
 <p style="font-size: small;">Vizille BTS CIRA Contrôle Industriel et Régulation Automatique</p>	<h2 style="margin: 0;">Chapitre 7</h2> <h1 style="margin: 0;">TITRAGES D'OXYDOREDUCTION</h1>	<h2 style="margin: 0;">CHIMIE</h2>
--	--	------------------------------------

	<h3 style="margin: 0;">TP11– Titrage potentiométrique</h3>	<div style="border: 2px solid red; padding: 5px; color: red; font-weight: bold; transform: rotate(-5deg); display: inline-block;">CORRECTION</div>
---	--	--

<p>Objectifs</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ Identifier les espèces oxydantes et réductrices ▪ Etablir une ½ équation électronique ▪ Exploiter l'échelle des potentiels standards pour la prévision des réactions d'oxydo-réduction ▪ Etablir une équation d'oxydo-réduction ▪ Réaliser des dosages par potentiométrie 	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-bottom: 5px;">..... / 30</div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;">..... / 20</div>
---	---

BUT DU TP

Déterminer la concentration en ions fer II de formule $Fe^{2+}_{(aq)}$ d'une solution appelée « Sel de Mohr » c'est-à-dire une solution qui contient des ions Fe^{2+} , NH_4^+ et SO_4^{2-} en utilisant une nouvelle technique de titrage :

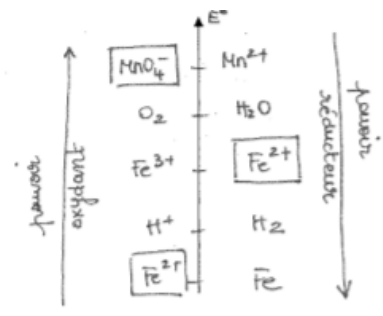
le titrage potentiométrique

DOCUMENTS

Espèce chimique étudiée	Eau	Ions Permanganate	Ions Fer II
Formule	$H_2O_{(l)}$	$MnO_4^-_{(aq)}$	$Fe^{2+}_{(aq)}$
Couple(s) rédox où intervient l'espèce chimique	H^+ / H_2 (A) O_2 / H_2O (B)	MnO_4^- / Mn^{2+} (E)	Fe^{3+} / Fe^{2+} (C) Fe^{2+} / Fe (D)
Potentiel standard(s) redox	$E_A^\circ = 0,00 V$ $E_B^\circ = 1,23 V$	$E^\circ = 1,69 V$	$E_C^\circ = 0,77 V$ $E_D^\circ = - 0,44 V$
Caractéristiques	<ul style="list-style-type: none"> L'eau est incolore O_2 et H_2 sont des gaz 	<ul style="list-style-type: none"> Solutions de MnO_4^- : teinte rose à violette (selon la concentration) Solution de Mn^{2+} (ions manganèse) incolore 	<ul style="list-style-type: none"> Solutions d'ions Fe^{2+} : teinte verte à incolore (selon la concentration) Solutions d'ions Fe^{3+} : teinte orange à incolore (selon la concentration) Le fer « Fe » est un métal

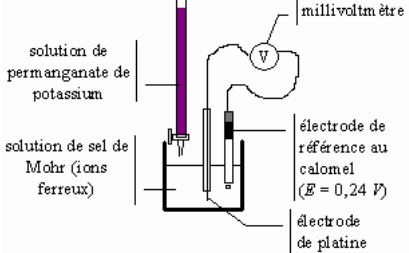
MISE EN EVIDENCE de la REACTION CHIMIQUE


1	<p>Récupérer de la solution de permanganate de potassium et sulfate de fer dans 2 béchers différents. Verser environ 1 mL de solution de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) acidifié dans un tube à essais (utiliser la pipette en plastique) Ajouter 1 mL de solution de sel de Mohr c'est-à-dire du sulfate de fer II ($Fe^{2+} + SO_4^{2-}$) (utiliser la 2^{ème} pipette en plastique.</p>	
2	<p>Noter vos observations La solution initialement violette se décolore</p>	•
3	<p>Classer les 5 couples redox proposés dans les données sur un axe de potentiels. Entourer les espèces chimiques qui peuvent être les réactifs dans votre tube à essais avant que la réaction n'ait lieu</p>	• • • •



4	<p>Ecrire la formule de l'oxydant le plus fort versé dans votre tube à essais : MnO_4^-</p> <p>Ecrire la formule du réducteur présent le plus présent dans votre tube à essais : Fe^{2+}</p>	<p>•</p> <p>•</p>
5	<p>A partir des 2 questions précédentes, choisir les 2 seuls couples redox mis en jeu dans la réaction qui a lieu dans le tube à essais : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$</p>	<p>•</p> <p>•</p>
6	<p>Ecrire les deux demi-équations électroniques correspondantes aux couples choisis précédemment :</p> <p>½ équation 1 : $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \leftrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>½ équation 2 : $\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \leftrightarrow \text{Fe}^{2+}$</p>	<p>•</p> <p>•</p>
7	<p>Ecrire l'équation globale de la réaction. Pour vous aider compléter :</p> <p>Dans le bécher nous avons comme réactifs : MnO_4^- et Fe^{2+}</p> <p>Cela signifie que la ½ équation 2 est écrite à l'envers on veut que Fe^{2+} soit un réactif ●</p> <p>½ équation 1 : $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \leftrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ (x 1)</p> <p>½ équation 2 : $\text{Fe}^{2+} \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^-$ (x 5) ●</p> <p>Ensuite on veut qu'il y ait le même nombre d'électrons échangés : donc il faut multiplier la ½ équation 2 par un coefficient de 5 ●</p> <p>L'équation bilan s'écrit donc :</p> <p>$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- + 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Fe}^{3+} + 5 \text{e}^-$ ●</p> <p>$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Fe}^{3+}$</p>	<p>•</p> <p>•</p> <p>•</p> <p>•</p> <p>•</p>

DOSAGE POTENTIOMETRIQUE

	<p>On cherche à déterminer la concentration en ions fer II d'une solution de V = 20,0 mL Sel de Mohr, à partir d'une solution de permanganate de potassium acidifiée de concentration C = 2,00 . 10⁻³ mol.L⁻¹.</p> <p>On réalise le montage ci-contre. Pour cela :</p> <div style="text-align: right;">  </div>	
8-	<p>PROTOCOLE</p> <ul style="list-style-type: none"> <input type="checkbox"/> Placer le bécher poubelle sous la burette <input type="checkbox"/> Rincer la burette avec la solution de permanganate de potassium <input type="checkbox"/> Remplir la burette avec la solution de permanganate de potassium <input type="checkbox"/> Ajuster le zéro et vérifier qu'il n'y ait pas de bulle d'air au niveau du robinet <input type="checkbox"/> Prélever avec la pipette jugée V = 20,0 mL de solution de sel de Mohr <input type="checkbox"/> Verser ces 20,0mL dans le bécher qui servira pour le dosage <input type="checkbox"/> Ajouter le barreau aimanté <input type="checkbox"/> Rincer les 2 électrodes à l'eau distillée les essuyer puis les plonger dans le bécher de dosage <input type="checkbox"/> Relier les 2 électrodes au voltmètre (si un signe négatif apparaît, inverser les électrodes) <input type="checkbox"/> Mettre en route d'agitation (attention aux électrodes) <input type="checkbox"/> Ajouter de l'eau distillée si les électrodes ne sont pas immergées <input type="checkbox"/> Appeler le professeur pour validation 	<p>•</p> <p>•</p>

9	<ul style="list-style-type: none"> □ Ouvrir Excel □ Préparer un tableau : colonne A : V (mL) colonne B : E (V) □ Verser la solution de permanganate de potassium : <ul style="list-style-type: none"> • mL par mL jusqu'à 10 mL • de 0,5 mL en 0,5 mL jusqu'à 14 mL • mL par mL jusqu'à 25 mL □ Relever à chaque volume versé les valeurs de la tension entre les électrodes (valeurs positives) et compléter votre tableau de mesures sur Excel □ Noter le volume noté $V_{\text{éq}}$ pour lequel a lieu le changement de couleur : $V_{\text{éq}} = 12.5 \text{ mL}$ 	
10	<ul style="list-style-type: none"> □ Tracer sur un même graphique les 2 courbes : <ul style="list-style-type: none"> • $E = f(\text{Volume})$ • $\frac{\Delta E}{\Delta V} = f(\text{Volume})$ □ Faire valider par le professeur les 2 graphiques □ Imprimer le graphique avec les 2 courbes (titre/ grandeurs/ unités) <div style="border: 2px solid blue; padding: 10px; margin-top: 10px;"> <p>Le saut de potentiel à l'équivalence correspond à une pente maximale donc à un maximum de la courbe dérivée</p> <p>Pour calculer cette dérivée il faut ajouter une colonne C avec le calcul de $\frac{\Delta E}{\Delta V}$</p> <p style="text-align: right;">Comment calculer $\frac{\Delta E}{\Delta V}$???</p> <p>Exemple au point 2 Au point 1 : volume V_1 et différence de potentiel U_1 Au point 3 : volume V_3 et différence de potentiel U_3</p> <p>Donc au point 2 : $\frac{\Delta E}{\Delta V} = \frac{E_3 - E_1}{V_3 - V_1}$</p> <p>Ce calcul ne pourra être effectué au tout premier et tout dernier point</p>  </div>	
11	<p>Compléter les phrases suivantes</p> <p>Avant l'équivalence les ions Fe^{2+} sont en excès dans le bécher donc la solution est incolor</p> <p>Après l'équivalence les ions MnO_4^- sont en excès dans le bécher donc la solution est violette</p>	<ul style="list-style-type: none"> • •
12	<p>Rappeler la définition de l'équivalence (recherche sur internet si besoin)</p> <p>L'équivalence c'est lorsque les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de dosage</p> <p>Donner la relation mathématique qu'il y a entre $n(\text{MnO}_4^-)$ et $n(\text{Fe}^{2+})$ à l'équivalence.</p> $\frac{n(\text{MnO}_4^-)}{1} = \frac{n(\text{Fe}^{2+})}{5}$	<ul style="list-style-type: none"> •• ••
13	<p>A l'aide de la courbe, déterminer le volume de solution de permanganate de potassium versé à l'équivalence :</p> <p>Avec la méthode des tangentes : $V_{\text{éq}} = 12.5 \text{ mL}$ (faite avec le professeur sur votre graphique)</p> <p>Avec la méthode de la dérivée : $V_{\text{éq}} = 12.5 \text{ mL}$ (par lecture graphique)</p>	
14	<p>Exprimer puis calculer la concentration en ions fer (II) présents dans la solution de « Sel de Mohr » notée $[\text{Fe}^{2+}]$</p> $\frac{n(\text{MnO}_4^-)}{1} = \frac{n(\text{Fe}^{2+})}{5}$ $\frac{[\text{MnO}_4^-] \cdot V_{\text{éq}}}{1} = \frac{[\text{Fe}^{2+}] \cdot V}{5}$ <p>On en déduit que : $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{5 \cdot [\text{MnO}_4^-] \cdot V_{\text{éq}}}{V}$</p> <p>Application numérique : $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{5 \times 2,00 \cdot 10^{-3} \times 12,5 \cdot 10^{-3}}{20,0 \cdot 10^{-3}} = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$</p>	<ul style="list-style-type: none"> • • • ••

15 **Marquer** sur le graphique les deux parties de la courbe potentiométrique

Compléter les phrases suivantes :

Partie 1 du graphique :

L'espèce chimique qui est en excès est : Fe^{2+}

Donc c'est elle qui impose son potentiel standard de $0,77\text{V}$

Partie 2 du graphique :

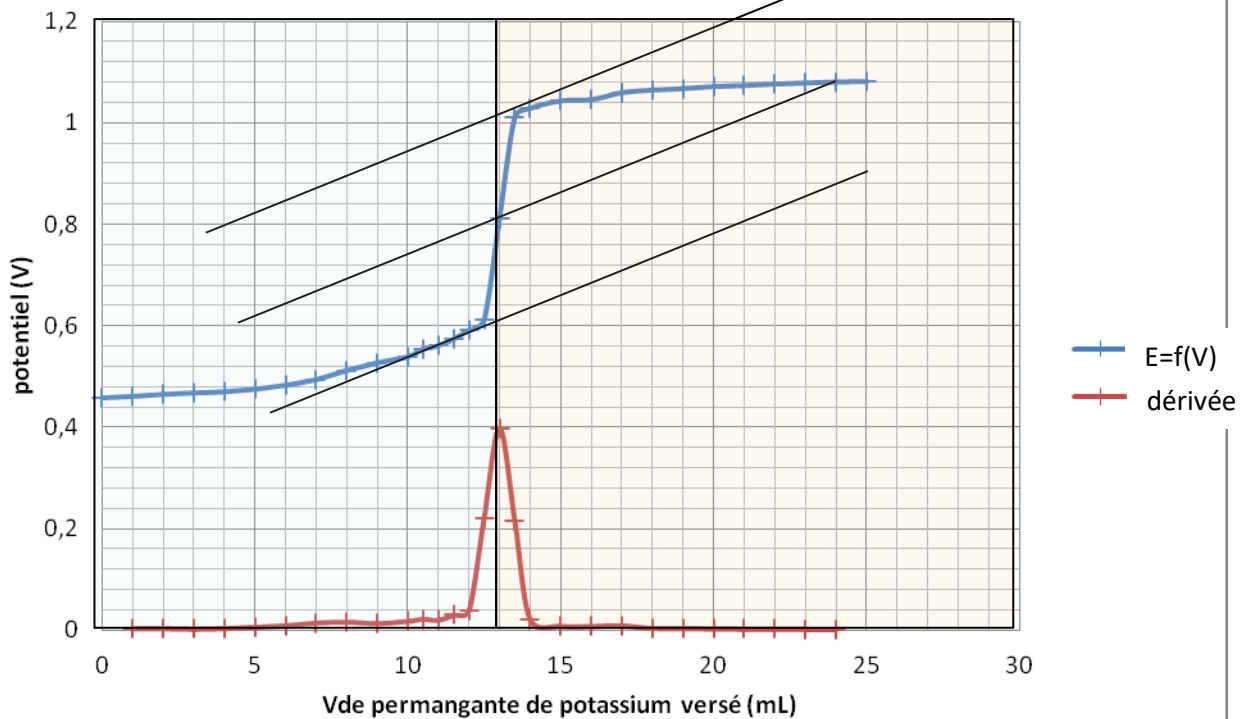
L'espèce chimique qui est en excès est : MnO_4^-

Donc c'est elle qui impose son potentiel standard de $1,69\text{V}$

-
-
-
-

RESULTATS EXPERIMENTAUX

dosage potentiométrique d'une solution de sel de Mohr par du permanganate de potassium



v(mL)	E(V)	dérivée
0	0,458	
1	0,461	0,0035
2	0,465	0,0035
3	0,468	0,0025
4	0,47	0,0035
5	0,475	0,0065
6	0,483	0,0095
7	0,494	0,0145
8	0,512	0,0165
9	0,527	0,0135
10	0,539	0,018
10,5	0,554	0,022
11	0,561	0,02
11,5	0,574	0,03
12	0,591	0,038
12,5	0,612	0,221
13	0,812	0,398
13,5	1,01	0,216
14	1,028	0,022
15	1,043	0,0086
16	1,0452	0,008
17	1,059	0,0094
18	1,064	0,004
19	1,067	0,0035
20	1,071	0,003
21	1,073	0,0025
22	1,076	0,0025
23	1,078	0,002
24	1,08	0,0015
25	1,081	

Professeur : GG ET FLO	Salle :
Jour : 20/04/26	Heure : 8-12H
Cours	
TP : oui	Nombre de groupes : 4

Matériel, produits, montages et solution

Poste professeur :

- Solution sulfate de fer II à $C_1 = 6.3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ (1L)
- Solution de permanganate de potassium à $C_2 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ (1L)
- Bidon récupération fer et permanganate
- Baguette aimantée pour récupérer le barreau aimanté

Poste étudiants:

- Gros bécher en verre 250 mL pour que les électrodes puissent rentrer
- Barreau aimantée
- Agitateur magnétique
- Pot poubelle
- Burette graduée
- Pipette jaugée 20,0 mL et propipette
- 2 béchers 50 mL
- 1 tube à essais
- Porte tube à essais
- 2 pipettes plastiques (1 par solution)
- 1 voltmètre
- 2 fils de connexion
- 1 électrode de platine
- 1 électrode au calomel
- Eau distillée

