

10.2 Calcular el pH de a) HBr $1,0 \times 10^{-3}$ M, b) KOH $1,0 \times 10^{-2}$ M.

Respuesta/ a) 3,00
b) 12,00

a)

$$[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,0 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 3,00$$

b)

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,01 \times 10^{-14}$$

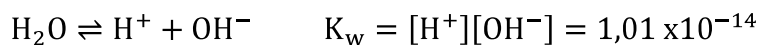
$$[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,0 \times 10^{-12})$$

$$\text{pH} = 12,00$$

10.3 Calcular el pH de HClO_4 $5,0 \times 10^{-8}$ M. ¿Qué fracción del total de H^+ en esta disolución procede de la disociación del agua?

Respuesta/ pH = 6,89 y la fracción de H^+ que procede de la disociación del agua es 0,61



	H_2O	\rightleftharpoons	H^+	+	OH^-
$\text{Cn}_{\text{inicial}}$	---		$5,0 \times 10^{-8}$		0
Cn_{final}	---		$5,0 \times 10^{-8} + x$		x

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = (5,0 \times 10^{-8} + x)(x) = 1,01 \times 10^{-14}$$

$$x = 7,9 \times 10^{-8} \text{ mol/L} = [\text{H}^+]_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{total}} = 5,0 \times 10^{-8} \text{ mol/L} + 7,9 \times 10^{-8} \text{ mol/L} = 1,3 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

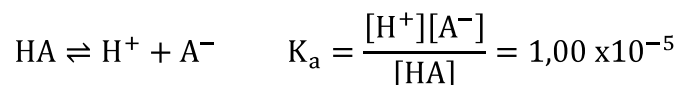
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,3 \times 10^{-7})$$

$$\text{pH} = 6,89$$

$$\frac{[\text{H}^+]_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{H}^+]_{\text{total}}} = \frac{7,9 \times 10^{-8} \text{ mol/L}}{1,3 \times 10^{-7} \text{ mol/L}} = 0,61$$

10.6 Hallar el pH y la fracción de disociación (α) de una disolución 0,100 M de un ácido débil HA con $K_a = 1,00 \times 10^{-5}$.

Respuesta/ pH = 3,002 y $\alpha = 9,95 \times 10^{-3}$ (0,995 %)



	HA	\rightleftharpoons	H ⁺	+	A ⁻
Cn _{inicial}	0,100		0		0
Cn _{final}	0,100 - x		x		x

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(x)(x)}{0,100 - x} = 1,00 \times 10^{-5}$$

$$x = 9,95 \times 10^{-4} \text{ mol/L} = [H^+]$$

$$\text{pH} = 3,002$$

$$\alpha = \frac{x}{F} = \frac{9,95 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}{0,100 \text{ mol/L}} = 9,95 \times 10^{-3} \Rightarrow 0,995 \%$$

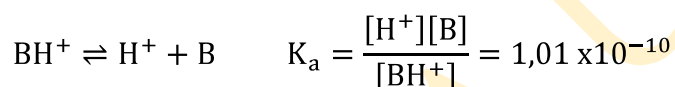
10.7 $\text{BH}^+\text{ClO}_4^-$ es la sal formada por la base B ($K_b = 1,00 \times 10^{-4}$) y el ácido perclórico. Se disocia en los iones BH^+ , que es un ácido débil, y ClO_4^- , que no es ni ácido ni base. Hallar el pH de una disolución de $\text{BH}^+\text{ClO}_4^-$ 0,100 M.

Respuesta/ 5,498

$$K_b = 1,00 \times 10^{-4}$$

$$K_a * K_b = K_w = 1,01 \times 10^{-14}$$

$$K_a = 1,01 \times 10^{-10}$$



	BH^+	\rightleftharpoons	H^+	+	B
$\text{Cn}_{\text{inicial}}$	0,100		0		0
Cn_{final}	$0,100 - x$		x		x

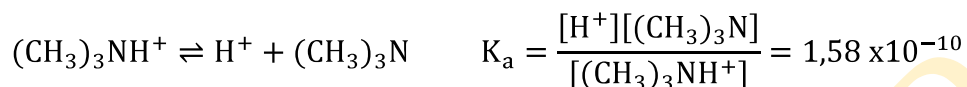
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{B}]}{[\text{BH}^+]} = \frac{(x)(x)}{0,100 - x} = 1,01 \times 10^{-10}$$

$$x = 3,18 \times 10^{-6} \text{ mol/L} = [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = 5,498$$

10.8 Hallar el pH y las concentraciones de trimetilamina, $(\text{CH}_3)_3\text{N}$, y trimetilamonio, $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$, en una disolución de cloruro de trimetilamonio 0,060 M.

Respuesta/ $\text{pH} = 5,51$, $[(\text{CH}_3)_3\text{N}] = 3,1 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ y $[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+] = 0,060 \text{ mol/L}$



	$(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$	\rightleftharpoons	H^+	+	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$
$\text{Cn}_{\text{inicial}}$	0,060		0		0
Cn_{final}	$0,060 - x$		x		x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][(\text{CH}_3)_3\text{N}]}{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]} = \frac{(x)(x)}{0,060 - x} = 1,58 \times 10^{-10}$$

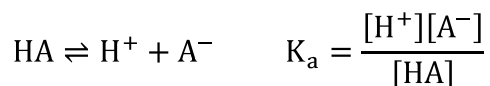
$$x = 3,1 \times 10^{-6} \text{ mol/L} = [\text{H}^+] = [(\text{CH}_3)_3\text{N}]$$

$$\text{pH} = 5,51$$

$$[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+] = F - x = 0,060 \text{ mol/L} - 3,1 \times 10^{-6} \text{ mol/L} = 0,060 \text{ mol/L}$$

10.10 Demostrar que el ácido débil HA estará disociado en 92 % cuando se disuelve en agua si la concentración formal es 1/10 de la K_a ($F = K_a/10$). Demostrar que la fracción de disociación es del 27 % cuando $F = 10K_a$. ¿A qué concentración formal se disociará el ácido en un 99 %?

Respuesta/ $F = 0,0102K_a$



	HA	\rightleftharpoons	H ⁺	+	A ⁻
Cn _{inicial}	F		0		0
Cn _{final}	F - x		x		x

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(x)(x)}{F - x}$$

$$x^2 + K_a x - FK_a = 0$$

para $F = K_a/10$

$$x = \frac{\sqrt{35} - 5}{10} K_a = 0,092K_a$$

$$\alpha = \frac{x}{F} = \frac{0,092K_a}{K_a/10} = 0,92 \Rightarrow 92 \%$$

para $F = 10K_a$

$$x = \frac{\sqrt{41} - 1}{2} K_a = 2,7K_a$$

$$\alpha = \frac{x}{F} = \frac{2,7K_a}{10K_a} = 0,27 \Rightarrow 27 \%$$

para una disociación del 99 %

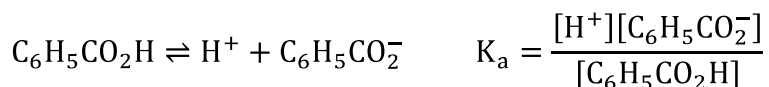
$$x = 0,99F$$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(x)(x)}{F - x} = \frac{(0,99F)(0,99F)}{F - 0,99F}$$

$$F = 0,0102K_a$$

10.11 Una disolución 0,0450 M de ácido benzoico tiene un pH de 2,78. Calcular la pK_a de este ácido.

Respuesta/ 4,17



	$C_6H_5CO_2H$	\rightleftharpoons	H^+	+	$C_6H_5CO_2^-$
$Cn_{inicial}$	0,0450		0		0
Cn_{final}	$0,0450 - x$		x		x

$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_5CO_2^-]}{[C_6H_5CO_2H]} = \frac{(x)(x)}{0,0450 - x}$$

$$pH = 2,78$$

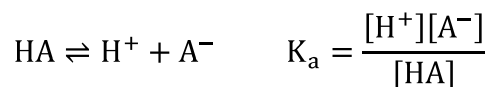
$$[H^+] = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = x$$

$$K_a = \frac{(x)(x)}{0,0450 - x} = \frac{(1,7 \times 10^{-3})^2}{0,0450 - 1,7 \times 10^{-3}} = 6,7 \times 10^{-5}$$

$$pK_a = 4,17$$

10.12 Una disolución de HA 0,0450 M está disociada en un 0,60 %. Calcular la pK_a de este ácido.

Respuesta/ 5,80



	HA	\rightleftharpoons	H^+	+	A^-
$Cn_{inicial}$	0,0450		0		0
Cn_{final}	0,0450 - x		x		x

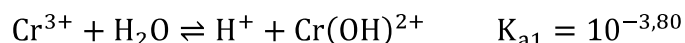
$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(x)(x)}{0,0450 - x}$$

$$0,0450 \text{ mol/L} * \frac{0,60}{100} = 2,7 \times 10^{-4} \text{ mol/L} = x$$

$$K_a = \frac{(x)(x)}{0,0450 - x} = \frac{(2,7 \times 10^{-4})^2}{0,0450 - 2,7 \times 10^{-4}} = 1,6 \times 10^{-6}$$

$$pK_a = 5,80$$

10.15 El catión Cr^{3+} , así como otros muchos metales con carga ≥ 2 , son ácidos en virtud de la reacción de hidrólisis



[Si la reacción prosigue, se forma $\text{Cr}(\text{OH})_2^+$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ y $\text{Cr}(\text{OH})_4^-$]. Considerando sólo la reacción K_{a1} , hallar el pH de una disolución de perclorato de cromo (III) 0,010 M. ¿Qué fracción del cromo se encuentra en forma de $\text{Cr}(\text{OH})^{2+}$?

Respuesta/ pH = 2,92 y la fracción del cromo que se encuentra como $\text{Cr}(\text{OH})^{2+}$ es 0,12



	Cr^{3+}	$+ \text{H}_2\text{O}$	\rightleftharpoons	H^+	$+$	$\text{Cr}(\text{OH})^{2+}$
$\text{Cn}_{\text{inicial}}$	0,010	---		0		0
Cn_{final}	$0,010 - x$	---		x		x

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{Cr}(\text{OH})^{2+}]}{[\text{Cr}^{3+}]} = \frac{(x)(x)}{0,010 - x} = 10^{-3,80}$$

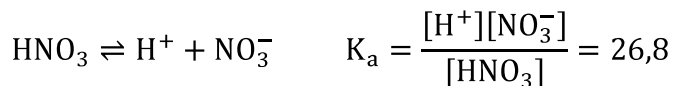
$$x = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = [\text{H}^+] = [\text{Cr}(\text{OH})^{2+}]$$

$$\text{pH} = 2,92$$

$$\frac{[\text{Cr}(\text{OH})^{2+}]}{F} = \frac{1,2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}}{0,010 \text{ mol/L}} = 0,12$$

10.16 A partir de la constante de disociación del HNO_3 a 25°C que figura en el recuadro 10.1, hallar el porcentaje en que se encuentra disociada una disolución de HNO_3 0,100 M y otra 1,00 M.

Respuesta/ 99,6 % y 96,5 %



	HNO_3	\rightleftharpoons	H^+	+	NO_3^-
$C_{n_{\text{inicial}}}$	F		0		0
$C_{n_{\text{final}}}$	F - x		x		x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_3^-]}{[\text{HNO}_3]} = \frac{(x)(x)}{F - x} = 26,8$$

para $F = 0,100 \text{ M}$

$$x = 0,0996 \text{ mol/L}$$

$$\alpha = \frac{x}{F} = \frac{0,0996 \text{ mol/L}}{0,100 \text{ mol/L}} = 0,996 \Rightarrow 99,6 \%$$

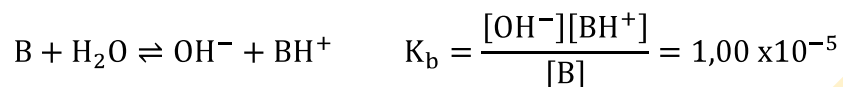
para $F = 1,00 \text{ M}$

$$x = 0,965 \text{ mol/L}$$

$$\alpha = \frac{x}{F} = \frac{0,965 \text{ mol/L}}{1,00 \text{ mol/L}} = 0,965 \Rightarrow 96,5 \%$$

10.18 Hallar el pH y la fracción de asociación (α) de una disolución de base débil B 0,100 M de $K_b = 1,00 \times 10^{-5}$.

Respuesta/ $\text{pH} = 10,994$ y $\alpha = 9,95 \times 10^{-3}$ (0,995 %)



	B	+ H ₂ O	\rightleftharpoons	OH ⁻	+	BH ⁺
Cn _{inicial}	0,100	---		0		0
Cn _{final}	0,100 - x	---		x		x

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{BH}^+]}{[\text{B}]} = \frac{(x)(x)}{0,100 - x} = 1,00 \times 10^{-5}$$

$$x = 9,95 \times 10^{-4} \text{ mol/L} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = 3,002 \Rightarrow \text{pH} = 10,994$$

$$\alpha = \frac{x}{F} = \frac{9,95 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}{0,100 \text{ mol/L}} = 9,95 \times 10^{-3} \Rightarrow 0,995 \%$$

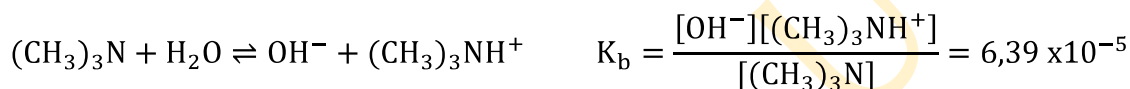
10.19 Hallar el pH y la concentración de trimetilamina y trimetilamonio de una disolución de trimetilamina 0,060 M.

Respuesta/ pH = 11,28, $[(CH_3)_3N] = 0,058 \text{ mol/L}$ y $[(CH_3)_3NH^+] = 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

$$K_a = 1,58 \times 10^{-10}$$

$$K_a * K_b = K_w = 1,01 \times 10^{-14}$$

$$K_b = 6,39 \times 10^{-5}$$



	$(CH_3)_3N$	+ H_2O	\rightleftharpoons	OH^-	+	$(CH_3)_3NH^+$
$C_{n_{inicial}}$	0,060	---		0		0
$C_{n_{final}}$	$0,060 - x$	---		x		x

$$K_b = \frac{[OH^-][(CH_3)_3NH^+]}{[(CH_3)_3N]} = \frac{(x)(x)}{0,060 - x} = 6,39 \times 10^{-5}$$

$$x = 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = [OH^-] = [(CH_3)_3NH^+]$$

$$pOH = 2,72, \Rightarrow pH = 11,28$$

$$[(CH_3)_3N] = F - x = 0,060 \text{ mol/L} - 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = 0,058 \text{ mol/L}$$

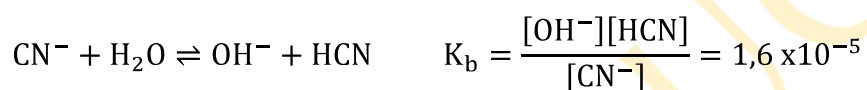
10.20 Hallar el pH de una disolución de NaCN 0,050 M.

Respuesta/ 10,95

$$K_a = 6,2 \times 10^{-10}$$

$$K_a * K_b = K_w = 1,01 \times 10^{-14}$$

$$K_b = 1,6 \times 10^{-5}$$



	CN^-	$+ \text{H}_2\text{O}$	\rightleftharpoons	OH^-	$+$	HCN
$\text{Cn}_{\text{inicial}}$	0,050	---		0		0
Cn_{final}	$0,050 - x$	---		x		x

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} = \frac{(x)(x)}{0,050 - x} = 1,6 \times 10^{-5}$$

$$x = 8,9 \times 10^{-4} \text{ mol/L} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = 3,05 \Rightarrow \text{pH} = 10,95$$

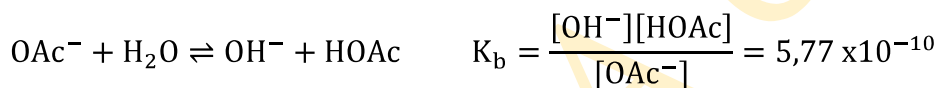
10.21 Calcular la fracción de asociación (α) de disoluciones de acetato sódico a) 0,100 M, b) 0,0100 M y c) $1,00 \times 10^{-12}$ M.

Respuesta/ a) $7,60 \times 10^{-5}$ ($7,60 \times 10^{-3} \%$)
 b) $2,40 \times 10^{-4}$ (0,0240 %)
 c) $5,74 \times 10^{-3}$ (0,574 %)

$$K_a = 1,75 \times 10^{-5}$$

$$K_a * K_b = K_w = 1,01 \times 10^{-14}$$

$$K_b = 5,77 \times 10^{-10}$$



	OAc^-	$+ \text{H}_2\text{O}$	\rightleftharpoons	OH^-	$+$	HOAc
$C_{n\text{inicial}}$	F	---		0		0
$C_{n\text{final}}$	F - x	---		x		x

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HOAc}]}{[\text{OAc}^-]} = \frac{(x)(x)}{F - x} = 5,77 \times 10^{-10}$$

a) F = 0,100 M

$$x = 7,60 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

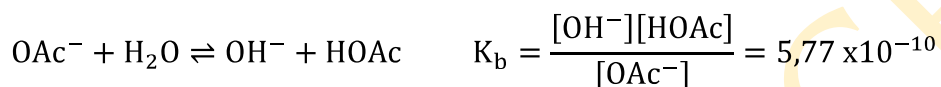
$$\alpha = \frac{x}{F} = \frac{7,60 \times 10^{-6} \text{ mol/L}}{0,100 \text{ mol/L}} = 7,60 \times 10^{-5} \Rightarrow 7,60 \times 10^{-3} \%$$

b) F = 0,0100 M

$$x = 2,40 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = \frac{x}{F} = \frac{2,40 \times 10^{-6} \text{ mol/L}}{0,0100 \text{ mol/L}} = 2,40 \times 10^{-4} \Rightarrow 0,0240 \%$$

c) $F = 1,00 \times 10^{-12} \text{ M}$ (el pH de la disolución es 7,000)



	OAc^-	$+ \text{H}_2\text{O}$	\rightleftharpoons	OH^-	$+$	HOAc
$C_{n_{\text{inicial}}}$	$1,00 \times 10^{-12}$	---		$1,00 \times 10^{-7}$		0
$C_{n_{\text{final}}}$	$1,00 \times 10^{-12} - x$	---		$1,00 \times 10^{-7} + x$		x

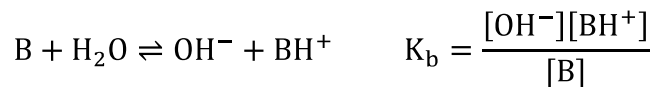
$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HOAc}]}{[\text{OAc}^-]} = \frac{(1,00 \times 10^{-7} + x)(x)}{1,00 \times 10^{-12} - x} = 5,77 \times 10^{-10}$$

$$x = 5,74 \times 10^{-15} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = \frac{x}{F} = \frac{5,74 \times 10^{-15} \text{ mol/L}}{1,00 \times 10^{-12} \text{ mol/L}} = 5,74 \times 10^{-3} \Rightarrow 0,574 \%$$

10.22 Para una disolución 0,10 M de una base que tiene un pH 9,28, hallar la K_b de la base.

Respuesta/ $3,6 \times 10^{-9}$



	B	+ H ₂ O	⇌	OH ⁻	+	BH ⁺
Cn _{inicial}	0,10	---		0		0
Cn _{final}	0,10 - x	---		x		x

$$K_b = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]} = \frac{(x)(x)}{0,10 - x}$$

$$pH = 9,28$$

$$[H^+] = 5,2 \times 10^{-10} \text{ mol/L} \Rightarrow [OH^-] = 1,9 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$K_b = \frac{(x)(x)}{0,10 - x} = \frac{(1,9 \times 10^{-5})^2}{0,10 - 1,9 \times 10^{-5}} = 3,6 \times 10^{-9}$$

10.23 Hallar la K_b de una base sabiendo que una disolución 0,10 M de la misma está hidrolizada en un 2,0 % ($\alpha = 0,020$)

Respuesta/ $4,1 \times 10^{-5}$



	B	+ H ₂ O	\rightleftharpoons	OH ⁻	+	BH ⁺
Cn _{inicial}	0,10	---		0		0
Cn _{final}	0,10 - x	---		x		x

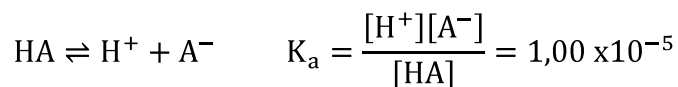
$$K_b = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]} = \frac{(x)(x)}{0,10 - x}$$

$$0,10 \text{ mol/L} * \frac{2,0}{100} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = x$$

$$K_b = \frac{(x)(x)}{0,10 - x} = \frac{(2,0 \times 10^{-3})^2}{0,10 - 2,0 \times 10^{-3}} = 4,1 \times 10^{-5}$$

10.32 Se preparó un tampón disolviendo 0,100 moles de ácido débil HA ($K_a = 1,00 \times 10^{-5}$) y 0,050 moles de su base conjugada Na^+A^- en 1,00 L. Hallar el pH.

Respuesta/ 4,70



	HA	\rightleftharpoons	H^+	+	A^-
$\text{Cn}_{\text{inicial}}$	0,100		0		0,050
Cn_{final}	$0,100 - x$		x		$0,050 + x$

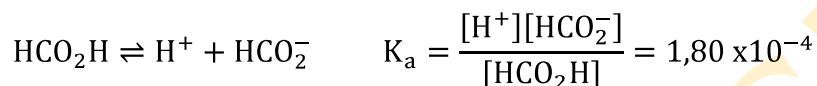
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{(x)(0,050 + x)}{0,100 - x} = 1,00 \times 10^{-5}$$

$$x = 2,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L} = [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = 4,70$$

10.33 Escribir la ecuación de Hendersson-Hasselbalch para una disolución de ácido fórmico. Calcular el cociente $[\text{HCO}_2^-]/[\text{HCO}_2\text{H}]$ a a) pH 3,000, b) 3,745 y c) 4,000.

Respuesta/ a) 0,180
b) 1,00
c) 1,80



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCO}_2^-]}{[\text{HCO}_2\text{H}]}$$

a) pH = 3,000

$$3,000 = 3,745 + \log \frac{[\text{HCO}_2^-]}{[\text{HCO}_2\text{H}]}$$

$$\frac{[\text{HCO}_2^-]}{[\text{HCO}_2\text{H}]} = 0,180$$

b) pH = 3,745

$$3,745 = 3,745 + \log \frac{[\text{HCO}_2^-]}{[\text{HCO}_2\text{H}]}$$

$$\frac{[\text{HCO}_2^-]}{[\text{HCO}_2\text{H}]} = 1,00$$

c) pH = 4,000

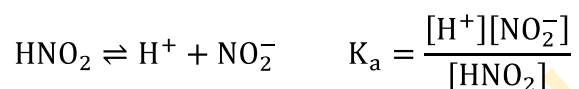
$$4,000 = 3,745 + \log \frac{[\text{HCO}_2^-]}{[\text{HCO}_2\text{H}]}$$

$$\frac{[\text{HCO}_2^-]}{[\text{HCO}_2\text{H}]} = 1,80$$

10.34 Dado que la pK_b del ion nitrito es 10,85, hallar el cociente $[HNO_2]/[NO_2^-]$ de una disolución de nitrito sódico a a) pH 2,00 y b) 10,00.

Respuesta/ a) 14
b) $1,4 \times 10^{-7}$

$$pK_b = 10,85 \Rightarrow pK_a = 3,15$$



$$pH = pK_a + \log \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

a) pH = 2,00

$$2,00 = 3,15 + \log \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

$$\frac{[HNO_2]}{[NO_2^-]} = 14$$

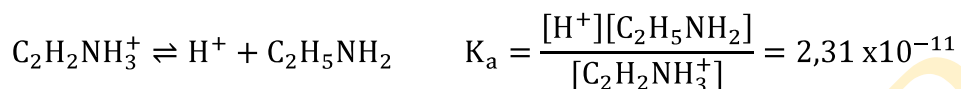
b) pH = 10,00

$$10,00 = 3,15 + \log \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

$$\frac{[HNO_2]}{[NO_2^-]} = 1,4 \times 10^{-7}$$

10.36 ¿Cuántos mL de HNO_3 0,246 M se tienen que añadir a 213 mL de etilamina 0,00666 M para ajustar el pH a 10,520?

Respuesta/ 3,27 mL de HNO_3 0,246 mol/L



$$213 \text{ mL} * \frac{0,00666 \text{ mmol C}_2\text{H}_5\text{NH}_2}{\text{mL}} = 1,42 \text{ mmol C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$$

Si tenemos "x" mmol de HNO_3

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	+	H^+	\rightarrow	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$
mmol _{inicial}	1,42		x		---
mmol _{final}	1,42 - x		---		x

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]}$$

$$10,520 = 10,636 + \log \frac{1,42 - x}{x}$$

$$x = 0,804 \text{ mmol HNO}_3$$

$$\frac{0,804 \text{ mmol HNO}_3}{0,246 \text{ mmol HNO}_3/\text{mL}} = 3,27 \text{ mL}$$

10.38 Calcular el pH de una disolución preparada mezclando 0,0800 moles de ácido cloroacético y 0,0400 moles de cloroacetato sódico en 1,00 L de agua.

a) Primero, hacer los cálculos suponiendo que las concentraciones de HA y A⁻ son iguales a sus concentraciones formales.

b) Luego hacer los cálculos usando los valores reales de [HA] y [A⁻] que hay en la disolución.

c) Hallar el pH de una disolución preparada disolviendo los compuestos siguientes en un vaso, y llevando a un volumen final de 1,00 L: 0,180 moles de ClCH₂COOH, 0,020 moles de cloroacetato sódico, 0,080 moles de HNO₃ y 0,080 moles de Ca(OH)₂. Suponer que el Ca(OH)₂ está completamente disociado.

Respuesta/ a) 2,565
 b) 2,606
 c) 2,879



a)

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{ClCH}_2\text{COO}^-]}{[\text{ClCH}_2\text{COOH}]}$$

$$\text{pH} = 2,866 + \log \frac{0,0400}{0,0800} = 2,565$$

b)

	ClCH ₂ COOH	⇌	H ⁺	+	ClCH ₂ COO ⁻
Cn _{inicial}	0,0800		0		0,0400
Cn _{final}	0,0800 - x		x		0,0400 + x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{ClCH}_2\text{COO}^-]}{[\text{ClCH}_2\text{COOH}]} = \frac{(x)(0,0400 + x)}{0,0800 - x} = 1,36 \times 10^{-3}$$

$$x = 2,48 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = 2,606$$

c)

	HNO_3	+	OH^-	\rightarrow	NO_3^-	+	$2\text{H}_2\text{O}$
$\text{mmol}_{\text{inicial}}$	0,080		0,160		---		---
$\text{mmol}_{\text{final}}$	---		0,080		0,080		---

	ClCH_2COOH	+	OH^-	\rightarrow	$\text{ClCH}_2\text{COO}^-$	+	H_2O
$\text{mmol}_{\text{inicial}}$	0,180		0,080		0,020		---
$\text{mmol}_{\text{final}}$	0,100		---		0,100		---

	ClCH_2COOH	\rightleftharpoons	H^+	+	$\text{ClCH}_2\text{COO}^-$
$\text{Cn}_{\text{inicial}}$	0,100		0		0,100
Cn_{final}	$0,100 - x$		x		$0,100 + x$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{(x)(0,100 + x)}{0,100 - x} = 1,36 \times 10^{-3}$$

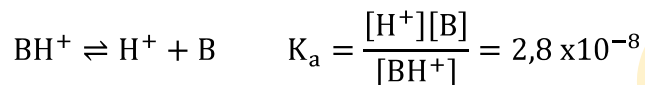
$$x = 1,32 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = 2,879$$

10.39 Calcular cuántos mL de KOH 0,626 M se deben añadir a 5,00 g de HEPES (tabla 10.2) para dar un pH de 7,40.

Respuesta/ 14 mL de KOH 0,626 mol/L

Representamos HEPES como BH^+



$$5,00 \text{ g HEPES} * \frac{1000 \text{ mmol HEPES}}{238,30 \text{ g HEPES}} = 21,0 \text{ mmol HEPES}$$

Si tenemos "x" mmol de KOH

	BH^+	+	OH^-	→	B	+	H_2O
mmol _{inicial}	21,0		x		---		---
mmol _{final}	21,0 - x		---		x		---

$$pH = pK_a + \log \frac{[B]}{[BH^+]}$$

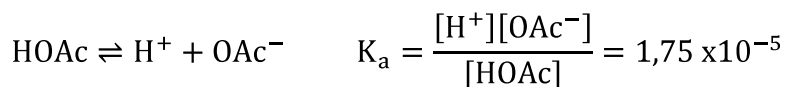
$$7,40 = 7,56 + \log \frac{x}{21,0 - x}$$

$$x = 8,6 \text{ mmol KOH}$$

$$\frac{8,6 \text{ mmol KOH}}{0,626 \text{ mmol KOH/mL}} = 14 \text{ mL}$$

10.40 Hallar las concentraciones de HA y A⁻ de una disolución preparada mezclando 0,00200 moles de ácido acético y 0,00400 moles de acetato sódico en 1,00 L de agua.

Respuesta/ [HOAc] = 0,00199 mol/L y [OAc⁻] = 0,00401 mol/L



	HOAc	\rightleftharpoons	H ⁺	+	OAc ⁻
Cn _{inicial}	0,00200		0		0,00400
Cn _{final}	0,00200 - x		x		0,00400 + x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]} = \frac{(x)(0,00400 + x)}{0,00200 - x} = 1,75 \times 10^{-5}$$

$$x = 8,69 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{HOAc}] = 0,00200 - x = 0,00199 \text{ mol/L}$$

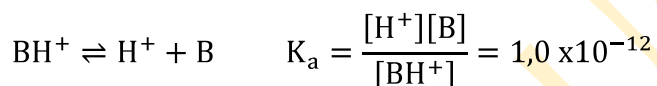
$$[\text{OAc}^-] = 0,00400 + x = 0,00401 \text{ mol/L}$$

10.41 Calcular el pH de una disolución preparada mezclando 0,0100 moles de B ($K_b = 0,010$) con 0,0200 moles de BH^+Br^- , y diluyendo a 1,00 L. a) Primero, calcular el pH suponiendo que $[B]$ es igual a 0,0100 M y $[BH^+] = 0,0200$ M. b) Luego, calcular el pH sin hacer dicha suposición.

Respuesta/ a) 11,70
 b) 11,48

a)

$$K_b = 0,010 \Rightarrow K_a = 1,0 \times 10^{-12}$$



$$pH = pK_a + \log \frac{[B]}{[BH^+]}$$

$$pH = 12,00 + \log \frac{0,0100}{0,0200} = 11,70$$

b)



	B	+ H ₂ O	⇌	OH ⁻	+	BH ⁺
Cn _{inicial}	0,0100	---		0		0,0200
Cn _{final}	0,0100 - x	---		x		0,0200 + x

$$K_b = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]} = \frac{(x)(0,0200 + x)}{0,0100 - x} = 0,010$$

$$x = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = [OH^-]$$

$$pOH = 2,52 \Rightarrow pH = 11,48$$