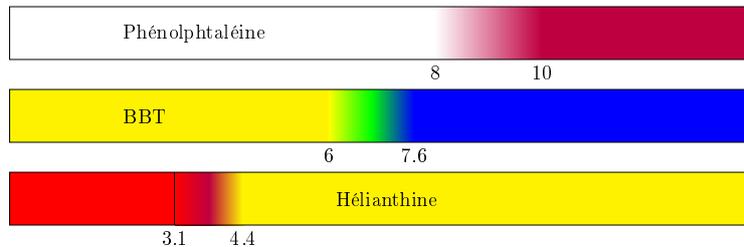
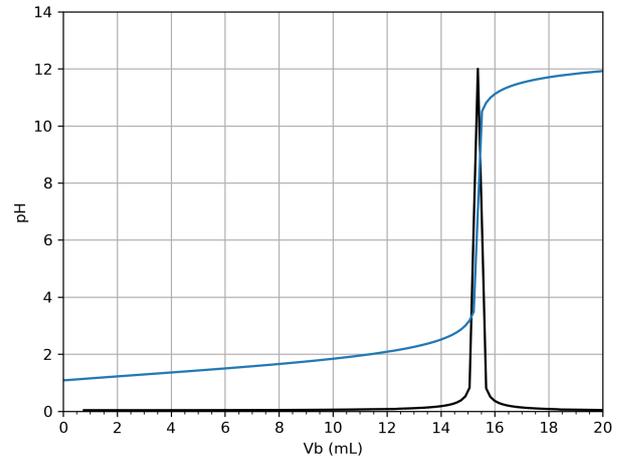
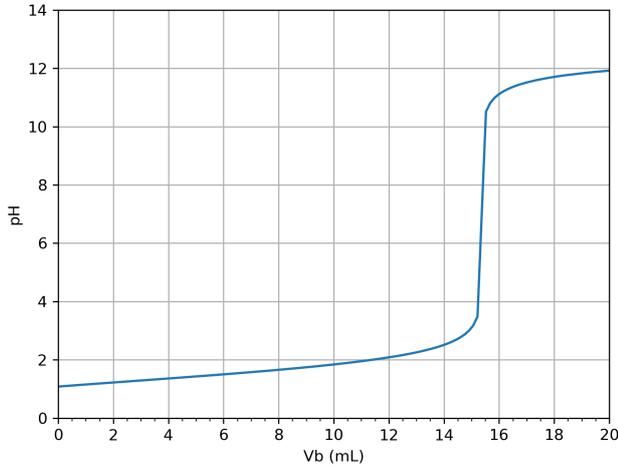


# EXERCICES

## Chapitre 3 – Méthodes chimiques d'analyse

### Exercice 3.1 Titrage colorimétrique et pHmétrique

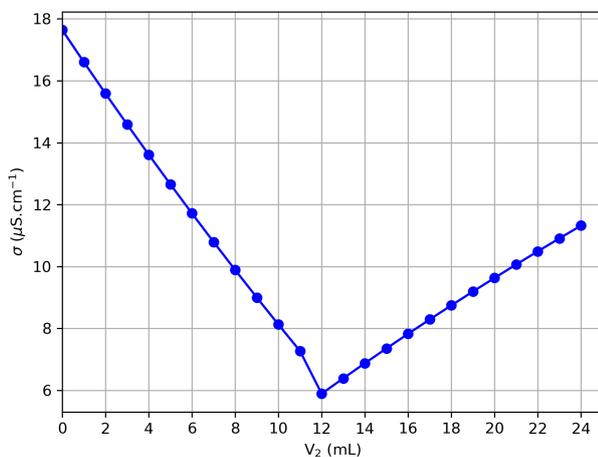
On réalise le titrage de 10.0 mL d'acide chlorhydrique  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$  dilué 10 fois par une solution d'hydroxique de sodium  $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$  de concentration  $0.054 \text{ mol.L}^{-1}$ . Le suivi pHmétrique du titrage donne la courbe ci-dessous :



- (1) Faire un schéma légendé du montage du titrage.
- (2) Déterminer par la méthode des tangentes le volume équivalent du titrage.
- (3) Déterminer par la méthode de la dérivée le volume équivalent du titrage.
- (4) En déduire la concentration de l'acide chlorhydrique.
- (5) Aurait-on pu faire un suivi colorimétrique de ce titrage ? Expliquer.

### Exercice 3.2 Titrage conductimétrique

On prélève 10.0 mL d'une solution de chlorure de sodium  $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$  que l'on met dans un bécher avec 100 mL d'eau distillée. La solution titrante est une solution de nitrate d'argent  $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$  de concentration  $0.1 \text{ mol.L}^{-1}$ . La réaction de titrage est  $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}_{(s)}$ .



- (1) Donner les caractéristiques d'une réaction de titrage.
- (2) Pourquoi avoir ajouté 100 mL d'eau distillée pour faire les mesures de conductivité ? Est-ce que ce volume a de l'importance ?
- (3) Déterminer le volume équivalent.
- (4) En déduire la concentration de la solution de chlorure de sodium.

### Exercice 3.3 Acide nitrique

Pour décaper le cuivre, on a longtemps utilisé de l'acide nitrique  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$  à la concentration  $2.5 \text{ mol.L}^{-1}$ . Expliquer comment préparer 250 mL d'une telle solution à partir d'une solution commerciale.

**Données :**

- masse molaire en  $\text{g.mol}^{-1}$  : H : 1 / N : 14 / O : 16
- une solution commerciale courante de l'acide nitrique a pour caractéristique une densité  $d = 1.36$  et un titre massique  $P_m(\text{HNO}_3) = 58 \%$

### Exercice 3.4 Conductivité de l'eau pure

- (1) A quelle valeur de conductivité s'attend-t-on quand on mesure la conductivité de l'eau pure ?
- (2) On mesure une conductivité  $\sigma = 5.5 \times 10^{-6} \text{ S.m}^{-1}$ . Quelle est donc la constitution de l'eau pure ?
- (3) La conservation des éléments chimiques impose la conservation de l'hydrogène et de l'oxygène. Il n'y a que 2 ions possibles : l'ion oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  et l'ion hydroxyde  $\text{HO}^-$ . Quelle réaction chimique peut-on écrire avec l'eau et ces ions ? Quelle conséquence pour la concentration de ces ions ?
- (4) Calculer la concentration de ces ions.
- (5) En déduire le pH d'une eau pure.

**Données :** coefficient  $\lambda$  (conductivité ionique molaire, en  $\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$ ) :  $\text{H}_3\text{O}^+ : 35.5 / \text{HO}^- : 19.8$

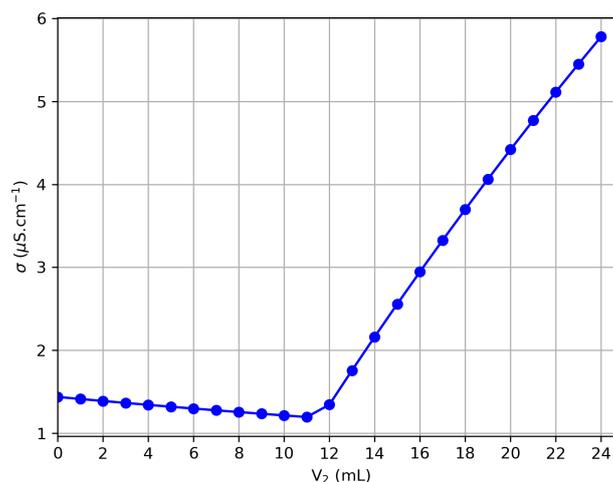
### Exercice 3.5

10.0 mL d'une solution de chlorure de calcium  $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$  est titrée par de la soude de concentration  $C_s = 1.00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Le volume versé à l'équivalence est  $V_{\text{eq}} = 13.4 \text{ mL}$ . La réaction support du titrage est  $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{HO}^- \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(s)}$ .

- (1) Quel type de titrage peut-on faire ?
- (2) Faire un schéma légendé du montage du titrage.
- (3) Quels sont les réactifs ? les produits ? et les éventuels ions spectateurs ?
- (4) Quelle relation peut-on établir à l'équivalence.
- (5) Quelle est la concentration de la solution titrée ?

### Exercice 3.6 Titrage conductimétrique de l'aspirine

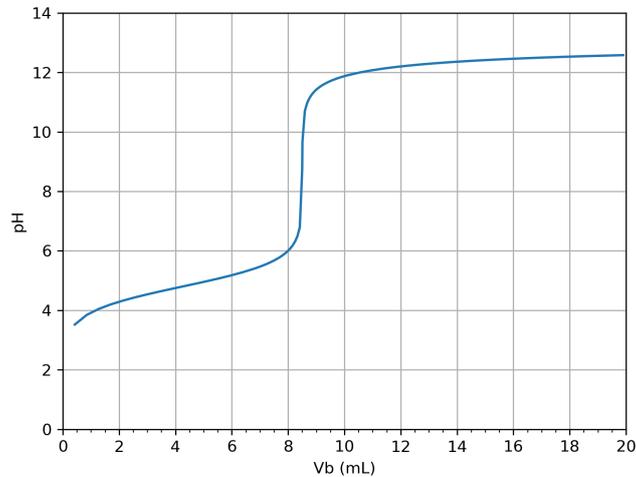
On titre 10.0 mL d'une solution d'aspirine par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $2.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . La réaction support du titrage est  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$  (aspirine) +  $\text{HO}^- \rightarrow \text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^- + \text{H}_2\text{O}$ .



- (1) Déterminer le volume équivalent.
- (2) En déduire la concentration de l'aspirine.
- (3) A quelle masse d'aspirine cela correspond-t-il ?
- (4) Expliquer l'allure de la courbe avant et après l'équivalence.

**Exercice 3.7 Titrage d'une solution d'acide fumarique**

On dissous le contenu d'une gélule d'acide fumarique (noté  $AH_2$ ) dans une fiole jaugée de 100 mL (solution S). Le titrage de 10 mL de cette solution S est réalisée par la soude dont  $[HO^-] = (0.010 \pm 0.003) \text{ mol.L}^{-1}$ . On obtient la courbe ci-dessous.



L'équation support du titrage est :  $AH_2 + 2 HO^- \longrightarrow A^{2-} + 2 H_2O$

- (1) Déterminer la masse  $m$  d'acide fumarique contenu dans la gélule.
- (2) Lister les 3 principales sources d'erreurs commises lors de la réalisation d'un titrage.
- (3) Estimer l'incertitude type  $u(m)$  sur la masse d'acide fumarique. En déduire un encadrement de la masse  $m$ . Conclure.

**Données :**

- masse molaire de l'acide fumarique :  $116.0 \text{ g.mol}^{-1}$
- incertitude type  $u(A)$  sur une grandeur  $A$  calculée par la formule  $A = X \times Y/Z$

$$\frac{u(A)}{A} = \sqrt{\left(\frac{u(X)}{X}\right)^2 + \left(\frac{u(Y)}{Y}\right)^2 + \left(\frac{u(Z)}{Z}\right)^2}$$

| Matériel                 | incertitude type      |
|--------------------------|-----------------------|
| burette graduée          | $\pm 0.1 \text{ mL}$  |
| pipette jaugée de 10 mL  | $\pm 0.05 \text{ mL}$ |
| pipette graduée de 10 mL | $\pm 0.2 \text{ mL}$  |
| fiole jaugée de 100 mL   | $\pm 0.1 \text{ mL}$  |