EJEMPLO 14: Una disolución es 0,200M en ácido acético y 0,200M en acetato de sodio. (a)¿Cuál es su pH? ¿Qué cambio de pH se produce al añadir a un litro de esta disolución 0,050 moles (b) de HCl y (c) de NaOH? (Ignórense los cambios de volumen). (d)¿Cuál sería el pH de añadir estas cantidades a un litro de agua destilada?

a)

$$NaAc_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Ac^-_{(aq)}$$
0,20M 0,20M 0,20M

	$HAc_{(aq)}$ + H_2O ⇆	$Ac^-_{(aq)}$ +	$H_3O^+_{(aq)}$
[inic.]	0,20	0,20	–
[eq.]	0,20 – x ≈ 0,2	0,20 + x ≈ 0,2	x

El Ac^- que proviene de la sal hace que el equilibrio se desplace fuertemente hacia los reactivos, por lo tanto podemos despreciar el valor de x frente a 0,2 pues será mucho menor.

$$K_a = \frac{[Ac^-]\cdot[H_3O^+]}{[HAc]}$$

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[HAc]}{[Ac^-]} = 1{,}8\cdot 10^{-5}\frac{0{,}2}{0{,}2} = 1{,}8\cdot 10^{-5}\,M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 1{,}8\cdot 10^{-5} = \underline{4{,}74}$$

b) El HCl al ser un ácido fuerte está totalmente disociado

$$HCl_{(aq)} + H_2O \rightarrow Cl^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$
0,05M 0,05M 0,05M

Estos iones oxonio H_3O^+ añadidos consumen iones Ac^- del equilibrio para dar moléculas de ácido acético, HAc.

	$HAc_{(aq)}$ + H_2O ⇆	$Ac^-_{(aq)}$ +	$H_3O^+_{(aq)}$
[inic.]	0,20 + 0,05	0,20 – 0,05	–
[eq.]	0,25 – x ≈ 0,25	0,15 + x ≈ 0,15	x

$$K_a = \frac{[Ac^-]\cdot[H_3O^+]}{[HAc]}$$

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[HAc]}{[Ac^-]} = 1{,}8\cdot 10^{-5}\frac{0{,}25}{0{,}15} = 3\cdot 10^{-5}\,M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 3\cdot 10^{-5} = \underline{4{,}52}$$

Se observa que la variación de pH es muy pequeña.

c) El NaOH al ser una base fuerte está totalmente disociada

$$NaOH_{(aq)} + H_2O \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$
$$0{,}05M \qquad 0{,}05M \quad 0{,}05M$$

Los OH^- que provienen de la base reaccionan con los iones oxonio para dar agua según el equilibrio: $H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \leftrightarrows 2\,H_2O$ que está muy desplazado a la derecha. Por tanto desaparecen del equilibrio tantos H_3O^+ como OH^- añadimos, además se formará el mismo número de iones $Ac^-_{(aq)}$ y se consumirán un número igual de moléculas de HAc por el desplazamiento del equilibrio.

	$HAc_{(aq)}$ + H_2O	$\leftrightarrows$	$Ac^-_{(aq)}$ +	$H_3O^+_{(aq)}$
[inic.]	0,20 − 0,05		0,20 + 0,05	−
[eq.]	0,15 − x ≈ 0,15		0,25 + x ≈ 0,25	x

$$K_a = \frac{[Ac^-]\cdot[H_3O^+]}{[HAc]}$$

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[HAc]}{[Ac^-]} = 1{,}8\cdot 10^{-5}\frac{0{,}15}{0{,}25} = 1{,}08\cdot 10^{-5}\,M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 1{,}08\cdot 10^{-5} = \underline{4{,}97}$$

Se observa que la variación de pH es muy pequeña.

d) Al añadir el ácido o la base al agua destilada:

$$HCl_{(aq)} + H_2O \rightarrow Cl^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$
$$0{,}05M \qquad 0{,}05M \quad 0{,}05M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0{,}05 = \underline{1{,}30}$$

Podemos comparar este pH tan ácido pH = 1,30 con el pH = 4,52 conseguido al añadir el mismo ácido a la disolución reguladora.

$$NaOH_{(aq)} + H_2O \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$
$$0{,}05M \qquad 0{,}05M \quad 0{,}05M$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 0{,}05 = 1{,}30$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1{,}30 = \underline{12{,}70}$$

Podemos comparar este pH tan básico pH = 12,70 con el pH = 4,97 conseguido al añadir la misma base a la disolución reguladora.

Por tanto hemos comprobado que la disolución reguladora controla el pH en un intervalo estrecho cuando se añaden pequeñas cantidades de ácido o de base.