

23) Indicar ecuación de disociación o reacción y calcular el pH de la solución al mezclar:

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

b) 2L de HCl 0,03 M ( $\alpha=1$ ) y 1 L Na OH 0,03 M ( $\alpha=1$ ).

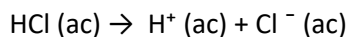
c) 2L de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,03 M ( $\alpha=1$ ) y 1 L K OH 0,03 M ( $\alpha=1$ ).

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

e) 2L de NH<sub>3</sub> 0,03 M ( $K_i=1.8 \times 10^{-5}$ ) y 1 L de agua. Rta: a) 1,7 b)2 c) 1,52 d)3,22 e)10,78

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

Es una dilución, con disociación total por ser  $\alpha=1$ , por lo que la ecuación es:



$[\text{HCl}]_i = 0,03\text{M}$  ,  $V_i = 2\text{L}$  , al agregar 1 L de agua  $\rightarrow V_f = 3\text{L}$

Siendo que sólo se agregó agua  $\rightarrow V_i \times M_i = V_f \times M_f$

$$\rightarrow M_f = (2\text{L} \times 0,03\text{M})/3\text{L}$$

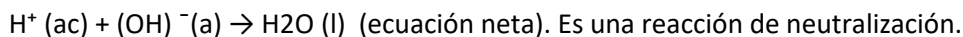
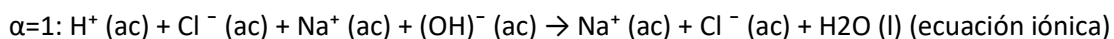
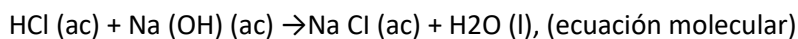
$$M_f = 0,02\text{M} = 0,02 \text{ moles HCl/litro}$$

Como el HCl se disocia totalmente,

$$\rightarrow [\text{H}^+] = 0,02 \text{ moles /L}$$

Siendo  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,02 = 1,698 \approx \underline{1,7}$

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



Cálculo nº de moles HCl =  $V \times M = 2\text{L} \times 0,03 \text{ M} = 0,06 \text{ moles HCl}$

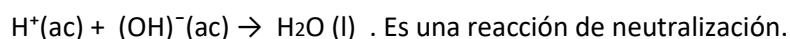
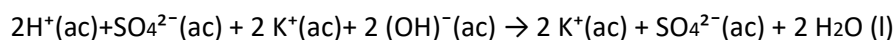
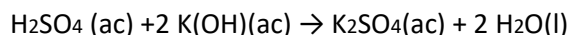
nº de moles Na (OH) =  $V \times M = 1\text{L} \times 0,03 \text{ M} = 0,03 \text{ moles NaOH}$

Por estequiometria: 1 mol de ácido (HCl) reacciona con 1 mol de base (Na (OH)), esto indica que 0,03 moles NaOH reacciona con 0,03 moles HCl, quedando sin reaccionar 0,03 moles de HCl (reactivo en exceso), los cuales están en un volumen final de 3 litros.

Siendo:  $\text{HCl (ac)} \rightarrow \text{H}^+ \text{ (ac)} + \text{Cl}^- \text{ (ac)} (\alpha=1)$ ,  $[\text{H}^+] = 0,03 \text{ moles} / 3 \text{ litros} = \underline{0,01 \text{ moles/litro}}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,01 = \underline{2}$$

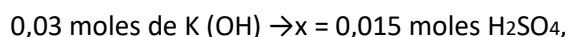
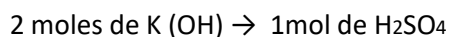
c) 2L de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,03 M (α=1) y 1 L K OH 0,03 M (α=1).



Cálculo nº de moles H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = V x M = 2L x 0,03 M = 0,06 moles H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

nº de moles K (OH) = V x M = 1L x 0,03 M = 0,03 moles KOH

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción y los datos, siendo el KOH el reactivo limitante:



quedan en exceso sin neutralizar (0,06-0,015)= 0,045 moles H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>,

en un volumen final de 3L → [H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>] = (0,045/3) moles/l = 0,015 moles/l H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Teniendo en cuenta la disociación del 1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ac) → 2 moles H<sup>+</sup>(ac) + 1 mol SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>(ac)

0,015 moles H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>/l → (2 moles H<sup>+</sup>/ (mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)) x 0,015 moles H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>/l = 0,030 moles/l H<sup>+</sup>

$$\text{pH} = - \log (0,030) = \underline{\underline{1,52}}$$

---

Utilizando concentraciones expresadas en equiv./litro :

2L de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,03 M (α=1) y 1 L KOH 0,03 M (α=1).

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,03 M → 0,06 N ----- nº equiv = V H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> x N H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 2 L x 0,06 N = 0,12 equiv. ácido

K OH 0,03 M → 0,03 N ----- nº equiv = V KOH x N KOH = 1 L x 0,03 N = 0,03 equiv. base

Hay un exceso de equiv. ácido : 0,12-0,03 = 0,09 equiv. ácido en un V<sub>T</sub> = 3L , [H<sup>+</sup>] = 0,09/3 = 0,03 moles/L

Siendo que 1 equiv. de ácido ≈ 1 mol H<sup>+</sup> , pH = - log [H<sup>+</sup>] = 1,52

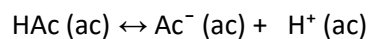
d) 2L de ácido acético 0,03 M ( $K_i=1.8 \times 10^{-5}$ ) y 1 L de agua.

Ácido acético:  $\text{CH}_3\text{-COOH}$ , se simboliza como: HAc, es un ácido débil, hay un equilibrio dinámico entre los reactivos y productos; por lo que en el equilibrio no cambian las concentraciones de ninguna de las sustancias intervinientes en la reacción.

Como datos tenemos  $V_i = 2 \text{ L}$ ,  $[\text{HAc}]_i = 0,03 \text{ M}$ ,  $\alpha \neq 1 \rightarrow K_i(\text{constante de ionización}) = 1.8 \times 10^{-5}$

$$V_f = 3 \text{ L} \rightarrow V_i \times M_i = V_f \times M_f \rightarrow M_f = (2 \text{ L} \times 0,03 \text{ M}) / 3 \text{ L} = \underline{0,02 \text{ M de HAc} = c}$$

La ecuación de disociación es:  $\text{CH}_3\text{-COOH (ac)} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{-COO}^- \text{ (ac)} + \text{H}^+ \text{ (ac)}$



inicialmente hay :	1	0	0
se disocian de HAc, $\alpha$ y se generan $\alpha$ de cada producto:	$-\alpha$	$\alpha$	$\alpha$
quedando en el equilibrio:	$1 - \alpha$	$\alpha$	$\alpha$
Teniendo en cuenta $c = M_f$ :	$c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

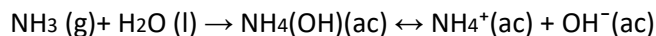
$$\rightarrow K_i = K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}^+]}{[\text{HAc}]} = \frac{(c\alpha \times c\alpha)}{c(1 - \alpha)} = \frac{(c \times \alpha^2)}{(1 - \alpha)} = \underline{1.8 \times 10^{-5}}$$

$$\rightarrow \alpha = \sqrt{(1.8 \times 10^{-5} / 0,02)} = 0,03 \rightarrow [\text{H}^+] = c\alpha = 0,02 \times 0,03 = 0,0006 \text{ moles/l}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = \underline{\underline{3,22}}$$

e) 2L de NH<sub>3</sub> 0,03 M (K<sub>i</sub>=1.8x10<sup>-5</sup>) y 1 L de agua.

$\alpha \neq 1$ , siendo que el NH<sub>3</sub> es un gas, la ecuación de disociación se obtiene :



Como datos tenemos V<sub>i</sub> = 2 L, [NH<sub>4</sub>(OH)]<sub>i</sub> = 0,03 M,  $\alpha \neq 1 \rightarrow K_i$ (constante de ionización) = 1.8x10<sup>-5</sup>

$$V_f = 3 \text{ L} \rightarrow V_i \times M_i = V_f \times M_f \rightarrow M_f = (2\text{L} \times 0,03\text{M})/3\text{L} = \underline{0,02 \text{ M de NH}_4(\text{OH}) = c}$$

La ecuación de disociación es: NH<sub>4</sub>(OH) (ac)  $\leftrightarrow$  NH<sub>4</sub><sup>+</sup>(ac) + OH<sup>-</sup>(ac)

Inicialmente hay :                    1            0            0

se disocian de NH<sub>4</sub>(OH)  $\alpha$

y se generan  $\alpha$  de cada producto:       - $\alpha$              $\alpha$              $\alpha$

quedando en el equilibrio:       1-  $\alpha$              $\alpha$              $\alpha$

Teniendo en cuenta c=M<sub>f</sub>:       c (1-  $\alpha$ )             $c\alpha$              $c\alpha$

$$\rightarrow K_i = K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4(\text{OH})]} = \frac{(c\alpha \times c\alpha)}{c(1-\alpha)} = \underline{\frac{c \times \alpha^2}{(1-\alpha)} = 1.8 \times 10^{-5}}$$

$$\rightarrow \alpha = \sqrt{(1.8 \times 10^{-5}/0,02)} = 0,03 \rightarrow [\text{OH}^-] = c\alpha = 0,02 \times 0,03 = 0,0006 \text{ moles/l}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 3,22 \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = \underline{\underline{10,78}}$$