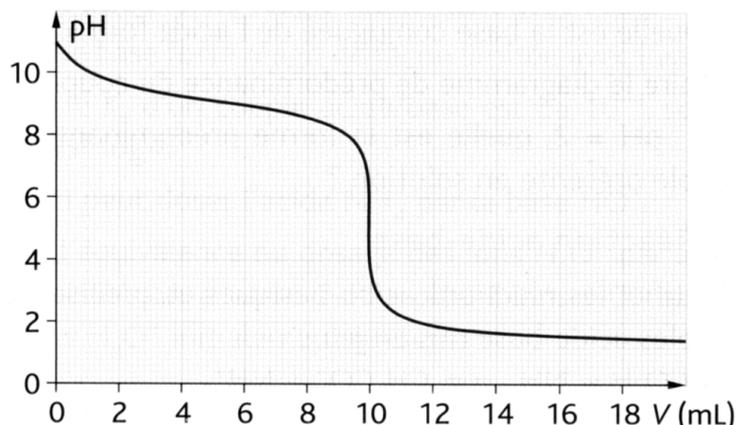
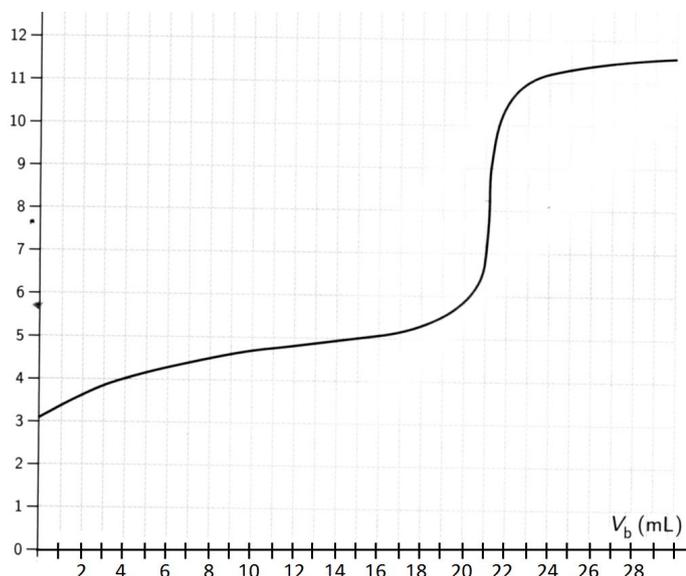


## EX1/

A l'aide de la méthode des tangentes, déterminer le volume de la solution titrante versée à l'équivalence des dosages, dont on donne les courbes suivantes



## EX2/ Titrage d'un comprimé d'ibuprofène

Afin de réaliser le titrage de l'ibuprofène (noté  $\text{RCO}_2\text{H}$ ) contenu dans un comprimé d'« ibuprofène 400 mg » :

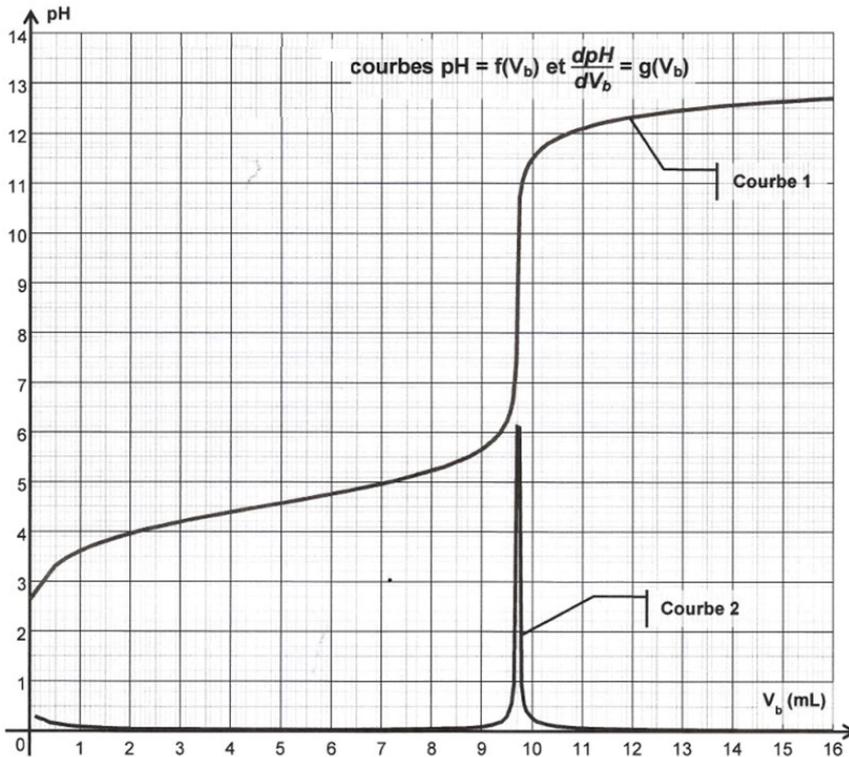
- on réduit en poudre le comprimé dans un mortier à l'aide d'un pilon ;
- on sépare la molécule active des excipients par dissolution dans l'éthanol que l'on évapore ensuite (les excipients sont insolubles dans l'éthanol) ;
- on introduit la poudre obtenue dans un bécher et on ajoute environ 40 mL d'eau distillée ;
- le titrage est effectué à l'aide d'une burette graduée contenant une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ ) de concentration molaire apportée  $C_b = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ . Le titrage est suivi par pH-métrie

La réaction du dosage est  $\text{RCO}_2\text{H} + \text{HO}^- \rightarrow \text{RCO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$

1) On rentre dans un tableur-grapheur les différentes valeurs du pH mesurées en fonction du volume  $V_b$  de solution d'hydroxyde de sodium ajoutée.

On utilise les fonctionnalités du tableur-grapheur pour dériver le pH par rapport à  $V_b$ , la grandeur obtenue est notée  $\frac{d\text{pH}}{dV_b}$ .

Les courbes tracées suite au titrage pH-métrique sont  $\text{pH} = f(V_b)$  et  $\frac{d\text{pH}}{dV_b} = f(V_b)$



1.1. Parmi les courbes 1 et 2, quelle est celle qui représente  $pH = f(V_b)$  et celle qui représente  $\frac{dpH}{dV_b} = g(V_b)$  ? Justifier.

1.2. Déterminer la valeur du volume équivalent  $V_E$  par une méthode de votre choix.

1.3. Le  $pK_A$  du couple auquel appartient l'ibuprofène est, à 25°C,  $pK_A = 4,5$ . Montrer qu'une des courbes obtenues permet de retrouver cette valeur de  $pK_A$

2)

2.1. A l'aide de la relation écrite à l'équivalence du dosage, déterminer la quantité  $n_{RCO_2H}$  d'ibuprofène titré initialement

2.1. En déduire la masse d'ibuprofène dosé initialement ; comparer cette dernière à la valeur attendue.

$M(\text{ibuprofène}) = 206 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

3) On souhaite évaluer l'incertitude  $U(m)$  sur la masse  $m$  liée aux différentes sources d'erreurs avec un niveau de confiance de 95%. Dans ces conditions :

- l'incertitude sur la mesure du volume versé par cette burette est  $u_{vol} = 0,16 \text{ mL}$  ;
- l'incertitude sur la concentration en hydroxyde de sodium est  $u_{Cb} = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

L'incertitude  $u(m)$  sur la masse est alors telle que : 
$$\frac{u(m)}{m} = \sqrt{\left(\frac{u_{vol}}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u_{Cb}}{C_b}\right)^2}$$

Présenter le résultat de la valeur de la masse  $m$  sous la forme  $m = m \pm U(m)$

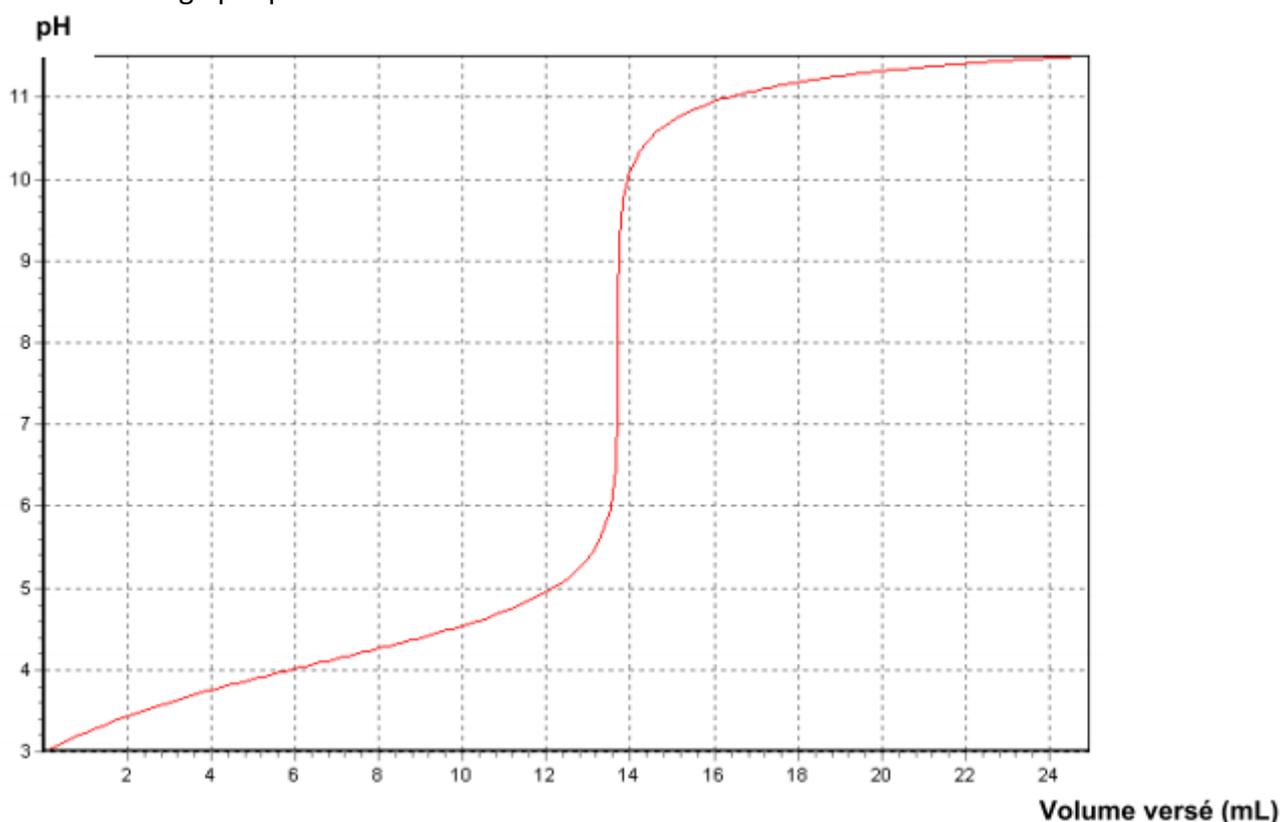
**EX3/ Titrage de l'acide ascorbique dans un comprimé**

On souhaite vérifier l'indication figurant sur une boîte de comprimés de vitamine C vendue en pharmacie : le fabricant annonce que la masse d'acide ascorbique est de **500 mg par comprimé**.

Un comprimé de vitamine C est écrasé dans un mortier. La poudre est ensuite dissoute dans une fiole jaugée de **200,0 mL** que l'on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge en homogénéisant le mélange. On obtient la solution S.

On prélève  $V_a = 10,0 \text{ mL}$  de cette solution que l'on titre avec une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ ) de concentration molaire  $C_b = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

On suit le titrage par pH-métrie.



L'acide ascorbique sera noté AH dans la suite de l'exercice.

La réaction du dosage est  $\text{AH} + \text{HO}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$

- 1) Calculer la concentration en quantité de matière d'acide ascorbique dans la solution dosée
- 2)
  - 2.1. Calculer la quantité de matière d'acide ascorbique présente dans la fiole de 200 mL
  - 2.2. Calculer la masse d'acide ascorbique dans le comprimé
- 3) Calculer l'écart relatif par rapport à la valeur indiquée

**EX4/ Dosage de l'acide citrique présent dans un détartrant**

On lit sur l'étiquette d'un sachet de détartrant à destination des cafetières ou des bouilloires :

*Détartrant poudre : élimine le calcaire déposé dans les tuyaux de la machine.*

*Formule : 100% acide citrique, non corrosif pour les parties métalliques.*

*Contenance : 40,0 g.*

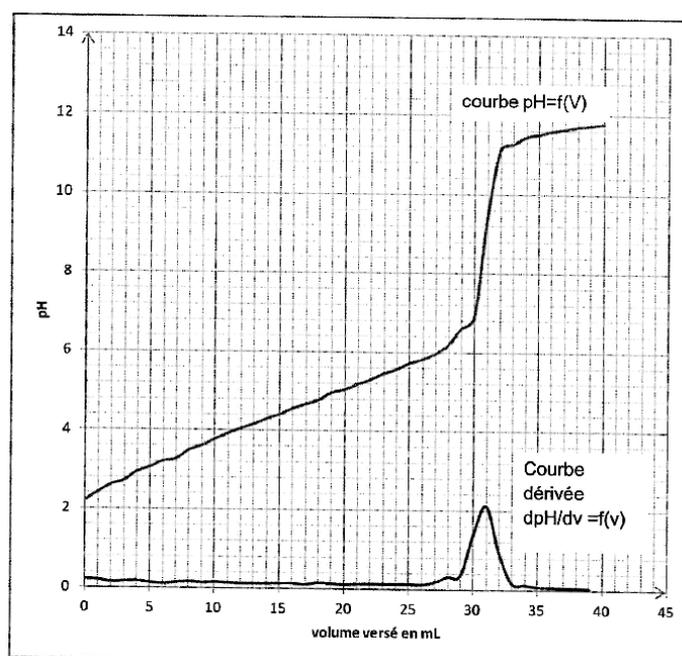
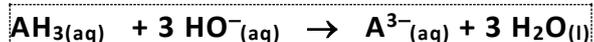
Afin de vérifier l'indication de l'étiquette du détartrant, on dissout le contenu d'un sachet dans un volume d'eau distillée égal à 2,00 L. La solution ainsi obtenue est notée S.

On réalise alors le titrage pH-métrique d'une prise d'essai de  $V_a = 10,0 \text{ mL}$  de la solution S par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, ( $\text{Na}^+$ ;  $\text{HO}^-$ ), de concentration molaire  $C_b = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

$M(\text{acide citrique}) = 192 \text{ g.mol}^{-1}$

L'acide citrique est noté  $\text{AH}_3$

L'équation de la réaction, support du titrage, est la suivante :



- 1) À partir de l'exploitation des courbes, déterminer le volume  $V_b(\text{eq})$  de la solution de soude versé à l'équivalence
- 2) Calculer la concentration en quantité de matière d'acide citrique dans la solution S
- 3) calculer la quantité d'acide citrique dans la solution S, puis en déduire la masse d'acide citrique dans le sachet
- 4) Calculer le pourcentage en masse, noté  $p$ , d'acide citrique dans le sachet de détartrant.