

TP12

Dosage d'une solution de détartrant WC

L'eau provenant du sous-sol, des fleuves, rivières, lacs, puits, ou du robinet contiennent en plus ou moins grande quantité des minéraux dissous sous forme d'ions (Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , ...).

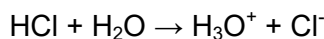
Dans certaines conditions, notamment lors d'une augmentation de la température, les ions calcium Ca^{2+} peuvent précipiter et former du tartre (ou calcaire) de formule CaCO_3 (**carbonate de calcium**)

On peut nettoyer une pièce entartrée avec de l'acide chlorhydrique :

L'équation de la réaction entre l'**acide chlorhydrique** de formule (H_3O^+ , Cl^-) et le tartre, CaCO_3 s'écrit :



L'**acide chlorhydrique** (H_3O^+ , Cl^-) est obtenu par dissolution de chlorure d'hydrogène $\text{HCl}_{(g)}$ dans de l'eau



► On désire déterminer la concentration en chlorure d'hydrogène dans une solution d'Harpic®, en réalisant plusieurs dosages par une solution d'hydroxyde de sodium, ou **soude** (Na^+ , OH^-)



Dilution de l'Harpic

► Pour l'expérience suivante, la solution d'Harpic® est trop concentrée pour être directement utilisée : la solution doit être **diluée 20 fois**.

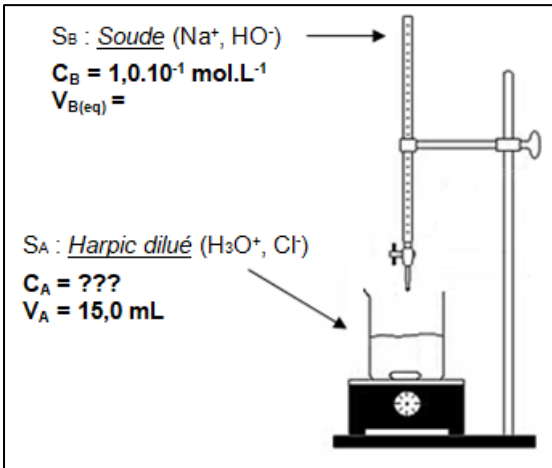
→ Rédiger le protocole qui permet de réaliser la dilution à l'aide du matériel suivant :

- fioles jaugées de 50 mL, 100 mL, 250 mL
- pipettes jaugées de 5 mL, 10 mL, 20 mL

- Réaliser la dilution de la solution d'Harpic

Présentation des dosages

↳ Au cours de la réaction, les ions HO^- de la soude réagissent avec les ions H_3O^+ de la solution d'Harpic, selon la réaction : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$



↳ On appelle:

$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_a$, la concentration molaire en ions H_3O^+ dans l'Harpic dilué

$[\text{HO}^-] = C_b = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, la concentration molaire en ions HO^- dans la soude

$V_{b(\text{eq})}$, le volume de la soude versé à l'équivalence du dosage

V_a , le volume d'Harpic dilué dosé

→ Donner la définition de l'équivalence d'un dosage

→ Trouver la relation qui existe entre la quantité de HO^- versée à l'équivalence, et la quantité de H_3O^+ présente initialement dans le bécher.

Dosage 1/ dosage colorimétrique

→ Que peut-on dire du pH de la solution dans le bécher à l'équivalence ?

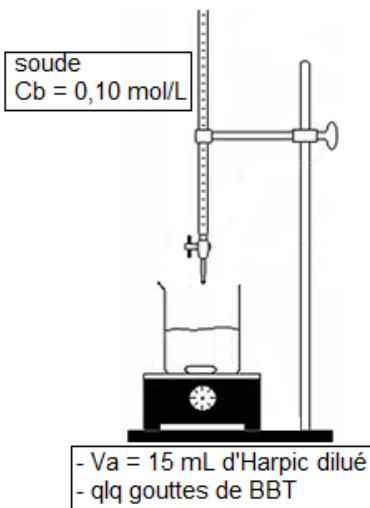
▪ Les espèces intervenant lors de ce dosage (H_3O^+ , HO^- , H_2O) sont toutes incolores ; pour détecter l'équivalence, on utilise **un indicateur coloré**, rajouté dans le Destop dilué en début de dosage.

→ Donner la définition d'un indicateur coloré

→ Justifier pourquoi on utilise, dans le dosage du Destop, le **BBT (bleu de bromothymol)**, dont on donne ci-dessous les différentes couleurs selon le pH de la solution dans laquelle il est versé

Couleur du BBT		
pH inférieur à 6	Entre 6 et 7,6	pH supérieur à 7,6
jaune	vert	bleu

→ Expliquer les changements de couleurs observées au cours du dosage.

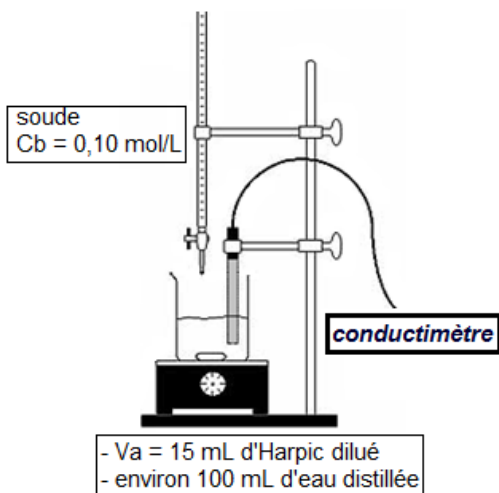


- Rincer la burette avec la soude.
- Remplir la burette avec la soude ; ajuster le zéro.
- Verser $V_a = 15,0 \text{ mL}$ d'Harpic dilué dans l'erenmeyer ; rajouter quelques gouttes de bleu de Bromothymol (BBT).
- Mettre le turbulent dans l'erenmeyer. Placer l'erenmeyer sur l'agitateur magnétique. Intercaler une feuille de papier blanc entre l'eren et l'agitateur.
- Verser la soude dans le bécher jusqu'au changement de couleur de l'indicateur coloré.

→ Noter le volume de soude $V_{b1(\text{eq})}$ versé à l'équivalence

→ Refaire un 2nd dosage, et noter $V_{b2(\text{eq})}$, le volume de soude versé à l'équivalence

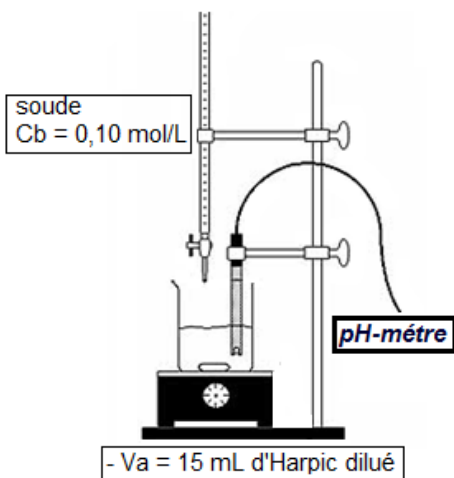
Dosage 2/ dosage conductimétrique



- Remplir la burette avec la soude ; ajuster le zéro.
- Verser $V_a = 15,0 \text{ mL}$ d'Harpic dilué dans un grand bécher ; rajouter environ 100 mL d'eau distillée.
- Mettre le turbulent dans le bécher.
- Placer le bécher sur l'agitateur magnétique.
- Placer la sonde du conductimètre (préalablement étalonné dans le bécher)
- Verser la soude dans le bécher et noter la valeur de la conductivité pour chaque ajout de soude :
 - de 0 mL à 10 mL : verser la soude de 2 mL en 2 mL
 - de 10 mL à 17 mL : verser la soude de 1 mL en 1 mL
 - de 17 mL à 25 mL : verser la soude de 2 mL en 2 mL

→ Tracer la courbe $\sigma = f(V_b)$ puis déterminer le volume de soude versé à l'équivalence $V_{b3(eq)}$

Dosage 3/ dosage pH-métrique



- Remplir la burette avec la soude ; ajuster le zéro.
- Verser $V_a = 15,0 \text{ mL}$ d'Harpic dilué dans un petit bécher
- Mettre le turbulent dans le bécher.
- Placer le bécher sur l'agitateur magnétique.
- Placer la sonde du pH-mètre (préalablement étalonné dans le bécher)
- Verser la soude dans le bécher et noter la valeur du pH pour chaque ajout de soude :
 - de 0 mL à 8 mL : verser la soude de 2 mL en 2 mL
 - de 8 mL à 12 mL : verser la soude de 1 mL en 1 mL
 - de 12 mL à 16 mL : verser la soude de 0,5 mL en 0,5 mL
 - de 16 mL à 20 mL : verser la soude de 1 mL en 1 mL
 - de 20 mL à 25 mL : verser la soude de 2 mL en 2 mL

→ Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ puis déterminer $V_{b4(eq)}$ le volume de soude versé à l'équivalence en utilisant la méthode des tangentes.

→ Tracer la courbe $\frac{d(\text{pH})}{d(V_b)} = f(V_b)$ puis déterminer $V_{b5(eq)}$ le volume de soude versé à l'équivalence.

Analyse des résultats

→ A l'aide du fichier Excel, calculer la moyenne des 5 valeurs obtenues pour $V_{b(eq)}$; exprimer $V_{b(eq)}$ avec son incertitude

→ A l'aide du fichier Excel, exprimer V_a avec son incertitude sachant que :

$$(UV_{15mL})^2 = (UV_{5mL})^2 + (UV_{10mL})^2$$

▪ La solution titrante de soude a été préparée après dissolution de **4,00 g** d'hydroxyde de sodium ($M=40,0 \text{ g.mol}^{-1}$) dans une fiole jaugée de **1,0 L**

→ A l'aide du fichier Excel, exprimer C_b avec son incertitude

→ Déterminer la relation entre les grandeurs C_a , V_a , C_b et $V_{b(eq)}$

→ Calculer la concentration C_a de la solution diluée de Harpic en chlorure d'hydrogène.

→ Déterminer l'incertitude sur C_a à l'aide de la formule :

$$\left(\frac{UC_a}{C_a}\right)^2 = \left(\frac{UC_b}{C_b}\right)^2 + \left(\frac{UV_{b(eq)}}{V_{b(eq)}}\right)^2 + \left(\frac{UV_a}{V_a}\right)^2$$

→ En déduire la concentration C de la solution concentrée d'Harpic en chlorure d'hydrogène; exprimer le résultat avec son incertitude

→ Calculer la concentration massique C_m de l'Harpic en chlorure d'hydrogène ; exprimer le résultat avec son incertitude ; $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g.mol}^{-1}$

→ En déduire la masse de chlorure d'hydrogène dissout dans 1L de solution d'Harpic.

→ Sachant que la masse volumique de l'Harpic est de 1,03 g/mL, donner la masse de 1 L de solution d'Harpic

→ Définir, puis calculer, le pourcentage en masse du chlorure d'hydrogène dans la solution d'Harpic.

→ Conclure en calculant l'écart relatif entre le résultat expérimental et la valeur théorique du pourcentage massique

→ A l'aide du fichier Excel, faire une étude statistique des valeurs obtenues par l'ensemble des groupes.