

- Date de la captation : mardi 17 avril 2018
- Lieu : lycée Marceau CHARTRES
- Durée de la séance : 50 min ( 10h10-11h00 ou 11h05-11h55 )
- Lieu : salle 2011
- Niveau concerné : Terminale S, accompagnement personnalisé
- Nombre d'élèves : 16

### Objectifs de la séance :

1. Auto-évaluation des élèves sur les notions relatives au chapitre sur les contrôles de qualité par titrage pH-métrique.
2. Retour en autonomie sur les notions qui ne sont pas correctement assimilées
3. Réinvestissement dans des exercices.

### Mise en œuvre :

- Les élèves font le QCM\_1 ( / 10 questions )
  - Si moins de 8 bonnes réponses : retour sur le cours ( vidéo ) et exercices **NIVEAU « FONDAMENTAL »**
  - Si au moins 8 bonnes réponses : QCM\_2 ( / 6 questions )
    - ❖ Si moins de 5 bonnes réponses : retour sur le cours ( vidéo ) et exercices **NIVEAU « INTERMEDIAIRE »**
    - ❖ Si 5 ou 6 bonnes réponses : exercices **NIVEAU « EXPERT »**

### FICHE EXERCICES NIVEAU « FONDAMENTAL »

#### ***Notions abordées :***

- réactif titrant et réactif titré
- équation du dosage dans un cas simple
- équivalence du dosage et calcul de la concentration.

#### **EXERCICE 1 :**

**cas 1 :** dosage d'une solution aqueuse d'acide acétique  $\text{CH}_3\text{COOH}$  par la soude ( hydroxyde de sodium  $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$  )

**cas 2 :** dosage d'une solution aqueuse d'acide ascorbique  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  par la soude

**cas 3 :** dosage d'une solution d'ammoniac  $\text{NH}_3_{(\text{aq})}$  par l'acide chlorhydrique (  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$  )

#### **Pour chacun des trois cas :**

- 1) Ecrire les deux couples acide/base mis en jeu dans le dosage.
- 2) Quel est le réactif titré ? Quel est le réactif titrant ?
- 3) Ecrire l'équation-bilan du dosage.

#### **EXERCICE 2 :**

On dosage un volume  $V_a = 10,0 \text{ mL}$  d'une solution d'éthanoate de sodium (  $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$  ) par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_b = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

- 1) Ecrire l'équation-bilan du dosage.

- 2) Quelle relation peut-on écrire à l'équivalence entre les quantités de réactifs ?  
3) Quelle est la concentration de l'acide acétique si on obtient un volume  $V_{b,E} = 5,6$  mL à l'équivalence ?

### FICHE EXERCICES NIVEAU « INTERMEDIAIRE »

#### Notions abordées :

- Equivalence dans un dosage , notion de stœchiométrie.

#### EXERCICE 1 :

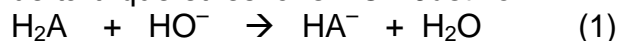
On ajoute à une solution d'acide tartrique  $AH_2$  une solution d'hydroxyde de sodium  $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$  jusqu'à ce que le pH du mélange soit égal à 7.

Données :

Masse molaire de l'acide tartrique :  $150 \text{ g.mol}^{-1}$

$pK_a(H_2A/HA^-) = 3,0$  ;  $pK_a(HA^-/A^{2-}) = 4,4$

- 1) Quelle est l'espèce chimique prédominante dans le mélange à  $pH = 7$  ?  
2) Choisir alors parmi les deux propositions suivantes l'équation de la réaction qui se produit dans ces conditions entre l'acide tartrique et les ions  $HO^-$ . Justifier.



- 3) Pour déterminer l'acidité totale d'un vin blanc d'appellation protégée, on introduit 20,0 mL de ce vin dans une fiole pour effectuer un dosage par le soude. On doit alors ajouter un volume  $V = 15,5$  mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $C = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$  pour atteindre l'équivalence.

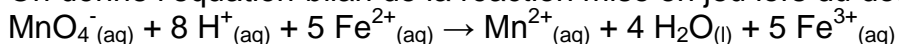
3.1) Exprimer la quantité d'acide dans le vin en fonction de  $C$  et  $V$ .

3.2) En déduire la masse d'acide tartrique présente dans 1 L de ce vin.

#### EXERCICE 2 :

On veut titrer en milieu très acide  $V_0 = 100$  mL de solution de sulfate de fer (II) ( $Fe^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ ) de concentration  $C_0 = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  par une solution de permanganate de potassium ( $K^+_{(aq)} + MnO_4^-_{(aq)}$ ) de même concentration. Soit  $V_E$ , le volume versé à l'équivalence.

On donne l'équation-bilan de la réaction mise en jeu lors du dosage :



- 1) Identifier le réactif titrant et le réactif titré.  
2) Déterminer la valeur du volume  $V_E$  nécessaire pour atteindre l'équivalence.

### FICHE EXERCICES NIVEAU « EXPERT »

#### Notions abordées :

- Dosage des polyacides.  
- Diagramme de distribution.

#### EXERCICE 1 :

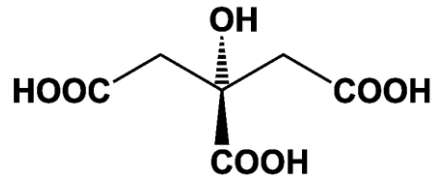
L'acide phosphorique  $H_3PO_4$  est un triacide caractérisé par  $pK_{a1} = 2,2$  ,  $pK_{a2} = 7,2$  et  $pK_{a3} = 12,2$

- 1) Donner les 3 couples acide/base relatifs à l'acide phosphorique.  
2) Donner les expressions des 3 constantes d'équilibre  $K_{a_i}$  relatives à ces trois couples.  
3) Tracer les diagrammes de prédominance.  
4) Quelle espèce prédomine dans une solution aqueuse d'acide phosphorique à  $pH = 5$  ?

5) Quelle relation peut-on écrire entre les concentrations de certaines espèces présentes dans la solution à  $\text{pH} = 7,2$  ?

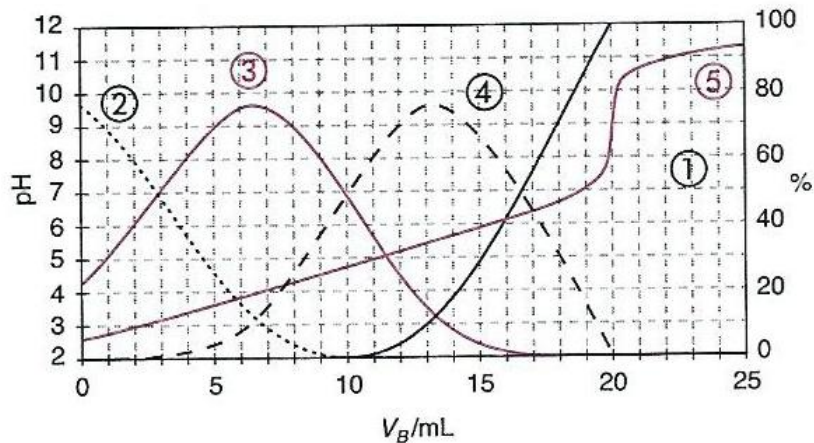
**EXERCICE 2 :**

L'acide citrique est un triacide de formule



Pour simplifier, on notera  $\text{AH}_3$  cet acide.

On donne la courbe pH-métrique obtenue lors du titrage de l'acide citrique par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. On a ajouté sur le graphe le diagramme de distribution donnant les pourcentages de chacune des espèces présentes  $\text{AH}_3$ ,  $\text{AH}_2^-$ ,  $\text{AH}^{2-}$  et  $\text{A}^{3-}$ .



- 1) Attribuer à chaque courbe l'ordonnée correspondant ( pH ou espèce chimique concernée ).
- 2) Déduire de ce graphe les valeurs des  $\text{pK}_a$  de l'acide citrique.
- 3) Pourquoi les sauts de pH ne sont pas discernables ?
- 4) En déduire l'équation support de ce titrage.