

## TP S1.8 : Dosage d'un triacide : l'acide phosphorique d'un détartrant

### 1°) But

L'étiquette d'un détartrant pour cafetière indique : contient 23 % d'acide phosphorique  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (pourcentage massique). Vous allez vérifier cette composition par un dosage pH-métrique.

### 2°) Manipulation

- Étalonner la solution de potasse fournie (environ à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ ) avec de l'acide oxalique solide commercial sous la forme  $(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4, 2 \text{ H}_2\text{O})_{(s)}$  ; établir une procédure opératoire en utilisant une fiole jaugée de 50,0 mL et une pipette jaugée de 10,0 mL pour que le volume équivalent de ce dosage soit compris entre 15 et 20 mL. La mettre en œuvre et déterminer  $C_b$  avec 3 CS.
- Étalonner le pH-mètre.
- Préparer une solution, notée S par la suite, en diluant 50 fois la solution commerciale avec de l'eau distillée. Bien homogénéiser.
- Effectuer le dosage pH-métrique de 10,0 mL de S allongée de 20 mL d'eau distillée par la solution de potasse fournie ; aller au-delà de la troisième équivalence ( $3 \times V_{e1}$ ).

### 3°) Résultats

- Tracer à l'aide de Python le graphe  $\text{pH} = f(V)$  ainsi que sa dérivée.
- En déduire les volumes équivalents  $V_{e1}$  et  $V_{e2}$  correspondant au deux sauts de pH observables et le pH pour le volume  $\frac{(V_{e1} + V_{e2})}{2}$ .
- Écrire les équations bilan des réactions de dosage qui devraient se produire pour :  
 $0 < V < V_{e1}$ ,  $V_{e1} < V < V_{e2}$  et  $V > V_{e2}$ .
- À partir des valeurs des  $\text{pK}_{a_i}$  données, calculer les constantes d'équilibre des réactions de dosage et justifier alors l'absence du troisième saut de pH lors de ce dosage.
- Déterminer la concentration molaire de la potasse fournie à l'aide de l'étalonnage ; en déduire celle de l'acide phosphorique dans la solution S puis dans la solution commerciale.
- Calculer la concentration massique de l'acide phosphorique dans le détartrant ; en déduire le pourcentage en masse de cet acide dans la solution commerciale. Conclure.
- Après avoir légendé le graphe théorique du dosage simulé de l'acide phosphorique par la potasse, justifier comment on peut trouver à partie du graphe expérimentale la valeur de  $\text{pK}_{a2}$  et que l'on ne peut pas déterminer précisément  $\text{pK}_{a1}$  et  $\text{pK}_{a3}$ .

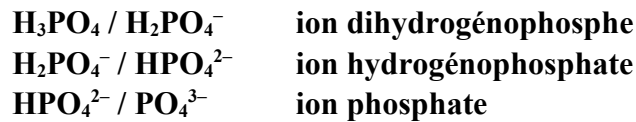
### Données :

Densité du détartrant par rapport à l'eau :  $d = 1,16$

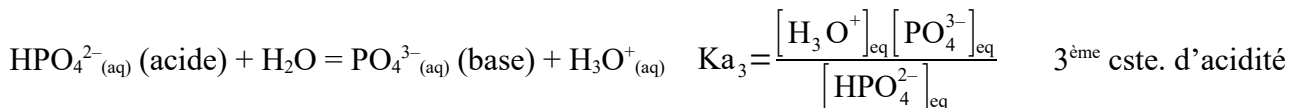
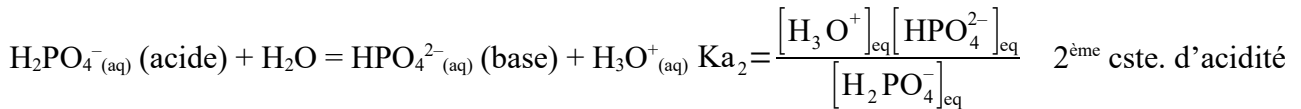
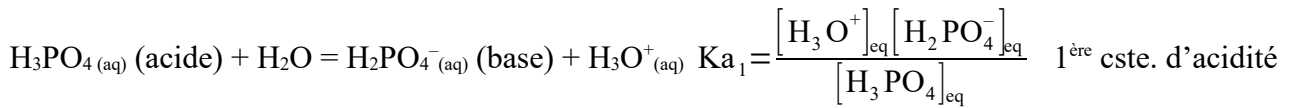
Masses molaires en  $\text{g.mol}^{-1}$  :  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{O}) = 16$  ;  $M(\text{P}) = 31$

## Annexes

- $\text{H}_3\text{PO}_4$  (acide phosphorique) est un triacide faible, on définit trois couples successifs :



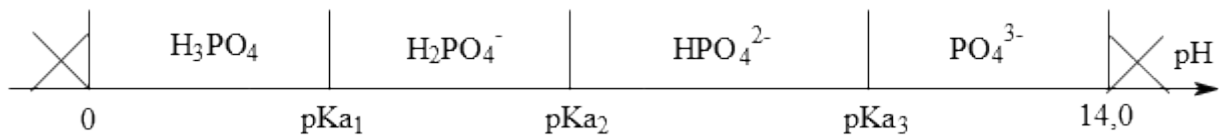
- On peut envisager les réactions acido-basiques suivantes avec l'eau :



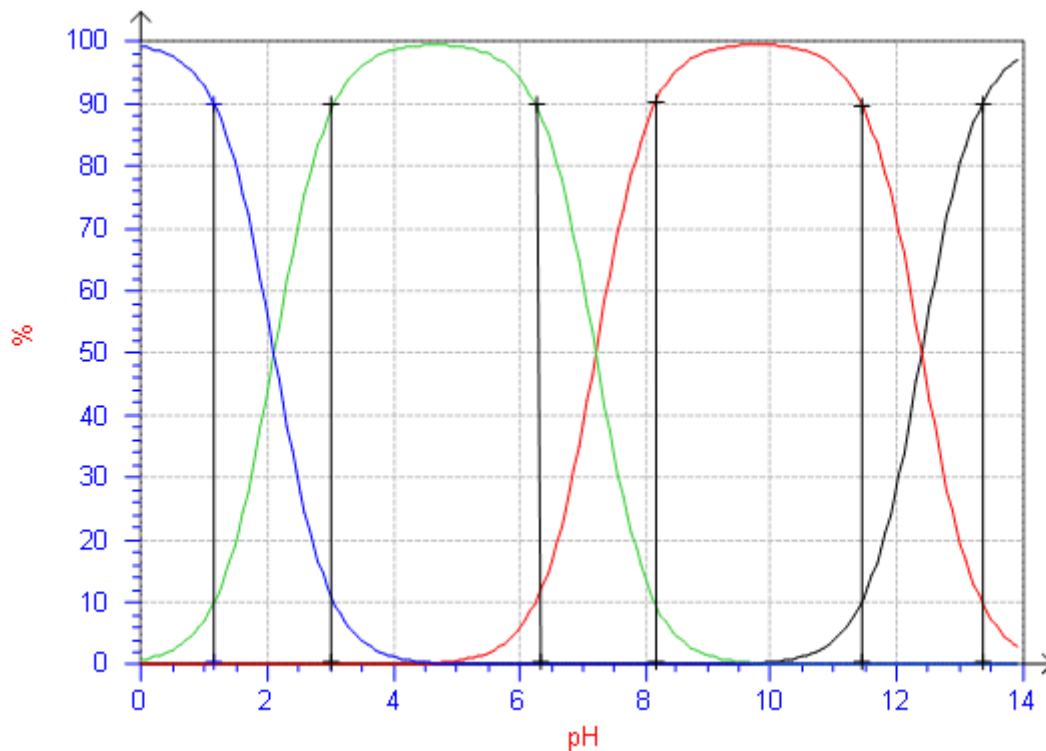
- On indice les constantes successives d'acidité dans l'ordre de la perte des protons.

$$1 > K_{a_1} > K_{a_2} > K_{a_3} \Leftrightarrow 0 < \text{p}K_{a_1} = 2,1 < \text{p}K_{a_2} = 7,2 < \text{p}K_{a_3} = 12,4$$

### Diagramme de prédominance de $\text{H}_3\text{PO}_4$



### Diagramme de distribution de $\text{H}_3\text{PO}_4$



Domaines de majorité : [0 ; 1,1]  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ; [3,1 ; 6,2]  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  ; [8,2 ; 11,4]  $\text{HPO}_4^{2-}$  ; [13,4 ; 14,0]  $\text{PO}_4^{3-}$