

56) Solutions tampons

① a) Le pH d'une solution tampon varie peu par ajout modéré d'acide, de base, ou par dilution modérée.

② Lorsque $3\text{ mL} < V < 8\text{ mL}$, la variation de pH est de 1.

Lorsque $11\text{ mL} < V < 15\text{ mL}$, la variation de pH est de 0,8.

③ Pour $3\text{ mL} < V < 8\text{ mL}$, les 3 courbes sont confondues car pour une solution tampon le pH varie peu par dilution et par ajout d'acide et de base modéré.

Pour $11\text{ mL} < V < 15\text{ mL}$, les 3 courbes ne sont pas confondues car un pseudo-tampon est sensible à la dilution.

$$\textcircled{2} \quad \%(\text{HA}) = p = \frac{[\text{HA}]_{\text{eq}}}{C} \quad (\text{notation}) \quad \text{et} \quad C = [\text{HA}]_{\text{eq}} + [\text{A}^-]_{\text{eq}} \quad (1)$$

① Le pH du tampon est 5,0.

$$\textcircled{2} \quad \text{pH} = \text{p}K_A + \log \left(\frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} \right)$$

$$\text{pH} - \text{p}K_A = \log \left(\frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} \right)$$

$$10^{\text{pH} - \text{p}K_A} = \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} \quad (2)$$

donc $\frac{[A^-]_{eq}}{C - [A^-]_{eq}} = 10^{pH - pK_A}$

$$[A^-]_{eq} = (C - [A^-]_{eq}) \times 10^{pH - pK_A}$$

$$[A^-]_{eq} (1 + 10^{pH - pK_A}) = C \times 10^{pH - pK_A}$$

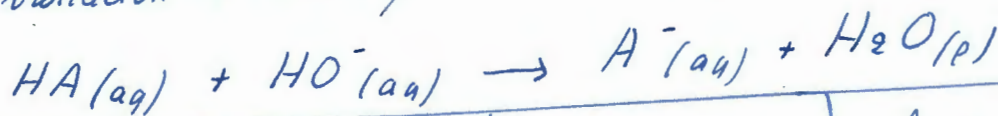
$$[A^-]_{eq} = \frac{C \times 10^{pH - pK_A}}{1 + 10^{pH - pK_A}} = 6,1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[AH]_{eq} = C - [A^-]_{eq}$$

$$[AH]_{eq} = \frac{C \times (1 + 10^{-pH - pK_A})}{1 + 10^{pH - pK_A}} = C \times 10^{-pH - pK_A}$$

$$[AH]_{eq} = \frac{C}{1 + 10^{pH - pK_A}} = 3,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

© On ajoute $n = 0,010 \text{ mol}$ d'hydroxyde de sodium (on n'a pas de variation de volume)



	$HA(aq)$	$HO^-(aq)$	$A^-(aq)$	
état initial	$[AH]_{eq} \times V$	n	$[A^-]_{eq} \times V$	solvant
état final (réaction totale)	$[AH]_{eq} \times V - n$	0	$[A^-]_{eq} \times V + n$	solut

Nouvelles concentrations

$$[AH]'_{eq} = \frac{[AH]_{eq} \times V - n}{V} = \frac{3,9 \times 10^{-2}}{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[A^-]'_{eq} = \frac{[A^-]_{eq} \times V + n}{V} = \frac{7,1 \times 10^{-2}}{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

En en déduisant que

$$pH = pK_A + \log \left(\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} \right)$$

$$pH = pK_A + \log \left(\frac{[A^-]_{eq} \times V + n}{[AH]_{eq} \times V - n} \right)$$

$$pH = 4,76 + \log \left(\frac{7,1 \times 10^{-2}}{9,9 \times 10^{-2}} \right) = 5,15$$

La variation de pH est $\Delta pH = pH_{final} - pH_{initial}$
 $= 5,15 - 5,0 = 0,15$

$$\boxed{\Delta pH = 0,15}$$

d) Si cette quantité de matière d'hydroxyde de sodium avait été ajoutée à un même volume d'eau.

$$[HO^-]_{eq} = \frac{n}{V} = \frac{0,010}{1} = 0,010 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[HO^-]_{eq} = \frac{K_e}{[H_3O^+]_{eq}} \quad \text{donc} \quad [H_3O^+]_{eq} = \frac{K_e}{[HO^-]_{eq}}$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$pH = -\log \left(\frac{[H_3O^+]}{C_0} \right) = 12,0$$

$$\Delta pH = 12,0 - 7,0 = 5,0$$

Conclusion: L'eau n'est pas une solution tampon.

e) Si on avait ajouté $n' = 0,010 \text{ mol}$ d'acide chlorhydrique à la solution tampon



	$[A^{-}](eq) \times V$	n'	$[AH](eq) \times V$	solut
état initial				
état final (réaction totale)	$[A^{-}](eq) \times V - n'$	0	$[AH](eq) \times V + n'$	solut

$$pH = pK_A + \log \left(\frac{[A^{-}](eq) \times V - n'}{[AH](eq) \times V + n'} \right) = \underline{4,86}$$

$$\Delta pH = 4,86 - 5,00 = \underline{0,14}$$

Si on avait ajouté $n' = 0,010 \text{ mol}$ d'acide chlorhydrique à 1L d'eau

$$[H_3O^{+}(aq)] = \frac{n'}{V} = 0,010 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$pH = -\log \left(\frac{[H_3O^{+}]}{10} \right) = \underline{2,00}$$

$$\Delta pH = 2,00 - 7,00 = \underline{-5,00}$$