

وزارة التربية والتعليم العالي المديرية العامة للتربية دائرة الامتحانات	امتحانات الشهادة الثانوية العامة فرع : العلوم العامة	دورة العام 2010 العادية
	مسابقة في مادة الكيمياء المدة: ساعتان	الاسم: الرقم:

Cette épreuve est constituée de trois exercices. Elle comporte quatre pages numérotées de 1 à 4. L'usage d'une calculatrice non programmable est autorisé. Traiter les trois exercices suivants:

Premier exercice (6 points) **Identification de composés organiques**

Le but de cet exercice est d'identifier certains composés organiques disponibles au laboratoire.

1- Formules et familles chimiques

On dispose, au laboratoire, de cinq flacons non étiquetés, contenant chacun un des composés donnés dans le tableau suivant :

Propan-1-ol	2- méthylpropan-2-ol	Acide propanoïque	Propanal	Propanone
-------------	----------------------	-------------------	----------	-----------

Pour chacun des composés cités ci-haut :

- 1.1- Écrire la formule semi-développée.
- 1.2- Indiquer la famille chimique correspondante.

2- Identification de ces composés

Soit A, B, C, D et E les cinq composés chimiques indiqués ci-haut. Dans le but de les identifier, on réalise successivement des tests chimiques dont les résultats sont notés dans le tableau suivant:

Composé	Premier test	Deuxième test	Troisième test
	NaHSO ₃	Solution acidifiée de dichromate de potassium (couleur orange)	Papier pH
A	précipité blanc	le milieu devient vert	non réalisé
B	précipité blanc	le milieu reste orange	non réalisé
C	Pas de précipité	le milieu devient vert	non réalisé
D	Pas de précipité	le milieu reste orange	pH acide
E	Pas de précipité	le milieu reste orange	pH neutre

- 2.1- Identifier, en se basant sur le premier et le deuxième test, les composés A et B.
- 2.2- Identifier les trois autres composés C, D et E.

3- Quelques réactions chimiques

- 3.1- On fait réagir l'acide propanoïque avec le propan-1-ol :
 - 3.1.1- Écrire l'équation de cette réaction. Nommer le composé organique obtenu.
 - 3.1.2- Donner deux caractéristiques de cette réaction.

- 3.2- Écrire l'équation de la réaction permettant de passer de la propanone au propan-2-ol.
 3.3- On chauffe l'acide propanoïque en présence d'un agent de déshydratation, P_2O_5 .
 Écrire l'équation de cette réaction.

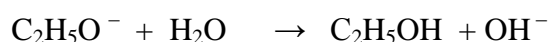
Deuxième exercice (7 points)

Acide fort – base forte

Dans cet exercice, on va étudier un mélange d'une solution d'éthanolate de sodium et d'une solution d'acide chlorhydrique en présence d'un indicateur coloré convenable.

Donnée :

- L'éthanolate de sodium, C_2H_5ONa , est un composé ionique très soluble dans l'eau ;
- L'ion éthanolate $C_2H_5O^-$ est une base forte qui réagit avec l'eau selon une réaction totale dont l'équation est :



- Un indicateur coloré est un acide faible. Sa formule est notée $HInd$ et celle de sa base conjuguée notée Ind^- ;

Indicateur	Couleur acide	Couleur dans la zone de virage	Couleur basique	$pK_a(HInd/Ind^-)$
Hélianthine	Rouge	orange	Jaune	3,7
Bleu de bromothymol	Jaune	vert	Bleu	7,0
Phénolphthaléine	Incolore	rose	rose violacé	9,4

- Matériel mis à disposition :
 - burette graduée : 50 mL
 - béchers : 100 et 250 mL
 - pH-mètre et son électrode combinée
 - pipettes jaugées : 10 et 20 mL
 - fioles jaugées : 100 et 250 mL
 - agitateur magnétique et son turbulent ;
- Cette étude est réalisée à $25^\circ C$;
- On néglige les ions H_3O^+ et HO^- provenant de l'autoprotolyse de l'eau.

1- Identification d'un indicateur coloré

On dispose d'un flacon contenant une solution aqueuse d'un indicateur coloré. L'étiquette de ce flacon porte la seule indication $C = 6,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

On mesure le pH d'un échantillon de cette solution. On trouve la valeur 5,1.

- 1.1- Écrire l'équation de la réaction entre $HInd$ et l'eau.
- 1.2- Déterminer les concentrations des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- 1.3- Déduire le pK_a du couple $HInd/Ind^-$. Identifier cet indicateur.

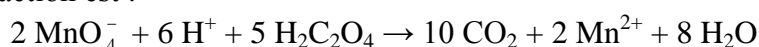
2- Dosage d'une solution d'éthanolate de sodium

On ajoute, progressivement, une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$) de concentration $C_a = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$ dans un bécher contenant un volume $V_b = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution d'éthanolate de sodium de concentration C_b et quelques gouttes de la solution d'indicateur déjà identifié. Le volume ajouté pour atteindre l'équivalence est $V_E = 16 \text{ mL}$.

- 2.1- Choisir, de la donnée, le matériel utilisé pour réaliser ce dosage.
- 2.2- Préciser le changement de couleur observé à l'équivalence.
- 2.3- Écrire l'équation de la réaction de dosage.
- 2.4- Montrer que la concentration C_b est égale à $8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 2.5- Le pH de la solution obtenue à l'équivalence est égal à 7.
Justifier ce résultat à partir des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- 2.6- Déterminer le pH de la solution obtenue pour un volume d'acide ajouté $V_a = 30 \text{ mL}$.

Troisième exercice (7 points) Autocatalyse

Le but de cet exercice est l'étude de la cinétique de la réaction entre l'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ et l'ion permanganate MnO_4^- en présence de l'ion Mn^{2+} comme catalyseur, en milieu acide.
L'équation de la réaction est :



Donnée :

- Le nitrate de manganèse, $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, est un composé ionique qui se dissout totalement dans l'eau.

1- Étude expérimentale

Dans un bécher de 250 mL :

- on verse un volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ d'une solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration $C_1 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.
- on ajoute 0,4 mmol de nitrate de manganèse solide. (On suppose que le volume de la solution ne varie pas lors de la dissolution de ce solide).
- à l'instant $t = 0$, on ajoute un volume $V_2 = 100 \text{ mL}$ d'une solution d'acide oxalique de concentration $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Par une méthode appropriée, on détermine la concentration des ions permanganate $[\text{MnO}_4^-]$ à différentes dates t . Les résultats sont donnés dans le tableau suivant :

t (min)	1	2	3	4	5	6	7	8
$[\text{MnO}_4^-] \text{ (mmol.L}^{-1}\text{)}$	3,25	2,10	1,37	0,87	0,57	0,37	0,22	0,15

- 1.1- Montrer que l'acide oxalique est en excès.
- 1.2- Déterminer la concentration initiale des ions permanganate $[\text{MnO}_4^-]$ dans le mélange réactionnel.
- 1.3- Tracer, sur un papier millimétré, la courbe $[\text{MnO}_4^-] = f(t)$ dans l'intervalle de temps $[0 - 8 \text{ min}]$.
Prendre les échelles suivantes : 2 cm pour 1 min en abscisses et 1 cm pour 0,5 mmol.L⁻¹ en ordonnées.
- 1.4- Déterminer la vitesse de disparition des ions permanganate à la date $t = 4 \text{ min}$.
Déduire la vitesse de la réaction à cet instant.
- 1.5- Déterminer le temps de demi-réaction.

2- Variation de la concentration des ions Mn^{2+} en fonction du temps

2.1- Établir la relation, entre la concentration des ions Mn^{2+} à un instant t , $[\text{Mn}^{2+}]$, et celle des ions MnO_4^- au même instant t , $[\text{MnO}_4^-]$, qui a permis de dresser le tableau suivant:

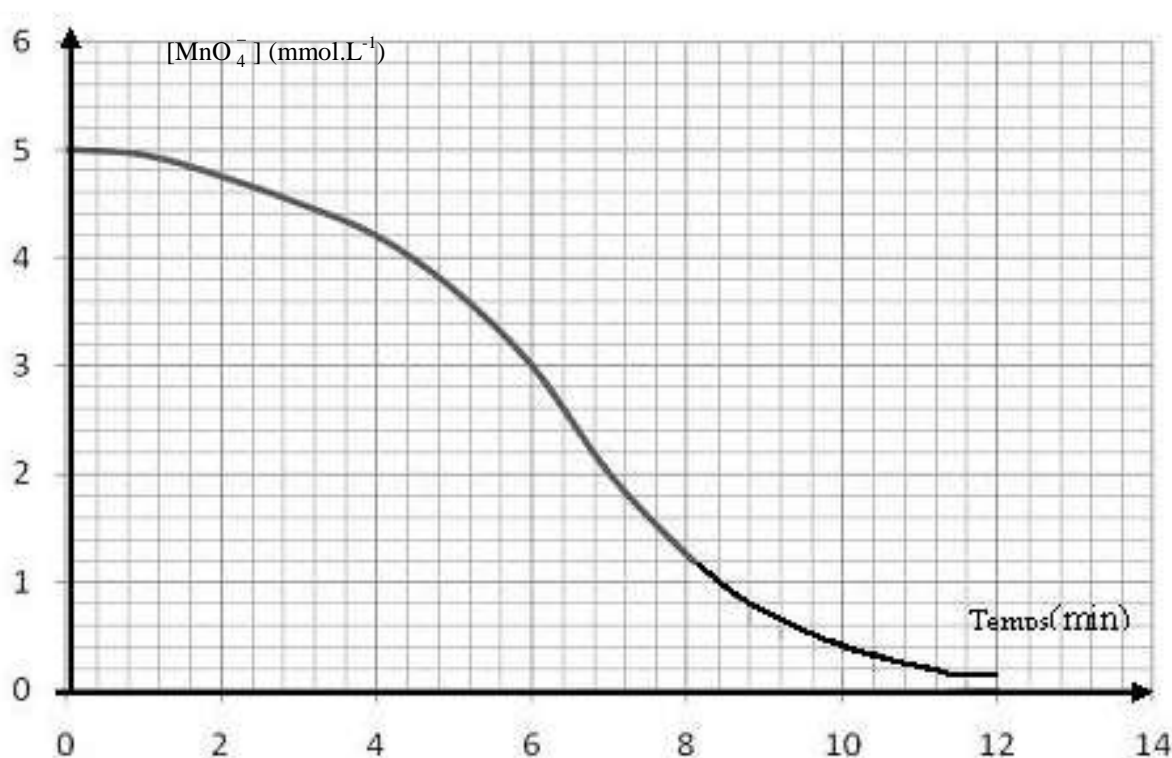
t (min)	1	2	3	4	5	6	7	8
$[\text{MnO}_4^-]$ (mmol.L ⁻¹)	3,25	2,10	1,37	0,87	0,57	0,37	0,22	0,15
$[\text{Mn}^{2+}]$ (mmol.L ⁻¹)	3,75	4,90	5,63	6,13	6,43	6,63	6,78	6,85

2.2- Tracer, sur le même graphe de la question 1.3, en prenant les mêmes échelles, la courbe $[\text{Mn}^{2+}] = g(t)$ dans l'intervalle de temps $[0 - 8 \text{ min}]$.

2.3- Déterminer, graphiquement, la concentration des ions $[\text{Mn}^{2+}]$ à la date $t = t_{1/2}$.

3- Étude expérimentale en absence du nitrate de manganèse

On répète la même expérience de l'étude réalisée dans la partie 1 sans ajouter le nitrate de manganèse. La courbe de variation de la concentration des ions permanganate en fonction du temps est la suivante :



3.1 – Dédurre, de ce graphe, le temps de demi-réaction.

3.2 – Comparer la valeur obtenue à celle trouvée dans la question (1.5). Interpréter le résultat.