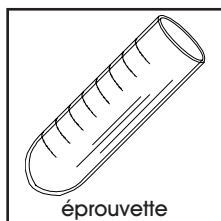


BUTS

Effectuer une série de réactions de transferts d'électrons permettant de classer les éléments selon leur force oxydante ou réductrice relative.

MATERIEL

8 éprouvettes.



REACTIFS

Solution de nitrate d'argent (AgNO_3 1 M), solution de sulfate ferreux ammoniacal ($\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ 1 M), solution de sulfate de cuivre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1 M), solution de nitrate de plomb ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1 M), 1 tige d'argent (Ag), 2 tiges de fer (Fe), 3 tiges de cuivre (Cu), 2 tiges de plomb (Pb).

<p>AgNO_3</p> <p>étatsolution 1 M MM169.88 g/mol</p> <p>X</p> <p>CH 3 récup M</p>	<p>$\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$</p> <p>étatsolution 1 M MM392.14 g/mol</p> <p>X</p> <p>CH 3 récup M</p>	<p>$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$</p> <p>étatsolution 1 M MM249.68 g/mol</p> <p>X</p> <p>CH 3 récup M</p>	<p>$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$</p> <p>étatsolution 1 M MM331.21 g/mol</p> <p></p> <p>CH 2 récup M</p>
<p>Ag</p> <p>étatsolide MM107.87 g/mol</p> <p>CH F récup S</p>	<p>Fe</p> <p>étatsolide MM55.85 g/mol</p> <p>CH F récup S</p>	<p>Cu</p> <p>étatsolide MM63.55 g/mol</p> <p>CH F récup S</p>	<p>Pb</p> <p>étatsolide MM207.19 g/mol</p> <p></p> <p>CH F récup S</p>

RECOMMANDATIONS

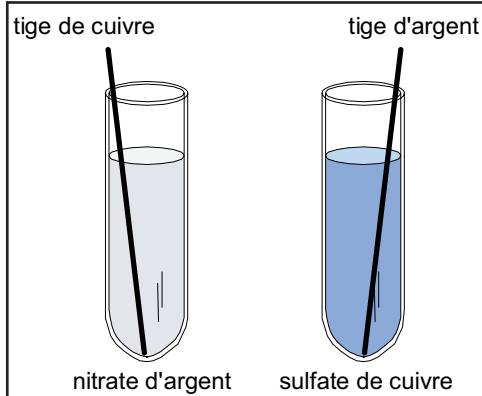
Manipuler avec précaution les solutions de métaux. Ne pas ingérer ou mettre en contact avec la peau ou les yeux.

MANIPULATIONS
ET DISCUSSION

1. Introduire 4-5 mL de solution de nitrate d'argent dans une éprouvette; y plonger une tige de cuivre.

Introduire 4-5 mL de solution de sulfate de cuivre dans une éprouvette; y plonger une tige d'argent.

Observer les transformations prenant éventuellement place dans chacune des éprouvettes.



- ◆ Un composé qui perd des électrons est appelé réducteur; inversement, un composé qui gagne des électrons est appelé oxydant:



- ◆ La perte d'électrons par le réducteur ne peut avoir lieu sans gain d'électrons par l'oxydant, car les électrons ne peuvent exister sous forme libre. La réaction globale de transfert d'électrons d'un composé à l'autre est une **oxydo-réduction**; elle est équilibrée par rapport au nombre d'électrons échangés.



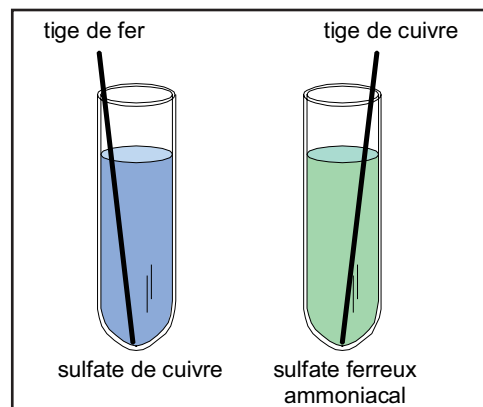
- ◆ En cédant des électrons, le réducteur contribue à réduire la charge portée par l'oxydant (B^{2-} a une charge nette réduite par rapport à B^0). Inversement, l'oxydant, en captant des électrons, contribue à accroître la charge portée par le réducteur (A^{2+} a une charge nette plus élevée que A^0). Pour mémoire: **le réducteur réduit son partenaire et s'oxyde** (A^0 s'oxyde et réduit B^0), **l'oxydant oxyde son partenaire et se réduit** (B^0 se réduit et oxyde A^0). Logiquement, une oxydo-réduction ne se déroule que si l'un des partenaires est plus oxydant que l'autre (l'autre est plus réducteur que le premier).

- ? 1. Indiquer dans quelle éprouvette une transformation prend place et proposer l'équation de la réaction d'oxydo-réduction qui s'y déroule.
- ? 2. Classer les cations cuivre et argent dans l'ordre croissant de leur force oxydante.

2. Introduire 4-5 mL de solution de sulfate de cuivre dans une éprouvette; y plonger une tige de fer.

Introduire 4-5 mL de solution de sulfate ferreux ammoniacal dans une éprouvette; y plonger une tige de cuivre.

Observer les transformations prenant éventuellement place dans chacune des éprouvettes.

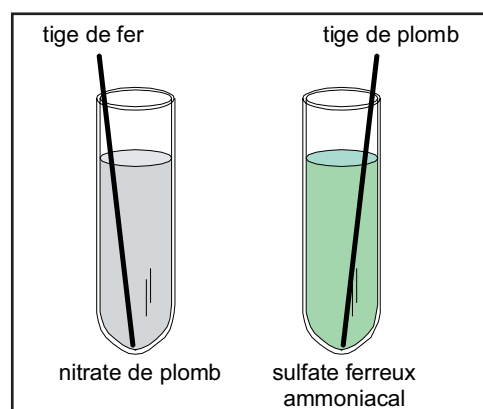


- ? 3. Indiquer dans quelle éprouvette une transformation prend place et proposer l'équation de la réaction d'oxydo-réduction qui s'y déroule.
- ? 4. Classer les cations fer et cuivre dans l'ordre croissant de leur force oxydante.

3. Introduire 4-5 mL de solution de nitrate de plomb dans une éprouvette; y plonger une tige de fer.

Introduire 4-5 mL de solution de sulfate ferreux ammoniacal dans une éprouvette; y plonger une tige de plomb.

Observer les transformations prenant éventuellement place dans chacune des éprouvettes.

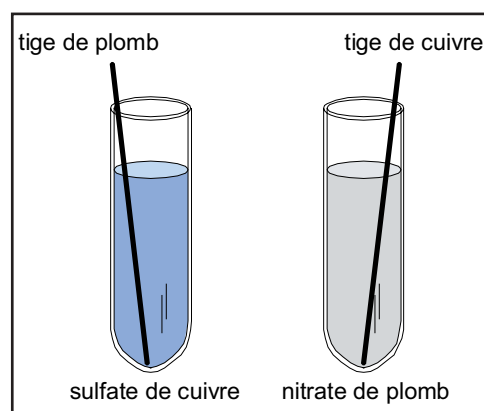


- ? 5. Indiquer dans quelle éprouvette une transformation prend place et proposer l'équation de la réaction d'oxydo-réduction qui s'y déroule.
- ? 6. Classer les cations fer et plomb dans l'ordre croissant de leur force oxydante.

4. Introduire 4-5 mL de solution de sulfate de cuivre dans une éprouvette; y plonger une tige de plomb.

Introduire 4-5 mL de solution de nitrate de plomb dans une éprouvette; y plonger une tige de cuivre.

Observer les transformations prenant éventuellement place dans chacune des éprouvettes.



- ? 7. Indiquer dans quelle éprouvette une transformation prend place et proposer l'équation de la réaction d'oxydo-réduction qui s'y déroule.
- ? 8. Classer les cations cuivre et plomb dans l'ordre croissant de leur force oxydante.

- ◆ La famille constituée d'un composé avant et après gain d'électrons (réduction) est appelée **couple redox**; par exemple:



Cette notation est aussi adoptée pour un composé avant et après perte d'électrons (oxydation). Dans ce cas, et par convention, la **réaction d'oxydation est inversée et notée dans le sens de la réduction**; par exemple:



- ◆ **Attention:** Par convention, les potentiels redox sont toujours tabulés dans le sens de la réduction, c'est-à-dire où l'espèce oxydante gagne un ou des électrons (p.ex. $B^0 + 2e^- \rightarrow B^{2-}$), même lorsque c'est la réaction d'oxydation qui a naturellement lieu (p.ex. $B^{2-} - 2e^- \rightarrow B^0$).

Dans ce contexte, l'emploi du terme "couple redox" ("red" pour réducteur; "ox" pour oxydant) peut prêter à confusion. En effet par rapport à la convention, la réduction comporte "ox" à gauche de la réaction et "red" à droite (" $ox + ne^- \rightarrow red^{n-}$ ") et il serait donc logique de parler de "couple oxred".

- ◆ La force d'un oxydant ou réducteur est caractérisée par son **potentiel redox** E^0 (voir la table ci-dessous). **Plus le potentiel d'un couple redox est élevé, plus la réaction se déroule aisément de gauche à droite.** Par exemple:



$E^0(B^0/B^{2-}) > E^0(A^{2+}/A^0)$; par conséquent, la seconde réaction aura lieu de gauche à droite, tandis que la première se déroulera de droite à gauche:



Couple redox	Ag ⁺ /Ag ⁰	Cu ²⁺ /Cu ⁰	Pb ²⁺ /Pb ⁰	Fe ²⁺ /Fe ⁰
Potentiel redox E ⁰ [V]	+0.80	+0.34	-0.13	-0.44

? 9. En considérant les réactions observées dans les éprouvettes, classer tous les cations de cette expérience selon leur force d'oxydation croissante, puis indiquer si les observations expérimentales correspondent aux informations théoriques mentionnées dans la table.

RECUPERATION
ET NETTOYAGE

Récupérer les solutions dans le récipient de déchets M (métaux lourds) et les tiges de métaux dans le récipient de déchets S (substances solides).
Laver la verrerie utilisée à l'eau, puis la rincer à l'eau déminéralisée.

PREPARATION

Expérience pour un groupe de 2 étudiants.**1. Solution de nitrate d'argent 1 M:**

Pour 250 mL (suffisant pour environ 50 groupes), peser 42.5 g AgNO_3 (qualité *purum* ou inférieure), dissoudre dans de l'eau déminéralisée et compléter à 250 mL avec de l'eau déminéralisée.

Conserver la solution au frigo et à l'abri de la lumière (lors de son utilisation, masquer le flacon avec du papier aluminium).

Le coût de AgNO_3 étant particulièrement élevé, il est impératif de mettre à disposition des étudiants un volume minimal de solution de travail.

2. Solution de sulfate ferreux ammoniacal 1 M:

Pour 250 mL (suffisant pour environ 15 groupes), peser 98 g $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, dissoudre dans de l'eau déminéralisée, ajouter 2-3 gouttes d'acide (par exemple HCl 1 M) et compléter à 250 mL avec de l'eau déminéralisée.

Cette solution ne peut pas être conservée plus de quelques semaines, car l'oxygène de l'air oxyde lentement Fe^{2+} en Fe^{3+} , bien que le sel de Mohr ($\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) soit une forme relativement stable de Fe^{2+} .

3. Solution de sulfate de cuivre 1 M:

Pour 250 mL (suffisant pour environ 30 groupes), peser 62.4 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, dissoudre dans de l'eau déminéralisée et compléter à 250 mL avec de l'eau déminéralisée.

4. Solution de nitrate de plomb 1 M:

Pour 250 mL (suffisant pour environ 30 groupes), peser 82.8 g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, dissoudre dans de l'eau déminéralisée et compléter à 250 mL avec de l'eau déminéralisée. Le chlorure de plomb PbCl_2 n'est pas assez soluble.

5. Tige d'argent:

Utiliser tel quel du fil de 1 mm de diamètre (1 tige de 15 cm par groupe).

6. Tige de fer:

Utiliser tel quel du fil de 1 mm de diamètre (2 tiges de 15 cm par groupe).

7. Tige de cuivre:

Utiliser tel quel du fil de 1 mm de diamètre (3 tiges de 15 cm par groupe).

8. Tige de plomb:

Utiliser tel quel du fil de 1 mm de diamètre (2 tiges de 15 cm par groupe).

9. Remarque:

En cas d'oxydation de surface des tiges de Ag, Fe, Cu ou Pb, pré-laver les fils dans une solution faiblement acidifiée (p. ex. HCl 1 M), les rincer à l'eau déminéralisée, puis les poncer à la paille de fer et les essuyer.

10. Matériel nécessaire pour un groupe de 2 étudiants:

8 éprouvettes

1 porte-éprouvettes

11. Durée de l'expérience:

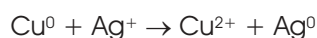
Environ 60 min de manipulations.

DISCUSSION

- ? 1. Indiquer dans quelle éprouvette une transformation prend place et proposer l'équation de la réaction d'oxydo-réduction qui s'y déroule.

Il ne se passe rien lorsque le fil d'argent plonge dans la solution de Cu^{2+} ; inversement, on observe un dépôt d'argent métallique sur le fil de cuivre plongeant dans la solution de Ag^+ .

Le Ag^+ se réduit en Ag^0 ; parallèlement, le cuivre métallique s'oxyde pour fournir des électrons au Ag^+ ; la réaction d'oxydo-réduction est par conséquent:



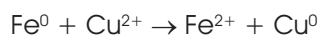
? 2. Classer les cations cuivre et argent dans l'ordre croissant de leur force oxydante.

Puisque Ag^+ se réduit en présence de Cu^0 , mais que Cu^{2+} ne se réduit pas en présence de Ag^0 , Ag^+ est plus oxydant que Cu^{2+} (c'est-à-dire: Cu^0 est plus réducteur que Ag^0).

? 3. Indiquer dans quelle éprouvette une transformation prend place et proposer l'équation de la réaction d'oxydo-réduction qui s'y déroule.

On observe un dépôt de cuivre métallique lorsque le fil de fer plonge dans la solution de Cu^{2+} .

De toute évidence, le Cu^{2+} se réduit en Cu^0 ; parallèlement, le fer métallique doit s'oxyder pour fournir des électrons au Cu^{2+} ; la réaction d'oxydo-réduction est par conséquent:



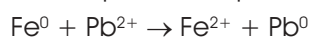
? 4. Classer les cations fer et cuivre dans l'ordre croissant de leur force oxydante.

Cu^{2+} se réduit en présence de Fe^0 , mais Fe^{2+} ne se réduit pas en présence de Cu^0 . Cu^{2+} est donc plus oxydant que Fe^{2+} (Fe^0 plus réducteur que Cu^0).

? 5. Indiquer dans quelle éprouvette une transformation prend place et proposer l'équation de la réaction d'oxydo-réduction qui s'y déroule.

On observe un dépôt de plomb métallique lorsque le fil de fer plonge dans la solution de Pb^{2+} .

De toute évidence, le Pb^{2+} se réduit en Pb^0 ; parallèlement, le fer métallique doit s'oxyder pour fournir des électrons au Pb^{2+} ; la réaction d'oxydo-réduction est par conséquent:



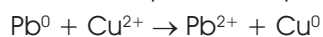
? 6. Classer les cations fer et plomb dans l'ordre croissant de leur force oxydante.

Pb^{2+} se réduit en présence de Fe^0 , mais Fe^{2+} ne se réduit pas en présence de Pb^0 . Pb^{2+} est donc plus oxydant que Fe^{2+} (Fe^0 plus réducteur que Pb^0).

? 7. Indiquer dans quelle éprouvette une transformation prend place et proposer l'équation de la réaction d'oxydo-réduction qui s'y déroule.

On observe un dépôt de cuivre métallique lorsque le fil de plomb plonge dans la solution de Cu^{2+} .

De toute évidence, le Cu^{2+} se réduit en Cu^0 ; parallèlement, le plomb métallique doit s'oxyder pour fournir des électrons au Cu^{2+} ; la réaction d'oxydo-réduction est par conséquent:



? 8. Classer les cations cuivre et plomb dans l'ordre croissant de leur force oxydante.

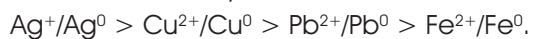
Cu^{2+} se réduit en présence de Pb^0 , mais Pb^{2+} ne se réduit pas en présence de Cu^0 . Cu^{2+} est donc plus oxydant que Pb^{2+} (Pb^0 plus réducteur que Cu^0).

? 9. En considérant les réactions observées dans les éprouvettes, classer tous les cations de cette expérience selon leur force d'oxydation croissante, puis indiquer si les observations expérimentales correspondent aux informations théoriques mentionnées dans la table.

Prises individuellement, les forces oxydantes observées expérimentalement sont:



Par conséquent, les couples redox peuvent être classés selon l'ordre croissant des forces oxydantes suivantes:



On constate que cette séquence, obtenue expérimentalement, correspond exactement à la séquence des potentiels redox mentionnés dans la table.