

1 - Ethanol

Le but est de déterminer expérimentalement la quantité d'éthanol (d'alcool) présente dans un vin.

Quand on regarde l'étiquette d'une bouteille cette quantité est écrite sous forme de degré (ex : 10°).

→ Le degré : 10° signifie que dans une bouteille de vin de 1L il y a 10 cL d'alcool pur.

Pour calculer la quantité d'éthanol nous allons effectuer un dosage par titrage.

→ Un dosage est un type de manipulation qui permet de mesurer la **quantité de matière** d'un composé voulu. La technique par titrage nécessite de considérer une **réaction chimique** entre l'espèce que nous souhaitons doser (ici c'est l'éthanol) et une autre espèce que nous pouvons appeler le **réactif titrant** (ce sera l'ion permanganate MnO_4^-), c'est-à-dire le réactif qui sert à réaliser la réaction chimique de titrage (Ainsi l'éthanol peut être appelé **réactif titré**)
Nous allons rajouter une quantité connue de réactif titrant de manière précise afin de pouvoir déterminer la quantité de réactif titré.

Le problème est que nous ne pouvons pas directement doser l'éthanol : la réaction avec l'ion permanganate est un peu lente...

Voici l'idée qui nous sauve : nous allons faire réagir l'éthanol avec un excès d'ion permanganate et nous attendrons que la réaction soit terminée (15 min). Puis nous doserons la quantité de permanganate restant (qui n'a pas réagi avec l'éthanol) à l'aide d'une autre réaction de dosage.

De manière logique, la quantité initiale = quantité qui a réagi + quantité restante.

Nous pourrons donc après dosage déterminer facilement la quantité qui a réagi avec l'éthanol et retrouver la quantité d'éthanol (même raisonnement que précédemment).

Les détails de ce protocole subtil, clairement décrit avec un vocabulaire que vous n'avez peut-être pas encore bien assimilé sont décrits pendant cette séance de préparation. Le diaporama présentant d'abord ce qu'est une réaction puis comment nous mesurons les quantités (de matière) doit être suivi avec attention (avec prise de note).

Les calculs menant au résultat seront réalisés au cours de la séance suivante (réalisation des mesures)

Lire l'annexe « Réaction chimique »...

Compléter l'annexe « Réactions pour dosage de l'éthanol »

Lire l'annexe « Prévisions calculs »

Vous respecterez tout ce protocole avec votre distillat

2) Dosage du fer dans le vin

Le but est de déterminer la quantité de fer présente dans le vin. Dans le cadre de la chimie, nous appellerons donc cela **doser** le fer présent dans le vin.

L'élément fer est présent dans le vin sous la forme d'ions (structures chimiques chargées électriquement, correspondant dans les cas les plus simples à des atomes ayant perdu/gagné un ou plusieurs électrons) : $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$.

- ➔ Certains ions peuvent former ce que l'on appelle des complexes c'est-à-dire qu'ils vont « s'accrocher » à d'autres ions / molécules et ainsi gagner en stabilité (selon des critères qui ressemblent à ceux du type règle de l'octet ou du duet).

Ici : un ion Fe^{3+} fixe un ion thiocyanate (SCN^-) pour former un ion complexe FeSCN^{2+} qui est rouge foncé.

Ainsi, plus il y a de Fe^{3+} dans une solution plus on peut former de complexes rouge et donc plus la solution est colorée. A l'inverse, si on a très peu de Fe^{3+} la solution est presque incolore.

En réalisant plusieurs solutions de $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ de **concentrations** connues on peut élaborer une échelle de teinte. Ces concentrations seront données et utilisées en g.L^{-1} .

- ➔ Une échelle de teinte est un ensemble de solutions de concentrations connues, qui vont être plus ou moins colorées. Elle permet de déterminer la concentration d'une solution inconnue en procédant à un encadrement entre deux valeurs (connues) de l'échelle de teinte.

Mais nous irons plus loin : nous ne contenterons pas d'un simple encadrement, nous déterminerons précisément la concentration en fer dans une solution obtenue à partir de vin. Pour cela nous utiliserons un spectrophotomètre.

- ➔ Un spectrophotomètre est un appareil qui envoie de la lumière à travers une solution et qui calcule la quantité de lumière absorbée par cette solution.
- ➔ Plus une solution est colorée, plus elle absorbe de lumière. Or nous avons dit précédemment que plus elle est colorée, plus elle est concentrée. Il y a donc un lien direct entre la quantité de lumière absorbée et la concentration de la solution. Il existe même une grandeur, appelée absorbance, notée A , sans unité et facile à mesurer, qui est proportionnelle à la concentration c de l'espèce chimique responsable de l'absorption de lumière !

$$A = k \times c$$

A : absorbance donnée par le spectrophotomètre

k un coefficient spécifique de l'espèce chimique, de la longueur d'onde de la lumière utilisée et de la longueur de solution traversée

c est la concentration en g.L^{-1} .

En utilisant notre échelle de teinte, nous pourrons tracer une courbe d'étalonnage (droite) $A=f(c)$ que nous pourrons utiliser pour déterminer la concentration d'une solution inconnue (après avoir mesuré son absorbance dans les mêmes conditions que pour les solutions de l'échelle de teinte).

Cette méthode s'appelle le dosage par étalonnage spectrophotométrique.

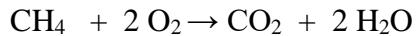
Des questions nous tracassent toutefois et il faudra y répondre :

- Et s'il y a des ions $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$, comment les dose-t-on ?
- Pourquoi se compliquer la vie avec l'ion complexe $\text{FeSCN}^{2+}_{(\text{aq})}$ alors que l'ion $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ est lui-même coloré (jaune) ?

Annexes

1) Réaction chimique

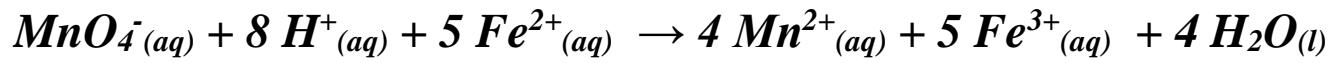
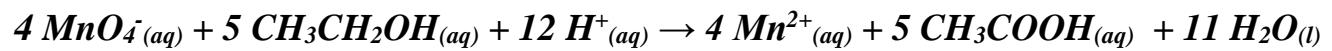
A propos du terme « réaction chimique : Lorsque nous brulons du méthane (gaz de ville), nous expliquons la transformation observée (flamme, chaleur) par une réaction de combustion entre le dioxygène de l'air et le méthane (réactifs) pour former du dioxyde de carbone et de l'eau (produits). Nous décrivons cette réaction à l'aide d'une équation :



Cette réaction nous dit que 1 mol de méthane réagit avec 2 mol de dioxygène pour former 1 mol de dioxyde de carbone et 2 mol d'eau.

Si nous voulions déterminer combien de mol de CH₄ sont présentes dans un échantillon donné, nous pourrions ajouter de l'O₂ petit à petit et trouver un moyen de constater le moment où il n'y a plus de CH₄. Cela veut dire que toutes les moles de CH₄ ont réagi avec la quantité d'O₂ ajoutée. Comme on sait dans quelles proportions réagissent les deux réactifs, on doit pouvoir remonter à la quantité initiale de CH₄ présent si on a pu mesurer la quantité de O₂ ajouté...

2) Réactions pour dosage de l'éthanol



Stœchiométrie, quantité de matière, mole, concentration molaire...

3) Prévisions des résultats, calculs (dosage éthanol)

Prévisions de résultats pour le dosage indirect de l'éthanol issu de la distillation de 50,0 mL de vin.

Nous avons prélevé le distillat et dilué à 100 mL (solution S_0).

Nous avons prélevé 10 mL de la solution S_0 qui ont été introduits dans une (autre ou la même bien nettoyée) fiole de 100,0 mL et nous avons complété à 100 mL avec de l'eau déminéralisée : solution S .

Nous avons prélevé 1,0 mL de S . Ce prélèvement contient 1/1000^{ème} de l'éthanol initialement présent dans 50 mL de vin.

Nous procédons à la réaction de la prise d'essai de 1 mL de S avec 10 mL de $MnO_4^-_{(aq)}$ à 2×10^{-2} mol.L⁻¹ (nous ajouterons 2 mL d' H_2SO_4 concentré au mélange, voir aspect sécurité)

Dosage du restant de $MnO_4^-_{(aq)}$ par une solution de $Fe^{2+}_{(aq)}$ (sous la forme solution de « sel de Mohr ») à 0,05 mol.L⁻¹.

Prévision calcul avec un vin à 13° (densité environ 1)

13 mL d'éthanol : $0,79 \times 13 / 46 = 0,22$ mol (dans 100 mL de vin) Donc 0,11 mol dans 50 mL, donc $1,1 \times 10^{-4}$ mol d'éthanol dans la prise d'essai, qui pourront réagir avec $4/5 \times 1,1 \times 10^{-4} = 8,8 \times 10^{-5}$ mol de MnO_4^- .

On apporte $0,02 \times 1 \times 10^{-2} = 2 \times 10^{-4}$ mol de MnO_4^- .

Il en reste $1,12 \times 10^{-4}$ mol qui devrait réagir avec (5 fois plus) $5,6 \times 10^{-3}$ mol de Fe^{2+} , soit pour un volume versé à l'équivalence $V_E = 5,6 \times 10^{-3} / 0,05 \dots \quad 11 \text{ mL}$

Guide protocole dosage éthanol

- Récupérer quantitativement le distillat dans une fiole jaugée de 100 mL, compléter au trait avec de l'eau déminéralisée.
- Diluer dix fois la solution obtenue
- Prélever 1,0 mL de la solution diluée : vous êtes en train de prélever 1/1000^{ème} de l'éthanol initialement apporté dans les 50 mL de vin distillé. Ce prélèvement est placé dans un erlenmeyer.
- Ajouter 10,0 mL de la solution de $MnO_4^-_{(aq)}$ à 0,02 mol.L⁻¹ (2×10^{-4} mol d'ions $MnO_4^-_{(aq)}$)
- Laisser la réaction se dérouler entièrement, soit environ 15 min (pendant ce temps préparer des calculs de bilans).
- Préparer une burette graduée avec la solution de $Fe^{2+}_{(aq)}$ à 0,05 mol.L⁻¹.
- Disposer l'erlenmeyer sous la burette, équiper avec un dispositif d'agitation et verser petit à petit la solution titrante jusqu'à trouver la goutte permettant de donner au contenu de l'erlenmeyer une couleur jaune paille.
- Noter le volume versé pour atteindre cet état d'équivalence.
- Procéder aux calculs et remonter au degré alcoolique du vin initialement distillé.

Aide

Nous avons prélevé le distillat et dilué à 100 mL (solution S_0).

Nous avons prélevé 10 mL de la solution S_0 qui ont été introduits dans une (autre ou la même bien nettoyée) fiole de 100,0 mL et nous avons complété à 100 mL avec de l'eau déminéralisée : solution S .

Nous avons prélevé 1,0 mL de S . Ce prélèvement contient 1/1000^{ème} de l'éthanol initialement présent dans 50 mL de vin.

Nous procédons à la réaction de la prise d'essai de 1 mL de S avec 10 mL de $MnO_4^-_{(aq)}$ à 2×10^{-2} mol.L⁻¹ (nous ajoutons 2 mL d' H_2SO_4 concentré au mélange, voir aspect sécurité)

Dosage du restant de $MnO_4^-_{(aq)}$ par une solution de $Fe^{2+}_{(aq)}$ (sous la forme solution de « sel de Mohr ») à 0,05 mol.L⁻¹.

Prévision calcul avec un vin à 13° (densité environ 1)

13 mL d'éthanol : $0,79 \times 13 / 46 = 0,22$ mol (dans 100 mL de vin) Donc 0,11 mol dans 50 mL, donc $1,1 \times 10^{-4}$ mol d'éthanol dans la prise d'essai, qui pourront réagir avec $4/5 \times 1,1 \times 10^{-4} = 8,8 \times 10^{-5}$ mol de MnO_4^- .

On apporte $0,02 \times 1 \times 10^{-2} = 2 \times 10^{-4}$ mol de MnO_4^- .

Il en reste $1,12 \times 10^{-4}$ mol qui devrait réagir avec (5 fois plus) $5,6 \times 10^{-3}$ mol de Fe^{2+} , soit pour un volume versé à l'équivalence $V_E = 5,6 \times 10^{-3} / 0,05 \dots 11$ mL

**Vous devez de votre côté procéder au calcul « à l'envers » en partant du volume V_E lu
(Volume nécessaire pour atteindre l'équivalence de la réaction de dosage entre Fe^{2+} et MnO_4^-)**