

Chapitre 1 : pH et solutions tampons

Partie 2 : Les solutions tampon

1. Définition

Une solution tampon est une solution dont la composition est telle que son pH varie peu, soit par addition de petites quantités d'acide ou de base, soit par dilution.

2. Réalisation et importance

- On réalise un tampon à partir de systèmes acide faible/base conjuguée AH/A⁻ ou BH⁺/B
- Les milieux tampon sont très importants pour l'étude physicochimique de solutés en fonction du pH et en biochimie car la plupart des enzymes n'ont leur activité propre que dans un domaine réduit de pH.

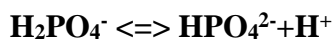
Exemple

- Tampon acétate : pH acide (CH₃COOH, CH₃COONa)
- Tampon phosphate : pH neutre
- Tampon Tris/HCl : pH basique

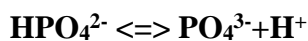
Tampon phosphate



$$\text{pK}_a = 2,4$$



$$\text{pK}_a = 7,2$$

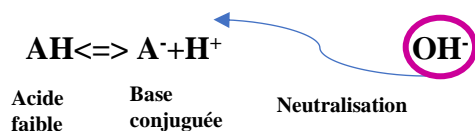


$$\text{pK}_a = 12,4$$

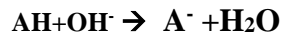
La différence entre pH et pK_a est comprise entre 0-1

- Pour préparer un tampon à pH=7, il faut avoir un pH entre 6 et 8 $\text{pK}_a - 1 < \text{pH} < \text{pK}_a + 1$
- La concentration d'un tampon correspond à la somme des concentrations en bases conjuguée et en acide faible restant $[\text{Tampon}] = [\text{A}^-] + [\text{AH}]_{\text{rest}}$

Neutralisation d'un acide faible par une base/acide fort



Dissociation partielle de l'acide faible



Les ions OH^- vont interagir avec l'acide faible AH pour former la base conjuguée A^- (l'équilibre est orienté vers la formation de la base conjuguée).

En résumé

- L'ajout de NaOH à une solution d'acide acétique CH_3COOH va neutraliser les H^+ présents en solution, le pH va ainsi augmenter (diminution de la concentration en H^+ dans la solution).
A un moment donné de la réaction : demi neutralisation : au fur et à mesure que les OH^- sont ajoutés, les H^+ sont neutralisés

$$\left. \begin{array}{l} [\text{AH}] = [\text{A}^-] \\ \text{pH} = \text{pK}_a \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{[acide faible] = [base conjuguée], d'après l'équation d'Anderssen Haselbach} \end{array}$$

[AH] diminue au fur et à mesure que $[\text{OH}^-]$ est ajoutée et $[\text{A}^-]$ augmente. A un moment donné $[\text{AH}] = [\text{A}^-]$

Durant cette étape, le pH se stabilise, même après ajout d'ions H^+ et OH^-

Cette étape définit la solution tampon.

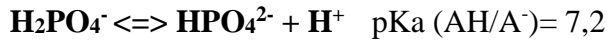
Exemple : Préparation d'une solution tampon phosphate

➤ Pour préparer 100mL d'une solution tampon phosphate à pH7 de concentration 20mM

1/ première étape

il faut écrire la réaction de dissociation de l'acide phosphorique

Soit la réaction de dissociation de l'acide phosphorique



2/deuxième étape

Calculer les concentrations finales de $[\text{HPO}_4^{2-}]$ et $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$

On sait que $[\text{HPO}_4^{2-}] + [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 20\text{mM}$(1)

$$\text{Également } \text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \Rightarrow 7 - 7,2 = \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$\log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = -0,2 \Rightarrow \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 10^{-0,2} = 1,58 \text{ donc } \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 1,58 \dots\dots\dots(2)$$

A partir des équations 1 et 2, on déduit que :

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 12,25\text{mM} \quad (\text{base conjuguée})$$

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 7,75\text{mM} \quad (\text{acide faible})$$

Etape 3 :

Afin de déterminer les quantités d'acide faible et de base conjuguée à mélanger, il faut calculer les volumes et/ou les masses de ces derniers en fonction de la nature de ces derniers (sels ou solutions).

A l'aide de l'équation $C1.V1 + C2.V2$

➤ Pour $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$

Sachant que :

C1 : concentration initiale de $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$ (donnée)

V1 ?? : volume initial de l'acide (si c'est une solution) : à déterminer (c'est l'inconnu)

C2 : Concentration finale de $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$ dans la solution tampon (7,75mM)

V2 : le volume final préparer (100mL)

On détermine $V1 = C2.V2/C1$

➤ Pour $[\text{HPO}_4^{2-}]$

La même procédure à adopter afin de déterminer le volume de la base conjuguée

Dans le cas où l'acide faible et la base conjuguée sont des sels, dans ce cas la, il faut déterminer les masses de ces espèces.

Pour cela, les masses molaires des sels sont

$\text{KH}_2\text{PO}_4 = 136,086 \text{ g/mol}$

$\text{K}_2\text{HPO}_4 = 174,2 \text{ g/mol}$

Calcul des masses

On sait que

$[\text{HPO}_4^{2-}] = 12,25 \text{ mM}$ (base conjuguée)

$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 7,75 \text{ mM}$ (acide faible)

Pour $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mole} \rightarrow 136,086 \text{ g} \\ 7,75 \cdot 10^{-3} \text{ mole} \rightarrow \text{g ?} \end{array} \right\} x = 7,75 \cdot 10^{-3} \times 136,086 = \mathbf{1,054 \text{ g}}$$

Sachant que le volume final à préparer est de 100 mL, on aura ainsi

$$\left. \begin{array}{l} 1,054 \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL} \\ x \rightarrow 100 \text{ mL} \end{array} \right\} \mathbf{X = 0,1054 \text{ g}}$$

Pour $[\text{HPO}_4^{2-}]$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mole} \rightarrow 174,2 \text{ g} \\ 12,25 \cdot 10^{-3} \text{ mole} \rightarrow \text{g ?} \end{array} \right\} x = 12,25 \cdot 10^{-3} \times 174,2 = \mathbf{2,133 \text{ g}}$$

Sachant que le volume final à préparer est de 100 mL, on aura ainsi

$$\left. \begin{array}{l} 2,133 \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL} \\ x \rightarrow 100 \text{ mL} \end{array} \right\} \mathbf{X = 0,2133 \text{ g}}$$

Au final

Afin de préparer cette solution tampon phosphate, il faut mélanger 0,1054g de KH_2PO_4 et 0,2133 de K_2HPO_4 puis ajouter 100 mL d'eau distillée, bien agiter à l'aide d'un barreau magnétique sur une plaque agitatrice. A la fin, vérifier la valeur du pH de la solution à l'aide d'un pH mètre