

	<b>ACTIVIDAD 2, TEMA 6</b> <b>EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE</b>	<b>Fecha</b>
<b>Alumnos</b>		

1. Calcular el pH de las siguientes mezclas:

a) volúmenes iguales de KOH 0.01 M y Ba(OH)<sub>2</sub> 2 x 10<sup>-3</sup> M. **Mezcla de 2 Bases Fuertes**

$$[\text{OH}]_t = [\text{OH}]_{\text{KOH}} + [\text{OH}]_{\text{Ba(OH)}_2} \text{ Se recalculan las concentraciones.}$$

$$[\text{KOH}] = 0,01 \cdot V_i = C_f \cdot 2V_i \rightarrow C_f = 0,01/2 = 0,005 \text{ M}$$

$$[\text{Ba(OH)}_2] = 2 \cdot 10^{-3} \cdot V = C_f \cdot 2V \rightarrow C_f = 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{OH}]_t = C + 2C' = 0,005 + 2(1 \cdot 10^{-3}) = 7 \cdot 10^{-3} \text{ M} \rightarrow \text{pOH} = 2,15 \rightarrow \text{pH} = 11,85$$

b) 50 mL de ácido propanoico 10<sup>-3</sup> M y 20 mL de ácido fórmico 1.5 10<sup>-3</sup> M. Ka Hprop= 1.3 x 10<sup>-5</sup>; Ka HForm= 1.76 x 10<sup>-4</sup>. **Mezcla de dos ácidos débiles. Se recalculan las concentraciones: [HProp]= 7,1. 10<sup>-4</sup> M y [HForm]=4,29.10<sup>-9</sup> M**

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{K_a[\text{Hprop}] + K_a[\text{HForm}]}) = 3,5$$

c) 15 mL de HNO<sub>3</sub> 0,75 M y 40 mL de HF 0,35 M. K<sub>a</sub> HF = 1.4 x 10<sup>-4</sup>. **Mezcla de ácido fuerte y ácido débil. Recalculamos concentraciones. pH=0,7**

2. Calcula el pH de las siguientes disoluciones del ácido diprótico H<sub>2</sub>A (K<sub>a1</sub>= 1·10<sup>-4</sup> y k<sub>a2</sub>= 1·10<sup>-8</sup>):

a) 0.1 M H<sub>2</sub>A; b) 0.1 M HA<sup>-</sup>; c) 0.1 M A<sup>2-</sup>

3. Calcula el pH de una disolución formada por 100 ml de ácido acético 0.1 M y 100 ml de acetato de sodio 0.1 M. K<sub>a</sub> (ác. acético) = 1,8 · 10<sup>-5</sup> **Disolución reguladora. Misma concentración de ácido que de base, por lo que pH=pKa= 4,75 Máxima capacidad reguladora.**

4. ¿Cuántos gramos de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (105,99 g/mol) se deben añadir a 5,00 g de NaHCO<sub>3</sub> (84,01 g/mol) para producir 100 mL de tampón de pH 10,00? pK<sub>1</sub>= 6,35 y pK<sub>2</sub>= 10,33.

**Disolución reguladora HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>/CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (pKa2=10,33)**

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$[\text{HCO}_3^-]: \text{moles} = 5\text{g}/84,01\text{g/mol} = 5,9 \cdot 10^{-2}; [\text{HCO}_3^-] = 5,9 \cdot 10^{-2} / 0,1 = 0,59\text{M}$$

**[CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>] no lo conocemos, pero lo podemos hallar:**

$$10 = 10,33 + \log[\text{CO}_3^{2-}]/0,59; \text{despejamos: } [\text{CO}_3^{2-}] = 0,28 \text{ M}$$

$$0,28M = \text{moles} / V L = \text{moles} / 0,1 \rightarrow \text{moles} = 0,028 = \text{mgr} / P_m = \text{mgr} / 105,99 \rightarrow$$

$$m = 2,93 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3$$

5. Considera la valoración de 50 mL de ácido acético 0.02 M (pka= 4,75) con NaOH 0.1 M. Calcula el volumen necesario de base para llegar al punto de equivalencia y los valores de pH correspondientes a las siguientes adiciones: 0, 3, 10 y 10.1 mL.

Primero hallamos el volumen necesario de base para llegar al PE:

$$\text{Moles de NaOH} = \text{moles de AcH}$$

$$0,1 \cdot V = 50 \cdot 0,02 \rightarrow V = 10 \text{ mL}$$

- a)  $V=0$  Solo hay disol. de AcH. Calculamos el pH de un ácido débil normal.

$$\text{pH} = 3,2$$

- b)  $V=3$  mL. Se añade NaOH pero no se ha llegado al PE.  $V_t = 53$  mL.

Tenemos en el medio AcH sin reaccionar y  $\text{Ac}^-$  formado. Disolución tampón o reguladora.



$$1 \text{ mmol} \quad 0,3 \text{ mmol}$$

$$0,7 \text{ mmol} \quad \text{----} \quad 0,3 \text{ mmol}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log [\text{Ac}^-] / [\text{AcH}] = 4,75 + \log (0,3/53) / (0,7/53) = 4,38$$

IMPORTANTE: no se pueden sumar o restar concentraciones nunca. Hay que trabajar en moles o mmoles y luego pasar a concentraciones.

- c)  $V=10$  mL PE. Todo el AcH se ha transformado en AcNa. Calculamos la concentración de acetato  $[\text{Ac}^-] = 0,02$ .  $50/50+10 = 0,016$  M



$$I \quad 0,016$$

$$Eq \quad 0,016 - x \quad \quad \quad x \quad \quad x$$

$$K_b = 10^{-14} / 1,75 \cdot 10^{-5} = x^2 / 0,016 - x; x = 3,02 \cdot 10^{-6} \text{ M} = [\text{OH}^-]; \text{pOH} = 5,5; \text{pH} = 8,5$$

- d)  $V=10,1$ . Después del punto de equivalencia. No queda nada de AcH y hay exceso de NaOH.  $V_t = 60,1$  mL.

$$[\text{OH}^-]_t = [\text{OH}^-]_{\text{exceso}} - [\text{OH}^-]_{\text{reaccionado}}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ ml} \times 0,1 \text{ M} / 60,1 \text{ mL} = 1,66 \cdot 10^{-4}; \text{pOH} = 3,78; \text{pH} = 10,22$$

