# Série de dosages (ou titrages) directs

## Exercice 1 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 $C_1 = 1{,}00.10^{-1}$ 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 :

$$2MnO_4^- + 5C_2O_4H_{2(aq)} + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8\ H_2O$$

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 : $MnO_4^-$ / $Mn^{2+}$

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

Masses molaires (en g.mol$^{-1}$) : M(H) = 1,00 ; M(C) = 12,0 ; M(O) = 16,0

## Exercice 2 : Titrage du vinaigre

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

Afin de déterminer la concentration molaire C0 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 ($Na^+$ + $HO^-$) de concentration $C_B$ = 10.10-3 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?

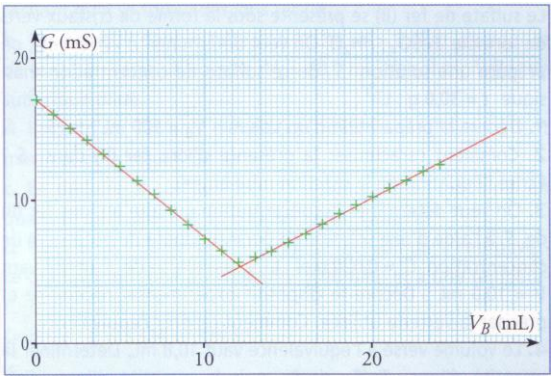
7) Calculer la concentration en acide acétique $C_A$ de la solution de vinaigre diluée.

8) En déduire la concentration $C_0$ en acide acétique du vinaigre commercial.

## 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 Va=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 conductance 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 conductance 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 Ca des ions oxonium dans la solution diluée Sa, puis la concentration en acide chlorhydrique du détartrant (en respectant le bon nombre de chiffres significatifs !)

## Exercices N°4

On effectue le dosage d'une solution aqueuse de sulfate de fer(II) par une solution de permanganate de potassium de concentration $c_2$=0,01 mol/L. On prélève 20 mL de la solution d'ions fer (II) que l'on place dans un bécher et on l'acidifie avec de l'acide sulfurique concentré. On obtient l'équivalence lorsqu'on a versé 16,2 mL de la solution de permanganate de potassium.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction pour ce dosage.
2. Faire le schéma du dispositif.
3. Définir l'équivalence. Comment la repère-t-on pour ce dosage?
4. Indiquer les espèces chimiques présentes avant l'équivalence, à l'équivalence et après l'équivalence.
5. Quelle relation entre les quantités de matières d'ions fer(II) et d'ions permanganate peut-on écrire à l'équivalence?( l'acide sulfurique étant ajouté en excès).
6. En déduire la concentration en ion fer (II).
7. Calculer la masse de sulfate de fer (II) hydraté: $FeSO_4$, $7H_20$ que l'on doit mettre en solution pour obtenir 500mL de cette solution.

## Exercice N° 5 : Dosage conductimétrique

On réalise une solution $S_1$ en diluant 80 fois une solution $S_0$ d'un déboucheur de canalisation du commerce qu'on considérera comme une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ ).

On introduit ensuite 10,0 mL de la solution $S_1$ ainsi préparée dans un bécher. On ajoute environ 200mL d'eau distillée et on plonge la cellule d'un conductimètre dans le mélange.

On effectue le dosage par une solution d'acide chlorhydrique de concentration C' = 1,00 $\times 10^{-1}$ mol.L$^{-1}$.

On obtient les résultats présentés dans le tableau ci-après :

| ***V (mL)*** | 0,0 | 2,0 | 4,0 | 6,0 | 8,0 | 10,0 | 12,0 | 14,0 | 16,0 | 18,0 | 20,0 | 22,0 | 24,0 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| ***σ (mS.cm$^{-1}$)*** | 1,34 | 1,21 | 1,08 | 0,96 | 0,84 | 0,73 | 0,63 | 0,68 | 0,93 | 1,23 | 1,55 | 1,84 | 2,13 |

1. Quel danger représente l'utilisation d'un produit domestique de ce type ?
2. Ecrire l'équation du dosage.
3. Tracer la courbe représentant la conductivité σ en fonction du volume V d'acide chlorhydrique versé.
4. Déterminer graphiquement le volume équivalent $V_E$.
5. A l'aide d'un tableau d'avancement, déduire la concentration $C_1$ de la solution $S_1$ dosée.
6. Quelle est la concentration molaire $C_0$ de la solution commerciale $S_0$ ?
7. Quelles sont toutes les espèces chimiques présentes dans le bécher à l'équivalence du dosage ?

## Exercice N° 6

On lit sur l'étiquette d'une boîte d'un détartrant pour cafetière que chaque cachet de détartrant possède 15g d'acide sulfamique $NH_2SO_3H$.

On dissout un sachet dans 1,00 L d'eau distillée. On obtient une solution $S_0$. On prélève $V_A$=10,0 mL de solution $S_0$ que l'on dose avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B$= 0,100 mol.L$^{-1}$ en présence d'un indicateur coloré. Il a fallu verser un volume $V_E$= 15,3 mL de solution d'hydroxyde de sodium pour atteindre l'équivalence.

1- Quel est le rôle de l'indicateur coloré ?
2- Donner un schéma légendé du montage permettant de faire le dosage colorimétrique.
3- Ecrire l'équation du dosage sachant que les couples mis en jeu sont $NH_2SO_3H_{(aq)}$ / $NH_2SO_3^-{}_{(aq)}$ et $H_2O/HO^-_{(aq)}$.
4- Après avoir défini l'équivalence, déterminer la concentration molaire d'acide sulfamique dans la solution $S_0$.
5- En déduire la masse d'acide sulfamique dans un sachet de détartrant.
6- Calculer l'incertitude relative. Conclure.

Donnée : masse molaire (en g.mol$^{-1}$ : O= 16 H = 1 N = 14 S= 32.