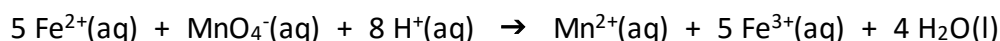


EXERCICE 1 : REACTION ENTRE LES IONS FER II ET LES IONS PERMANGANATE (7,5 points)

Une solution incolore de sulfate de fer II est mélangée à une solution violette de permanganate de potassium en milieu acide. La seule espèce colorée du système étudié est l'ion permanganate, $MnO_4^-(aq)$, de couleur violette. Il se produit alors la réaction chimique suivante :



On mélange initialement un volume $V_1 = 100,0 \text{ mL}$ de solution de sulfate de fer II de concentration $c_1 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ avec un volume $V_2 = 5,0 \text{ mL}$ de la solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration $c_2 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

L'acide est **en excès** et l'eau constitue le solvant de la solution.

1. Calculer les quantités initiales des réactifs n_1 et n_2 , respectivement des ions fer II ($Fe^{2+}(aq)$) et des ions permanganate ($MnO_4^-(aq)$). /1

La quantité initiale d'ions fer II est : $(n_1)_0 = C_1 \times V_1 = 2,5 \cdot 10^{-2} \times 100,0 \cdot 10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 2,5 \text{ mmol}$

La quantité initiale d'ions permanganate est : $(n_2)_0 = C_2 \times V_2 = 5,0 \cdot 10^{-2} \times 5,0 \cdot 10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 0,25 \text{ mmol}$

2. Compléter le tableau d'avancement de la réaction : /2,5

Équation chimique		$5 Fe^{2+}(aq) + MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 5 Fe^{3+}(aq) + 4 H_2O(l)$					
État du système	Avancement	$n(Fe^{2+})$	$n(MnO_4^-)$	$n(H^+)$	$n(Mn^{2+})$	$n(Fe^{3+})$	$n(H_2O)$
État initial	0	$(n_1)_0$	$(n_2)_0$	Excès	0	0	Excès
État intermédiaire	x	$(n_1)_0 - 5x$	$(n_2)_0 - x$	Excès	x	5x	Excès
État final	$x_{max} = (n_2)_0$	$(n_1)_0 - 5x_{max}$	$(n_2)_0 - x_{max}$	Excès	x_{max}	5 x_{max}	Excès

3. Déterminer quelle est la valeur de l'avancement maximal x_{max} et quel est le réactif limitant. /1,5

Si les ions fer II sont limitant : $(n_1)_0 - 5x_{max} = 0$ donc $x_{max} = \frac{(n_1)_0}{5} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3}}{5} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 0,50 \text{ mmol}$

Si les ions MnO_4^- sont limitant : $(n_2)_0 - x_{max} = 0$ donc $x_{max} = (n_2)_0 = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 0,25 \text{ mmol}$

Le permanganate donne un avancement plus petit donc il est le réactif limitant et x_{max} vaut 0,25mmol.

4. Le mélange initial était-il stœchiométrique ? Justifier. /0,75

Un mélange stœchiométrique est un mélange pour lequel tous les réactifs s'épuisent en même temps, c'est-à-dire un mélange où tous les réactifs sont « limitant ». Ce n'est pas le cas ici puisque les ions permanganate sont limitant mais il restera des ions fer II en fin de réaction, les ions fer II sont en excès.

5. Quelle est la couleur du mélange final ? Justifier. /0,75

Comme les ions fer II sont en excès, la couleur du mélange final sera de la couleur des ions fer II : **incolore**.

6. En fin de réaction, quelle quantité d'ions permanganate $n(MnO_4^-)_f$ reste-t-il en solution ? /0,5

La quantité d'ions permanganate restant en solution est **nulle** puisqu'il est réactif limitant.

7. Déterminer le volume total de la solution et en déduire la concentration finale $[MnO_4^-]_f$ des ions permanganate. /0,5

Le système chimique contient 100,0 mL de sulfate de fer II et 5,0 mL de permanganate de potassium donc son volume total est de **105,0 mL**.

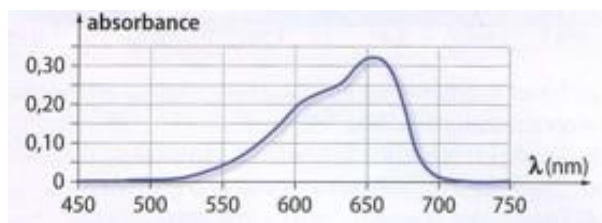
La concentration des ions permanganate en fin de réaction est **nulle**, puisqu'il n'y a plus d'ions permanganate.

EXERCICE 2 : DOSAGE DU BLEU DE METHYLENE (5 points)

Le collyre est une solution pharmaceutique qui permet de traiter les infections des yeux ou des paupières.

Le collyre étudié contient du bleu de méthylène, que l'on veut doser et dont le spectre d'absorption à l'allure suivante :





1. À quelle longueur d'onde faut-il se placer pour réaliser les mesures avec précision ? Justifier. /1
 Pour un dosage spectrophotométrique, il faut toujours se placer à la longueur d'onde pour laquelle l'absorbance est parmi les valeurs les plus élevées, soit ici environ : $\lambda = 650 \text{ nm}$.

À partir d'une solution mère de bleu de méthylène, on prépare une échelle de teintes dont les concentrations massiques et les mesures d'absorbance sont données dans le tableau suivant :

Solutions	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄	S ₅	S ₆
Concentration massique (mg.L ⁻¹)	0,500	1,00	2,00	3,00	4,00	5,00
Absorbance A	0,053	0,128	0,243	0,374	0,488	0,659

2. Tracer sur la feuille **ANNEXE**, à rendre avec la copie, la courbe d'étalonnage $A = f(C)$ représentant l'absorbance en fonction de la concentration massique /1,5



3. Que peut-on déduire de la courbe obtenue ? Quelle est la loi ainsi vérifiée ? /1
 La courbe $A = f(C)$ est une droite passant par l'origine. Il y a donc **proportionnalité** entre l'absorbance A d'une solution colorée et sa concentration en espèce colorée. On peut donc écrire $A = k \times C$.
 La loi ainsi vérifiée est la **loi de Beer – Lambert**.

L'absorbance du collyre dilué 100 fois est $A_{\text{expé}} = 0,314$.

4. Déterminer la concentration massique du bleu de méthylène dans la solution de collyre diluée. /1
 Le relevé graphique permet d'évaluer la concentration du bleu de méthylène dans la solution de collyre diluée : $C_f = 2,4 \text{ mg.L}^{-1}$.
5. En déduire la concentration massique du bleu de méthylène dans un collyre commercial. /0,5
 La solution a été diluée 100 fois, donc la concentration du bleu de méthylène dans un collyre commercial est 100 fois plus grande que celle de la solution diluée : $C = 0,24 \text{ g.L}^{-1}$

EXERCICE 3 : LA MOLECULE DE DICHLOROMETHANE (5 points)

Le dichlorométhane est un composé organique souvent utilisé comme solvant. Sa formule chimique est CH_2Cl_2 .

1. Donner les structures électroniques des atomes d'hydrogène ($Z = 1$), de carbone ($Z = 6$) et de chlore ($Z = 17$). /1,25

Atome	H	C	Cl
Structure électronique	$(K)^1$	$(K)^2(L)^4$	$(K)^2(L)^8(M)^7$

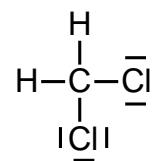
2. En déduire, pour chaque atome, le nombre de liaisons covalentes qu'il va engendrer et le nombre de doublets non liants qu'il va porter. Quelles sont les règles respectées par chaque atome ? /2

Atome	H	C	Cl
Nombre de liaisons covalentes	1	4	1
Nombre de doublets non liants	0	0	3

Les atomes de carbone et de chlore respectent la règle de l'**octet**.
L'atome d'hydrogène respecte la règle du **duet**.

3. Donner la représentation de Lewis de la molécule de dichlorométhane. /0,75

La représentation de Lewis de la molécule de dichlorométhane est :



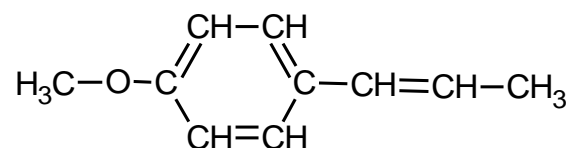
4. Comment peut-on qualifier la géométrie de cette molécule ? Justifier. /1

La géométrie de cette molécule est **tétraédrique** du fait de la **répulsion électrostatique entre les 4 liaisons covalentes** autour de l'atome de carbone.

EXERCICE 4 : LA MOLECULE D'ANETHOLE (2,5 points)

L'anéthole est une molécule qui présente une isomérisation Z/E. L'isomère E est présent dans le fenouil et l'anis. Sous l'action de la lumière, il s'isomérise en (Z)-anéthole, un composé à l'odeur désagréable.

La représentation de l'anéthole est la suivante :



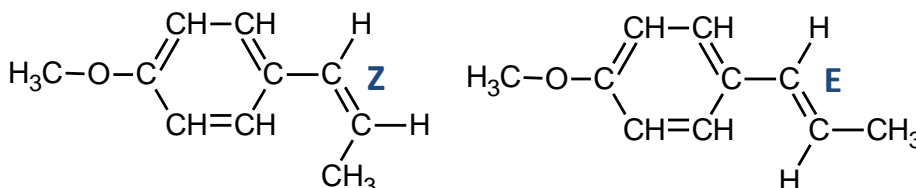
1. Par quel type de processus le (E)-anéthole est-il transformé en (Z)-anéthole ? /0,5

Le processus transformant le (E)-anéthole en (Z)-anéthole est une **isomérisation photochimique**.

2. Quelle est la double liaison responsable de cette isomérie ? Justifier en représentant les deux isomères. /1,5

La double liaison responsable de cette isomérie est la **liaison C = C à droite de la molécule** (voir formule semi-développée).

Les deux isomères peuvent être représentés de façon à faire apparaître la stéréoisomérie :



3. Qu'elle est la cause d'une telle isomérie ? /0,5

Une telle isomérie est due à l'**absence de libre rotation autour de la double liaison C = C**.