A photograph of a classical building facade featuring a central stone owl sculpture. The owl is perched on a decorative base and is surrounded by intricate architectural details, including scrolls and a rope-like frieze above. The text "Ecuación de Charlot (aproximaciones al cálculo)" is overlaid in red on a black rectangular background.

Ecuación de Charlot (aproximaciones al cálculo)

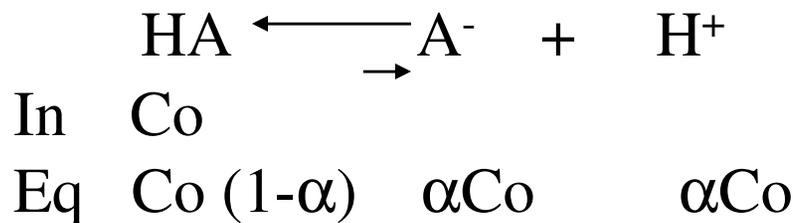
5 6:20AM

Ecuación de Charlot:

$$[H^+] = K_a \left[\frac{C_{HA} - [H^+] + [OH^-]}{C_{NaA} + [H^+] - [OH^-]} \right]$$

Aproximar la ecuación para ácidos de diferente fuerza relativa:

a) Caso ACIDOS QUE ESTAN DEBILMENTE DISOCIADOS:



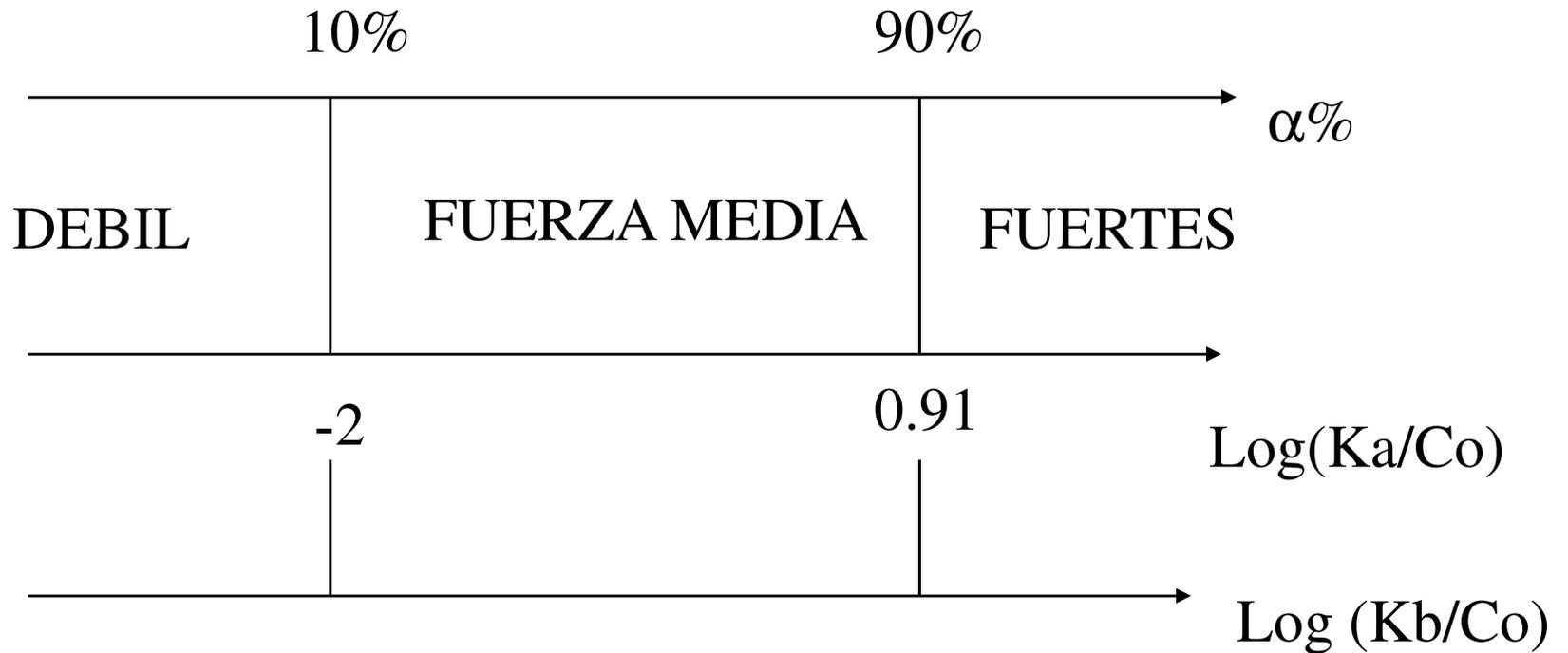
$\alpha \rightarrow 0$ Menos del 10% disociado se considera débil.

$$K_a = \alpha^2 \text{Co} / (1-\alpha); \quad (K_a/\text{Co}) = \alpha^2 / (1-\alpha); \quad \text{Si } \alpha = 0.1$$

¿log(Ka/Co)?

Para $\alpha = 0.1$ $\log (K_a/C_o) = -2$ DEBIL

Para $\alpha=0.9$ $\log (K_a/C_o)= 0.91$ FUERTE



¿pH para una disolución de ácido solo no nivelado débil?

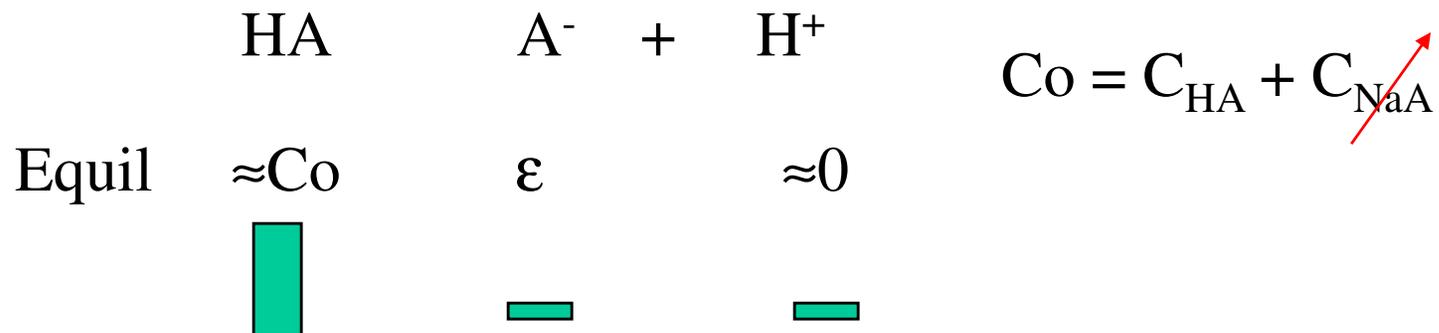
Para $\alpha \leq 0.1$ $\log (K_a/C_0) \leq -2$ DEBIL

$$[H^+] = K_a \left[\frac{C_{HA} - [H^+] + [OH^-]}{C_{NaA} + [H^+] - [OH^-]} \right]$$

a) $C_{NaA} = 0$

b) Aproximación del medio ácido: $(OH^-) \ll (H^+)$

c) Aproximación del ácido poco disociado:



Entonces la ecuación de Charlot queda simplificada de la siguiente manera:

$$[H^+] = Ka \left[\frac{Co}{[H^+]} \right]$$

$$[H^+]^2 = KaCo$$

$$2 \log [H^+] = \log Ka + \log Co$$

$$2 pH = pKa - \log Co$$

$$pH = \frac{1}{2} pKa - \frac{1}{2} \log Co$$

Es decir se simplifica a una ecuación de primer grado.

$$\log (Ka/Co) \leq -2$$

Para los ácidos de fuerza media:

$$-2 \leq \text{Log} (K_a/C_0) \leq 0.91$$

$$C_{\text{NaA}} = 0$$

b) Aproximación del medio ácido: $(\text{OH}^-) \ll (\text{H}^+)$

~~c) Aproximación del ácido poco disociado:~~

$$[\text{H}^+] = K_a \left[\frac{C_{\text{HA}} - [\text{H}^+] + [\text{OH}^-]}{C_{\text{NaA}} + [\text{H}^+] - [\text{OH}^-]} \right]$$

$$(\text{H}^+)^2 = K_a(C_0 - (\text{H}^+))$$

$$(\text{H}^+)^2 + K_a(\text{H}^+) - K_a C_0 = 0$$

Para los ácidos fuertes:

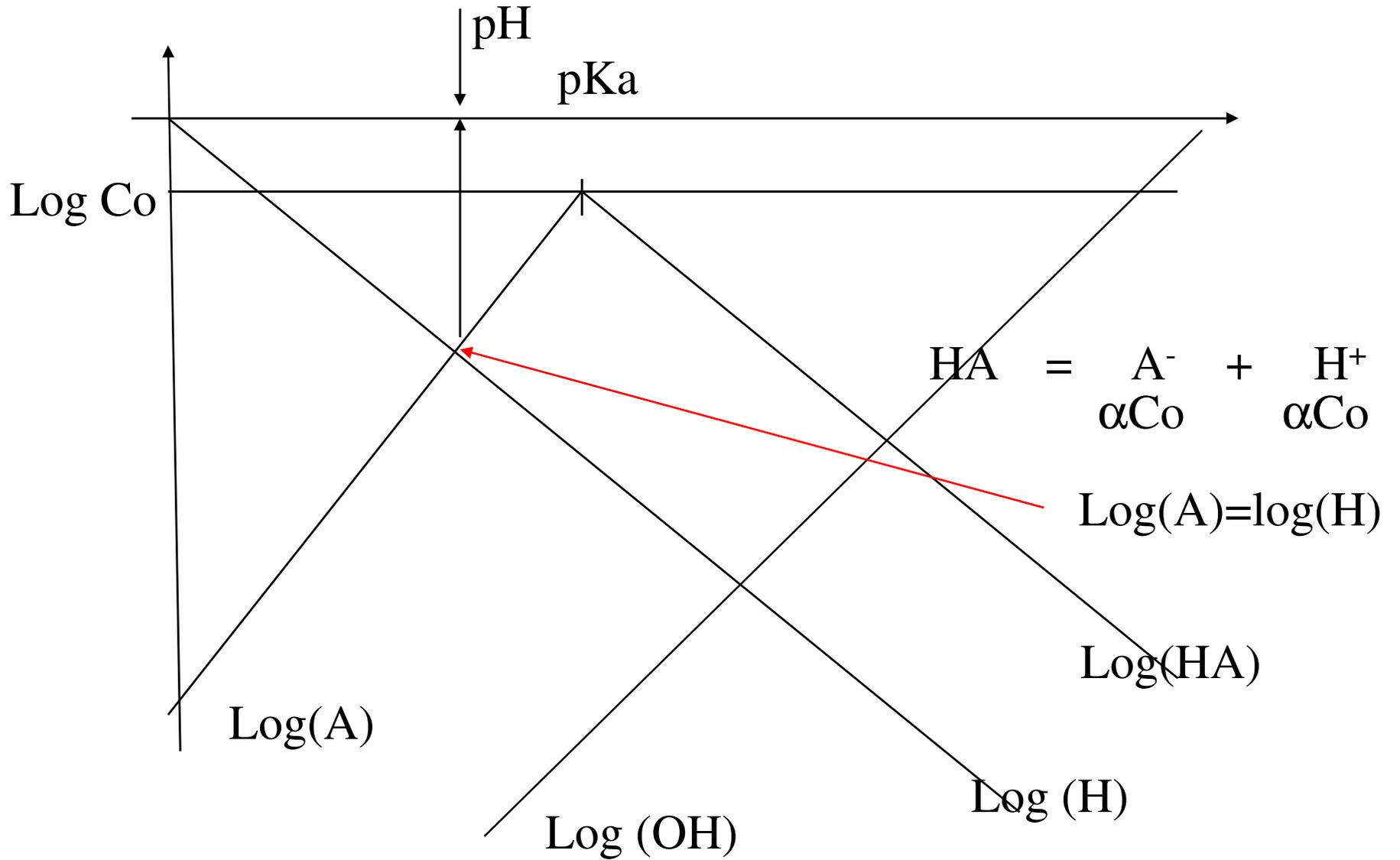
$$\text{Log} (K_a/C_o) \geq 0.91 \quad \alpha \rightarrow 1$$

$$(\text{H}^+) = \alpha C_o \approx C_o$$

$$\text{pH} \approx -\log C_o \quad (\text{como si fuera nivelado})$$

Calculo

Graficamente: para cualquier $\log (K_a/C_o)$

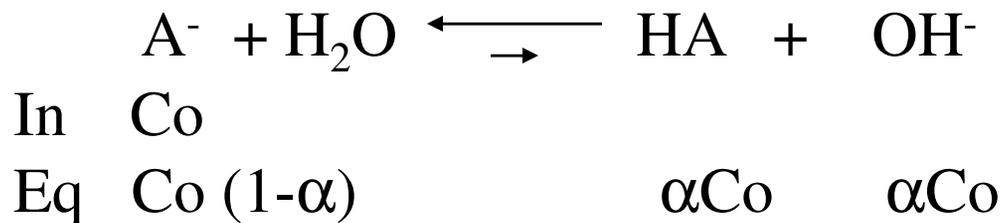


Ecuación de Charlot:

$$[H^+] = K_a \left[\frac{C_{HA} - [H^+] + [OH^-]}{C_{NaA} + [H^+] - [OH^-]} \right]$$

Aproximar la ecuación para bases de diferente fuerza relativa:

a) Caso BASES QUE ESTAN DEBILMENTE HIDROLIZADAS



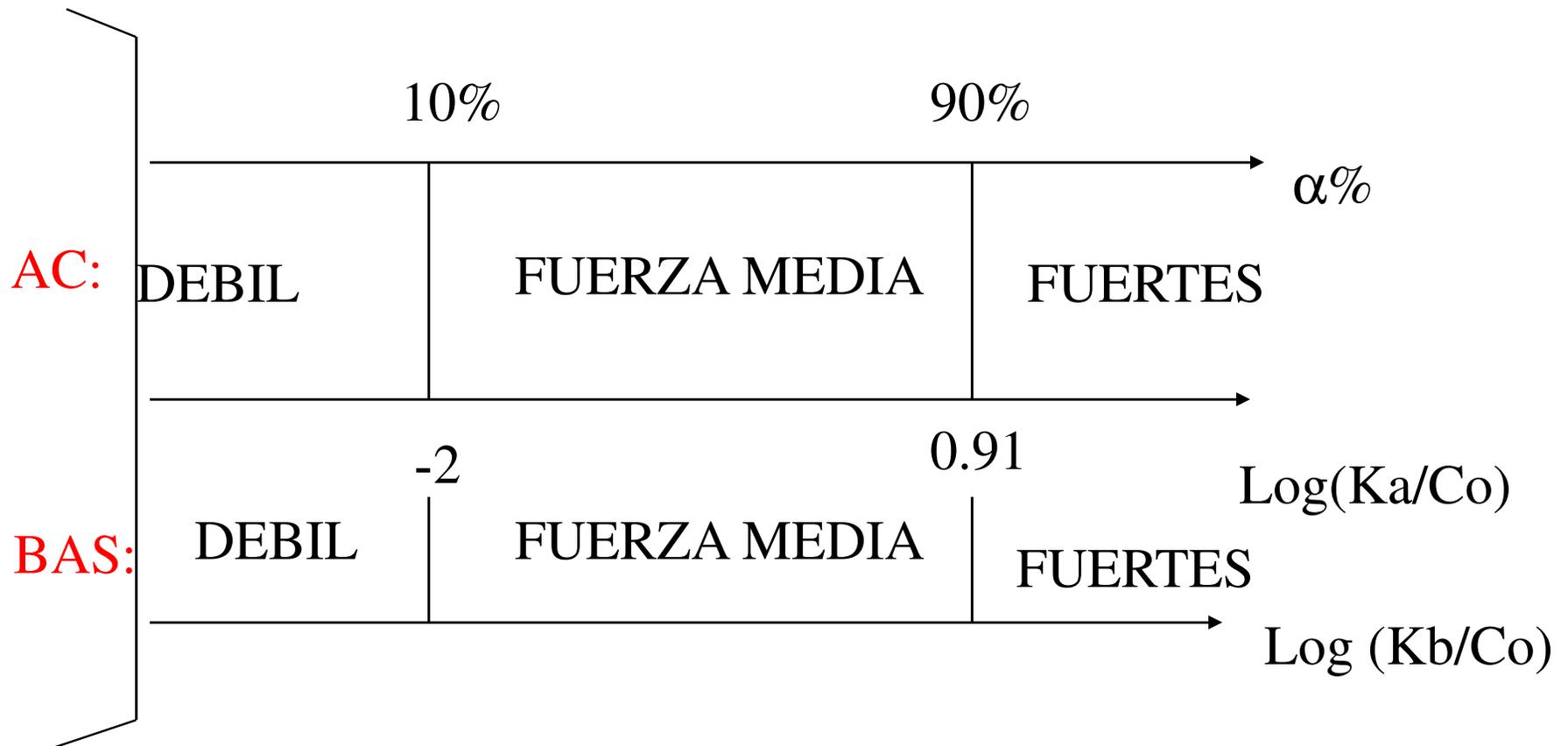
$\alpha \rightarrow 0$ Menos del 10% hidrolizado se considera débil.

$$K_b = \alpha^2 C_o / (1-\alpha); \quad (K_b/C_o) = \alpha^2 / (1-\alpha); \quad \text{Si } \alpha = 0.1$$

¿log(Kb/Co)?

Para $\alpha = 0.1$ $\log (Kb/Co) = -2$ DEBIL

Para $\alpha=0.9$ $\log (Kb/Co)= 0.91$ FUERTE



¿pH para una disolución de base sola no nivelada débil?

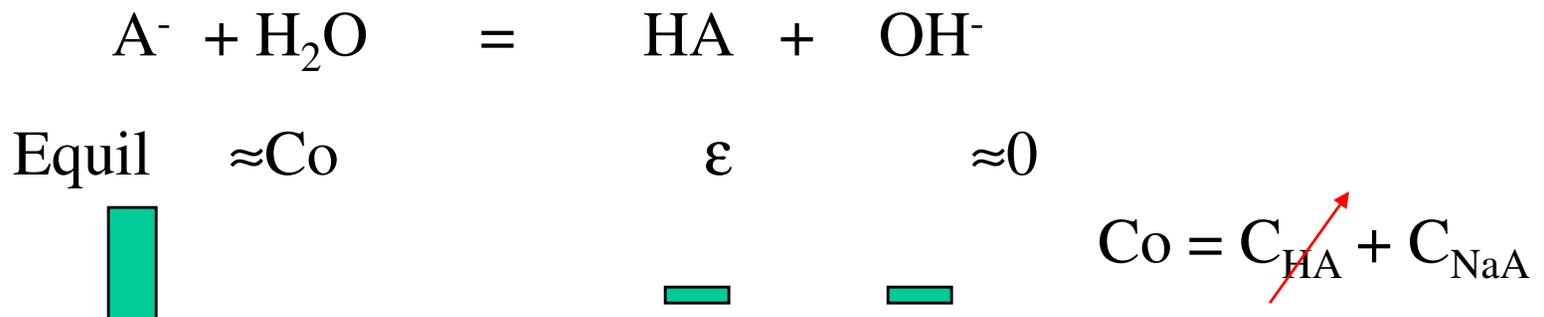
Para $\alpha \leq 0.1$ $\log (K_a/C_0) \leq -2$ DEBIL

$$[H^+] = K_a \left[\frac{C_{HA} - [H^+] + [OH^-]}{C_{NaA} + [H^+] - [OH^-]} \right]$$

a) $C_{HA} = 0$

b) Aproximación del medio básico: $(OH^-) \gg (H^+)$

c) Aproximación de la base poco hidrolizada:



Entonces la ecuación de Charlot queda simplificada de la siguiente manera:

$$(\text{H}^+) = K_a \frac{(\text{OH}^-)}{C_o} = \frac{K_a K_w}{C_o (\text{H}^+)}$$

$$(\text{H}^+)^2 = K_a K_w / C_o$$

$$\text{pH} = 7 + (1/2)\text{p}K_a + (1/2)\log C_o$$

$$\text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{p}K_w = 14$$

Es decir se simplifica a una ecuación de primer grado.

$$\log (K_a / C_o) \leq -2$$

Para las bases de fuerza media:

$$-2 \leq \text{Log} (K_b/C_0) \leq 0.91$$

$$C_{HA} = 0$$

b) Aproximación del medio básico: $(OH^-) \gg (H^+)$

~~c) Aproximación de la base poco hidrolizada:~~

$$[H^+] = K_a \left[\frac{C_{HA} - [H^+] + [OH^-]}{C_{NaA} + [H^+] - [OH^-]} \right] = \frac{K_a(OH^-)}{C_0 - (OH^-)}$$

$$(H^+)^2 C_0 - K_w(H^+) - K_a K_w = 0$$

Para las bases fuertes:

$$\text{Log (Kb/Co)} \geq 0.91 \quad \alpha \rightarrow 1$$

$$(\text{OH}^-) = \alpha \text{Co} \approx \text{Co}$$

$$K_w = (\text{H})(\text{Co})$$

$$\text{pH} \approx 14 + \log \text{Co} \quad (\text{como si fuera nivelada})$$

Calculo

Graficamente: para cualquier $\log (K_b/C_o)$

