

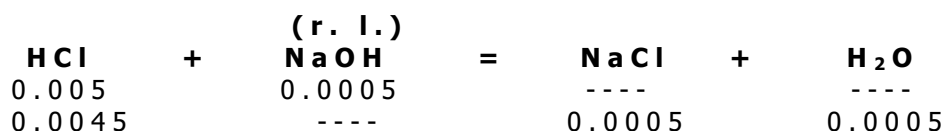
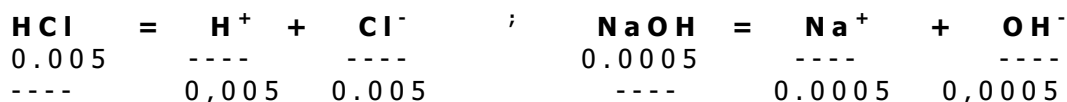
PROBLEMAS DE VALORACIONES

- A) Ácido Fuerte + Base Fuerte
 B) Ácido Débil + Base Fuerte
 C) Ácido Fuerte + Base Débil
 D) Ácido Débil + Base Débil

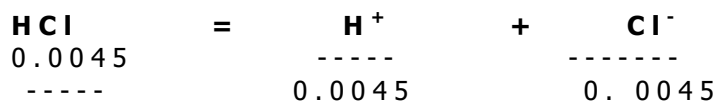
A- Ácido Fuerte con Base Fuerte:

A-1) Calcular el pH de la disolución formada al mezclar 50 ml. de HCl 0.1 M. con 50 ml. 0.01M. de NaOH

1º Calculamos cuantos H^+ tenemos y cuantos OH^- añadimos:
 50 ml. de HCl * (0.1 mol de HCl)/(1000 ml HCl)= 0.0050 mols de HCl.



2º La concentración de H^+ vendrá dada por:

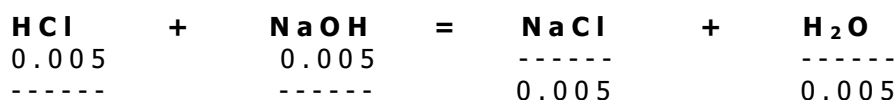


(0.0045 moles de H^+)/(0.100 l.) = 0.045 M.

pH = -log $|H^+| \Rightarrow \text{pH} = 1.34$

A-2) Calcular el pH de la siguiente disolución:
 50ml HCl 0.1M.con $5 \cdot 10^{-3}$ moles de NaOH

50ml HCl (0.1 mol de HCl)/(1000 ml de dis.)=0.005 mol de HCl

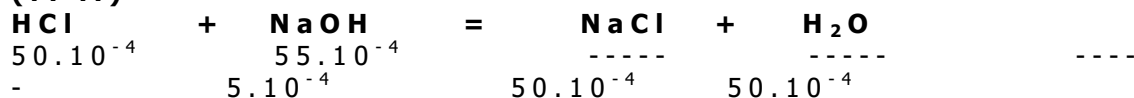


Por ser tanto el ácido como base fuertes, sus conjugados son respectivamente bases y ácidos débiles. El pH resultante es siempre 7, ya que no tienen suficiente fuerza para producir la Hidrólisis del agua.

A-3) Calcular el pH de la disolución:

50 ml. HCl 0.1M. con $55 \cdot 10^{-4}$ moles de NaOH

(r. l.)



50 ml. (0.1 mol HCl)/(1000 ml) = $50 \cdot 10^{-4}$ moles de HCl
 $(5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de OH}^-)/(0,050 \text{ l.}) = 1 \cdot 10^{-2} \text{ M de OH}^-$

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = (1 \cdot 10^{-14}) / (1 \cdot 10^{-2}) = 1 \cdot 10^{-12}$$

$$\text{pH} = -\log 1 \cdot 10^{-12} = 12$$

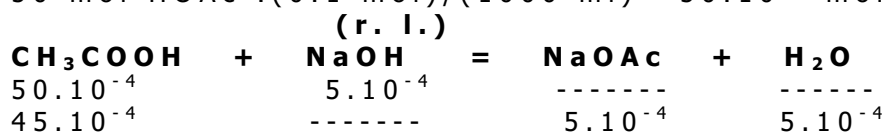
$$\text{pOH} = -\log 1 \cdot 10^{-2} = 2 ; \text{pH} = 14 - 2 \Rightarrow \text{pH} = 12$$

B- Ácido Débil con Base Fuerte:

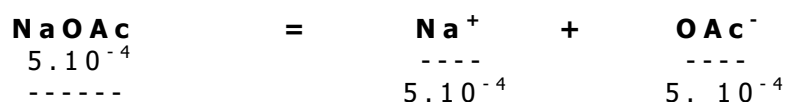
B-1) Calcular el pH de la siguiente disolución.

50 ml de CH_3COOH 0,1 M. con 50ml. 0.01 M.de NaOH

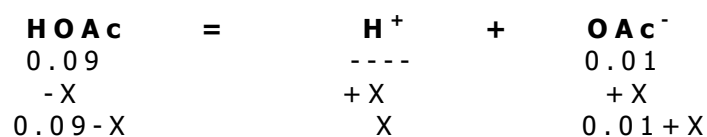
50 mol HOAc .(0.1 mol)/(1000 ml) = $50 \cdot 10^{-4}$ moles



Las nuevas concentraciones tras la reacción son:
 $(45 \cdot 10^{-4} \text{ moles HOAc})/(50 \cdot 10^{-3} \text{ l.}) = 0.09 \text{ M. de HOAc}$



$(5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de OAc}^-)/(5 \cdot 10^{-3} \text{ l.}) = 0.01 \text{ M. de OAc}^-$



$$1,85 \cdot 10^{-5} = \{X (0.01 + X)\} / (0.09 - X) \Rightarrow X = 1.64 \cdot 10^{-4} = [\text{H}^+]$$

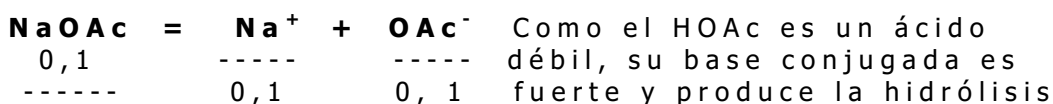
Por lo tanto el pH = $-\log 1.64 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \text{pH} = 3,78$

B-2) Calcular el pH de:

30 ml de CH_3COOH 0,1M. con $30 \cdot 10^{-4}$ moles de NaOH
 30 mol de HOAc (0,1mol HOAc)/ (1000 ml) = $30 \cdot 10^{-4}$ mol
 CH_3COOH



Las nuevas concentraciones son:
 $(30 \cdot 10^{-4} \text{ mol } \text{CH}_3\text{COONa}) / (0.030 \text{ l.}) = 0.1 \text{ M. de NaOAc}$



Del H_2O Como $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$; y $K_h = \frac{K_w}{K_a}$



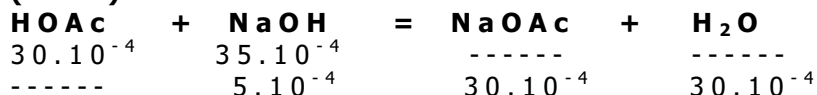
$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = 5,4 \cdot 10^{-10} \Rightarrow 5,4 \cdot 10^{-10} = \frac{X^2}{0,1-X} \Rightarrow 5,4 \cdot 10^{-11} = X^2$$

por lo tanto; $X = 7,4 \cdot 10^{-6} = [\text{OH}^-]$ $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] =$
 $= -\log 7,4 \cdot 10^{-6} = 5,13$; $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,13 \Rightarrow \text{pH} = 8,85$

B-3) Buscar el pH de la disolución siguiente:

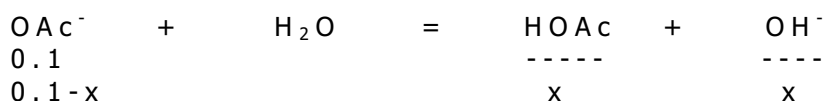
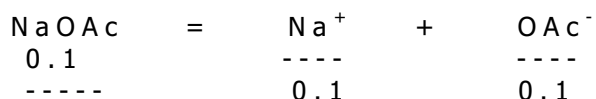
30 ml de CH_3COOH 0,1 M. con $35 \cdot 10^{-4}$ moles de NaOH

(r. l.)



$[\text{OH}^-] = (5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } \text{OH}^-) / (0,030 \text{ l.}) = 1.67 \cdot 10^{-2} \text{ M.}$

$[\text{NaOAc}] = 30 \cdot 10^{-4} / 30 \cdot 10^{-3} = 0.1 \text{ M.}; [\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-]$



$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,85 \cdot 10^{-5}} = 5,4 \cdot 10^{-10} \Rightarrow 5,4 \cdot 10^{-10} = \frac{X^2}{0,1-X} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 5,4 \cdot 10^{-10} = \frac{X^2}{0,1} \Rightarrow X = 7,35 \cdot 10^{-6}$$

$1.67 \cdot 10^{-2}$ es $\gg 7,35 \cdot 10^{-6}$ podemos despreciar la hidrólisis producida por la sal y tomar el OH^- del NaOH excedente.

$$[\text{H}^+] = K_w / 1.67 \cdot 10^{-2}; [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-14} / 1.67 \cdot 10^{-2} = 5,99 \cdot 10^{-13}$$

$$\text{pH} = -\log 5,99 \cdot 10^{-13} = 12,3$$

$$\text{También: como } [\text{OH}^-] = 1,67 \cdot 10^{-2}, \Rightarrow \text{pOH} = 1,78 \Rightarrow$$

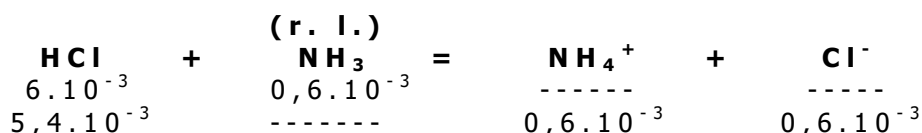
$$\Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} \Rightarrow \text{pH} = 12,22$$

C- Acido Fuerte con Base Débil

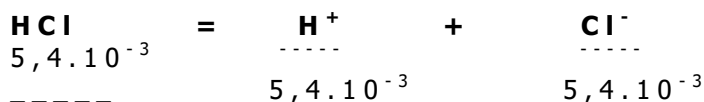
C-1) Calcular el pH de la disolución formado por:
50 ml HCl 0,12 M. con 5 ml de NH_3 0,12 M.

$$50 \text{ ml HCl} (0,12 \text{ mol}) / (1000 \text{ ml}) = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

$$05 \text{ ml NH}_3 (0,12 \text{ mol}) / (1000 \text{ ml}) = 0,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NH}_3$$



El NH_4^+ no se disocia por quedar en exceso HCl



El volumen total será: 50 ml. + 5 ml = 55 ml.

$$[\text{HCl}] = (5,4 \cdot 10^{-3}) / (55 \text{ ml}) = 0.098 \text{ M.}$$

$$\text{pH} = -\log 0,098 \Rightarrow \text{pH} = 1,01$$

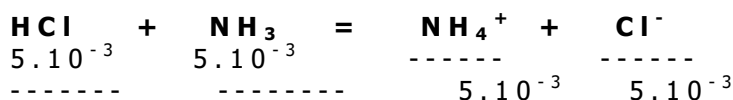
C-2) Determinar el valor del pH de la disolución:

50 ml. HCl 0,10 M. con 50 ml. NH_3 0,10 M.

Siendo $K = 1,85 \cdot 10^{-5}$ para $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

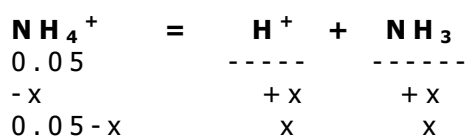
$$\text{Moles: } 50 \text{ ml } (0,10 \text{ mol}) / (1000 \text{ ml}) = 0,005 \text{ mol H}^+$$

$$50 \text{ ml } (0,10 \text{ mol}) / (1000 \text{ ml}) = 0,005 \text{ mol NH}_3$$



$$[\text{NH}_4] = (5 \cdot 10^{-3} \text{ mols}) / (100 \text{ ml}) = 0,05 \text{ M.}$$

a) $K_w = K_a \cdot K_b$



$$K_a = K_w / K_b; K_a = (1 \cdot 10^{-14}) / (1.85 \cdot 10^{-5}) = 5.76 \cdot 10^{-10}$$

$$5.76 \cdot 10^{-10} = x^2 / (0.05-x); x = 5.36 \cdot 10^{-6}; \text{pH} = 5.27$$

b) $|\text{OH}^-| = K_w / |\text{H}^+| = 1 \cdot 10^{-14} / x$

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \text{ con una } K = 1.85 \cdot 10^{-5}$$

$$K = \{(0.05-x)(1 \cdot 10^{-14} / x)\} / x = 1.85 \cdot 10^{-5}$$

$$x = 5.36 \cdot 10^{-6}; \text{pH} = -\log 5.36 \cdot 10^{-6} \Rightarrow \text{pH} = 5.27$$

C-3) Calcular el pH de la siguiente disolución:

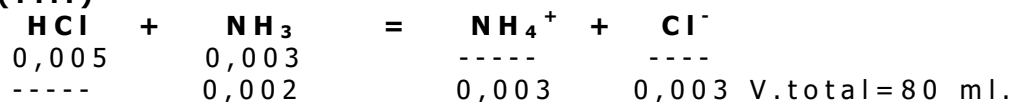
50 ml de HCl con 30 ml de NH_3 ambas 0,10 M.

Conociendo $K = 1.85 \cdot 10^{-5}$ para $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

$$0.05 \text{ l.} (0.10 \text{ mol}) / (1 \text{ l.}) = 0.005 \text{ mol de } \text{H}^+$$

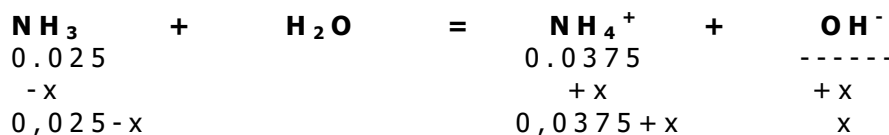
$$0.03 \text{ l.} (0.10 \text{ mol}) / (1 \text{ l.}) = 0.003 \text{ mol de } \text{NH}_3$$

(r.l.)



$$|\text{NH}_4^+| = (0.003) / (80 \text{ ml}) = 0.0375 \text{ M.}$$

$$|\text{NH}_3| = (0.0029) / (80 \cdot 10^{-3}) = 0.025 \text{ M.}$$



$$1.85 \cdot 10^{-5} = \{(0.0375+x)x\} / (0.025-x); x = |\text{OH}^-| = 2.13 \cdot 10^{-5}$$

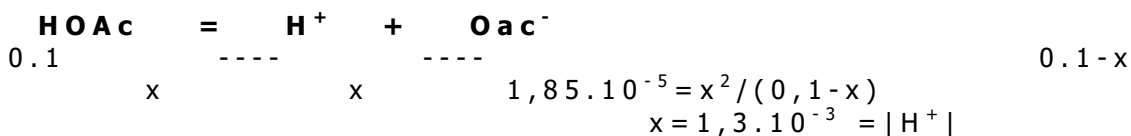
$$\text{pH} = 14 - 4.76 \Rightarrow \text{pH} = 9.33$$

También: $x = |\text{OH}^-| = 2.13 \cdot 10^{-5}; |\text{H}^+| = K_w / 2.13 \cdot 10^{-5} = 4.69 \cdot 10^{-10}$

$$\text{pH} = -\log 4.69 \cdot 10^{-10} \Rightarrow \text{pH} = 9.33$$

D- Acido Débil con Base Débil

D-1) Calcular el pH de la disolución formada por:
30 ml HOAc 0.1 M. con 10 ml NH₃ 0.1 M.



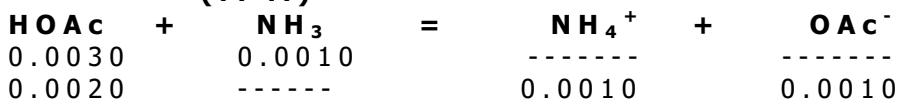
Al poner NH₃:

0.030 l (0.1 mol)/ l. = 0.0030 mol de HOAc

0.010 l (0,1 mol)/ l. = 0.0010 mol de NH₃

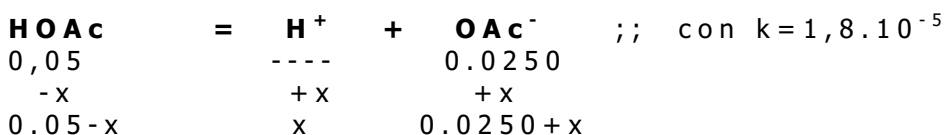
Volumen total 0.030 l.

(r. l.)



$|\text{HOAc}| = 0.0020 / 0.040 = 0.050 \text{ M.}$

$|\text{OAc}^-| = 0.0010 / 0.040 = 0.025 \text{ M.}$

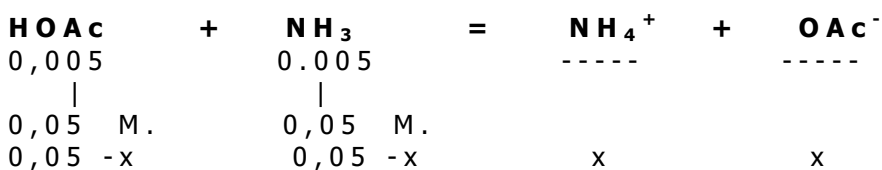


$$1,8 \cdot 10^{-5} = \{x(0,025+x)\} / (0,05-x); x = |\text{H}^+| = 35,92 \cdot 10^{-6}$$

pH = 4,44

D-2) Calcular el pH de:

50 ml. HOAc 0.1M. con 50 ml. NH₃ 0.1M.; K_c = 3,2 · 10⁻⁴



$$K = x^2 / \{(0,05-x)(0,05-x)\};; 3,2 \cdot 10^{-4} = x^2 / \{(0,05-x)(0,05-x)\}$$

$$x = 0,049$$

$|\text{NH}_3| = 0.05 - 0,049; |\text{HOAc}| = 0,05 - 0,049,$

$|\text{NH}_4^+| = |\text{OAc}^-| = 0,049$

$$K_{\text{dis}} = 1,8 \cdot 10^{-5} = \{|\text{H}^+|(0,049)\} / 0,0001,; |\text{H}^+| = 1 \cdot 10^{-7}$$

pH = 7

Modo de obtener la K_H



$$K_H = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OAc}^-]}{[\text{NH}_3][\text{HOAc}]} \cdot \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}$$

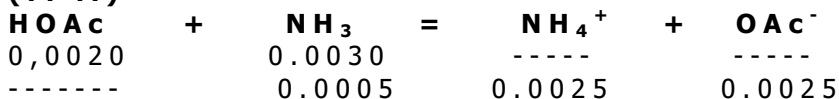
$$K_a = \frac{[\text{OAc}^-][\text{H}^+]}{[\text{HOAc}]} ; K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} ; K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_H = (1,85 \cdot 10^{-5}) \cdot (1,8 \cdot 10^{-5}) \cdot (1 / 1 \cdot 10^{-14}) = 3,2 \cdot 10^{-4}$$

D-3) Calcular el pH de la disolución siguiente:

20 ml. de HOAc 0,1M con 30 ml. de NH_3 0,1M. La K_b para la reacción: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ es $1,81 \cdot 10^{-5}$

(r. l.)



Volumen total 20+30=50 ml.

$$[\text{NH}_4^+] = 0,0020 / 0,050 = 0,0400 \text{ M.}$$

$$[\text{NH}_3] = 0,0010 / 0,050 = 0,0200 \text{ M.}$$

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,81 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \cdot 1,81 \cdot 10^{-5} = \frac{0.002}{0.004} \cdot 1,81 \cdot 10^{-5} = 9.05 \cdot 10^{-6}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{9,05 \cdot 10^{-6}} = 11 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{pH} = -\log 11 \cdot 10^{-9} \Rightarrow \text{pH} = 8,95$$