

TD Chimie 1: Étude de la matière

Exercice 1 l'Acide oxalique

On souhaite doser l'acide oxalique à l'aide d'un titrage colorimétrique.

Données

- Solution titrée (S_0): $C_2H_2O_2(aq)$ de concentration C_o inconnue, réducteur du CO_2 .
- Solution titrante: $MnO_4^{2-}(aq)$ de concentration C_1 .

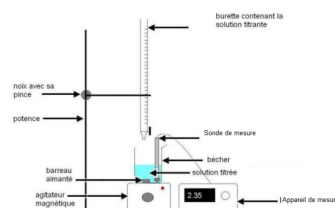
Question 1 Protocole

1. **Problématique** Déterminer la concentration C_o de S_0 .
2. **Méthode** Titrage la solution S_0 avec une solution aqueuse de permanganate de potassium ($K^+(aq) + MnO_4^{2-}(aq)$).

3. Liste du matériel

- Burette
- Becher
- Pontence
- Agitateur magnétique

4. Schéma



5. Liste des étapes

- (a) Prélever un volume V_0 d'acide oxalique, et l'introduire dans un erlenmeyer, ajouter 10 mL d'acide sulfurique à 1,0 mol.L⁻¹. Mettre sous agitation et porter la solution à une température de 60°C.
- (b) Introduire lentement la solution titrante en attendant que la décoloration se produise car la réaction est lente à se réaliser en tout début de titrage.
- (c) Continuer à verser la solution titrante jusqu'à l'apparition d'une couleur rose très pâle persistante. Relever la valeur de $V_{E,min}$, volume équivalent minimal pour lequel cette teinte vient d'apparaître.
- (d) Continuer à verser la solution titrante jusqu'à ce que la teinte rose de la solution n'évolue plus. Relever la valeur de $V_{E,max}$ volume équivalent maximal pour lequel il n'y a plus de changement de teinte.

Question 2 Équivalence

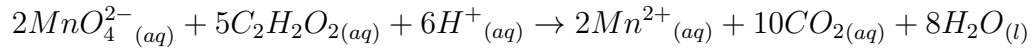
À l'équivalence, les deux espèces chimiques ont été introduites en proportion stoechiométriques. C'est à dire:

$$n_{C_2H_2O_2} = n_{MnO_4^{2-}} = 0$$

Question 3 Concentration d'acide oxalique

- Déterminons l'équation de réaction si nous ne l'avons pas déjà fait!
 - Rappeler les espèces chimiques réactives et déterminer les demis-équations électroniques.
 - Combiner linéairement celles-ci afin d'obtenir l'équation de réaction.

Finalement, on obtient:



- L'équivalence repère le volume de solution titrante nécessaire pour que l'on ait:

$$\frac{C_0 * V_0}{5} = \frac{C_1 * V_E}{2}$$

Ainsi, on en déduit la concentration C_0 puisque V_0 , V_E et C_1 sont connues.

Exercice 2 Méthode de Mohr

On souhaite doser les ions chlorure présent dans le sérum phi à l'aide d'un titrage colorimétrique.

Données

- Solution titrée (S_0): $NaCl_{(aq)}$ de concentration $Cm_o = 3 \text{ g.L}^{-1}$.
On rappelle que $Na^+ + Cl^- \longleftrightarrow NaCl$
- Solution titrante: $(Ag^+; NO_3^-)_{(aq)}$ de concentration $C_1 = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- $V_E = 12 \text{ mL}$
- $M(NaCl) = 58.4 \text{ g.mol}^{-1}$

On souhaite vérifier la concentration d'ions chlorure. On ajoute du chromate de potassium.

Question 1 Avant l'équivalence

	Ag^+	Cl^-	AgCl
$t = 0$	0	$n(Cl^-)_0$	0
$t < t_e$	0	$n(Cl^-)_0 - x$	x

Table 1: Tableau d'avancement

Question 2 Après l'équivalence

	Ag^+	Cl^-	AgCl
$t = 0$	0	$n(Cl^-)_0$	0
$t > t_e$	$(V_c - V_E) * C_1$	0	$x_{max} = C_1 * V_E$

Table 2: Tableau d'avancement

Question 3 Equivalence

Lors de l'équivalence, il se forme un précipité rouge. En effet, une seconde réaction a lieu car les ions Ag^+ n'étant plus consommés par les ions chlorures, ils réagissent avec les ions chromates.

Question 4 Vérification

On en déduit que:

$$\begin{aligned} C_{m_0} &= M(NaCl) * C \\ &= M(NaCl) * \frac{(V_E * C_1)}{V_0} \quad \text{car } n_{Cl^-} = V_E * C_1 \\ &= 3.504 \text{ g.L}^{-1} \end{aligned}$$

la concentration est vérifiée!

Exercice 3 Dosage de l'eau de javel

Définition - Degré chlorimétrique

On définit le degré chlorimétrique comme le volume (*en litre*) de dichlore obtenu lors de la transformation d'un litre d'eau de javel en milieu acide.

L'objectif est de déterminer le degré d'une solution d'eau de javel en se basant sur une succession de réactions par titrage.

Question 1 Réaction entre ClO^- et I^-

Question 1.1 Dilution de l'eau de javel

Établissons le protocole de dilution de l'eau de javel. On utilise la conservation de la quantité de matière:

$$C_m * V_m = C_f * V_v$$

Déterminons la verrerie nécessaire; autrement dit, la quantité de solution mère à prélever pour réaliser une solution de 50 mL diluée au dixième.

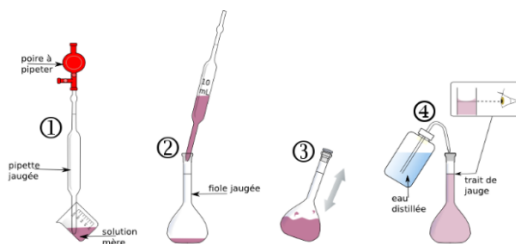
$$\begin{aligned} C_m * V_m &= C_f * V_v \iff V_m = \frac{C_f * V_v}{C_m} \\ &= \frac{C_m * V_v}{10 * C_m} \\ &= \frac{V_f}{10} \end{aligned}$$

A.N : 5 mL

Protocole

1. **Problématique** Diminuer la concentration d'une solution S_0 .
2. **Liste du matériel**

- Pipette jaugée de 5 mL
- Bêcher
- Fiole jaugée de 50 mL



3. Liste des étapes

- (a) Prélever un volume V_0 de solution mère, et l'introduire dans une fiole jaugée.
- (b) Compléter la fiole jusqu'à moitié du trait de jauge avec de l'eau distillée.
- (c) Fermer, secouer.
- (d) Achever la complétion jusqu'au trait de jauge. On obtient une solution fille de concentration $\frac{C_0}{X}$

On note S_1 cette solution fille.

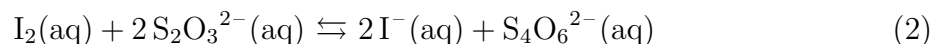
Question 1.2

On utilise successivement deux pipette jaugée de respectivement 10 et 20 mL.

Question 2 Détermination de la concentration

Question 2.1 Réaction (2)

- Établissons les demis-équations électroniques $\begin{cases} (a) & \text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^- \\ (b) & \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{e}^- = 2\text{S}_4\text{O}_6^{2-} \end{cases}$
- Équation de réaction entre le diiode et les ions thiosulfate (a+b)



Question 2.2 Coloration

A mesure que la réaction a lieu, l'amidon est certainement consommé.

Question 2.3 Réactif limitant

Avant l'équivalence, c'est le réactif titrant qui est limitant; après, c'est le réactif titré.

Question 2.4 Quantité de diiode

On utilise (2) et la relation à l'équivalence entre les quantités de matière:

$$\begin{aligned} n_{\text{I}_2} &= \frac{n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{2} \\ &= \frac{c_1 * V_{1E}}{2} \end{aligned}$$

Question 2.5

On a $n_{\text{I}_2} = n_{\text{ClO}^-}$ dans S_1 en utilisant (1).

Question 2.6

$$\begin{aligned} c_{\text{ClO}^-} &= \frac{10 * n_{\text{ClO}^-}}{50.10^{-3}} \\ &= \end{aligned}$$