

Compétences exigibles :

Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce chimique par titrage par le suivi d'une grandeur physique et par la visualisation d'un changement de couleur, dans le domaine de la santé, de l'environnement ou du contrôle de la qualité

Le but de ce TP est d'effectuer un contrôle qualité sur un comprimé d'aspirine afin de vérifier la masse d'acide acétylsalicylique contenu dans un comprimé du « Rhône 500 ».

Document 1 : L'aspirine un principe actif

L'aspirine ou acide acétylsalicylique est le principe actif de nombreux médicaments. Elle a en particulier des propriétés antalgiques (qui calment les douleurs) et antipyrétiques (qui combattent la fièvre). C'est le médicament le plus consommé dans le monde (6 millions de tonnes dans le monde).



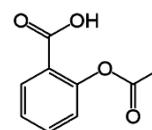
Sur la notice de l'aspirine du Rhône, il est indiqué qu'un comprimé contient 500 mg d'acide acétylsalicylique.

Document 2 : Quelques propriétés de l'aspirine

Masse molaire de l'aspirine de formule brute  $C_9H_8O_4$  :  $M = 180 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Formules brutes du couple acido-basique :  $C_9H_8O_4 / C_9H_7O_4^-$  soit plus simplement  $AH / A^-$ .

L'aspirine réagit selon une réaction totale avec les ions hydroxyde.

Document 3 : Indicateurs colorés

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage et teinte sensible	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	3,1 - Orange - 4,4	Jaune
Bleu de bromothymol (BBT)	Jaune	6,0 - Vert - 7,6	Bleu
Phénolphaléine	Incolore	8,2 - Rose - 10	Rouge violacé

Matériel et solutions disponibles :

- Solution  $S_A$  d'aspirine de concentration molaire  $c_A$  inconnue, obtenue par dissolution d'un comprimé d'aspirine dans 500,0 mL d'eau distillée.
- Solution aqueuse  $S_B$  d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $c_B = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Réalisation du titrage pH-métrique :

- ☞ Le pH-mètre a déjà été étalonné.
- ☞ Mettre en œuvre précisément le dispositif de titrage ci-contre.
- ☞ Ajouter un peu d'eau distillée dans le bécher pour immerger correctement les électrodes du pH-mètre.
- ☞ Sur papier millimétré, préparer les axes pour le tracé de la courbe  $\text{pH} = f(V_B)$ . Choisir une échelle adaptée à la manipulation.
- ☞ Mesurer le pH initial de la solution. Ajouter progressivement la solution d'hydroxyde de sodium et tracer la courbe en même temps.

Attention à adapter le volume des ajouts de solution titrante en fonction de la variation de pH observée (d'abord mL par mL puis 0,5 mL par 0,5 mL).

1. Ecrire la réaction du titrage.
2. Déterminer graphiquement les coordonnées  $(V_{BE}, \text{pH}_E)$  du point équivalent E en indiquant la méthode utilisée.
3. Quelles sont les espèces chimiques présentes à l'équivalence ? Comment en déduit-on le caractère acide, basique ou neutre de la solution à l'équivalence ? Est-ce cohérent avec la valeur de  $\text{pH}_E$  ?
4. Définir l'équivalence et établir la relation liant  $c_A$ ,  $V_A$ ,  $c_B$  et  $V_{BE}$ . En déduire la concentration  $c_A$  de la solution  $S_A$ .
5. En déduire la masse d'acide acétylsalicylique contenue dans un comprimé d'aspirine du « Rhône 500 ».

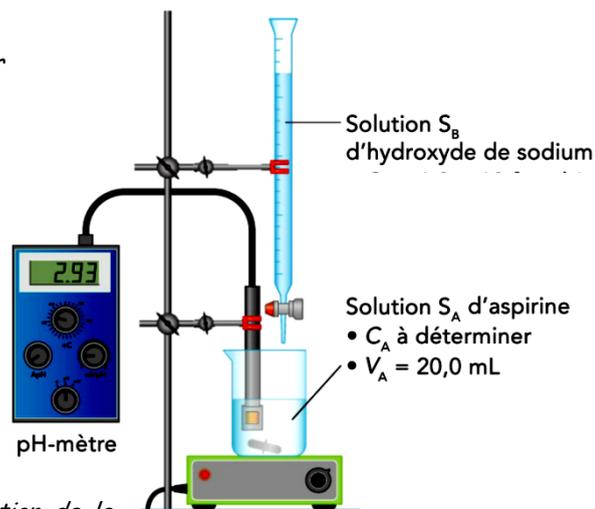
L'incertitude relative sur la masse  $m$  d'acide acétylsalicylique s'écrit ainsi :

$$\frac{U(m)}{m} = \sqrt{\left(\frac{U(c_B)}{c_B}\right)^2 + \left(\frac{U(V_A)}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{U(V_{BE})}{V_{BE}}\right)^2} \text{ avec } U(c_B) = 0,0001 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}; U(V_A) = 0,03 \text{ mL}; U(V_{BE}) = 0,1 \text{ mL}.$$

6. Calculer l'incertitude  $U(m)$  sur la masse  $m$  d'acide acétylsalicylique et donner un encadrement de sa valeur sous la forme  $[m - U(m); m + U(m)]$ . Est-ce compatible avec la valeur indiquée sur la notice du médicament ?
7. Si on ne possédait pas de pH-mètre, quel indicateur coloré aurait-on pu introduire dans le bécher pour repérer l'équivalence (s'aider de la valeur du  $\text{pH}_E$ ) ? Quel changement de couleur observerait-on alors à l'équivalence ?

Réalisation du titrage colorimétrique :

- ☞ Enlever le pH-mètre et introduire dès le départ quelques gouttes de l'indicateur coloré choisi dans la solution à titrer. Utiliser un erlenmeyer plutôt qu'un bécher pour la solution titrée.
- 8. Relever le plus précisément possible  $V_{BE}$  puis en déduire la valeur de  $c_A$ .



## Rappels sur les titrages

- Un dosage consiste à déterminer la ..... d'une espèce chimique présente dans une solution.
- Un titrage est un dosage mettant en jeu une .....
- L'espèce chimique  $A_1$  dont la concentration est inconnue est appelée le réactif .....

Pour déterminer la concentration de  $A_1$ , on le fait réagir avec une espèce chimique  $A_2$  dont la concentration est connue.  $A_2$  est le réactif .....

- Equation de la réaction de titrage :  $\alpha_1 A_1 + \alpha_2 A_2 \rightarrow \alpha_3 A_3 + \alpha_4 A_4$

A l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions .....

On a donc la relation :

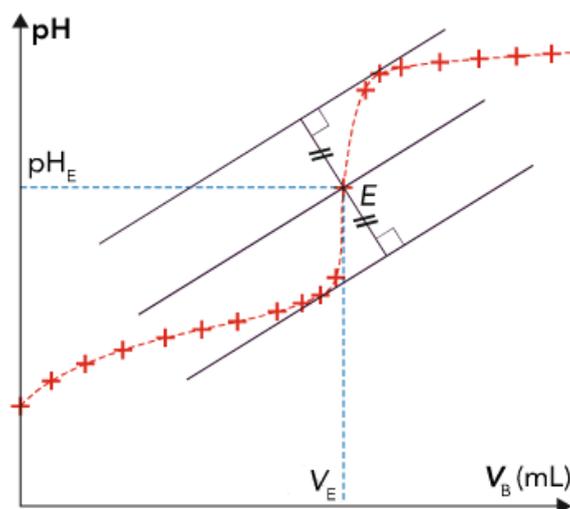
### Méthode : Comment déterminer $V_E$ lors d'un titrage pH-métrique ?

- Méthode des tangentes :

On trace deux tangentes parallèles à la courbe  $\text{pH} = f(V_B)$ , parallèles et placées de part et d'autre du saut de pH.

On trace ensuite la droite parallèle et équidistante des deux tangentes.

Cette droite coupe la courbe en un point E (point équivalent) d'abscisse  $V_E$ .



- Méthode de la dérivée :

On trace, à l'aide d'un tableur, la courbe dérivée

$$\frac{d\text{pH}}{dV_B} = f(V_B).$$

Cette courbe passe par un extremum (maximum ou minimum) au point d'abscisse  $V_E$ .

