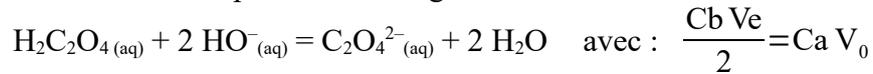


Correction TP S1.8 : dosage d'un triacide : l'acide phosphorique d'un détartrant

Étalonnage solution de potasse

On veut utiliser la réaction suivante pour l'étalonnage :



Pour un volume équivalent V_e d'une solution de potasse à la concentration Cb cela correspond à une quantité de matière d'environ : $n = \text{Cb Ve} = 1,5 \text{ à } 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Pour un volume $V_0 = 10,0 \text{ mL}$ d'acide oxalique, cela correspond à : $\text{Ca} = \frac{n}{2V_0} = 7,3 \text{ à } 10 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Pour une fiole jaugée de volume V_{fiole} il faut donc peser une masse : $m = \text{Ca V}_{\text{fiole}} M$

avec $M = M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4, 2 \text{H}_2\text{O}) = 126 \text{ g.mol}^{-1}$ et $V_{\text{fiole}} = 50,0 \text{ mL} \Rightarrow m_{\text{pesée}} = 0,48 \text{ à } 0,62 \text{ g}$

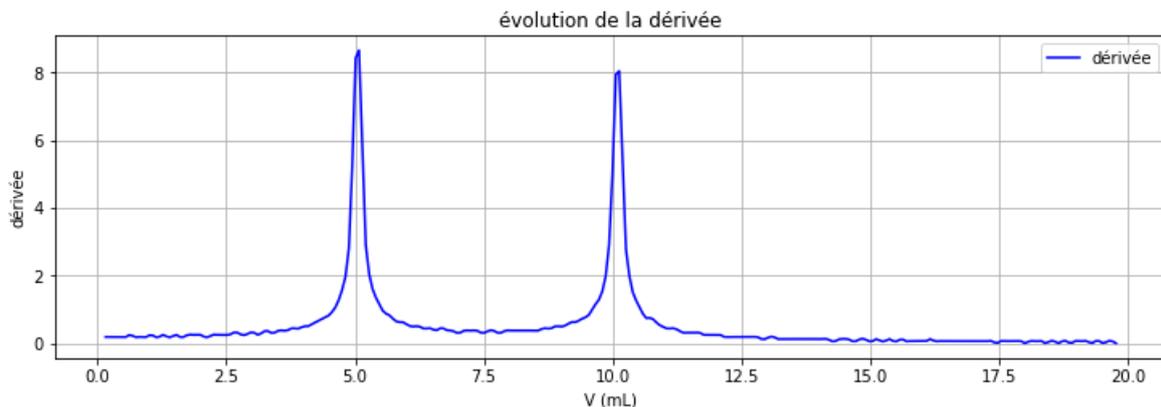
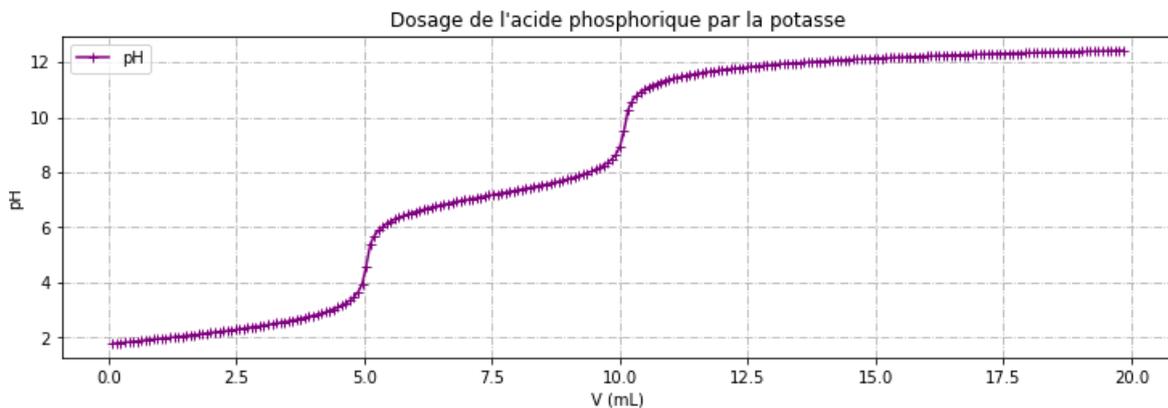
On pèse effectivement $m = 0,583 \text{ g} \Rightarrow \text{Ca} = \frac{m}{M V_{\text{fiole}}} = 9,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ (3 CS)}$

On utilise la phénolphtaléine comme indicateur coloré, car sa zone de virage correspond exactement au saut de pH de la seconde équivalence.

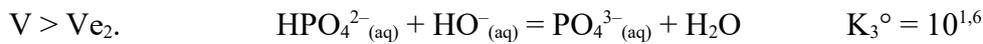
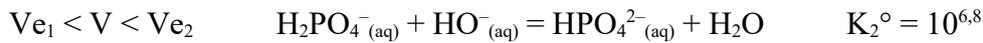
$V_e = 17,30 \text{ mL} = V_{e2}$ avec $V_0 = 10,0 \text{ mL}$ introduit de solution d'acide oxalique à la concentration Ca .

soit avec : $\frac{\text{Cb Ve}}{2} = \text{Ca V}_0 \Leftrightarrow \text{Cb} = \frac{2 \text{Ca V}_0}{V_e} = 0,107 \text{ mol.L}^{-1} \text{ (3 CS)}$

Dosage du détartrant dilué



- $C_b = 0,107 \text{ mol.L}^{-1}$; $V_{e1} = 5,08 \text{ mL}$ et $V_{e2} = 10,25 \text{ mL}$ et $\text{pH} \left(\frac{V_{e1} + V_{e2}}{2} \right) = 7,05$



- $K_3^\circ = 10^{1,6} < 10^3$ donc la dernière réaction de dosage n'est pas quantitative et on ne peut pas observer de saut de pH.

- $C'a = \frac{C_a}{50}$ et $C_b V_{e1} = C'a V_0 \Leftrightarrow C'a = \frac{C_b V_{e1}}{V_0} = 5,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $C_a = 2,7 \text{ mol.L}^{-1}$

- $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ g.mol}^{-1} \Rightarrow C_{a_m} = C_a M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 294 \text{ g.L}^{-1}$

et $\%(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{m_{\text{solution}}} \times 100 = \frac{C_{a_m}}{d_{\text{solution}}} \times 100 = 23 \%$

- A $(V_{e2})_2$ on observe que $\%(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = \%(\text{HPO}_4^{2-}) \Leftrightarrow \text{pH} \left(\frac{V_{e1} + V_{e2}}{2} \right) = \text{p}K_{a2} = 7,05$.

Par contre on ne peut pas déterminer précisément $\text{p}K_{a1}$, car l'acide H_3PO_4 est trop dissocié dans la solution initiale et on ne peut pas déterminer précisément $\text{p}K_{a3}$, car la troisième réaction de dosage n'est pas quantitative.

