

REACCION DE ACIDO NO NIVELADO (ESTA DEBIL) CON BASE NIVELADA (FUERTE):



Tabla de variación de especies (libro 221)

$f = 0$ débil $\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pKa} - \frac{1}{2} \log \text{Co}$

$0 < f < 1$ par conjugado $(\text{A}) = f\text{Co}$ y $(\text{HA}) = \text{Co} (1-f)$

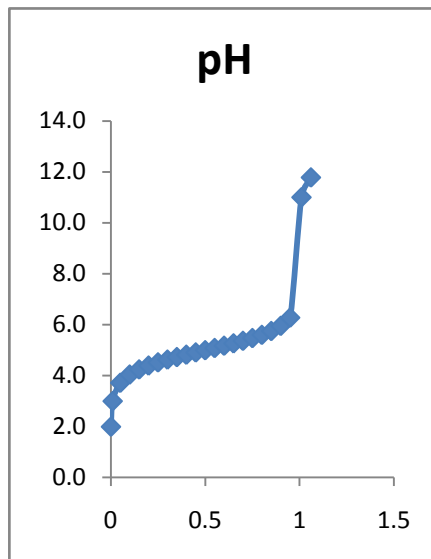
Ec. Charlot \rightarrow Ec. Hendersson-Hasselbach

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \left[\frac{F_{\text{NaA}}}{F_{\text{HA}}} \right] = \text{pKa} + \log \left(\frac{f}{1-f} \right)$$

$f = 0.1$ $\text{pH} = \text{pKa} - 1$

$f = 0.5$ $\text{pH} = \text{pKa}$

$f = 0.9$ $\text{pH} = \text{pKa} + 1$



Interludio: Se demuestra que la presencia del par conjugado amortigua el pH:

Se tiene entonces un amortiguador ácido-base: Ver documento "Capacidad Amortiguadora de Van Slyke: $(df/d\text{pH}) = \beta$:

$$\beta = (2.3[\text{H}]\text{KaCo})/([\text{H}]+\text{Ka})^2$$

$$\beta_{\text{max}} = 0.57\text{Co}$$

Se observa que la capacidad amortiguadora se presenta en el interval correspondiente a:

$$\text{pH}_{\text{amortiguado}} = \text{pKa} \pm 1$$

A la equivalencia: (A) = Co y (HA) = ε, base débil, $\log (K_b/Co) \leq -2$, $pK_a = 5$, $pK_b = 14-5=9$

$$\text{Log } (K_b/Co) = -8$$

Charlot → Ecuación reducida de la base débil:

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log Co$$

Después del punto de equivalencia $f > 1$:

EL NaOH en exceso impone el pH : $\text{pH} = 14 + \log [Co(f-1)]$

