 5,1 \cdot 10^{-6}$) < butanoico ($K_a = 1,5 \cdot 10^{-5}$) < benzoico ($K_a = 6,6 \cdot 10^{-5}$) < láctico ($K_a = 1,4 \cdot 10^{-4}$)

b) La fortaleza de un ácido y de su base conjugada son inversamente proporcionales. A mayor constante de un ácido, menor constante de su base conjugada.

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

La base conjugada con menor constante será la del ácido de mayor constante: la base conjugada del ácido láctico.

c) Por el mismo razonamiento que en b, será la del ácido más débil, la del ácido úrico.

Problema 2B.-

a) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Inicial c_0 exceso 0 0

Equilibrio $c_0(1-\alpha)$ exceso $c_0\alpha$ $c_0\alpha$

Llamamos c_0 a la concentración inicial y α al tanto por uno de disociación.

Masa molar $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} = 7 \cdot 12 + 2 \cdot 16 + 6 \cdot 1 = 122$

$c_0 = (0,61 \text{ g} / 122 \text{ g/mol}) / 0,5 \text{ L} = 0,01 \text{ M}$

$c_0\alpha = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,1} = 7,9 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

$\alpha = 7,9 \cdot 10^{-4} / 0,01 = 0,079 = 7,9\%$

b) $K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = \frac{(7,9 \cdot 10^{-4})^2}{0,01(1-0,079)} = 6,78 \cdot 10^{-5}$

c) $K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,78 \cdot 10^{-5}} = 1,47 \cdot 10^{-9}$

d) Como el hidróxido de sodio es una base muy fuerte, se disociará completamente, y como la proporción entre hidróxido de sodio y ácido es uno a uno, se necesitarán tantos moles de NaOH como moles de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$. Se podría pensar en el número de moles de H_3O^+ que hay en la disolución, ya que el ácido no es fuerte y no está totalmente disociado, pero a medida que la base va neutralizando el equilibrio se desplazará a la derecha y se consumirá todo el ácido.

La reacción de neutralización es

$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- (\text{aq}) + \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$

En 50 mL de ácido tenemos: $0,01 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$

El volumen de NaOH 0,1 M necesario será $5 \cdot 10^{-4} / 0,1 \text{ mol/L} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5 \text{ mL}$

Nota: En la neutralización nos queda la sal ionizada, en la que el ácido conjugado será muy débil al provenir de una base muy fuerte, pero la base conjugada será "fuerte" al ser el ácido "débil", por lo que que hidrolizará el agua y el pH será básico.

2010-Junio-Fase Específica

Cuestión 2A.-

a) Verdadero. En la neutralización se forma la correspondiente sal totalmente ionizada. Si la base que se emplea es fuerte, el catión de la sal, ácido conjugado muy débil de la base muy fuerte, no





sufre hidrólisis, mientras que el anión de la sal, base conjugada muy fuerte del ácido débil sufre hidrólisis con producción de iones hidróxidos, OH⁻, por lo que el pH de la disolución resultante es básico, superior a 7.

Nota: no pensar que tras la neutralización es “una disolución neutra que tiene pH=7” ni que “experimentalmente al realizar la neutralización con base en el punto de viraje habrá un ligero exceso de base y pH>7.”

b) Falso. Si $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$, $\text{pH}' = -\log 2[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{pH} - \log 2 \neq 2\text{pH}$

c) Falso. $K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$ $K_a > K_b$

d) Falso. Siendo α el grado de disociación, su valor se obtiene (despreciando α frente al valor de la concentración), hallando la raíz cuadrada al cociente entre el valor de la constante de acidez y el de

la concentración, es decir, $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{[\text{HA}]}}$, y se deduce fácilmente que al disminuir el valor de [HA],

el cociente aumenta su valor y la raíz cuadrada del mismo también.

Problema 1B.-

a) Como el hidróxido de potasio es una base muy fuerte, se disocia completamente y el número de moles de OH⁻ es el mismo que de KOH.

Masa molar KOH = 39+16+1=56

[KOH]=[OH⁻]=(1,68 g/ 56 g/mol)/0,1 L = 0,3 M

pH = 14 – pOH = 14 – (-log0,3)=14-0,52=13,48

b) En 50 mL de disolución tendremos 0,3 mol/L·0,05 L = 0,015 mol de KOH y de OH⁻

Como la proporción entre ácido y base es 1 a 1, necesitaremos

0,015 mol / 0,6 mol/L = 0,025 L = 25 mL

Tras la neutralización el pH es neutro, pH=7

c) [KOH]=[OH⁻]=(0,015 mol)/(0,05+0,25) L = 0,05 M

pH = 14 – pOH = 14 – (-log0,05)=14-1,3=12,7

2010-Modelo

Problema 2A.-

a)	CHOOH	+	H ₂ O	⇌	CHOO ⁻	+ H ₃ O ⁺
Inicial	c ₀		exceso		0	0
Equilibrio	c ₀ (1-α)		exceso		c ₀ α	c ₀ α

Llamamos c₀ a la concentración inicial y α al tanto por uno de disociación.

Masa molar CHOOH = 12 + 2·16 + 2·1 = 46

c₀ = (2,3 g / 46 g/mol)/0,25 L = 0,2 M

$$K_a = \frac{[\text{CHOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CHOOH}]} = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)}; 1,8 \cdot 10^{-4} = 0,2 \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$-\alpha^2 - 0,0009\alpha + 0,0009 = 0$$

$$\alpha = \frac{0,0009 \pm \sqrt{(-0,0009)^2 - 4 \cdot (-1) \cdot 0,0009}}{2 \cdot (-1)} = \frac{0,0009 \pm 0,06}{-2}$$

Dos soluciones, una negativa – 0,03 que descartamos y otra positiva α = 0,03

El grado de disociación es el 3%

c₀α = [H₃O⁺] = 0,2·0,03 = 0,006 M

pH = -log[H₃O⁺] = 2,2

b) La neutralización es en la proporción 1 a 1

En 50 cm³ de disolución de ácido metanoico 0,2 M tenemos 0,2 mol/L · 0,05 L = 0,01 mol

Para tener 0,01 mol de hidróxido de potasio 0,5 M necesitaremos 0,01 mol / 0,5 mol/L = 0,02 L = 20 mL

Cuestión 2B.-

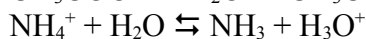
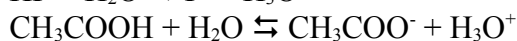
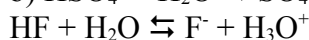
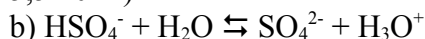
a) La acidez de una disolución es función de la concentración de protones/oxonios (H₃O⁺), a mayor





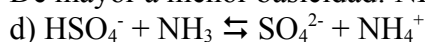
concentración de protones mayor acidez. La concentración de protones de un ácido débil esta relacionada con la constante de acidez, a mayor valor de la constante de acidez, mayor grado de disociación del ácido y por tanto mayor concentración de protones. Teniendo en cuenta lo anterior, se puede concluir que a mayor valor de la constante, mayor acidez.

Acidez: HSO_4^- ($K_a = 1,2 \cdot 10^{-2}$) > HF ($K_a = 7,2 \cdot 10^{-4}$) > CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) > NH_4^+ ($K_a = 5,5 \cdot 10^{-10}$)



c) La fortaleza de un ácido y de su base conjugada son inversamente proporcionales. A mayor constante de un ácido, menor constante de su base conjugada.

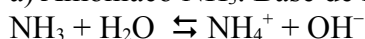
De mayor a menor basicidad: $\text{NH}_3 > \text{CH}_3\text{COO}^- > \text{F}^- > \text{SO}_4^{2-}$



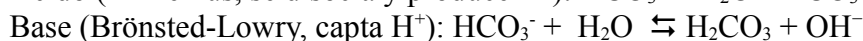
2009-Septiembre

Cuestión 4.-

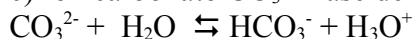
a) Amoníaco NH_3 . Base de Brönsted-Lowry.



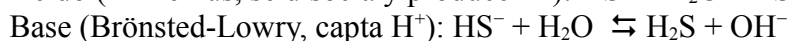
b) Ion bicarbonato HCO_3^- Anfótero.



c) Ion carbonato CO_3^{2-} Base de Brönsted-Lowry.



d) Ion bisulfuro HS^- Anfótero.



Problema 1B.-

a) La neutralización es en una proporción 1:1, luego necesitaremos el mismo número de moles.

Si $\text{pH}=0,3$, $[\text{HCl}]=10^{-0,3}=0,5 \text{ M}$

En 200 mL de HCl 0,5 M tendremos $0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,1 \text{ mol}$

Masa molar $\text{NaOH} = 23 + 16 + 1 = 40$

Para tener 0,1 mol de NaOH necesitaremos $40 \text{ g/mol} \cdot 0,1 \text{ mol} = 4 \text{ g}$

b) En 10 mL de HCl 0,5 M tendremos $0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,005 \text{ mol}$

$[\text{HCl}] = 0,005 \text{ mol} / 0,5 \text{ L} = 0,01 \text{ M}$

Como es un ácido fuerte $[\text{HCl}]=[\text{H}_3\text{O}^+]$

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2$

c) En 160 mL de HNO_3 0,005 M tendremos $0,005 \text{ mol/L} \cdot 0,16 \text{ L} = 0,0008 \text{ mol}$

En 240 mL de HCl 0,01 M tendremos $0,01 \text{ mol/L} \cdot 0,24 \text{ L} = 0,0024 \text{ mol}$

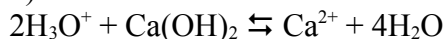
Como es una mezcla de ácidos muy fuertes, su disociación no varía, ambos están completamente disociados.

El número de moles total de H_3O^+ será $0,0024 + 0,0008 = 0,0032 \text{ mol}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0032 \text{ mol} / (0,24 + 0,16) = 0,0008 \text{ M}$

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,1$

d) La reacción de neutralización es



La proporción es que necesitamos 1 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ por cada 2 moles de cationes oxonio.

Necesitaremos $1/2 \cdot 0,0032 = 0,0016 \text{ mol}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

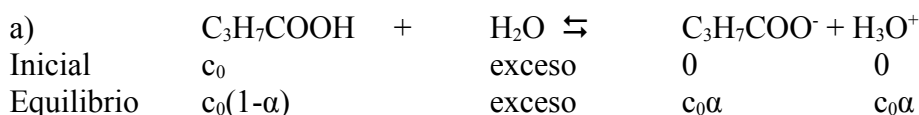
Masa molar $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 40 + 2 \cdot (16 + 1) = 74$

Número de gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 74 \text{ g/mol} \cdot 0,0016 \text{ mol} = 0,1184 \text{ g}$

2009-Junio

Problema 1B.-





Llamamos c_0 a la concentración inicial, 0,05 M, y α al tanto por uno de disociación.

$$K_a = \frac{[C_3H_7COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[C_3H_7COOH]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)}; 1,5 \cdot 10^{-5} = 0,05 \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$-\alpha^2 - 0,0003\alpha + 0,0003 = 0$$

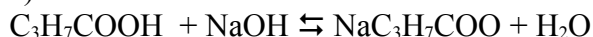
$$\alpha = \frac{0,0003 \pm \sqrt{(-0,0003)^2 - 4 \cdot (-1) \cdot 0,0003}}{2 \cdot (-1)} = \frac{0,0003 \pm 0,0346}{-2}$$

Dos soluciones, una negativa $-0,017$ que descartamos y otra positiva $\alpha = 0,017$

b) $c_0\alpha = [H_3O^+] = 0,05 \cdot 0,017 = 0,00085$ M

pH = $-\log[H_3O^+] = 3,1$

c) La reacción de neutralización es



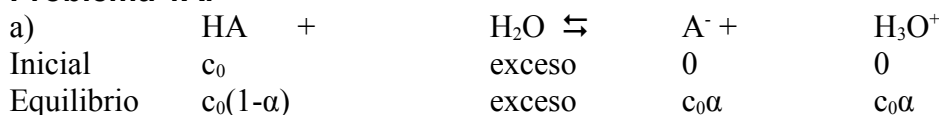
La proporción es que necesitamos 1 mol de NaOH por cada mol de C_3H_7COOH

En 100 mL de una disolución 0,05 M de ácido butanoico tenemos $0,05 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,005 \text{ mol}$

Para tener 0,005 mol de NaOH en una disolución 0,025 M necesitamos $0,005 \text{ mol} / 0,025 \text{ mol/L} = 0,2 \text{ L} = 200 \text{ mL}$

2009-Modelo

Problema 1A.-



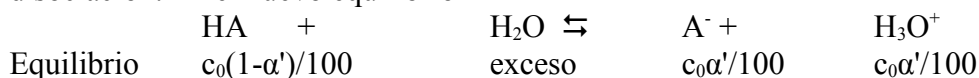
Llamamos c_0 a la concentración inicial, 10^{-2} M, y a α al tanto por uno de disociación, 0,01

$c_0\alpha = [H_3O^+] = 10^{-2} \cdot 0,01 = 10^{-4}$ M

pH = $-\log[H_3O^+] = 4$

b) $K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)}; K_a = \frac{10^{-2} \cdot 0,01^2}{(1-0,01)} = 1,01 \cdot 10^{-6}$

c) La constante de acidez no varía por añadir disolvente, pero sí las concentraciones y el grado de disociación. En el nuevo equilibrio



$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(c_0\alpha'/100)^2}{c_0(1-\alpha')/100}; 1,01 \cdot 10^{-6} = 10^{-2}/100 \cdot \frac{(\alpha')^2}{(1-\alpha')}$$

$$-(\alpha')^2 - 1,01 \cdot 10^{-2}\alpha' + 1,01 \cdot 10^{-2} = 0$$

$$\alpha' = \frac{1,01 \cdot 10^{-2} \pm \sqrt{(-1,01 \cdot 10^{-2})^2 - 4 \cdot (-1) \cdot 1,01 \cdot 10^{-2}}}{-2} = \frac{1,01 \cdot 10^{-2} \pm 0,20125}{-2}$$

Dos soluciones, una negativa que ignoramos y otra positiva $\alpha' = 0,0956$

d) $c_0\alpha'/100 = [H_3O^+] = 10^{-2} \cdot 0,0956/100 = 9,56 \cdot 10^{-6}$ M

pH = $-\log[H_3O^+] = 5,02$

2008-Septiembre

Problema 2A.-

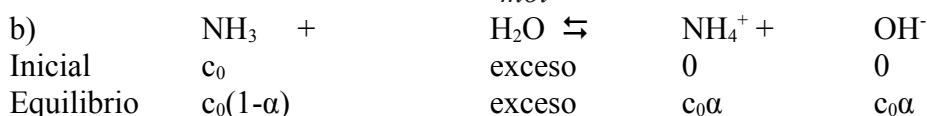
a) $Concentración \ molar = \frac{moles_{NH_3}}{L_{disolución}} = \frac{\frac{masa_{NH_3}}{M(NH_3)}}{\frac{masa_{disolución}}{\rho_{disolución}}} = \frac{masa_{NH_3}}{masa_{disolución}} \cdot \frac{\rho_{disolución}}{M(NH_3)}$

Masa molar $(NH_3) = 14 + 3 = 17$





$$\text{Concentración molar} = \frac{0,065 \cdot 0,962 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 1000 \frac{\text{cm}^3}{\text{L}}}{17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3,68 \text{ M}$$



Llamamos c₀ a la concentración inicial, 3,68, y α al tanto por uno de disociación

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = c_0 \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}; \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{3,68} (1-\alpha) = \alpha^2$$

$$-\alpha^2 - 4,89 \cdot 10^{-6} \alpha + 4,89 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$\alpha = \frac{4,89 \cdot 10^{-6} \pm \sqrt{(-4,89 \cdot 10^{-6})^2 - 4 \cdot (-1) \cdot 4,89 \cdot 10^{-6}}}{-2} = \frac{4,89 \cdot 10^{-6} \pm 4,42 \cdot 10^{-3}}{-2}$$

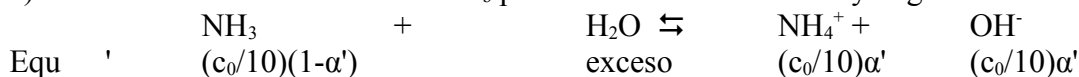
Dos soluciones, una negativa que descartamos y la otra α = 0,0022

(como α ≪ 1 podríamos haber aproximado 1 - α ≈ 1 ⇒ α = √(1,8 · 10⁻⁵ / 3,68) ≈ 0,0022)

c₀α = [OH⁻] = 3,68 · 0,0022 = 0,0081 M

pH = 14 - pOH = 14 - log[OH⁻] = 14 - 2,1 = 11,9

c) Si diluimos 10 veces no varía la K_b pero sí las concentraciones y el grado de disociación.



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c_0}{10} \frac{(\alpha')^2}{(1-\alpha')} \cdot \frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10}{3,68} (1-\alpha') = (\alpha')^2$$

$$-(\alpha')^2 - 4,89 \cdot 10^{-5} \alpha' + 4,89 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha' = \frac{4,89 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(-4,89 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot (-1) \cdot 4,89 \cdot 10^{-5}}}{-2} = \frac{4,89 \cdot 10^{-5} \pm 1,4 \cdot 10^{-2}}{-2}$$

Dos soluciones, una negativa que descartamos y la otra α' = 0,007

(como α' ≪ 1 podríamos haber aproximado 1 - α' ≈ 1 ⇒ α' = √(1,8 · 10⁻⁵ / 0,368) = 0,007)

c₀α'/100 = [OH⁻] = (3,68/10) · 0,007 = 0,00258 M

pH = 14 - pOH = 14 - log[OH⁻] = 14 - 2,6 = 11,4

2008-Junio

Cuestión 4.-

- Mayor pH implica la más básica, que será la de NaOH que es una base muy fuerte.
- Menor pH implica la más ácida, que será la de HCl que es un ácido muy fuerte.
- Neutra implica pH=7, será la de NaCl que es una sal de ácido muy fuerte HCl (base conjugada Cl⁻ será muy débil) y base muy fuerte NaOH (ácido conjugado Na⁺ será muy débil), luego no se hidrolizarán y la disolución tendrá pH=7
- La disolución de NaCl ya que es neutra y no varía la concentración de H⁺. Las otras tres disoluciones producen iones H⁺ y OH⁻, cuya concentración varía al diluirlas.

Nota: no se usa el dato proporcionado. NH₄Cl al disociarse produce Cl⁻ que es una base muy débil (base conjugada de ácido muy fuerte HCl) que no se disociará, y catión amonio NH₄⁺ que es un ácido conjugado “fuerte” porque procede de una base “débil”, el amoniaco (aunque según la K_a proporcionada como dato es pequeña y sería “débil”, K_b = K_w/K_a = 10⁻⁵, la clave es que K_b > K_a y el equilibrio está más desplazado hacia el comportamiento como base, por lo que es una base, pero como no es muy grande, se dice que es base débil.)

Problema 2B.-





b) Como es un ácido fuerte, está totalmente disociado

	HNO_3	+	H_2O	\rightleftharpoons	NO_3^-	+	H_3O^+
Inicial	c_0		exceso		0		0
Equilibrio	-		exceso		c_0		c_0

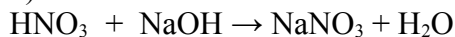
Llamamos c_0 a la concentración inicial

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,3} = 0,005 \text{ M} = c_0$$

La concentración de moles de ion nitrato es la misma que el iones oxonio, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_3^-] = 0,005 \text{ M}$

El número de moles será $0,005 \text{ mol/L} \cdot 0,25 \text{ L} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

b) La reacción de neutralización



La proporción entre moles de hidróxido de sodio y de ácido nítrico es 1 a 1.

Masa molar NaOH = 23 + 16 + 1 = 40

En 25 mL de disolución 0,005 M de HNO_3 tendremos $0,005 \text{ mol/L} \cdot 0,025 \text{ L} = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Para tener $1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ de NaOH necesitaremos $40 \text{ g/mol} \cdot 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 0,005 \text{ g}$

c) En 25 mL de disolución 0,005 M tenemos $1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ de protones.

En 25 mL de disolución 0,001 M de NaOH tenemos $0,001 \text{ mol/L} \cdot 0,025 \text{ L} = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ de NaOH, que al ser una base fuerte genera al mismo número de moles de aniones hidroxilo.

Tras la neutralización parcial, tendremos $1,25 \cdot 10^{-4} - 2,5 \cdot 10^{-5} = 10^{-4} \text{ mol}$ de protones.

La concentración variará porque ha variado el volumen $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ mol} / (0,025 + 0,025) \text{ L} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,7$$

2008-Modelo

Cuestión 4.-

a) Falso. El pH de una disolución de un ácido es menor que 7. Un pH mayor que 7 es de una disolución básica.

b) Falso. Si es un ácido débil su grado de disociación será mucho menor de 0,5 que sería un 50%.

Si el ácido es monoprótico y débil, su grado de disociación depende de K_a

	HA	+	H_2O	\rightleftharpoons	A^-	+	H_3O^+
Inicial	c_0		exceso		0		0
Equilibrio	$c_0(1-\alpha)$		exceso		$c_0\alpha$		$c_0\alpha$

Llamamos c_0 a la concentración inicial, 1 M, y α al tanto por uno de disociación

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)}; 10^{-5} = 1 \cdot \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}; \alpha^2 + 10^{-5}\alpha - 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = \frac{-10^{-5} \pm \sqrt{(10^{-5})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-10^{-5})}}{2} = \frac{-10^{-5} \pm 0,00632}{2}$$

Dos soluciones, una negativa que ignoramos, y la otra $\alpha = 0,0032$

(Se podría haber aproximado $\alpha \ll 1 \Rightarrow 1 - \alpha \approx 1$)

$$c_0\alpha = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 0,0032 = 0,0032 \text{ M}$$

c) Verdadero. Como K_a depende de la temperatura y no varía si se diluye, se tendrá que

$$\frac{K_a}{c_0} = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

Si aproximamos $\alpha \ll 1 \Rightarrow 1 - \alpha \approx 1$ y entonces $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c_0}}$

Si se diluye disminuye la concentración en el denominador y aumenta el cociente, lo que implica α mayor.

d) Verdadero. Aumentar el pH implica que la disolución es menos ácida, y al diluirla estamos disminuyendo la concentración de protones; c_0 disminuye mucho más que aumenta α .

Problema 2A.-

a)	HA	+	H_2O	\rightleftharpoons	A^-	+	H_3O^+
Inicial	c_0		exceso		0		0





Equilibrio $c_0(1-\alpha)$ exceso $c_0\alpha$ $c_0\alpha$
 Llamamos c_0 a la concentración inicial, 0,1 M, y α al tanto por uno de disociación

$$c_0\alpha = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4,8} = 1,58 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\alpha = 1,58 \cdot 10^{-5} \text{ M} / 0,1 \text{ M} = 1,58 \cdot 10^{-4}$$

$$[H_3O^+] = [A^-] = 1,58 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[HA] = c_0(1-\alpha) = 0,1(1 - 1,58 \cdot 10^{-4}) = 0,0999842 \text{ M} \approx 0,1 \text{ M}$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-(14-4,8)} = 6,3 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{También } [OH^-] = K_w/[H_3O^+] = 10^{-14} / 1,58 \cdot 10^{-5} = 6,3 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

b) α ya calculado en apartado anterior. (Se podría haber planteado como incógnita " $x=c_0\alpha$ " y no distinguirlo antes, con lo que habría que hacerlo ahora)

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(1,58 \cdot 10^{-5})^2}{0,1} = 2,5 \cdot 10^{-9}$$

2007-Septiembre

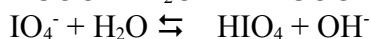
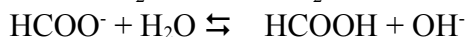
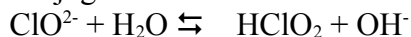
Cuestión 2.-

a) La disolución de KCl es neutra porque es una sal de ácido muy fuerte (HCl) y base muy fuerte (KOH)

Como HNO₃ es un ácido muy fuerte y HF es un ácido débil según la K_a proporcionada, en orden de menor a mayor pH, que implica ordenar en orden de acidez decreciente, tenemos:

$$pH(HNO_3) < pH(HF) < pH(KCl)$$

b) En los tres casos son sales de un ácido débil y de una base muy fuerte (NaOH). La base conjugada del ácido débil es una base fuerte e hidroliza el agua, por lo que el pH será básico > 7 .



Como $K_b = K_w/K_a$, K_b será mayor y el equilibrio estará más desplazado hacia la derecha y será más básico, y tendrá pH mayor, cuanto menor sea la K_a , por lo que

$$K_b(ClO_2^-) = 10^{-12}; K_b(HCOO^-) = 10^{-10}; K_b(IO_4^-) = 10^{-6}$$

$$pH(NaClO_2) < pH(HCOONa) < pH(NaIO_4)$$

Problema 1A.-



$$\text{Inicial} \quad c_0 \quad \text{exceso} \quad 0 \quad 0$$

$$\text{Equilibrio} \quad c_0(1-\alpha) \quad \text{exceso} \quad c_0\alpha \quad c_0\alpha$$

Llamamos c_0 a la concentración inicial, y α al tanto por uno de disociación, 0,02

$$c_0\alpha = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,4} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$c_0 = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ M} / 0,02 = 0,0199 \approx 0,02 \text{ M}$$

b) La concentración de la base conjugada $[A^-] = [H_3O^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

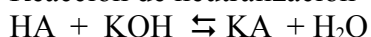
$$[HA] = c_0(1-\alpha) = 0,02(1 - 0,02) = 0,0196 \text{ M}$$

$$c) \quad K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(3,98 \cdot 10^{-4})^2}{0,0196} = 8,08 \cdot 10^{-6}$$

d) En 50 mL de ácido 0,02 M tendremos 0,02 mol/L · 0,05 L = 0,001 mol

$$\text{Masa molar KOH} = 39 + 16 + 1 = 56$$

Reacción de neutralización



Como la reacción de neutralización es en una proporción 1 a 1, necesitaremos 0,001 mol de KOH, que suponen 0,001 mol · 56 g/mol = 0,056 g

2007-Junio

Problema 1A.-

a) Al ser la constante de acidez baja, es un ácido débil que no se disocia completamente



$$c_0 \quad \text{exceso} \quad 0 \quad 0$$





Equilibrio c_0-x exceso x x

Llamamos c_0 a la concentración inicial, y x a la concentración de protones en equilibrio (no nos interesa en este caso desglosar el tanto por uno de disociación)

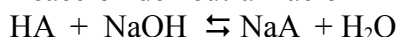
$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,4} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{c_0 - x}; 7,4 \cdot 10^{-4} = \frac{(3,98 \cdot 10^{-4})^2}{c_0 - 3,98 \cdot 10^{-4}}; 7,4 \cdot 10^{-4} c_0 - 2,945 \cdot 10^{-7} = 1,584 \cdot 10^{-7}$$

$$c_0 = \frac{1,584 \cdot 10^{-7} + 2,945 \cdot 10^{-7}}{7,4 \cdot 10^{-4}} = 6,12 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

b) En 100 mL de zumo de limón tendríamos $6,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 6,12 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ de protones.

Reacción de neutralización



Como la reacción de neutralización es en proporción 1 a 1, necesitaríamos el mismo número de moles de hidróxido de sodio, para lo que necesitaremos $6,12 \cdot 10^{-5} \text{ mol} / 0,005 \text{ mol/L} = 0,0122 \text{ L} = 12,2 \text{ mL}$ de disolución $0,005 \text{ M}$ de NaOH.

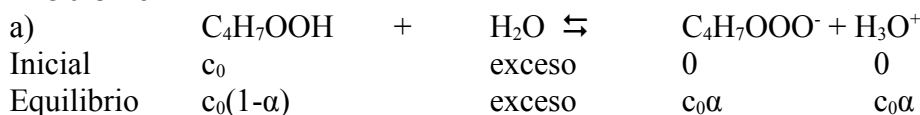
2007-Modelo

Cuestión 4.-

a) Como $K_b = K_w / K_a$, el orden de la fuerza de las bases conjugadas será el inverso al orden de fuerza los ácidos. Para el ácido nítrico HNO_3 no se proporciona K_a ya que es un ácido muy fuerte; su base conjugada NO_3^- será la más débil y prácticamente neutro. Podemos ordenar de mayor a menor basicidad las bases conjugadas $(\text{CN}^-) K_b = 10^{-5} > \text{ClO}^- (K_b = 10^{-7}) > \text{F}^- (K_b = 10^{-11}) > \text{NO}_3^-$

b) Para ordenar de mayor a menor acidez utilizamos K_a , salvo para NaOH que es una base muy fuerte, por lo que su ácido conjugado Na^+ es muy débil y prácticamente neutro. Podemos ordenar de mayor a menor acidez los ácidos conjugados $\text{HNO}_2 (K_a = 10^{-3}) > \text{CH}_3\text{-COOH} (K_a = 10^{-5}) > \text{NH}_4^+ (K_a = 10^{-9}) > \text{Na}^+$

Problema 1A.-



Llamamos c_0 a la concentración inicial, $0,02 \text{ M}$, y α al tanto por uno de disociación.

$$K_a = \frac{[\text{C}_4\text{H}_7\text{OO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_4\text{H}_7\text{OOH}]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)}; 1,8 \cdot 10^{-5} = 0,02 \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$-\alpha^2 - 0,0009\alpha + 0,0009 = 0$$

$$\alpha = \frac{0,0009 \pm \sqrt{(-0,0009)^2 - 4 \cdot (-1) \cdot 0,0009}}{2 \cdot (-1)} = \frac{0,0009 \pm 0,06}{-2}$$

Dos soluciones, una negativa que descartamos y otra positiva $\alpha = 0,02955$

(Podíamos haber aproximado $\alpha \ll 1$ y $(1-\alpha) \approx 1$)

b) $c_0\alpha = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,02 \cdot 0,02955 = 5,9 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,23$

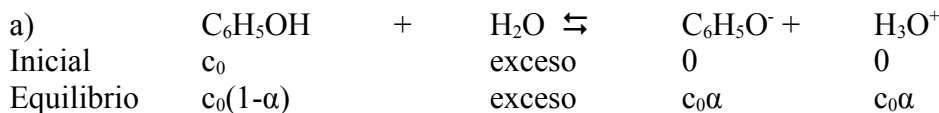
c) Como el HCl es un ácido muy fuerte, se disociará completamente, por lo que tendremos tantos moles de cationes oxonio como moles de HCl tengamos, que son $0,05 \text{ mol}$. El ácido débil reduce su disociación, hasta poder despreciarse su aporte de protones.

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,05 \text{ mol} / 0,25 \text{ L} = 0,2 \text{ M}$

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,7$

2006-Septiembre

Problema 2.-



Llamamos c_0 a la concentración inicial, y α al tanto por uno de disociación.





Masa molar fenol (C_6H_5OH) = $6 \cdot 12 + 16 + 6 \cdot 1 = 94$

Concentración inicial de $C_6H_5OH = c_0 = (0,376 \text{ g} / 94 \text{ g/mol}) / 0,1 \text{ L} = 0,04 \text{ M}$

$$K_a = \frac{[C_6H_5O^-] \cdot [H_3O^+]}{[C_6H_5OH]} = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)}; 10^{-10} = 0,04 \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$-\alpha^2 - 2,5 \cdot 10^{-9} \alpha + 2,5 \cdot 10^{-9} = 0$$

$$\alpha = \frac{2,5 \cdot 10^{-9} \pm \sqrt{(-2,5 \cdot 10^{-9})^2 - 4 \cdot (-1) \cdot 2,5 \cdot 10^{-9}}}{2 \cdot (-1)} = \frac{2,5 \cdot 10^{-9} \pm 1 \cdot 10^{-4}}{-2}$$

Dos soluciones, una negativa que descartamos y otra positiva $\alpha = 5 \cdot 10^{-5}$

(Podíamos haber aproximado $\alpha \ll 1$ y $(1-\alpha) \approx 1$)

$c_0 \alpha = [H_3O^+] = [C_6H_5O^-] = 0,04 \cdot 5 \cdot 10^{-5} = 2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

Se pide también la de fenol $[C_6H_5OH] = 0,04 \cdot (1 - 5 \cdot 10^{-5}) = 0,039998 \text{ M}$

$\text{pH} = -\log[H_3O^+] = 5,7$

El tanto por ciento de ionización es 0,005%

b) Reacción de neutralización $C_6H_5OH + NaOH \rightleftharpoons NaC_6H_5O + H_2O$

En 25 mL de disolución de fenol 0,04 M tendremos $0,04 \text{ mol/L} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,001 \text{ mol}$

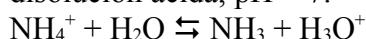
Como en la reacción de neutralización la proporción es 1 a 1, necesitaremos $0,001 \text{ mol} / 0,2 \text{ mol/L} = 0,005 \text{ L} = 5 \text{ mL}$ de hidróxido de sodio 0,2 M

2006-Junio

Cuestión 4.-

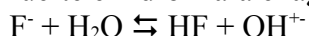
a) HNO_3 es un ácido muy fuerte, que se disociará completamente, $\text{pH} < 7$

NH_4Cl es una sal de ácido muy fuerte (HCl) y base “débil” (NH_3), que tiene como ácido conjugado el catión amonio que es un ácido “fuerte” ($K_a = K_w / K_b = 5,5 \cdot 10^{-10}$) e hidrolizará el agua, generando una disolución ácida, $\text{pH} < 7$.



$NaCl$ es una sal de ácido muy fuerte (HCl) y base muy fuerte ($NaOH$), por lo que sus base y ácido conjugados serán muy débiles y no se hidrolizarán, por lo que la disolución será neutra $\text{pH} = 7$.

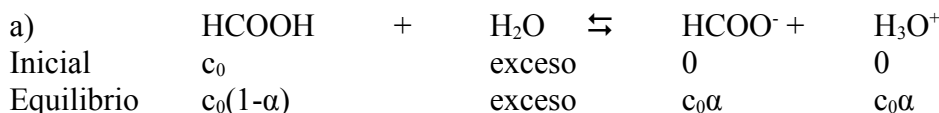
KF es una sal de ácido débil (HF) y base fuerte (KOH), por lo que la base conjugada del ácido será fuerte e hidrolizará el agua, generando una disolución básica $\text{pH} > 7$



b) De acuerdo a lo indicado en el apartado anterior donde se ha indicado rango de pH, tan sólo es necesario ordenar las dos disoluciones ácidas. La disolución de HNO_3 tendrá un pH mucho menor (más ácido) que la de NH_4Cl ya que es un ácido muy fuerte mientras que el catión amonio es un ácido “débil”. Por lo tanto

$\text{pH}(HNO_3) < \text{pH}(NH_4Cl) < \text{pH}(NaCl) < \text{pH}(KF)$

Problema 1A.-



Llamamos c_0 a la concentración inicial, y α al tanto por uno de disociación.

Masa molar ácido metanoico ($HCOOH$) = $12 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 46$

Concentración inicial de $HCOOH = c_0 = (1,61 \text{ g} / 46 \text{ g/mol}) / 0,1 \text{ L} = 0,35 \text{ M}$

$$K_a = \frac{[HCOO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCOOH]} = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)}; 1,8 \cdot 10^{-4} = 0,35 \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$-\alpha^2 - 5,1 \cdot 10^{-4} \alpha + 5,1 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$\alpha = \frac{5,1 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(-5,1 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot (-1) \cdot 5,1 \cdot 10^{-4}}}{2 \cdot (-1)} = \frac{5,1 \cdot 10^{-4} \pm 0,045}{-2}$$

Dos soluciones, una negativa que descartamos y otra positiva $\alpha = 0,022$

El tanto por ciento de disociación es del 2,2%





b) Para HCOOH, $c_0\alpha = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,35 \cdot 0,022 = 0,0077 \text{ M}$ y $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,1$

Para HCl, como es un ácido muy fuerte, está totalmente disociado. Si la concentración de ácido es 0,35 M, entonces $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,35 \text{ M}$ y $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,46$

c) La reacción de neutralización es $\text{HCOOH} + \text{KOH} \rightleftharpoons \text{KHCOO} + \text{H}_2\text{O}$

Para cada mol de ácido metanoico necesitamos un mol de hidróxido de potasio.

En 0,1 L de disolución 0,35 M de ácido metanoico tenemos $0,35 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,035 \text{ mol}$

Para tener 0,035 mol de NaOH de una disolución 0,15 M necesitaremos $0,035 \text{ mol} / 0,15 \text{ mol/L} = 0,233 \text{ L} = 233 \text{ mL}$

d) Como NaOH es una base muy fuerte, se disociará completamente en aniones hidroxilo que neutralizarán cationes oxonio.

Si el pH final es 1, la concentración de iones oxonio será $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1} = 0,1 \text{ M}$.

Si el volumen no varía, en 0,1 L de disolución 0,1 M de HCl tendremos $0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ mol}$

Como inicialmente teníamos en la disolución de HCl una concentración de 0,35 M, teníamos $0,35 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,035 \text{ mol}$. Si queremos que tras la neutralización queden 0,01, habremos $0,035 - 0,01 = 0,025 \text{ mol}$ de NaOH.

Masa molar NaOH = $23 + 16 + 1 = 40$

Para tener 0,025 mol de NaOH necesitaremos $40 \text{ g/mol} \cdot 0,025 \text{ mol} = 1 \text{ g}$ de NaOH

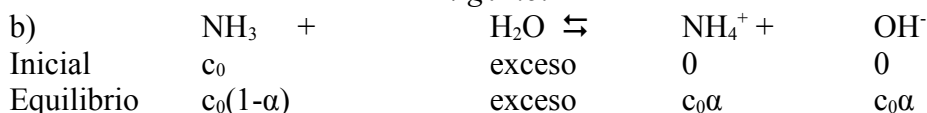
2006-Modelo

Problema 1A.-

a) Masa molar $\text{NH}_3 = 14 + 3 = 17$. $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$

$$\text{Concentración molar} = \frac{\text{moles}_{\text{NH}_3}}{L_{\text{disolución}}} = \frac{\frac{\text{masa}_{\text{NH}_3}}{M(\text{NH}_3)}}{\frac{\text{masa}_{\text{disolución}}}{\rho_{\text{disolución}}}} = \frac{\text{masa}_{\text{NH}_3}}{\text{masa}_{\text{disolución}}} \cdot \frac{\rho_{\text{disolución}}}{M(\text{NH}_3)}$$

$$\text{Concentración molar} = \frac{0,08 \cdot 0,85 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 1000 \frac{\text{cm}^3}{\text{L}}}{17 \text{ g/mol}} = 4 \text{ mol/L} = 4 \text{ M}$$



Llamamos c_0 a la concentración inicial ya diluida 10 veces, $4/10 = 0,4 \text{ M}$ y α al tanto por uno de disociación. Al diluir varían concentraciones, pero no la constante de basicidad.

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = c_0 \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}; \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,4} (1-\alpha) = \alpha^2$$

$$-\alpha^2 - 4,5 \cdot 10^{-5} \alpha + 4,5 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = \frac{4,5 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(-4,5 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot (-1) \cdot 4,5 \cdot 10^{-5}}}{-2} = \frac{4,5 \cdot 10^{-5} \pm 0,013416}{-2}$$

Dos soluciones, una negativa que descartamos y la otra $\alpha = 0,0067$
 (como $\alpha \ll 1$ podríamos haber aproximado $1 - \alpha \approx 1$)

$c_0\alpha = [\text{OH}^-] = 0,4 \cdot 0,0067 = 0,00268 \text{ M}$

$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \log[\text{OH}^-] = 14 - 2,57 = 11,43$

c) $[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 0,00268 \text{ M}$

$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11,43} = 3,7 \cdot 10^{-12} \text{ M}$

$[\text{NH}_3] = c_0(1-\alpha) = 0,4 \cdot (1 - 0,0067) = 0,39732 \text{ M}$

2005-Septiembre

Cuestión 3.-

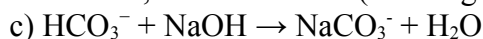
a) $2\text{HNO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

Ácido nítrico (hidrogeno(trioxidonitrato)), hidróxido de magnesio, nitrato de magnesio (trioxidonitrato de magnesio), agua.





Amoníaco, ácido sulfúrico (dihidrogeno(tetraoxidosulfato)), sulfato de amonio



Ión hidrógeno carbonato, hidróxido de sodio, ion carbonato de sodio, agua



Ácido etanoico o acético, hidróxido de potasio, etanoato (o acetato) de potasio, agua

Problema 1B.-

a)	HA	+	H ₂ O	⇌	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Inicial	c ₀		exceso		0		0
Equilibrio	c ₀ (1-α)		exceso		c ₀ α		c ₀ α

Llamamos c₀ a la concentración inicial, 0,2 M, y α al tanto por uno de disociación, 0,02

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)}; K_a = 0,2 \cdot \frac{0,02^2}{(1-0,02)} = 8,16 \cdot 10^{-5}$$

b) $c_0 \alpha = [H_3O^+] = 0,2 \cdot 0,02 = 0,004 \text{ M}$

pH = -log [H₃O⁺] = 2,4

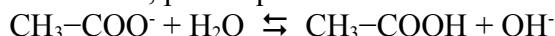
c) $[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-(14-pH)} = 10^{-(14-2,4)} = 2,5 \cdot 10^{-12} \text{ M}$

2005-Junio

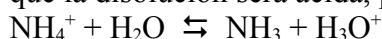
Cuestión 2.-

a) KNO₃ es una sal de ácido muy fuerte (HNO₃) y de base muy fuerte (KOH), por lo que sus base y ácido conjugados serán muy débiles, no se hidrolizarán y la disolución será neutra, pH=7

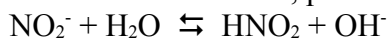
b) NaAc ó (NaCH₃-COO) es una sal de ácido débil y de base muy fuerte (NaOH), por lo que el ácido conjugado será muy débil y no se hidrolizará, pero la base conjugada será fuerte y se hidrolizará, por lo que la disolución será básica, pH > 7



c) NH₄Cl es una sal de ácido muy fuerte (HCl) y base “débil”, por lo que la base conjugada será muy débil y no se hidrolizará, pero el ácido conjugado será ácido “fuerte” y se hidrolizará, por lo que la disolución será ácida, pH < 7



d) NaNO₂ es una sal de base muy fuerte (NaOH) y ácido “débil”, por lo que el ácido conjugado será muy débil y no se hidrolizará, pero la base conjugada será “fuerte” y se hidrolizará, por lo que la disolución será básica, pH > 7



Problema 1A.-

a)	HF	+	H ₂ O	⇌	F ⁻	+	H ₃ O ⁺
Inicial	c ₀		exceso		0		0
Equilibrio	c ₀ -x		exceso		x		x

Llamamos c₀ a la concentración inicial, 0,0025 M, y x a la concentración de protones en equilibrio (En este caso no desglosamos inicialmente el tanto por uno de disociación)

$$K_a = \frac{[F^-] \cdot [H_3O^+]}{[HF]} = \frac{x^2}{c_0 - x}; 6,66 \cdot 10^{-4} \cdot 0,0025 - 6,66 \cdot 10^{-4} \cdot x = x^2$$

$$-x^2 - 6,66 \cdot 10^{-4} x + 1,665 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = \frac{6,66 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(-6,66 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot (-1) \cdot 1,665 \cdot 10^{-6}}}{-2} = \frac{6,66 \cdot 10^{-4} \pm 0,002665}{-2}$$

*Dos soluciones, una negativa que descartamos y la otra x = 0,001 M
 (En este caso no podemos aproximar c₀ - x ≈ c₀)*

[F⁻] = [H₃O⁺] = 0,001 M

[HF] = c₀ - x = 0,0025 - 0,001 = 0,0015 M

b) pH = -log [H₃O⁺] = 3

[H₃O⁺] = c₀ α; α = [H₃O⁺] / c₀ = 0,001 / 0,0025 = 0,4





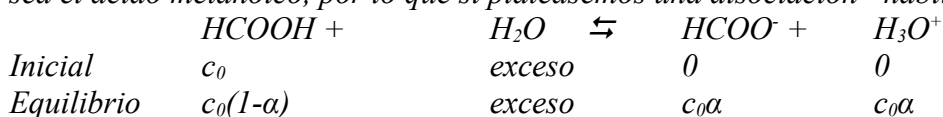
2005-Modelo

Problema 2A.-

a) Por la definición de K_a y los datos proporcionados:

$$K_a = \frac{[HCOO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCOOH]}; 2 \cdot 10^{-3} = \frac{[HCOO^-] \cdot 10^{-3}}{0,2}; \text{Despejando } [HCOO^-] = 0,4 \text{ M}$$

Nota importante. Prestar atención al enunciado, que indica “Se dispone de una disolución acuosa que en el equilibrio tiene 0,2 M de ácido fórmico (ácido metanoico), cuya concentración en protones es 10^{-3} M.”. En ningún momento se ha indicado que el único componente de la disolución sea el ácido metanoico, por lo que si plateásemos una disociación “habitual”



Llamamos c_0 a la concentración inicial, y α al tanto por uno de disociación.

Llegaríamos a una inconsistencia con el resultado anterior, ya que en equilibrio tendríamos $[HCOOH] = c_0(1-\alpha) = 0,2$ M y que $[H_3O^+] = c_0\alpha = 10^{-3}$ M, pero al mismo tiempo según la reacción de disociación, la concentración de ion formiato será la misma que la de protones $[HCOO^-] = [H_3O^+] = c_0\alpha = 10^{-3}$ M. Nos da un resultado totalmente distinto a 0,4 M. Se trata del enunciado, ya que, de manera consistente con el enunciado propuesto, podemos tener una disolución reguladora/tampón con ácido metanoico y metanoato de sodio y las concentraciones de ion metanoato y cationes oxonio no coincidirían, como es el caso.

b) $K_b = K_w/K_a = 10^{-14}/(2 \cdot 10^{-3}) = 5 \cdot 10^{-12}$ Es muy baja y será una base débil

c) El pH de la disolución 0,2 M de ácido fórmico es $\text{pH} = -\log[H_3O^+] = 3$

El ácido clorhídrico es una base muy fuerte y se disociará completamente, luego la concentración de protones será la misma que la de ácido.

El número de moles de protones en una disolución de 100 mL de HCl 10^{-3} M es de 10^{-3} mol/L \cdot 0,1 L = 10^{-4} mol. Para tomar esos moles de una disolución de HCl 0,1 M necesitaremos 10^{-4} mol / 0,1 mol/L = 10^{-3} L = 1 mL

2004-Junio

Problema 1A.-

a) Tanto el hidróxido sodio como el ácido clorhídrico son respectivamente base y ácido muy fuertes y se disociarán completamente.

Tras la neutralización, el número de moles en los 20 mL de HCl 1M será igual a la suma de número de moles en los 10 mL de NaOH de concentración desconocida y los 15 mL de NaOH 0,5 M.

En 15 ml de NaOH 0,5 M tenemos $0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,015 \text{ L} = 0,0075 \text{ mol}$ de OH^-

En 20 mL de disolución de HCl 1 M tenemos $1 \text{ mol/L} \cdot 0,02 \text{ L} = 0,02 \text{ mol}$ de H^+

En 10 mL de NaOH de concentración desconocida x tenemos $x \text{ mol/L} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,01x \text{ mol}$ de OH^-

Igualando y despejando: $0,02 = 0,0075 + 0,01x$; $x = (0,02 - 0,0075)/0,01 = 1,25 \text{ M}$

Como se nos pide la concentración en g/L; Masa molar NaOH = $23 + 16 + 1 = 40$

$1,25 \text{ mol/L} \cdot 40 \text{ g NaOH/mol} = 50 \text{ g/L}$

b) En la mezcla inicial de 10 mL de NaOH 1,25 M y 20 mL de HCl 1 M, tenemos $0,02 - 0,0125 = 0,0075 \text{ mol}$ de H^+ (es el número de moles que añadimos con los 15 mL de NaOH 0,5 M)

$[H^+] = 0,0075 / (0,01 + 0,02) = 0,25 \text{ M}$

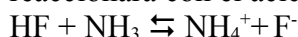
$\text{pH} = -\log[H^+] = 0,6$

2004-Modelo

Cuestión 3.-

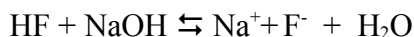
El HF es un ácido débil por la K_a proporcionada. Al estar en disolución acuosa siempre estarán los iones disociados.

a) NO_3^- es la base conjugada de un ácido muy fuerte (HNO_3), por lo que será muy débil y no reaccionará con el ácido débil. NH_3 es una base débil, por lo que sí reaccionará.

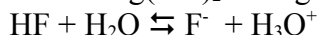
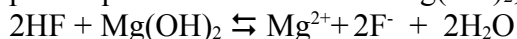




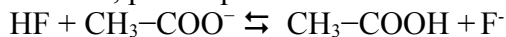
b) Cl^- es la base conjugada de un ácido muy fuerte (HCl), por lo que será muy débil y no reaccionará con el ácido débil. NaOH es una base muy fuerte, por lo que sí reaccionará.



c) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es una base muy fuerte, mientras que H_2O es un anfótero que es un ácido y base débil, por lo que reacciona más con $\text{Mg}(\text{OH})_2$, aunque también con el H_2O



d) $\text{CH}_3\text{-COOH}$ es ácido débil, mientras que $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ es su base conjugada y será una base “fuerte”, por lo que reaccionará con el ion acetato.



Problema 1A.-

a)	$\text{NH}_3 +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+ +$	OH^-
Inicial	c_0	Exceso	0	0
Equilibrio	$c_0(1-\alpha)$	Exceso	$c_0\alpha$	$c_0\alpha$

Llamamos c_0 a la concentración inicial de amoníaco, 0,2 M, y α al tanto por uno de disociación.

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)}; \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,2} = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$\alpha^2 + 9 \cdot 10^{-5}\alpha + 9 \cdot 10^{-5} = 0;$$

$$\alpha = \frac{-9 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(9 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot (-9 \cdot 10^{-5})}}{2} = \frac{9 \cdot 10^{-5} \pm 0,01897}{2}$$

Dos soluciones, una negativa que descartamos y $\alpha = 0,0094$

$$(\text{si hacemos aproximación } 1-\alpha \ll 1, \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,2}} = 0,0095)$$

$$[\text{OH}^-] = c_0\alpha = 0,2 \cdot 0,0094 = 0,0188 \text{ M}$$

$$\text{b) pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log(0,0188)) = 14 - 1,73 = 12,27$$

c) Ya calculado en apartado a, el grado de disociación es del 0,94% (Si se hubiera calculado $x = c_0\alpha$ en apartado a habría que calcularlo ahora por separado)

d) La constante de basicidad indica cómo de desplazado está el equilibrio hacia su forma disociada, por lo que cuanto más grande sea, más básica será la base. pK_b es $-\log(K_b)$, por lo que

$$\text{Metilamina: } K_b = 10^{-3,30} = 5 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{Dimetilamina: } K_b = 10^{-3,13} = 7,4 \cdot 10^{-4}$$

Formulamos: Metilamina ; CH_3NH_2 . Dimetilamina: $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$

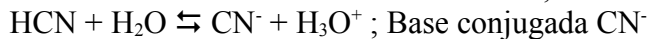
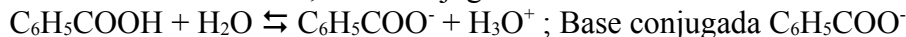
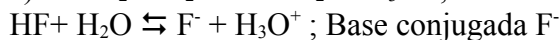
Por lo tanto, en orden creciente de basicidad será $\text{NH}_3 < \text{CH}_3\text{NH}_2 < (\text{CH}_3)_2\text{NH}$

2003-Septiembre

Cuestión 4.-

a) La acidez de una disolución es función de la concentración de protones/oxonios $[\text{H}_3\text{O}^+]$, a mayor concentración de protones mayor acidez. Como K_a , mide lo desplazado que está el equilibrio hacia la forma disociada en base conjugada y protones, el orden de acidez decreciente que es el orden de K_a decreciente $\text{HClO}_2 > \text{HF} > \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} > \text{HCN}$

b) Por la definición de $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$, el menor pH le corresponde a la mayor concentración, que corresponde al ácido más fuerte. El menor pH estará asociado a HClO_2



d) Como $K_b = K_w/K_a$, a los ácidos más débiles les corresponden las bases “más fuertes”/“menos débiles” (pueden no llegar a ser fuertes si la K_a no es muy baja según datos el enunciado). Orden de basicidad decreciente $\text{CN}^- > \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- > \text{F}^- > \text{ClO}_2^-$

Problema 2A.-





a)	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Inicial	0,01	exceso 0 0
Equilibrio	$0,01(1-\alpha)$	exceso $0,01\alpha$ $0,01\alpha$
Llamamos α al tanto por uno de disociación, $\alpha=0,042$		
Equilibrio	0,00958	exceso 0,00042 0,00042

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{0,00042^2}{0,00958} = 1,84 \cdot 10^{-5}$$

b) El ácido clorhídrico es un ácido muy fuerte y se disocia completamente, luego
 $[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0,00042 \text{ M}$

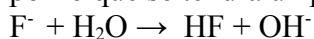
2003-Junio

Cuestión 2.-

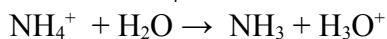


Na^+ es un ácido conjugado de una base muy fuerte (NaOH), por lo que será muy débil y no hidrolizará el agua

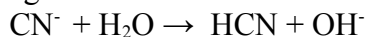
F^- es la base conjugada de un ácido “débil” por lo que será “no muy fuerte” e hidrolizará el agua, por lo que se tendrá un pH básico.



El ácido NH_4^+ es un ácido “no muy fuerte” que hidrolizará el agua



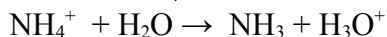
La base CN^- es la conjugada de un ácido “débil”, por lo que será “no muy fuerte” e hidrolizará el agua



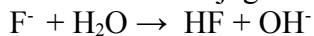
Como $K_b(\text{HCN}) = K_w/K_a = 10^{-14}/6,7 \cdot 10^{-10} = 1,5 \cdot 10^{-5} > K_a(\text{NH}_4^+)$ (“la base es más fuerte que el ácido”) predomina la hidrolización de CN^- y el pH será básico.



El ácido NH_4^+ es un ácido “no muy fuerte” que hidrolizará el agua



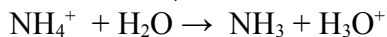
F^- es la base conjugada de un ácido “débil” por lo que será “no muy fuerte” e hidrolizará el agua



Como $K_b(\text{HF}) = K_w/K_a = 10^{-14}/6,7 \cdot 10^{-4} = 1,5 \cdot 10^{-11} < K_a(\text{NH}_4^+)$ (“la base es más débil que el ácido”) predomina la hidrolización de NH_4^+ y el pH será ácido.



El ácido NH_4^+ es un ácido “no muy fuerte” que hidrolizará el agua



Cl^- es la base conjugada de un ácido muy fuerte, por lo que será muy débil y no hidrolizará el agua
 Por lo tanto el pH será ácido.

Problema 1A.-

a)	$\text{AH} +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{A}^- +$	H_3O^+
Inicial	0,3	exceso	0	0
Equilibrio	$0,3(1-\alpha)$	exceso	$0,3\alpha$	$0,3\alpha$
Llamamos α al tanto por uno de disociación, $\alpha=0,005$				
Equilibrio	0,2985	exceso	0,0015	0,0015

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{0,0015^2}{0,2985} = 7,5 \cdot 10^{-6}$$





- b) $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,0015) = 2,82$
 c) $[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 0,0015 = 6,67 \cdot 10^{-12} \text{ M}$

2003-Modelo

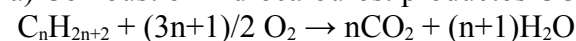
Cuestión 3.-

- a) El ácido más débil es el de menor K_a que estará menos disociado: HC
 b) La base conjugada más débil le corresponde al ácido más fuerte de mayor K_a , será B⁻
 c) Sí se podría establecer un equilibrio $\text{HA} + \text{B}^- \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{HB}$
 d) A⁻ es la base conjugada de un ácido “débil”/”no muy fuerte”, que tendrá $K_b = K_w / K_a = 10^{-14} / 3,6 \cdot 10^{-6} = 2,8 \cdot 10^{-9}$ que es una base “débil”/”no muy fuerte”

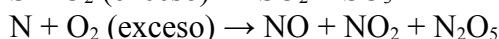
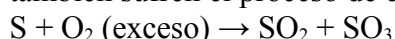
2002-Septiembre

Cuestión 2.-

- a) Combustión hidrocarburos: productos CO_2 y H_2O



El petróleo puede ir acompañado de impurezas que contengan nitrógeno y azufre, las cuales, también sufren el proceso de combustión;



produciendo ambas reacciones una mezcla de óxidos de azufre y nitrógeno.

- b) Excepto el H_2O , todos los productos de la combustión del petróleo ó combustibles fósiles son perjudiciales para el medio ambiente de alguna manera.

El CO_2 es uno de los responsables del efecto invernadero impidiendo la salida de la radiación infrarroja que emite la superficie terrestre produciendo el calentamiento de la atmósfera.

Los óxidos de azufre y nitrógeno son los responsables principales de la lluvia ácida, al introducirse en los procesos meteorológicos y en el ciclo del agua acidificándola.

Problema 1B.-

a)	$\text{BrCH}_2\text{COOH} +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{BrCH}_2\text{COO}^- +$	H_3O^+
Inicial	c_0	exceso	0	0
Equilibrio	$c_0(1-\alpha)$	exceso	$c_0\alpha$	$c_0\alpha$

Llamamos c_0 a la concentración inicial y α al tanto por uno de disociación

Masa molar $\text{BrCH}_2\text{COOH} = 2 \cdot 12 + 2 \cdot 16 + 3 + 79,9 = 138,9 \text{ g/mol}$

El número de moles de $\text{BrCH}_2\text{COOH} = 5 \text{ g} / 138,9 \text{ g/mol} = 0,036 \text{ mol}$

$c_0 = 0,036 \text{ mol} / 0,25 \text{ L} = 0,144 \text{ M}$

$$K_a = \frac{[\text{BrCH}_2\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{BrCH}_2\text{COOH}]} = \frac{(c_0 \cdot \alpha)^2}{(c_0 \cdot (1-\alpha))} = c_0 \frac{\alpha^2}{1-\alpha}$$

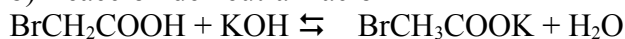
$$\frac{1,25 \cdot 10^{-3}}{0,144} \cdot (1-\alpha) = \alpha^2; \alpha^2 + 0,0087\alpha - 0,0087 = 0$$

$$\alpha = \frac{-0,0087 \pm \sqrt{0,0087^2 - 4 \cdot (-0,0087)}}{2} = \frac{-0,0087 \pm 0,1868}{2}$$

Dos soluciones, una negativa y $\alpha = 0,089 = 8,9\%$

Se pide $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(0,144 \cdot 0,089) = 1,1$

- b) Reacción de neutralización



KOH es una base fuerte, luego se disociará completamente y hará reaccionar todo el ácido.

Necesitaremos tantos moles de KOH como moles de BrCH_2COOH , que son 0,036 mol

La masa molar $\text{KOH} = 39,1 + 16 + 1 = 56,1 \text{ g/mol}$

Necesitaremos $0,036 \text{ mol} \cdot 56,1 \text{ g/mol} = 2,02 \text{ g}$

2002-Junio

Problema 2A.-

a)	$\text{AH} +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{A}^- +$	H_3O^+
Inicial	c_0	exceso	0	0





Equilibrio $c_0(1-\alpha)$ exceso $c_0\alpha$ $c_0\alpha$
 Llamamos c_0 a la concentración inicial y α al tanto por uno de disociación

$$c_0 = 0,2 \text{ mol}/0,5 \text{ L} = 0,4 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,7} = 2 \cdot 10^{-6} \text{ M} = c_0\alpha$$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{(c_0 - c_0\alpha)} = \frac{(0,4 \cdot 2 \cdot 10^{-6})^2}{0,4 - 2 \cdot 10^{-6}} = 1,6 \cdot 10^{-12}$$

$$\text{b) } \alpha = c_0\alpha/c_0 = 2 \cdot 10^{-6}/0,4 = 5 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{c) } K_b = K_w/K_a = 10^{-14}/1,6 \cdot 10^{-12} = 0,00625$$

2002-Modelo

Problema 1A.-

a) Ácido fuerte, se disocia completamente y $[\text{HClO}_4] = [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} = 0,1 \text{ M}$

En 1,5 mL de ácido comercial tendremos $1,6 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} \cdot 1,5 \text{ mL} = 2,4 \text{ g}$ de ácido comercial.

Como la riqueza es del 65% en peso, la masa de ácido puro será $2,4 \cdot 0,65 = 1,56 \text{ g}$

La masa molar de $\text{HClO}_4 = 1 + 35,5 + 4 \cdot 16 = 100,5 \text{ g/mol}$

Tendremos en 1,5 mL de ácido comercial $1,56 \text{ g}/100,5 \text{ g/mol} = 0,01555 \text{ mol}$

Si queremos que la concentración sea 0,1 M, $V = 0,01555 \text{ mol} / 0,1 \text{ mol/L} = 0,1555 \text{ L} = 156 \text{ mL}$

b) KOH es una base fuerte y tendremos que añadir el mismo número de moles

En 50 mL de disolución 0,1 M tendremos $0,05 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ mol/L} = 0,005 \text{ mol}$

Para tener 0,005 mol en una disolución de 0,2 M supone $0,005 \text{ mol}/0,2 \text{ mol/L} = 0,025 \text{ L} = 25 \text{ mL}$

2001-Septiembre

Cuestión 3.-

a) La K_a es la constante de equilibrio de la disociación del ácido frente al agua, por lo que a menor constante de acidez (con la misma concentración inicial) el ácido estará menos disociado y el ácido será más débil. El ácido más débil es el ácido benzoico.

b) Con la misma argumentación del apartado a, el grado de disociación mayor es para el ácido salicílico al tener mayor K_a .

c) Al ser iguales las concentraciones de partida y estar más disociado el ácido salicílico, la concentración de H_3O^+ será mayor en el ácido salicílico. Por la definición de $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ el pH será menor cuanto menor sea esta concentración, por lo que el pH será mayor en el ácido benzoico.

d) Una base conjugada es más débil (menos tendencia a captar protones) cuanto más fuerte es su ácido conjugado (mayor tendencia a ceder el protón), por lo que será más débil la base conjugada del ácido más fuerte: A^- que es el base conjugada del ácido salicílico.

Numéricamente la fortaleza de una base conjugada se obtiene a partir de la expresión $K_b = K_w/K_a$, luego para el ácido salicílico $K_b = 10^{-14}/10^{-3} = 10^{-11}$, y el benzoico $K_b = 10^{-14}/2 \cdot 10^{-5} = 5 \cdot 10^{-10}$, luego la menor K_b es para el ácido salicílico.

Problema 1A.-

a)		$\text{AH} +$	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{A}^- +$	H_3O^+
Inicial	c_0		exceso		0	0
Equilibrio	$c_0(1-\alpha)$		exceso		$c_0\alpha$	$c_0\alpha$

Llamamos c_0 a la concentración inicial, $c_0 = 0,01$, y α al tanto por uno de disociación, $\alpha = 0,25$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{(0,01 \cdot 0,25)^2}{0,01 \cdot 0,75} = 1,6 \cdot 10^{-12} = 8,3 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{b) } \text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(0,01 \cdot 0,25) = 2,6$$

$$\text{c) } K_b = K_w/K_a = 10^{-14}/8,3 \cdot 10^{-4} = 1,2 \cdot 10^{-11}$$

2001-Junio

Cuestión 2.-

b) La K_a es la constante de equilibrio de la disociación del ácido frente al agua, por lo que a mayor constante de acidez (con la misma concentración inicial) el ácido estará más disociado y el ácido será más fuerte. El ácido más disociado es el ácido 2-cloroetanoico.

c) En el punto de equivalencia de su valoración con NaOH, que es una base muy fuerte, se habrán



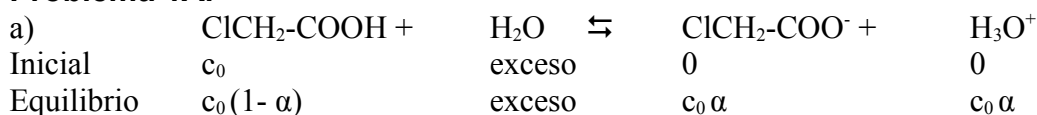


neutralizado todos los H_3O^+ del ácido, y quedará el ion asociado a la base conjugada, que producirá hidrólisis. Un pH mayor de 7 es básico, y en todos los casos el pH será básico producido por la base conjugada. No se piden ordenar en función de ese pH básico, pero el pH será mayor cuanto más débil sea el ácido, menor sea la K_a .

benzoico.

b) Con la misma argumentación del apartado a, el grado de disociación mayor es para el ácido salicílico al tener mayor K_a .

Problema 1A.-



Llamamos c_0 a la concentración inicial, $c_0 = 0,001$, y α al tanto por uno de disociación

$$K_a = \frac{[ClCH_2COO^-][H_3O^+]}{[ClCH_2COOH]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{(0,001 \cdot \alpha)^2}{0,001 \cdot (1-\alpha)}; \frac{1,3 \cdot 10^{-3}}{0,001} (1-\alpha) = \alpha^2$$
$$\alpha^2 + 1,3\alpha - 1,3 = 0; \alpha = \frac{-1,3 \pm \sqrt{1,3^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-1,3)}}{2} = \frac{-1,3 \pm 2,62}{2} = 0,66$$

b) $pH = -\log([H_3O^+]) = -\log(0,001 \cdot 0,66) = 3,18$

c) Para preparar 2 L de concentración 0,001 M necesitaremos $2L \cdot 0,001 \text{ mol/L} = 0,002 \text{ mol}$

La masa molar de $ClCH_2-COOH$ es $35,5 + 2 \cdot 12 + 2 \cdot 16 + 3 = 94,5 \text{ g/mol}$

Necesitaremos $0,002 \text{ mol} \cdot 94,5 \text{ g/mol} = 0,189 \text{ g}$

2001-Modelo

Cuestión 3.-

b) Los dos compuestos más oxidados son CO_2 y SO_3 .

El CO_2 se puede combinar con agua produciendo $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$ pero este tiene una constante de disociación total (constante de acidez) muy baja, lo que quiere decir que estará muy poco disociado y contribuirá muy poco a la acidez del agua de lluvia.

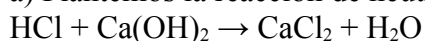
El SO_3 se puede combinar con agua produciendo $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ que tiene una constante de disociación total (constante de acidez) alta (para la disociación parcial del primer protón tiene una K_a prácticamente infinita por lo que se disocia totalmente), lo que quiere decir que estará muy disociado y contribuirá mucho a la acidez del agua de lluvia.

c) El CO_2 no es deseable porque aunque no es tóxico pero produce efecto invernadero. Los gases de efecto invernadero absorben la radiación infrarroja que emite el suelo impidiendo que se emita al espacio con lo que aumenta la temperatura de la atmósfera, siendo la principal causa del cambio climático.

El CO no es deseable porque es muy tóxico.

Problema 1B-

a) Plantemos la reacción de neutralización



Si el pH final es 7, es porque la neutralización ha sido completa, luego el número de moles de OH^- provenientes del hidróxido de calcio es igual al de H^+ provenientes de HCl, y como ambos son base y ácido muy fuertes, su disociación y completa y coincide con el número de moles de $Ca(OH)_2$ y HCl.

La masa molar de $Ca(OH)_2$ es $40 + 2 \cdot (16 + 1) = 74 \text{ g/mol}$

En 0,74 g de $Ca(OH)_2$ tendremos $0,74 \text{ g} / 74 \text{ g/mol} = 0,01 \text{ mol}$ de $Ca(OH)_2$

Por cada mol de $Ca(OH)_2$ son necesarios 2 moles de HCl para su neutralización, luego el número de moles de HCl son 0,02, y su concentración molar $M = 0,02 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,02 \text{ M}$

Como en la reacción de neutralización la estequiometría indica que el número de moles de

b) El HCl es un ácido muy fuerte que está totalmente disociado, luego $[HCl] = [H^+]$

$pH = -\log([H^+]) = -\log(0,02) = 1,7$

c) En este caso no se produciría una neutralización completa, sino que habría un exceso de base y el





pH sería básica. Si se añadieran 0,02 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, con 0,01 mol se produciría la neutralización de los 0,02 mol de HCl , y quedaría un exceso de 0,01 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ que al estar totalmente disociado generaría 0,02 mol de OH^- .

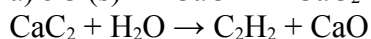
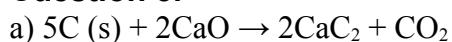
$$\text{pH} = 15 - \text{pOH} = 14 - \log([\text{OH}^-]) = 14 - (-\log(0,02)) = 12,3$$

2000-Septiembre

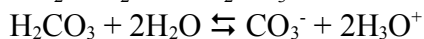
Cuestión 4.-

- a) Cierto. El hidróxido de sodio es una base muy fuerte ($K_b \approx \infty$) y está totalmente disociado.
b) Cierto. El amoniaco no es una base muy fuerte ($K_b \neq \infty$) y no está totalmente disociado.
c) Falso. En disoluciones separadas NaOH es una base muy fuerte totalmente disociada y NH_4OH es una base débil no totalmente disociada. Si se mezclan las disoluciones la disociación disminuirá si existe un ion común, en este caso OH^- , para la base más débil, pero no disminuirá para la base fuerte que seguirá totalmente disociada. Como se dice “grado de disociación de los dos hidróxidos es menor” es falso.
d) Falso de manera general. Se indica un ácido fuerte pero no se indica si es monoprótico o no. Si fuera monoprótico (por ejemplo HCl), sí neutralizaría la base fuerte NaOH y quedaría la base débil del apartado b, que produciría hidrólisis y cierto pH.

Cuestión 5.-

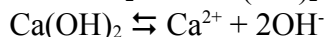
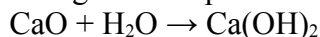


b) El primer subproducto es CO_2



Disolución ácida, $\text{pH} < 7$

El segundo subproducto es CaO



Disolución básica, $\text{pH} > 7$

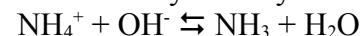
2000-Junio

Cuestión 5.-

- a) Correcto. Según la reacción mostrada se forman H^+ por lo que el pH es ácido (se indica que el hidróxido es estable).
b) Correcto. La adición de un ácido fuerte, que se disociaría completamente, añadiría H^+ , y según Le Châtelier, el equilibrio se desplazaría hacia la izquierda, reactivos, destruyendo el hidróxido formado en la derecha, productos.
c) No correcto. Al añadir NaOH que es una base muy fuerte y se disociaría completamente, liberaría OH^- que reaccionarían con los H^+ , por lo que según Le Châtelier el equilibrio se desplazaría hacia la derecha.
d) No correcto. Si es una base fuerte se disociará completamente, y la concentración de OH^- será dos veces la concentración de $\text{Ba}(\text{OH})_2$, es decir $2 \cdot 0,01 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,02 \text{ M}$. El pH sería $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log([\text{OH}^-])) = 14 - 1,7 = 12,3$

Problema 2A.-

a) Una vez que se ha disociado el sulfato de amonio en iones amonio y sulfato, como se indica que el ion sulfato no influye en el pH, la reacción de neutralización, dado que el hidróxido de sodio es una base muy fuerte y está totalmente disociada es



Utilizando la ley de los gases ideales el número de moles de amoniaco es

$$n = PV/RT = (748/760) \cdot 0,24 / (0,082 \cdot (273 + 15)) = 0,01 \text{ mol}$$

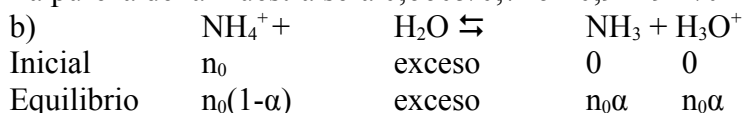
Según la estequiometría de la reacción de neutralización el número de moles de amoniaco y amonio coinciden, por lo que, dado que cada mol de sulfato de amonio se disocia dando lugar a dos moles de amonio, podemos concluir que el número de moles de sulfato de amonio es la mitad que el número de moles de amoniaco, $0,01/2 = 0,005 \text{ mol}$





La masa molar de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ es $2 \cdot (14+4) + 32,1 + 4 \cdot 16 = 132,1$ g/mol, por lo que 0,005 mol de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ tienen una masa de $0,005 \text{ mol} \cdot 132,1 \text{ g/mol} = 0,6605 \text{ g}$

La pureza de la muestra será $0,6605/0,726 = 0,91 = 91 \%$



En la muestra teniendo en cuenta la pureza tenemos $n_0 = 0,005$ mol de sulfato de amonio.

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{\left(\frac{n_0\alpha}{V}\right)^2}{\frac{n_0(1-\alpha)}{V}}; \text{ Si } \alpha \ll 1 \text{ y } (1-\alpha) \approx 1; 10^{-9} = \frac{0,005}{0,1} \alpha^2; \alpha = \sqrt{\frac{10^{-9}}{0,05}} = 1,4 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(0,005 \cdot 1,4 \cdot 10^{-4} / 0,1) = 5,15$$

2000-Modelo

Cuestión 5.-

a) Según los datos de la tabla el combustible que más contamina es el carbón, ya que es el que más SO_2 emite para la misma producción de energía (1000 MW). El SO_2 además de ser un gas venenoso, contamina al generar lluvia ácida.

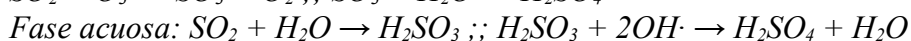
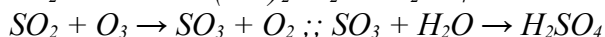
b) La acidificación de los suelos se produce por la lluvia ácida derivada de las emisiones de SO_2 , por lo que el que menos acidificará el suelo será el gas que es el que menos SO_2 emite para la misma producción de energía (1000 MW).

Nota: La lluvia ácida se produce con luz solar, humedad aire, en las capas altas de la atmósfera, donde se transforma $\text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ (también $\text{NO}_x \rightarrow \text{HNO}_3$)

Intervienen radicales $\text{OH}\cdot$ originados por ozono



Fase gaseosa:



c) La combustión también libera CO_2 que también se considera contaminante: no es tóxico pero produce efecto invernadero. Los gases de efecto invernadero absorben la radiación infrarroja que emite el suelo impidiendo que se emita al espacio con lo que aumenta la temperatura de la atmósfera, siendo la principal causa del cambio climático.

d) Porque el carbón es el combustible más contaminante, y se puede conseguir reducir la contaminación cambiando las calderas para utilizar combustibles menos contaminantes como el gas.

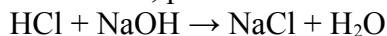
Problema 2A.-

a) Tanto HCl como NaOH son muy fuertes y están totalmente disociados

10 ml de HCl 1 M suponen $0,01 \text{ L} \cdot 1 \text{ mol/L} = 0,01 \text{ mol}$ de HCl y mol de H^+

100 ml de NaOH 0,1 M suponen $0,1 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ mol/L} = 0,01 \text{ mol}$ de NaOH y mol de OH^-

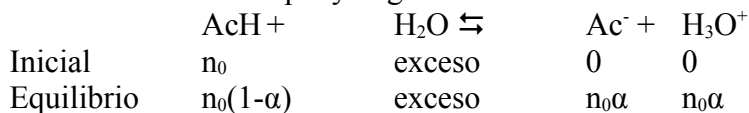
Por lo tanto se produce una neutralización completa de un ácido fuerte y una base fuerte y el pH será neutro, $\text{pH} = 7$.



b y c) Se produce una reacción de neutralización $\text{HCl} + \text{CH}_3\text{-COONa} \rightarrow \text{NaCl} + \text{CH}_3\text{-COOH}$

100 ml de NaAc 0,1 M suponen $0,1 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ mol/L} = 0,01 \text{ mol}$ de Ac^- , que neutraliza los 0,01 mol de H^+ provenientes del HCl formando 0,01 mol de AcH.

Se forma una sal neutra NaCl que proviene de ácido y base fuertes y un ácido, por lo que el pH será ácido. Calculamos el pH y el grado de disociación



Siendo n_0 el número de moles iniciales de AcH, $n_0 = 0,01$ mol





Si asumimos volúmenes aditivos $V=0,1 + 0,01 = 0,11$ L

$$K_a = \frac{[Ac^-][H_3O^+]}{[AcH]} = \frac{\left(\frac{n_0\alpha}{V}\right)^2}{\frac{n_0(1-\alpha)}{V}}; K_a = n_0 \frac{\alpha^2}{V(1-\alpha)} \quad \text{No podemos aproximar } \alpha \ll 1$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,11 / 0,01 (1-\alpha) = \alpha^2; \alpha^2 + 1,98 \cdot 10^{-4} \alpha - 1,98 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$\alpha = \frac{-1,98 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(1,98 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-1,98 \cdot 10^{-4})}}{2} = \frac{-1,98 \cdot 10^{-4} \pm 0,02814}{2} = 0,014 = 1,4\%$$

