

**DST n°7****Cours :** (6 pts)

- 1) Expliquer ce qu'est « la valeur en eau » d'un calorimètre
- 2) Expliquer par une rédaction détaillée la méthode des mélanges
- 3) Expliquer la différence entre un dosage par étalonnage et un dosage direct par titrage

**Physique** (7 pts)

Dans un calorimètre ( $\mu$  : valeur en eau), on place une masse  $m_1$  d'eau. On attend l'équilibre thermique, puis on relève la température d'équilibre  $\theta_1$ . On introduit une masse  $m_2$  de cuivre sortant d'une étuve thermostatée à la température  $\theta_2$ . On attend l'équilibre thermique, on relève la température d'équilibre  $\theta_f$ .

- 1) Etablir l'expression de la relation entre les masses et les variations de température observée en détaillant le raisonnement et en précisant les unités normalisées de tous les paramètres de la relation.

La valeur eau du calorimètre n'étant pas connue, il y a deux modes opératoires possibles :

- **Protocole 1** : faire une étude préalable pour déterminer cette valeur en eau
- **Protocole 2** : faire deux fois l'expérience avec la masse de cuivre mais en modifiant les conditions opératoires

- 2) Expliquer en quoi consisterait la mise en œuvre du **Protocole 1**

On décide de mettre en œuvre le **Protocole 2** et on a résumé les deux expériences dans le tableau suivant :

	$m_1$ /g	$m_2$ /g	$\theta_1$ /°C	$\theta_2$ /°C	$\theta_f$ /°C
expérience A	125	118	16,5	88,0	20,6
expérience B	100	118	20,0	75,0	23,7

- 3) Dédire des données expérimentales :

a)  $C_{Cu}$  : la chaleur thermique massique du cuivre

b)  $\mu$  : la valeur en eau du calorimètre.

**Donnée :**  $C_{eau} = 4180 \text{ J.kg}^{-1} . \text{K}^{-1}$

**Chimie** voir au verso

**Exercice :** (7 pts) Dosage de l'eau de Javel. Degré chlorométrique

Industriellement, on obtient l'eau de Javel en dissolvant du dichlore gazeux dans une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium selon la réaction d'équation-bilan:



L'eau de Javel est donc une solution aqueuse contenant les ions  $\text{ClO}^-$ ,  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  ainsi que les ions hydroxyde  $\text{OH}^-$  en excès.

L'agent actif de l'eau de Javel est l'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$  oxydant responsable de ses propriétés désinfectantes.

L'eau de Javel se décompose lentement car l'ion hypochlorite oxyde l'eau. Cette réaction d'oxydation lente impose une limite de durée d'utilisation de l'eau de Javel.

Une eau de Javel est caractérisée, dans les pays francophones, par son degré ou titre chlorométrique ( $^\circ\text{chl}$ ) :

*On appelle degré ou titre chlorométrique d'une eau de Javel, le volume de dichlore susceptible d'être dégagé par 1L de cette eau de Javel. (si la réaction ci-dessus était inversée) Ce volume est mesuré en litre, dans les conditions normales de température et de pression (1 atm = 101.3 kPa et 0°C).*

Sur l'étiquette d'un berlingot, ou "recharge" d'eau de Javel on lit :

**Recharge : 250 mL, 48°chl** départ usine, à diluer.

**Dilution :**

\*Ce berlingot permet d'obtenir 1L d'eau de Javel à 12°chl prêt à l'emploi qui se conserve environ 6 mois.

\*A diluer dans les trois mois qui suivent la date de fabrication (dans les deux mois en période chaude).

A conserver au frais et à l'abri de la lumière.

1. Déterminer d'après les indications de l'étiquette la concentration molaire  $C_{\text{berlingot}}$  en ions hypochlorite de l'eau de Javel de ce berlingot.

2. On se propose de vérifier le degré chlorométrique de l'eau de javel en berlingot

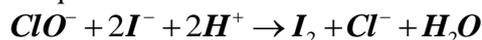
Pour cela, on suit le protocole ci-dessous :

**(Lire d'abord le protocole avant de lire les questions à gauche)**

**Première étape :**

Dans un bécher de  $V = 250 \text{ mL}$ , on introduit 2 g d'iodure de potassium dans 50 mL d'eau et 10 mL d'acide acétique à 1 mol/L; on ajoute alors  $V_{\text{jav}} = 2,0 \text{ mL}$  d'eau de Javel **diluée**, préparée selon les conseils du fabricant avec le contenu du berlingot.

On observe alors la formation de diiode selon la réaction d'équation-bilan:



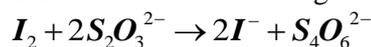
$\text{I}^-$  et  $\text{H}^+$  sont des réactifs en excès.

**Deuxième étape :**

On dose le diiode formé par une solution de thiosulfate de sodium ( $2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ) de concentration  $C_{\text{thio}} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$  en présence d'un indicateur de fin de réaction : l'empois d'amidon ou thiodène.

A l'équivalence le volume de solution de thiosulfate de sodium versé est de  $V_E = 19,0 \text{ mL}$ .

L'équation bilan de la réaction de dosage est :



2.a Pourquoi verse-t-on de l'acide acétique dans le bécher dans la première étape du dosage ?

2.b Dans la deuxième étape du dosage, on dose le diode par le thiosulfate. Montrer que la quantité de diiode dosé est reliée à la concentration et au volume équivalent d'ions thiosulfate par la relation  $2 \times n(\text{I}_2) = C_{\text{thio}} \times V_E$

Rem : Il peut être utile de faire un tableau descriptif associé à l'équation du dosage (- le faire sur la copie -) mais ce n'est pas impératif.

2.c Montrer que la concentration en ions hypochlorite dans la recharge est reliée à  $V_E$  par la relation :

$$C_{\text{hypo}} = \frac{2 \times C_{\text{thio}} \times V_E}{V_{\text{jav}}}$$

2.d Calculer la concentration  $C_{\text{hypo}}$  ; le résultat est-il cohérent avec la réponse à la question 1.

2.e Interpréter la différence entre les deux résultats.

Aide : Regarder la question de cours !

3. Commenter les chiffres significatifs des deux données du protocole :

- « 2 g d'iodure de potassium »
- «  $V_E = 19,0 \text{ mL}$  »
- 

**Donnée :** Volume molaire  $V_{\text{om}} = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$  dans les conditions normales de température et pression (0°C et 1 atm)