

Exercice 1

Pour doser une solution de diiode $I_{2(aq)}$, on place 20,0 mL de cette solution dans un bécher avec de l'empois d'amidon on obtient alors une solution bleu foncé (l'amidon est un indicateur coloré permet de visualiser le point d'équivalence : après l'équivalence la solution est bleue ; après l'équivalence la solution est incolore).

Dans une burette graduée, on introduit une solution de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ où la concentration thiosulfate $S_2O_3^{2-}(aq)$ est 0,20 mol.L⁻¹.

On fait couler cette solution dans le bécher jusqu'à disparition de la couleur bleu foncé ; on a alors versé 24,2 mL de solution titrante. La disparition de la couleur bleue foncée démontre la disparition totale du diiode $I_{2(aq)}$.

1- Ecrire l'équation de la réaction de dosage sachant que les couples d'oxydoréduction mis en œuvre sont $I_{2(aq)}/I_{(aq)}^-$ et $S_4O_6^{2-}(aq)/S_2O_3^{2-}(aq)$ Préciser lors de cette réaction chimique quelle est l'espèce oxydant et l'espèce réductrice ?

2- Définir l'équivalence d'un dosage.

3- A l'aide d'un tableau d'avancement ou par une autre méthode déterminer la réaction que l'on peut écrire à l'équivalence.

4- Calculer la concentration de diiode I_2 dans la solution dosée.

En déduire la masse de diiode I_2 dissoute dans un volume $V = 200$ mL de solution.

Donnée : masse molaire du diiode $I_2 : M(I_2) = 253,8$ g.mol⁻¹

Exercice 2 : Dosage colorimétrique: titrage de l'acide oxalique par les ions permanganate

En solution aqueuse, l'acide oxalique est aussi le **réducteur** du couple $CO_{2(g)} / C_2O_4H_{2(aq)}$.

Lors du dosage d'un volume $V_2 = 25,0$ mL d'une solution aqueuse de cet acide, l'équivalence est atteinte après addition d'un volume $V_E = 10,0$ mL d'une solution aqueuse acidifiée de permanganate de potassium de concentration molaire $C_1 = 1,00 \cdot 10^{-1}$ mol.L⁻¹.

- 1) Faire un schéma du montage. Qu'utilise-t-on pour prélever l'acide oxalique ?
- 2) La solution aqueuse de permanganate de potassium est une solution violette obtenue par mise en solution de permanganate de potassium solide $KMnO_{4(s)}$. Ecrire l'équation de dissolution de ce composé ionique dans l'eau.
- 3) Ecrire les demi-équations redox à partir des couples proposés puis retrouver l'équation de la réaction du dosage :
$$2MnO_4^-(aq) + 5C_2O_4H_{2(aq)} + 6H^+(aq) \rightarrow 2Mn^{2+}(aq) + 10CO_{2(g)} + 8H_2O$$
- 4) Comment peut-on repérer ici le volume équivalent ?
- 5) Établir le tableau donnant l'évolution du système à l'équivalence. En déduire la relation entre la quantité de matière d'acide n_2 et la quantité de matière n_1 d'ions permanganate versés à **l'équivalence**.
- 6) Quelle est la concentration molaire de cette solution acide ?
- 7) Cette solution a été obtenue en versant, dans une fiole jaugée de volume $V_3 = 100$ mL, une masse m_3 de l'acide, puis de l'eau jusqu'au trait de jauge. Déterminer la masse m_3 .

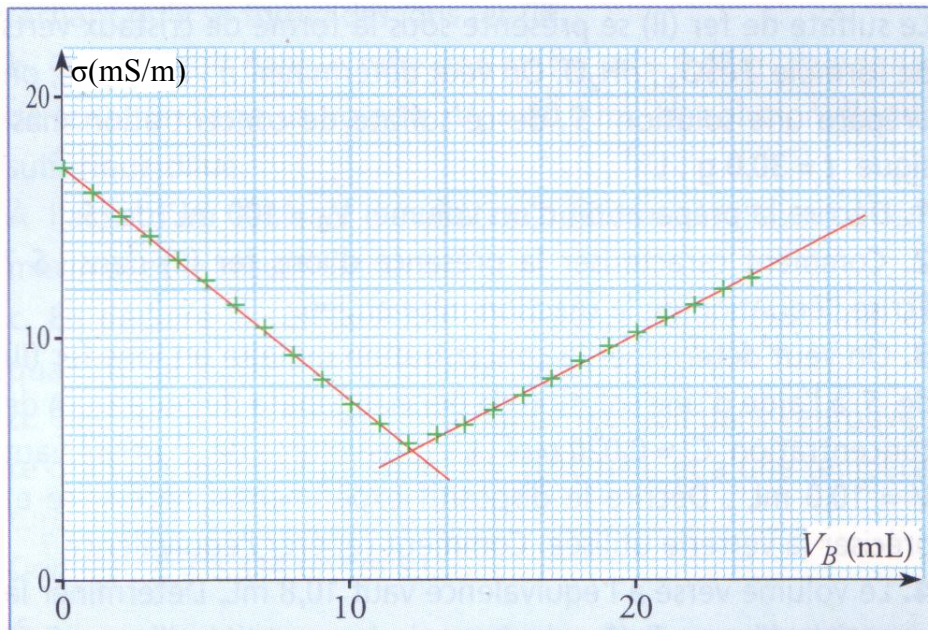
Données : Couple : ion permanganate $MnO_4^-(aq) / Mn^{2+}(aq)$ ion manganèse

Les ions manganèse(II) $Mn^{2+}(aq)$ sont incolores.

Masses molaires (en g.mol⁻¹) : $M_H = 1,00$; $M_C = 12,0$; $M_O = 16,0$

Exercice 3 : Dosage d'un détartrant

On veut déterminer la concentration en acide chlorhydrique d'un détartrant. Pour cela, on dilue ce détartrant 200 fois. On prélève $V_a=100,0$ mL de la solution diluée S_a obtenue, on ajoute en agitant progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b=0,096$ mol.L⁻¹. On mesure la conductivité de la solution obtenue et on obtient la courbe ci-dessous.



- 1) Comment réaliser la dilution du détartrant (matériel) ?
- 2) Représenter le dispositif expérimental nécessaire au dosage.
- 3) Quelle est la réaction de dosage ? Ecrire son équation.
- 4) Justifier qualitativement l'évolution de la conductivité au cours du dosage.
- 5) Définir l'équivalence de ce dosage. Comment la repère-t-on ici ?
- 6) Établir le tableau donnant l'évolution du système à l'équivalence en fonction de l'avancement x .
- 7) Quelle(s) relation(s) littérale(s) peut-on écrire à l'équivalence ?
- 8) Déterminer le volume versé à l'équivalence.
- 9) En déduire la concentration C_a des ions oxonium dans la solution diluée S_a , puis la concentration en acide chlorhydrique du détartrant (en respectant le bon nombre de chiffres significatifs !)

Exercice 4: Titration du vinaigre

Le vinaigre contient de l'acide acétique CH_3COOH en solution aqueuse.

Afin de déterminer la concentration molaire C_0 en acide acétique du vinaigre du commerce, on prépare une solution diluée 100 fois de concentration C_A .

On prélève ensuite $V_A = 10,0$ mL de cette solution diluée que l'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration $C_B = 10 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹.

Le volume de réactif titrant (hydroxyde de sodium) versé à l'équivalence vaut $V_{BE} = 9,7$ mL.

- 1) Identifier les deux couples acido-basiques mis en jeu dans ce titrage et écrire l'équation de la réaction.
- 2) Expliquer à quoi correspond l'équivalence.
- 3) Le titrage est suivi par une mesure de la conductivité de la solution dosée.
- 4) Expliquer pourquoi la conductivité augmente doucement du début du titrage jusqu'à l'équivalence.
- 5) Expliquer pourquoi la conductivité augmente fortement après l'équivalence.
- 6) En utilisant un tableau d'avancement simplifié, trouver la relation entre la quantité de matière d'acide acétique titrée n_A et la quantité de matière d'hydroxyde de sodium versé n_B à l'équivalence ?
- 7) Calculer la concentration en acide acétique C_A de la solution de vinaigre diluée.
- 8) En déduire la concentration C_0 en acide acétique du vinaigre commercial.

Bon courage !!