

Exercice 1 :

déterminer, pour chaque couple indiqué s'il s'agit d'un couple acide-base (taper "AB") ou d'un couple oxydant/réducteur (taper "OR").

1. Couple $\text{H}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_2_{(\text{g})}$: ce couple est un couple
2. Couple $\text{HNO}_3_{(\text{aq})} / \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$: ce couple est un couple
3. Couple $\text{O}_2_{(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})}$: ce couple est un couple
4. Couple $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Al}_{(\text{s})}$: ce couple est un couple
5. Couple $\text{HClO}_{(\text{aq})} / \text{ClO}^-_{(\text{aq})}$: ce couple est un couple

Exercice 1 :

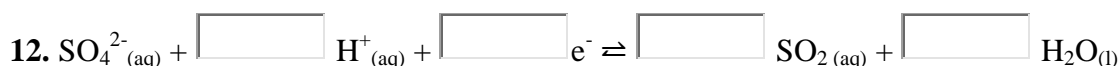
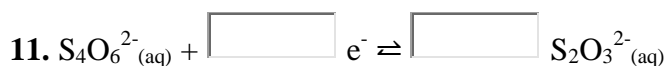
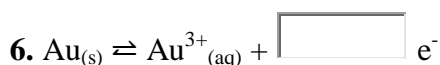
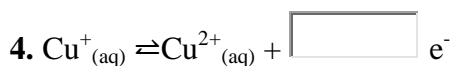
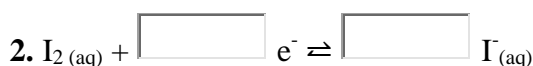
Première partie : pour les couples suivants, l'espèce chimique indiquée est-elle oxydante (taper "Ox") ou réductrice (taper "Red") ?

1. Couple $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$: dans ce couple, l'espèce $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ est
2. Couple $\text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$: dans ce couple, l'espèce $\text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})}$ est
3. Couple $\text{O}_2_{(\text{g})} / \text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})}$: dans ce couple, l'espèce $\text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})}$ est
4. Couple $\text{Br}_2_{(\text{aq})} / \text{Br}^-_{(\text{aq})}$: dans ce couple, l'espèce $\text{Br}^-_{(\text{aq})}$ est

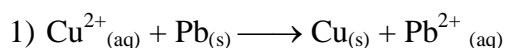
Deuxième partie : pour les demi-équations électroniques suivantes, l'espèce chimique indiquée est-elle oxydante (taper "Ox") ou réductrice (taper "Red") ?

1. $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{s})}$: dans ce couple, l'espèce $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ est
2. $\text{H}_2_{(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^-$: dans ce couple, l'espèce H_2 est
3. $\text{CO}_2_{(\text{g})} + 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4_{(\text{aq})}$: dans ce couple, l'espèce $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4_{(\text{aq})}$ est
4. $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})} + 4 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$: dans ce couple, l'espèce $\text{NO}_{(\text{aq})}$ est

Troisième partie : compléter les demi-équations électroniques suivantes (écrire un nombre dans chaque case, cela peut être 0, 1, 2,...).

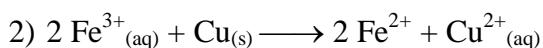
**Exercice 1 :**

Soit les réactions dont les équations sont données ci-dessous. Compléter les phrases proposées :



L'ion Cu^{2+} est un car il électrons au cours de la transformation

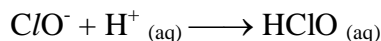
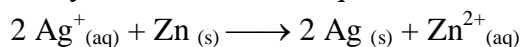
Le plomb métallique est un car il électrons au cours de la transformation



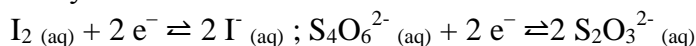
L'ion Fe^{3+} est un car il un électron au cours de la transformation

Exercice 2 :

- 1) Les réactions dont les équations sont données ci-dessous sont-elles des réactions d'oxydoréduction ? Pourquoi ?



- 2) Soit les couples $\text{I}_2_{(\text{aq})} / \text{I}^-_{(\text{aq})}$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ de demi-équations d'oxydoréduction :



Ecrire l'équation de la réaction entre les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ et le $\text{I}_2_{(\text{aq})}$:

- 3) Etablir la demi-équation d'oxydoréduction du couple $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ et celle du couple $\text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})} / \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ puis l'équation-bilan de la réaction entre les ions $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$

- 4) Etablir la demi-équation d'oxydoréduction du couple $\text{MnO}_{2(\text{s})} / \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$

En déduire l'équation de la réaction entre les ions fer(II) $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ et le dioxyde de manganèse $\text{MnO}_{2(\text{s})}$

Exercice 3:

Les anions thiosulfate ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) sont capables de réduire l'iode (I_2) en anions iodure.

1) Sachant que les anions thiosulfate se transforment en anions tétrathionate ($\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$), Écrire l'équation de la réaction

2) On note que les solutions d'ions I^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ sont incolores. Celles d'iode sont jaunes ou brunes suivant la concentration. Au contact des ions thiosulfate, La coloration brune de l'iode disparaît, ce qui permet d'utiliser cette réaction pour doser l'iode.

Dans ce titrage on utilise l'amidon comme indicateur de fin de réaction pour plus de précision.

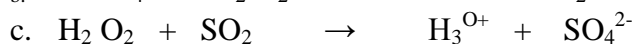
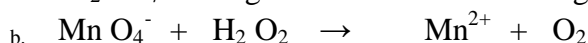
Celui-ci forme avec l'iode un composé de couleur bleue.

On prélève un volume $V_{\text{ox}} = 20 \text{ mL}$ d'une solution d'iode à doser. La coloration bleue est obtenue lorsque nous avons ajouté 16,0 mL d'une solution de thiosulfate 0,12 mol/L.

Déterminer la concentration molaire de la solution d'iode ?

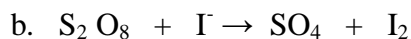
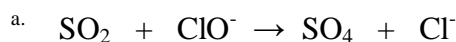
Exercice 4:

Identifier les couples redox mis en jeu et équilibrer les équations dans un milieu acide .

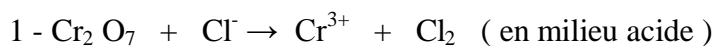


Exercice 6:

I – Equilibrer en utilisant le demi équation redox, les équations d'oxydoréduction qui toutes ont lieu en milieu acide.



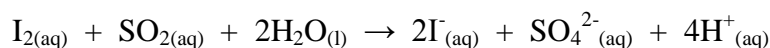
II – On donne les réactions suivantes:

**Exercice 5:**

Un laboratoire d'analyse doit déterminer la concentration de dioxyde de soufre $\text{SO}_{2(\text{aq})}$ dans une solution commerciale que l'on note S. Pour cela, un technicien dose cette dernière à l'aide d'une solution aqueuse de di-iode aqueux $\text{I}_{2(\text{aq})}$. En effet, il introduit dans un erlenmeyer, un volume $V_1 = 20,0$ mL de la solution S, 4 mL d'acide sulfurique incolore et 1 mL d'empois d'amidon également incolore.

La solution titrante, de concentration en di-iode $C_2 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ 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 di-iode.

L'équation support du dosage est :



- 1) Préciser, en justifiant, le changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence.
- 2) Déterminer la concentration molaire C_1 en dioxyde de soufre de cette solution et en déduire que sa concentration massique $C_{m(\text{exp})}$ en dioxyde de soufre est égale à $0,201 \text{ g.L}^{-1}$.

Exercice 5:

On fait barboter pendant quelques minutes du sulfure d'hydrogène de formule H_2S dans 50 ml d'une solution de chlorure de fer III de concentration $C = 0,5 \text{ mol l}$. Un précipité jaune de soufre S apparaît. L'addition de la soude à la solution obtenue par filtration donne un précipité vert d'hydroxyde de fer II caractéristique des ions Fe^{2+} .

1°) Interpréter ces observations en écrivant les demi équations des réactions qui viennent d'avoir lieu.

2°) Donner les deux couples redox mis en jeu dans la première réaction.

3°) Calculer le volume de H_2S nécessaire pour réduire tout les ions Fe^{2+} .

4°) Quelle est la concentration de la solution obtenue en ions Fe^{2+} .

5°) calculer la masse de soufre (S) formé au cours de cette réaction .

Exercice 5 :

1 / Au milieu acide, l'ion nitrate NO_3 oxyde le cuivre métallique Cu en Cu^{2+} et il se réduit en monoxyde d'azote NO.

a – Ecrire les équations d'oxydation et de réduction.

b – Préciser les couples d'oxydoréduction mis en jeu.

c – Déduire l'équation bilan de la réaction.

2 / Le monoxyde d'azote formé est un gaz incolore, il réagit avec le dioxygène de l'air pour donner le dioxyde d'azote de formule NO_2 qui est un gaz de couleur rousse.

a – Ecrire l'équation de la réaction et montrer qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.

b – Donner les couples Redox mis en jeu

Exercice 5 :

Afin de déterminer la concentration molaire d'une solution S d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration C inconnue, on prélève avec précision un volume $V_s = 10,0 \text{ mL}$ de la solution S que l'on verse dans un erlenmeyer. On titre cet échantillon par de l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) dont la concentration molaire est $C_A = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, en présence de quelques gouttes de bleu de bromothymol comme indicateur de fin de titrage. Il faut verser un volume $V_E = 12,3 \text{ ml}$ de la solution titrante pour atteindre l'équivalence.

1) Écrire l'équation de la réaction support du titrage.

2) Identifier les couples acide/base mis en jeu dans cette réaction.

3) Définir l'équivalence d'un titrage.

4) À partir des résultats expérimentaux, déterminer la concentration molaires C_B d'hydroxyde de sodium de la solution S.

Exercice 6 :

1°) On prépare 1 litre d'une solution S_1 de sulfate de sodium ($2 \text{ Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$) en dissolvant 6,3 g de ce composé dans l'eau. Calculer la molarité de cette solution.

2°) A un volume $V_1 = 10 \text{ ml}$ de la solution S_1 , on ajoute un volume $V_2 = 20 \text{ ml}$ d'une solution S_2 de permanganate de potassium en milieu acide. On est alors dans les proportions stœchiométriques.

Sachant que SO_4^{2-} se transforme en SO_4^{2-} et MnO_4^- se transforme en Mn^{2+} .

Ecrire l'équation d'oxydoréduction.

3°) Déduire la molarité de la solution S_2 .

Exercice 6 :

L'acide oxalique $\text{C}_2 \text{H}_2 \text{O}_4$ a pour oxydant conjugué CO_2 .

1°) Ecrire la $\frac{1}{2}$ équation de la réaction.

2°) On prépare une solution de volume $V = 1$ litre en dissolvant 18g d'acide oxalique dans l'eau pure.

Un prélèvement de 10 ml réagit avec une solution de permanganate de potassium en milieu acide.

La concentration de la solution de permanganate de potassium est de $0,032 \text{ mol. l}^{-1}$.

a – Ecrire l'équation d'oxydo réduction et préciser le couples redox.

b – Quel est le volume minimum de la solution de permanganate nécessaire pour faire réagir toute la quantité d'acide oxalique.

Exercice 6 :

Pour débarrasser une eau résiduelle des ions mercuriques (Hg^{2+}) qu'elle contient, il est possible de mettre en œuvre une réaction d'oxydoréduction entre les ions Hg^{2+} et le fer Fe.

On fait passer 10 g d'une eau à $6 \cdot 10^{-4} \%$ (en masse) en ion mercurique (Hg^{2+}) sur du fer en poudre.

1° / Sachant que le fer se transforme en ion fer II (Fe^{2+}) et les ions Hg^{2+} passant à l'état atomique (Hg).

Ecrire l'équation bilan de la réaction

a - Préciser par mis les réactifs l'oxydant et le réducteur.

b – Indiquer les couples redox mis en jeux.

c – Calculer la masse d'ion Hg^{2+} contenus 10 g d'eau.

d – Calculer la masse de fer nécessaire pour traiter une tonne de cette eau résiduelle.

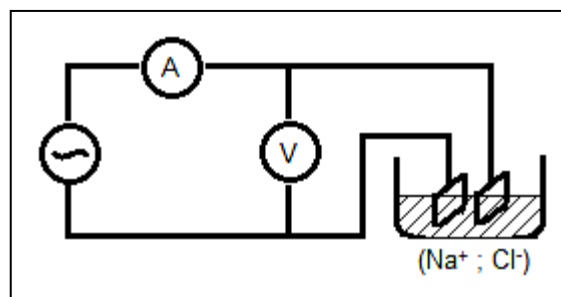
On donne : $M(\text{Hg}) = 200 \text{ g. mol}^{-1}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g. mol}^{-1}$.

Exercice 6 :

La figure suivante représente le montage expérimental utilisé pour la détermination de la conductance d'une solution aqueuse.

A la même température de 25°C , on verse successivement des solutions de chlorure de sodium de concentration C variant de $1,0 \text{ mmol/L}$ à 10 mmol/L .

En appliquant une tension sinusoïdale de valeur efficace $U = 1,50 \text{ V}$ (fréquence $f = 100 \text{ Hz}$) délivrée par un GBF. On mesure pour chaque solution l'intensité efficace I du courant électrique qui traverse la cellule. Les résultats obtenus sont rassemblés dans le tableau suivant :



C (mmol/L)	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0	7,0	8,0	9,0	10
U (V)	1,50	1,50	1,50	1,50	1,50	1,50	1,50	1,50	1,50	1,50
I (mA)	1,31	2,63	3,92	5,25	6,54	7,85	9,16	10,5	11,8	13,1

- 1) Déterminer la conductance G de la portion de solution située entre les deux électrodes de la cellule, pour chaque concentration C .
- 2) Représenter la variation de la conductance G de la portion de solution située dans la cellule en fonction de la concentration C de la solution de chlorure de sodium.
- 3) On utilise maintenant une solution de sérum physiologique diluée 25 fois et on mesure, dans les mêmes conditions que précédemment, une intensité de courant $I_1 = 7,95$ mA. Déterminer la concentration massique de la solution de sérum physiologique.
- 4) Le fabricant du sérum indique une concentration massique $C_{m(\text{étiquette})} = 9,0$ g/L (valeur donnée à $\pm 5\%$ près) soit une "fourchette" : $8,55$ g/L $< C_{m(\text{étiquette})} < 9,45$ g/L. La valeur trouvée grâce à la courbe d'étalonnage du conductimètre est-elle bien comprise dans cette fourchette ?

Exercice 7 :

Au laboratoire, une bouteille contient un sérum physiologique sous sa forme commerciale dont l'étiquette affiche une concentration de 0,9 %.

Un professeur propose à ses élèves de 1 BAC de vérifier cette étiquette en procédant à un dosage conductimétrique par étalonnage.

Dans un premier temps, les élèves diluent 10 fois la solution commerciale S_0 pour obtenir une solution S_1 .

Les élèves mesurent alors les conductivités de 6 solutions de chlorure de sodium de concentrations connues ainsi que celle de la solution S_1 . Leurs mesures sont rassemblées dans le tableau suivant :

C (mol/L)	$0,5 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$1,25 \cdot 10^{-2}$	$1,5 \cdot 10^{-2}$	$2,0 \cdot 10^{-2}$	$2,5 \cdot 10^{-2}$	S
σ (ms.cm ⁻¹)	0,489	0,969	1,184	1,424	1,91	2,38	1,5

Peux-tu les aider à vérifier si le titre de la solution S_0 est bien de 0,9 % ?

Donnée : $M(\text{NaCl}) = 58,5$ g.mol⁻¹

Exercice 8 :

Une solution (S_1) de sulfate de fer II (Fe SO_4) est préparée par dissolution de 3,04 g de soluté de façon

à préparer un volume $V = 400$ mL .

La solution (S_1) est abandonnée à l'air ; une partie des ions fer II a été oxydée en ions fer III . On désigne par (S'_1) la nouvelle solution .

Pour déterminer le pourcentage des ions fer II oxydés par l'air on procède de la manière suivante :

On prélève un volume $V_1 = 20$ mL de la solution (S'_1) au quel on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique

et on le fait réagir avec une solution (S_2) de permanganate de potassium (KMnO_4) de concentration $C_2 = 10^{-2}$ mol .L⁻¹

Il a fallu verser $V_2 = 8$ mL de la solution (S_2) pour faire réagir tous les ions ferII .

- 1° / a – Calculer le nombre de mol d'ions fer II dans (S_1).
 b – Déterminer la concentration C_1 de la solution (S_1).
- 2° / Calculer la masse de permanganate de potassium utilisée pour préparer 100 mL de (S_2).
- 3° / Ecrire les équations d'oxydation et de réduction et déduire l'équation bilan de la réaction redox qui se produit .
- 4° / a – Déterminer le nombre de mole d'ions fer II dans V_1 .
 b – Calculer le pourcentage de mole d'ions fer II qui ont été oxydés par l'air .

Exercice 8 :

On désire par cet exercice déterminer la concentration molaire C_0 en acide acétique (CH_3COOH) du vinaigre du commerce, on prépare alors une solution diluée 100 fois de concentration C_A . Ensuite, on prélève un volume $V_A = 10,0$ mL de cette solution diluée que l'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration $C_B = 10 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Le volume de réactif titrant (hydroxyde de sodium) versé à l'équivalence vaut $V_{BE} = 9,7$ mL.

- 1) Identifier les deux couples acido-basiques mis en jeu dans ce titrage et écrire l'équation de la réaction.
- 2) Expliquer à quoi correspond l'équivalence.
- 3) Le titrage est suivi par une mesure de la conductivité de la solution dosée.
 - a. Expliquer pourquoi la conductivité augmente doucement du début du titrage jusqu'à l'équivalence.
 - b. Expliquer pourquoi la conductivité augmente fortement après l'équivalence.
- 4) En utilisant un tableau d'avancement simplifié, trouver la relation entre la quantité de matière d'acide acétique titrée n_A et la quantité de matière d'hydroxyde de sodium versé n_B à l'équivalence ?
- 5) Calculer la concentration en acide acétique C_A de la solution de vinaigre diluée.
- 6) En déduire la concentration C_0 en acide acétique du vinaigre commercial.

Exercice 9:

On dissout du nitrate de cuivre II $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, du nitrate d'argent AgNO_3 et du nitrate d'or $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$ dans de l'eau pure de façon à obtenir 300 mL d'une solution (S). On partage ensuite (S) en trois parties égales.

Dans la première partie (S_1) on place une lame d'argent, on obtient un dépôt d'or de masse $m_1 = 0,394$ g. Dans la deuxième partie (S_2), on met une lame de cuivre, on obtient un dépôt d'argent et d'or de masse $m_2 = 0,934$ g. Dans la troisième partie (S_3), on place une lame de zinc on obtient un dépôt d'argent d'or et de cuivre de masse $m_3 = 1,188$ g.

1/ a -Interpréter ces expériences.

b/Ecrire les équations des réactions dans (S_1) et (S_2), en précisant à chaque fois l'oxydant et le réducteur

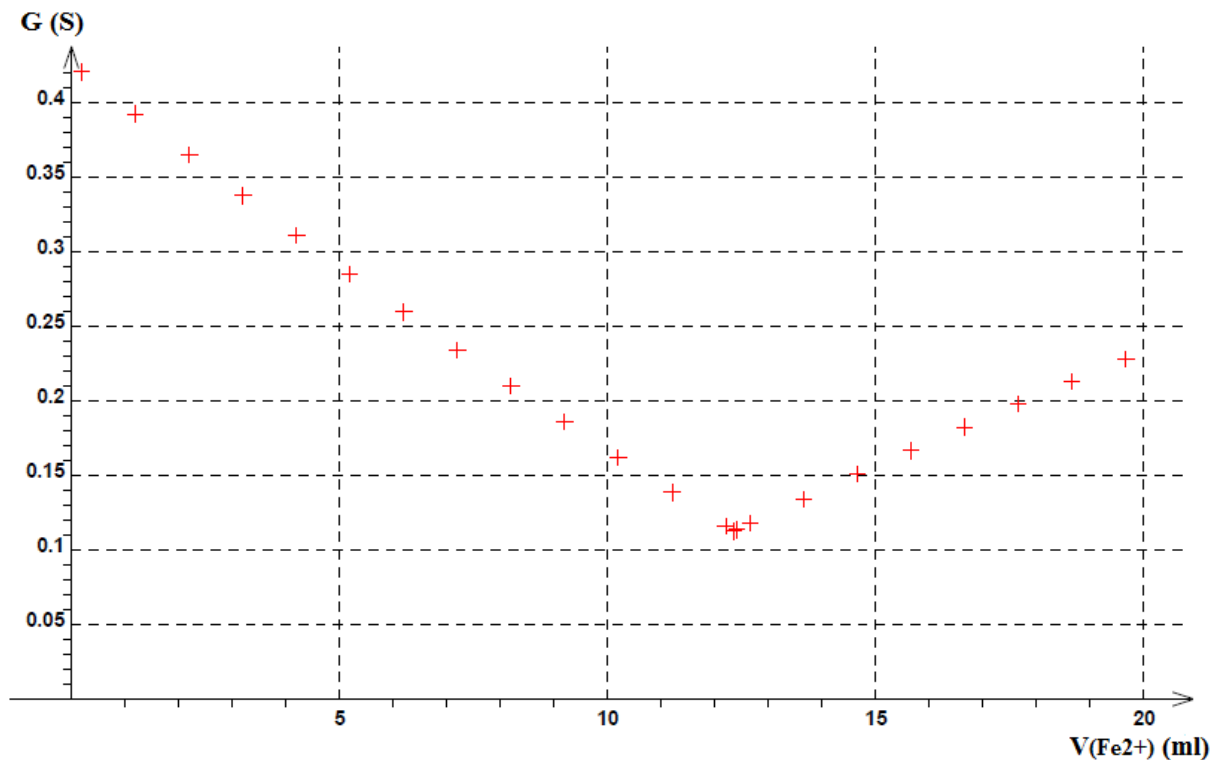
2/Calculer les molarités des ions Cu^{2+} , Ag^+ , Au^{3+} et NO_3^- dans la solution (S).

On donne : $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{Au}) = 197 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$,
 $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

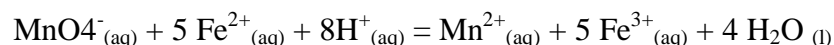
Exercice 9:

Dans un bécher, on introduit un volume $V_1 = 10,0$ mL d'une solution de permanganate de potassium de concentration C_1 inconnue, 2,5 mL d'acide sulfurique de concentration égale à 1,0 mol/L et 200 mL d'eau distillée. La solution de sel de Mohr contenant les ions Fe^{2+} de concentration $C_2 = 0,100$ mol/L est ajoutée dans la burette graduée. On effectue le titrage en suivant à l'aide d'un conductimètre, les variations de la conductance G de la solution contenue dans le bécher en fonction du volume de solution de sel de Mohr versé. On obtient la courbe ci-dessous :

- 1) Faire un schéma annoté du dispositif expérimental.
- 2) Pour quelle raison ajoute-t-on un grand volume d'eau distillée avant de débiter le dosage ?
- 3) Ecrire les formules chimiques du permanganate de potassium solide et de l'acide sulfurique.
- 4) Avec quel instrument doit-on prélever les 10,0 mL de solution de permanganate de potassium ? Justifier.



- 5) Ecrire les deux demi-équations électroniques relatives aux couples mis en jeu. Et en déduire que l'équation de la réaction d'oxydoréduction s'écrit :



- 6) En l'absence de conductimètre, comment repérer expérimentalement l'équivalence ? Justifier.
- 7) La formule chimique du sel de Mohr est $\text{Fe}(\text{SO}_4)_2(\text{NH}_4)_2,6 \text{H}_2\text{O}$ (s). Quelle masse de sel de Mohr solide doit-on peser pour préparer 100 mL de solution de concentration C_2 ?
- 8) Quel est le nom de l'ion Mn^{2+} ?

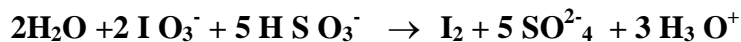
9) Déterminer graphiquement le volume équivalent.

10) Donner la relation à l'équivalence et en déduire la valeur de la concentration molaire C_1 de la solution de permanganate de potassium.

Données : Couples oxydant / réducteur mis en jeu : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$; $\text{Fe}_3^+ / \text{Fe}^{2+}$.

Exercice 9:

L'équation de la réaction est :



La solution (S) obtenue prend une coloration brune due à I_2 .

1°) a – Montrer que c'est une réaction d'oxydoréduction .

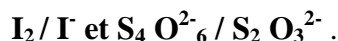
b – Ecrire les couples redox mis en jeu .

c – Ecrire les deux demi équation de la réaction précédente et vérifier son équation.

2°) On veut déterminer la concentration molaire du diode dans la solution (S) préparée .

Pour cela on prélève $V = 10 \text{ mL}$ de la solution (S) et on lui ajoute une solution (S_1) de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentration $C' = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

On verse alors un volume $V' = 10 \text{ mL}$ de la solution (S') pour obtenir la disparition totale de la coloration brune Sachant qu'une réaction redox se produit et que les couples redox mis en jeu sont :



a – Ecrire les équations formelles des deux couples .

b – Ecrire l'équation de la réaction qui se produit .

c – Exprimer $[\text{I}_2]$ en fonction de V , C' , V' . Calculer $[\text{I}_2]$ dans la solution (S)