

# DEMARCHE OUVERTE EN CHIMIE DES SOLUTIONS

EN CLASSE DE TERMINALE S –TRONC COMMUN

Par Vincent Mas et la Terminale S<sub>1</sub> du lycée François Arago – année 2008-2009- Perpignan

## Objectifs du TP

- **Réinvestir les savoirs et savoir-faire sur les dosages** vus en 1S, en début de terminale S et lors du TP précédent (dosage pH-métrique avec détermination du volume équivalent par la méthode des tangentes et/ou de la dérivée) en vue de déterminer la concentration d'une espèce chimique.
- **Utiliser et choisir une autre technique de dosage et le réaliser** afin :
  - o de déterminer la masse  $m$  «mystère » d'acide sulfamique contenue dans une solution aqueuse de poudre détartrante pour cafetière électrique.
  - o vérifier une des indications de l'étiquette d'une bouteille de DESTOP®.

**Temps disponible** : 2 heures

## Documents à disposition

- fiche sur la conductimétrie
- notices originales des appareils
- énoncé du TP contenant des informations (voir ci-dessous).

## Déroulement de la séance

- le choix des deux techniques est « imposé » (colorimétrique et conductimétrique) afin que les élèves aient exploré le maximum de techniques (les dosages pH-métrique, spectrophotométrique... ont été déjà réalisés)
- le compte rendu est à rendre lors du cours suivant. L'aspect expérimental est privilégié. Les élèves peuvent toutefois commencer celui-ci en fin de séance de travaux pratiques s'ils le désirent.

## LES ENONCES DISTRIBUES AUX ELEVES

### **MANIPULATION 1 : LE DETARTRANT ; TECHNIQUE DE LA COLORIMETRIE. LA SITUATION, LE PROBLEME ET LES DONNEES:**

#### **Situation :**

*Le professeur dissout dans une fiole jaugée de 1L devant les élèves une certaine masse d'acide sulfamique déterminée à la balance électronique. Il inscrit sur un morceau de papier la masse dissoute et positionne le papier face cachée (sur le tableau avec un aimant par exemple...)*

La mission des élèves est de déterminer cette masse  $m$  d'acide sulfamique dissoute dans la solution.

Pour cela, les élèves vont réaliser un dosage d'un certain volume de solution de ce détartrant par une solution de soude de concentration  $c_b = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ .

La technique de dosage sera colorimétrique. Il faudra utiliser un indicateur coloré de pH judicieusement choisi.



**Problème : Comment réaliseriez vous expérimentalement ce dosage, et détermineriez vous la concentration molaire d'une solution du détartrant étudié, puis la masse d'acide sulfamique dissoute dans cette solution ?**

#### **Informations :**

- Le détartrant se présente sous forme de poudre. Il est conditionné dans des sachets de 15 g ou 20 g. Il est composé essentiellement d'acide sulfamique ( $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$ ) noté **AH** assimilable à un monoacide dont le comportement dans l'eau est analogue à celui de l'acide chlorhydrique. Le couple acide / base de cet acide s'écrit :  $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H} / \text{NH}_2\text{SO}_3^-$ .
- L'équation chimique d'un dosage d'une solution de cet acide par une base peut s'écrire par :  

$$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$$
 Le pH à l'équivalence est situé autour de 7,0.
- On donne les masses molaires atomiques suivantes en  $\text{g.mol}^{-1}$ :  $M(\text{H}) = 1,0$  ;  $M(\text{O}) = 16,0$  ;  $M(\text{N}) = 14,0$  ;  $M(\text{S}) = 32,1$ .
- Ci-dessous : un tableau présentant les zones de virage de quelques indicateurs colorés de pH

principaux indicateurs colorés	teinte acide	zone de virage	teinte basique
vert de malachite (1 <sup>er</sup> vir.)	jaune	0,1 – 2,0	vert
jaune d'alizarine R (1 <sup>er</sup> vir.)	rouge	1,9 – 3,3	jaune
hélianthine	rouge	3,1 – 4,4	jaune
bleu de bromophénol	jaune	3,0 – 4,6	bleu-violet
rouge d'alizarine S (1 <sup>er</sup> vir.)	jaune	3,7 – 5,2	violet
vert de bromocrésol	jaune	3,8 – 5,4	bleu
rouge de méthyle	rouge	4,2 – 6,2	jaune
bleu de bromothymol	jaune	6,0 – 7,6	bleu
rouge de crésol	jaune	7,2 – 8,8	rouge
phénoptaléine	incolore	8,2 – 10,0	rose
rouge d'alizarine S (2 <sup>e</sup> vir.)	violet	10,0 – 12,0	jaune
jaune d'alizarine R (2 <sup>e</sup> vir.)	jaune	10,1 – 12,1	violet
vert de malachite (2 <sup>e</sup> vir.)	vert	11,5 – 13,2	incolore
carmin d'indigo (2 <sup>e</sup> vir.)	bleu	11,6 – 14,0	jaune

**Doc. 1** Principaux indicateurs colorés.

Source : Terminale S, Chimie, collection Durupthy, Hachette éducation, 2002.

### **Consigne et aide au compte rendu**

- Effectuer un schéma annoté de votre dosage. Vous préciserez :
  - o le nom du matériel
  - o les étapes de la « préparation » du dosage (mise en milieu...) jusqu'à « l'arrêt » de celui-ci
  - o les volumes prélevés avec quels instruments en expliquant pourquoi.
- Expliquez le choix de l'indicateur coloré de pH choisi.
- Définir l'équivalence d'un dosage. Expliquez comment vous la repérez expérimentalement.
- Exploiter les résultats obtenus pour déterminer la concentration  $c_0$  de votre solution.
- Calculer la masse  $m$  d'acide sulfamique dissoute dans cette solution.
- Vérifier votre résultat avec la masse déterminée par votre professeur.
- Conclure avec esprit critique.

## MANIPULATION 2 : LA SOLUTION DE DESTOP ; TECHNIQUE DE LA CONDUCTIMETRIE. LA SITUATION, LE PROBLEME ET LES DONNEES:

### Situation :

Un élève décide de vérifier les informations fournies par le fabricant indiquées sur l'étiquette d'une bouteille de DESTOP® du commerce en ce qui concerne le pourcentage en masse de soude. Cet élève désire effectuer un dosage et choisit la technique de la conductimétrie pour déterminer l'équivalence.



#### Etiquette

Contient de l'hydroxyde de sodium  
20 % en masse  
 $d = 1,2$



**CORROSIF- IRRITANT**



**Problème :** Comment réaliseriez vous expérimentalement ce dosage, et détermineriez vous la concentration molaire de la solution de DESTOP® étudiée?

Les indications fournies par le fabricant portées sur l'étiquette sont elles exactes ?

### Informations :

La solution titrante d'acide chlorhydrique disponible a pour concentration  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . Cependant si tu veux on peut mettre 0,10 mais je pense qu'ils ont fait le TP avec 0,1

La détermination de la concentration molaire en hydroxyde de sodium du DESTOP® par le dosage d'un volume de DESTOP® pur par une solution d'acide chlorhydrique à une telle concentration amènerait à des volumes très importants versés d'espèce titrante ..... vous devrez travailler (toujours avec précaution) avec une solution non pure mais diluée 50 fois de DESTOP®.

### Consigne et aide au compte rendu

- Effectuer un schéma annoté du dosage. Vous préciserez :
  - o le nom du matériel
  - o faut-il étalonner la conductimètre ? Argumentez votre réponse
  - o les étapes de la « préparation » du dosage jusqu'à « l'arrêt » de celui-ci

- les volumes prélevés avec quels instruments en expliquant pourquoi
- Ecrire l'équation chimique du dosage
- Comment déterminer le volume versé à l'équivalence ? Expliquez alors comment vous détermineriez ce volume équivalent.
- Exploiter les résultats obtenus pour déterminer la concentration  $c_0$  de votre solution, puis celle de la solution pure de DESTOP®. Indiquez votre raisonnement, vos calculs et les données que vous utilisez pour répondre entièrement au problème posé.
- En étudiant le début du graphe, n'y a-t-il pas un autre changement de pente assez apparent ? Conclure.

### Conclusion

- Cette approche reste moins protocolaire que les TP qui peuvent être proposés en général dans la littérature. Cela reste très bénéfique pour les élèves qui ne se contentent pas de suivre un protocole mais participent à son élaboration. Si certains sont déstabilisés au départ, la liberté dont ils bénéficient, reste, à leurs dires, très agréable, surtout que le Compte Rendu n'est pas à faire dans l'heure.
- J'ai laissé la liberté d'accepter les volumes de titrés même si certains étaient trop élevés et nécessitaient au moins une descente de burette... par souci de formation et pour insister sur le fait qu'une petite réflexion théorique (sur le volume équivalent attendu) peut être très utile avant de s'engager dans les manipulations. Sur cette pré-étude, quelques rares groupes l'ont réalisé, beaucoup se sont contentés d'utiliser les pipettes de 10 ou 20 mL à leur disposition.
- Ne soyez pas étonnés de voir quelques élèves notamment poser des questions du type :
  - Quel volume d'espèce titrée doit-on prélever ?
  - Quel « volume » d'indicateur coloré faut-il introduire dans le bécher ?
  - Ai-je le droit de faire un dosage préalable rapide ? (pour la colorimétrie)
  - Doit-on rincer la burette et refaire une mise en milieu après le premier dosage ?
  - Doit-on maintenir l'agitation pendant les mesures ?
  - Quel conductimètre j'utilise ? celui stylo ou l'autre modèle ?
  - Quelle est la température des solutions ?
  - Faut-il apporter des corrections aux valeurs indiquées pour l'étalonnage du conductimètre ?
- Ne soyez aussi pas étonnés de voir les élèves utiliser une électrode combinée de pHmétrie au lieu de celle de conductimétrie... puis lors de l'étalonnage et de la relecture du TP changer de technique...
- Il manquerait peut être quelques fois à ces séances expérimentales ouvertes et pour la bonne formation des élèves, un espace et du temps de synthèse permettant de formaliser et répondre posément à la problématique posée.
- La fin du TP est plus délicate puisque deux changements de pente sont observés. En effet, en réalité, la solution commerciale de Destop® ne contient pas que de l'hydroxyde de sodium en solution. Quand on ouvre prudemment une bouteille de Destop®, il se dégage notamment, une odeur d'ammoniac...



Exemple de courbe expérimentale obtenue par un élève pour le 2<sup>ème</sup> dosage

