Titrage chimique – Exercices - Devoirs

Exercice 1 corrigé disponible

La teneur maximale en dioxyde de soufre d'un vin est imposée par une réglementation européenne.

Données :

- Masses molaires atomiques :

Élément	H	C	O	N	S
M (g/mol)	1,00	12,0	16,0	14,0	32,1

- En présence d'empois d'amidon, le diiode donne à une solution aqueuse une teinte violet foncé.
  Les ions iodure I^-, les ions sulfate SO_4^{2-} et le dioxyde de soufre en solution sont incolores.

1. Dosage du dioxyde de soufre dans le vin.

Un laboratoire départemental d'analyse doit déterminer la concentration de dioxyde de soufre $SO_{2(aq)}$ dans un vin blanc. Un technicien dose ce dernier à l'aide d'une solution aqueuse de diiode aqueux $I_{2(aq)}$.
Pour cela, il introduit dans un erlenmeyer, un volume V_1 = 20,0 mL de vin blanc limpide très peu coloré en vert pâle, 4 mL d'acide sulfurique incolore et 1 mL d'empois d'amidon également incolore.
La solution titrante, de concentration en diiode C_2 = $1{,}00 \times 10^{-2}$ mol.L^{-1} est ensuite ajoutée jusqu'à l'équivalence repérée par le changement de couleur du milieu réactionnel.

L'équivalence est obtenue après avoir versé un volume V_E = 6,28 mL de solution de diiode.

L'équation support du dosage est :

$$I_{2(aq)} + SO_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2I^-_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 4H^+_{(aq)}$$

1.1. Préciser, en justifiant, le changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence.

1.2. Déterminer la concentration molaire C_1 en dioxyde de soufre de ce vin et en déduire que sa concentration massique C_{mexp} en dioxyde de soufre est égale à 0,201 g.L^{-1}.

1.4. Cette concentration est-elle conforme à la réglementation européenne ? Justifier.

Document 1 : Extrait de la réglementation sur le vin.

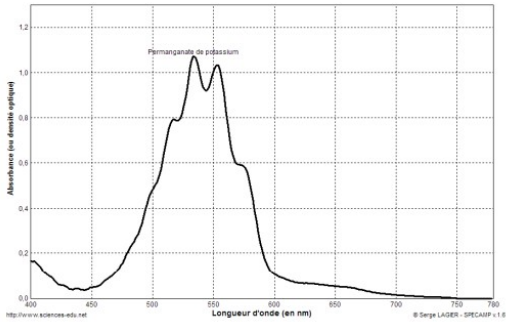
Réglementation européenne :
… « La concentration massique en dioxyde de soufre ne doit pas dépasser 210 mg.L^{-1} dans un vin blanc » …

Exercice 2 corrigé disponible

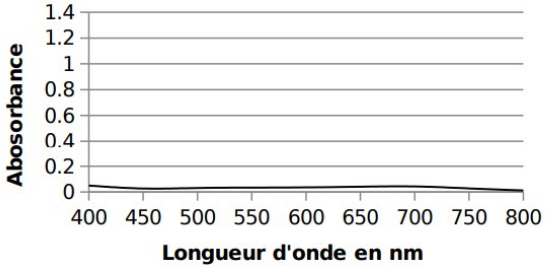
Les feuilles de certaines plantes comme celles des vignes, des rosiers, des pêchers peuvent parfois jaunir tout en gardant des nervures bien vertes. C'est le signe que ces plantes souffrent de chlorose ferrique. Le fer, comme le magnésium, le manganèse ou le zinc sont essentiels à la synthèse de la chlorophylle, et les plantes les puisent dans le sol. Lorsque ces éléments manquent, la chlorophylle n'est plus synthétisée et les feuilles perdent leur couleur verte.
Il est possible de lutter contre la chlorose ferrique grâce à des moyens biologiques ; l'utilisation d'un purin d'ortie peut y contribuer par exemple.
Il est aussi possible d'utiliser des produits phytosanitaires commerciaux. La teneur en fer d'un produit phytosanitaire anti-chlorose est indiquée sur son emballage : 6,0 % en masse.

Données :
Masse molaire atomique du fer : M_{Fe} = 56,0 g.mol^{-1}
Couples oxydant/réducteur : MnO_4^-/Mn^{2+} (incolore) ; $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$(incolore) ;
Fe^{3+}(orange pâle)/Fe^{2+}(vert pâle)
Spectre d'absorption d'une solution de permanganate de potassium de concentration $2{,}5 \times 10^{-4}$ mol.L^{-1}.

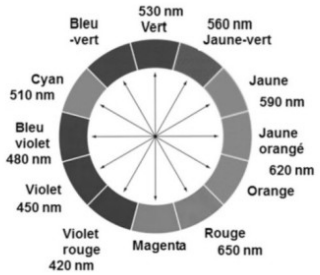
Absorbance = f(λ)



Spectre d'absorption d'une solution de peroxodisulfate de potassium de concentration $2{,}5 \times 10^{-4}$ mol.L^{-1}



- Cercle chromatique



- Tests caractéristiques des ions Fe^{2+} et Fe^{3+} avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

ions	couleur	Ajout de quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium
Fe^{2+}	Vert à peine perceptible	Précipité vert d'hydroxyde de fer II
Fe^{3+}	Rouille à peine perceptible	Précipité rouille d'hydroxyde de fer III

1. Choix du réactif titrant.

Pour réaliser le titrage des ions ferreux, Fe^{2+}, contenus dans un produit phytosanitaire destiné à lutter contre la chlorose ferrique, on dispose de deux solutions titrantes possibles :

- Une solution de peroxodisulfate de potassium acidifiée ($K^+_{(aq)}+S_2O_8^{2-}{}_{(aq)}$) de concentration 0,10 mol.L^{-1}
- Une solution de permanganate de potassium acidifiée ($K^+_{(aq)}+MnO_4^-{}_{(aq)}$) de concentration molaire 0,10 mol.L^{-1}.

Les ions peroxodisulfate comme les ions permanganate réagissent en solution aqueuse avec les ions Fe^{2+}. Un test avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, après réaction entre les ions Fe^{2+} et les ions $S_2O_8^{2-}$ ou MnO_4^-, conduit au même précipité rouille d'hydroxyde de fer III.

1.1. Préciser la nature de la transformation chimique qui se produit quand on mélange des ions Fe^{2+} et des ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ d'une part ou permanganate MnO_4^-

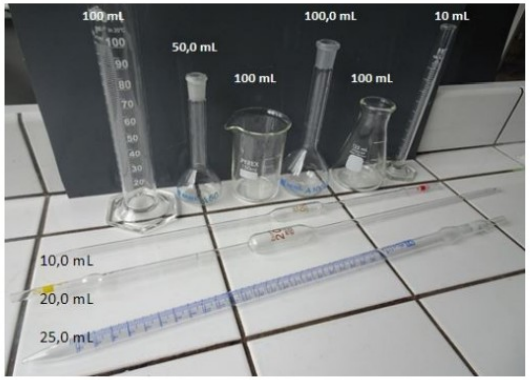
1.2. Écrire les équations des réactions modélisant les transformations chimiques mettant en jeu :

- les ions Fe^{2+} et les ions $S_2O_8^{2-}$ d'une part,
- les ions Fe^{2+} et les ions MnO_4^- d'autre part.

1.3. Montrer, en vous référant à la couleur de chaque solution titrante, qu'il est plus judicieux de choisir la solution de permanganate de potassium pour réaliser le titrage des ions ferreux contenus dans le produit phytosanitaire, la coloration due aux ions ferreux (Fe^{2+}) ou ferrique (Fe^{3+}) en solution aqueuse étant très peu perceptible.

1.4. Définir l'équivalence d'un titrage.

2. Mise en œuvre du titrage



2.1. La solution de permanganate de potassium étant trop concentrée, il est nécessaire de la diluer 5 fois avant de l'utiliser pour le titrage. Choisir, dans la liste de matériel proposé (photographie ci-dessus), la verrerie adaptée à cette dilution. Justifier.

2.2. Expliquer pourquoi certaines verreries sont associées à des capacités notées 100 mL, 50 mL, 10 mL, et d'autres à des capacités de 100,0 mL, 50,0 mL, 10,0 mL.

2.3. Le produit phytosanitaire se présente sous la forme d'une poudre. Afin de réaliser le titrage, on dissout 100,0 g de produit dans de l'eau et on complète avec de l'eau de façon à obtenir 1,0 L de solution.

2.3.1. On prélève 10,0 mL de cette solution qu'on introduit dans un erlenmeyer. Dans la liste de matériel proposée ci-dessus, choisir la verrerie utilisée pour prélever ces 10,0 mL.

2.3.2. Schématiser et légender le montage utilisé afin de réaliser le titrage.

3. Exploitation du résultat du titrage

3.1. Le titrage est réalisé plusieurs fois. On note V_E, le volume de solution de permanganate de potassium versé pour atteindre l'équivalence pour chaque titrage réalisé. Les résultats sont rassemblés dans le tableau suivant :

Mesure	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
V_E en mL	11,0	10,6	10,4	10,6	10,8	10,5	10,7	10,9	11,2	11,0

3.1.1. L'incertitude-type $u(V_E)$, de type A, sur cette série de mesures est égale à $0{,}2$ mL. Écrire le résultat de la mesure pour V_E.

3.1.2. Déterminer la teneur en masse d'ions ferreux présente dans l'échantillon de 10,0 mL de solution titrée prélevé.

Exercice 3 corrigé disponible

Dans plusieurs régions de France, on fabrique du vin d'épines, un apéritif alcoolisé qui titre environ à environ 15 % en degré d'alcool. Cette boisson est préparée en faisant macérer de jeunes pousses de prunellier, un petit arbre rustique, dans un mélange de sucre, de vin et d'eau de vie* pendant un mois. Après filtration, ce mélange est mis en bouteille pour vieillir pendant au moins trois mois, avant de pouvoir être dégusté. En fin de période de vieillissement, il est possible de vérifier le degré d'alcool du vin d'épines fabriqué en réalisant un titrage suivi par colorimétrie.
On considère que l'alcool présent dans les boissons alcoolisées est une seule et même espèce chimique : l'éthanol.
Le degré d'alcool d'une boisson alcoolisée, noté (°), correspond au volume d'éthanol pur contenu dans 100 mL de boisson. Par exemple,100 mL d'une boisson à 35° contient 35 mL d'éthanol pur.
**boisson alcoolisée obtenue par distillation de jus fermentés de fruits, de céréales ou de tubercules.*

Le vin d'épines étant constitué de diverses espèces chimiques, on effectue une distillation fractionnée d'un mélange de 50 mL de vin d'épines et d'eau pour en extraire l'éthanol. On verse le distillat dans une fiole jaugée de 500 mL et on complète avec de l'eau distillée. **On obtient 500 mL de solution notée S contenant tout l'éthanol initialement présent dans 50 mL de vin d'épines**.
L'éthanol réagit avec les ions permanganate en milieu acide, mais cette transformation, quoique totale, est lente : elle ne peut donc pas être le support d'un titrage. On procède donc en deux étapes.
Étape 1 : on introduit les ions permanganate en excès dans un volume donné de la solution S pour transformer tout l'éthanol présent en acide éthanoïque et on laisse le temps nécessaire à la transformation de s'effectuer.
Étape 2 : on réalise ensuite le titrage des ions permanganate restants par les ions Fe^{2+}.

Données :
- Couples oxydant-réducteur :
  acide éthanoïque / éthanol : $C_2H_4O_{2(aq)}$ / $C_2H_6O_{(aq)}$
  ion permanganate / ion manganèse : $MnO_4^-{}_{(aq)}$ / $Mn^{2+}{}_{(aq)}$
- Demi-équation électronique : $MnO_4^-{}_{(aq)} + 8\ H^+{}_{(aq)} + 5\ e^- = Mn^{2+}{}_{(aq)} + 4\ H_2O_{(l)}$
- Masse volumique de l'éthanol : 0,79 $g.mL^{-1}$
- Masse molaire de l'éthanol : M = 46 $g.mol^{-1}$
- Toutes les espèces chimiques en solution sont incolores mis à part les ions permanganate qui sont violets.

2.1. Étude de l'étape 1

On s'intéresse ici à la réaction entre les ions permanganate et l'éthanol.
Dans un erlenmeyer, on mélange V_0 = 2,0 mL de solution S et V_1 = 25,0 mL d'une solution acidifiée de permanganate de potassium ($K^+{}_{(aq)} + MnO_4^-{}_{(aq)}$) de concentration en quantité de matière $C_1 = 5{,}00.10^{-2}$ $mol.L^{-1}$.
On bouche l'erlenmeyer et on laisse réagir pendant environ 30 minutes, à 60°C.

2.1.1. Établir que l'équation de réaction entre l'éthanol et les ions permanganate en milieu acide s'écrit : $5\ C_2H_6O_{(aq)} + 4\ MnO_4^-{}_{(aq)} + 12\ H^+{}_{(aq)} \rightarrow 5\ C_2H_4O_{2(aq)} + 4\ Mn^{2+}{}_{(aq)} + 11\ H_2O_{(\ell)}$

2.1.2. Compléter le tableau d'avancement en **ANNEXE A RENDRE AVEC LA COPIE**, en utilisant comme notation :
- n_0, quantité de matière initiale d'éthanol présente dans le volume V_0
- n_1, quantité de matière initiale d'ions permanganate présente dans le volume V_1.

213. Construire un tableau d'avancement puis montrer que

$$n(MnO_4^-)_{restant} = C_1 \times V_1 - \frac{4}{5} \times n_0$$

2.2. Étude de l'étape 2

On titre les ions permanganate restants à la fin de l'étape 1, directement dans l'erlenmeyer, par une solution aqueuse contenant des ions Fe^{2+} à la concentration en quantité de matière $C_2 = 3{,}00.10^{-1}$ $mol.L^{-1}$.
L'équation de la réaction de support du titrage entre les ions permanganate MnO_4^- et les ions Fe^{2+} est : $MnO_4^-{}_{(aq)} + 5\ Fe^{2+}{}_{(aq)} + 8\ H^+{}_{(aq)} \rightarrow Mn^{2+}{}_{(aq)} + 5\ Fe^{3+}{}_{(aq)} + 4\ H_2O_{(\ell)}$

Le volume de solution titrante versé pour atteindre l'équivalence est $V_{2éq}$ = 14,1 mL.

2.2.1. Définir le terme « équivalence » utilisé lors d'un titrage.
2.2.2. Préciser, en justifiant, le changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence.
2.2.3. Indiquer la relation qui existe, à l'équivalence, entre les quantités de matière d'ions permanganate présents initialement et les ions Fe^{2+} versés à l'équivalence.
2.2.4. Déterminer si le degré d'alcool annoncé de ce vin d'épines est conforme

Exercice 4 **corrigé disponible**

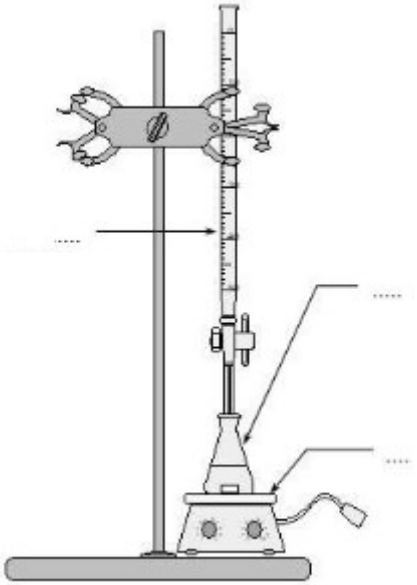
La vitamine C de formule $C_6H_8O_6$ est le nom donné à l'acide ascorbique. La vitamine C est synthétisée par de nombreux êtres vivants, mais pas par l'être humain qui doit donc la trouver dans son alimentation, notamment dans les fruits.

On se propose de réaliser le titrage indirect en acide ascorbique par du diiode dans un jus de fruit obtenu après avoir pressé 2 oranges

Protocole : Le volume de jus de fruit est $V_0 = 75{,}0\,mL$.
Dans un erlenmeyer, on verse un volume $V_1 = 10{,}0\,mL$ de jus de fruit de concentration C_1 .
On ajoute dans l'erlenmeyer un volume $V_2 = 10{,}0\,mL$ de concentration $C_2 = 5{,}00.10^{-3}\,mol\,.\,L^{-1}$ en diiode.
Le diiode restant est dosé par une solution en thiosulfate de concentration $C_3 = 5{,}00.10^{-3}\,mol\,.\,L^{-1}$. Le volume versé à l'équivalence du titrage est $V_E = 15{,}0\,mL$

Données : couples rédox $C_6H_6O_6(aq)/C_6H_8O_6(aq)$;
$I_2(aq)/I^-(aq)$
$S_4O_6^{2-}(aq)/S_2O_3^{2-}(aq)$
Masse molaire de la vitamine C : $M = 176\,g\,.mol^{-1}$

1. On réalise le titrage du diiode par une solution de thiosulfate de sodium ; compléter le schéma suivant :



2. Indiquer comment est repérée l'équivalence lors de ce titrage
3. Quelle quantité de matière $n_f(I_2)$ a été dosée ?
4. En déduire la concentration massique en vitamine C dans le jus de fruit