

Oxydo-réduction – définitions

1. Dans les réactions suivantes, indique qui est l'oxydant, qui est le réducteur, qui est réduit, qui est oxydé :

- a. Mn est le réducteur et il est oxydé / Hg^{2+} est l'oxydant et il est réduit
- b. H_2 est le réducteur et il est oxydé / Sn^{4+} est l'oxydant et il est réduit
- c. Li est le réducteur et il est oxydé / F_2 est l'oxydant et il est réduit
- d. Cr^{2+} est le réducteur et il est oxydé / Br_2 est l'oxydant et il est réduit
- e. Fe^{2+} est le réducteur et il est oxydé / Sn^{4+} est l'oxydant et il est réduit

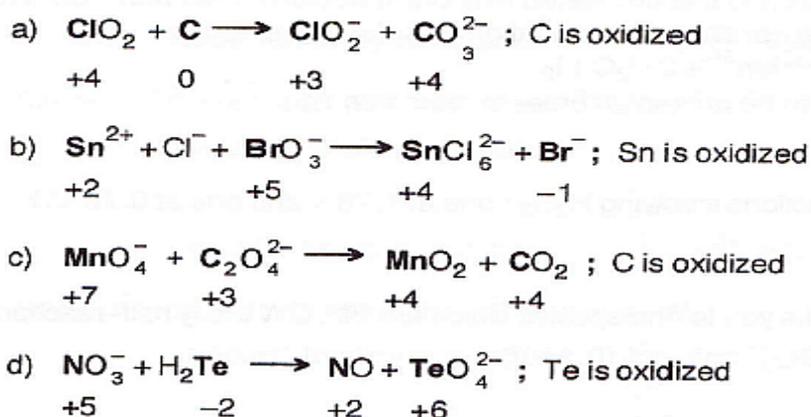
2. Quand le césium est exposé au chlore gazeux, un éclair lumineux apparaît. Le résultat de la réaction est le chlorure de césium, un sel blanc composé d'ions chlorure et d'ions césium.

- a. $2 \text{Cs} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{CsCl}$
- b. Oxydation : $\text{Cs} \rightarrow \text{Cs}^+ + \text{e}^-$ Réduction : $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$
- c. Cs est le réducteur / Cl_2 est l'oxydant

3. Calcule le nombre d'oxydation des éléments en gras :

- a. + 5 b. + 3 c. + 6 d. + 6 e. - 3 f. - 1/3
- g. - 3 h. - 8/3 i. + 3 j. + 5 k. + 3 l. + 7
- m. + 5 n. - 2 o. - 1 p. + 3 q. + 6 r. - 4/3
- s. 0 t. - 2/3

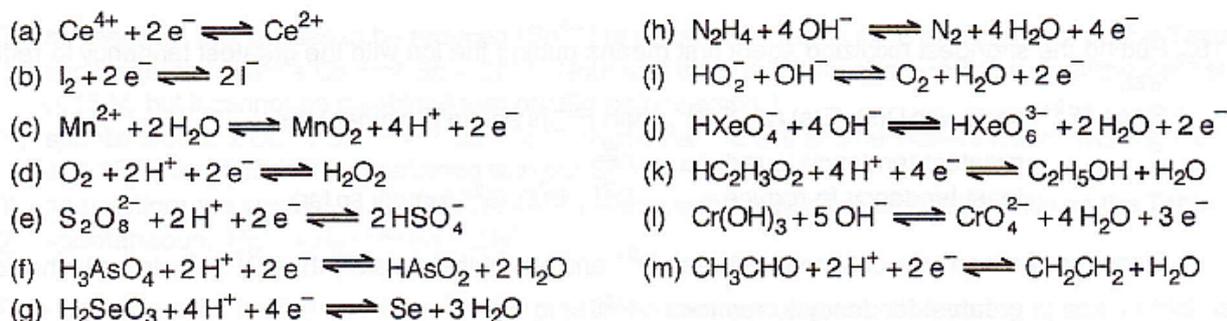
4. Calcule le nombre d'oxydation des éléments en gras puis détermine qui est oxydé et qui est réduit :



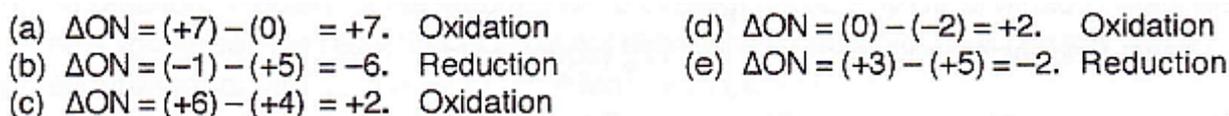
5. Détermine quelles réactions parmi les suivantes sont des réactions d'oxydo-réduction : **a, d et f**

Équilibrage des réactions

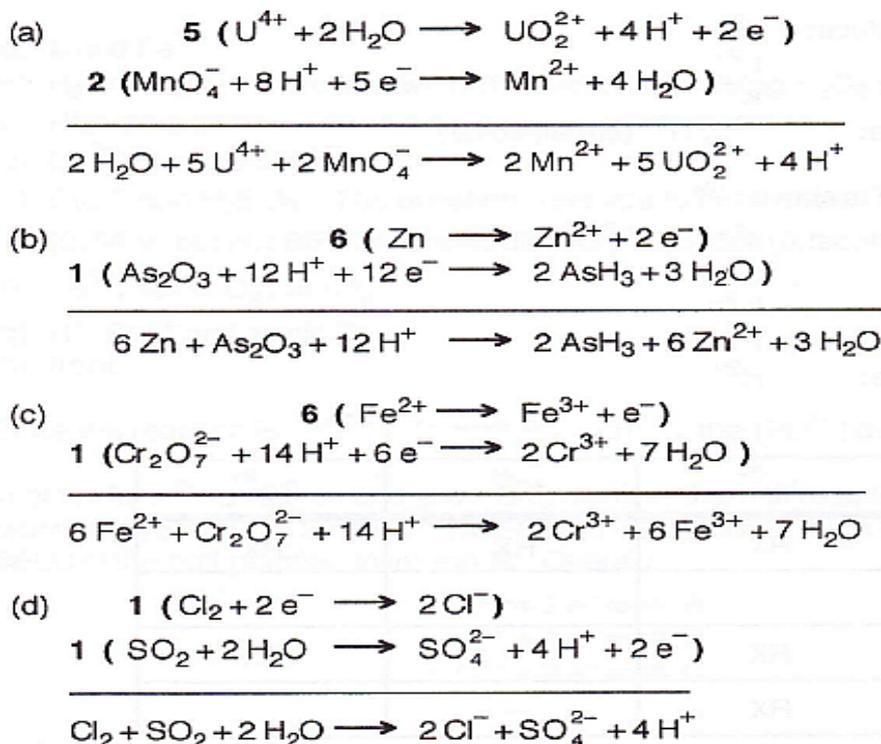
1. Équilibre les demi-réactions suivantes :

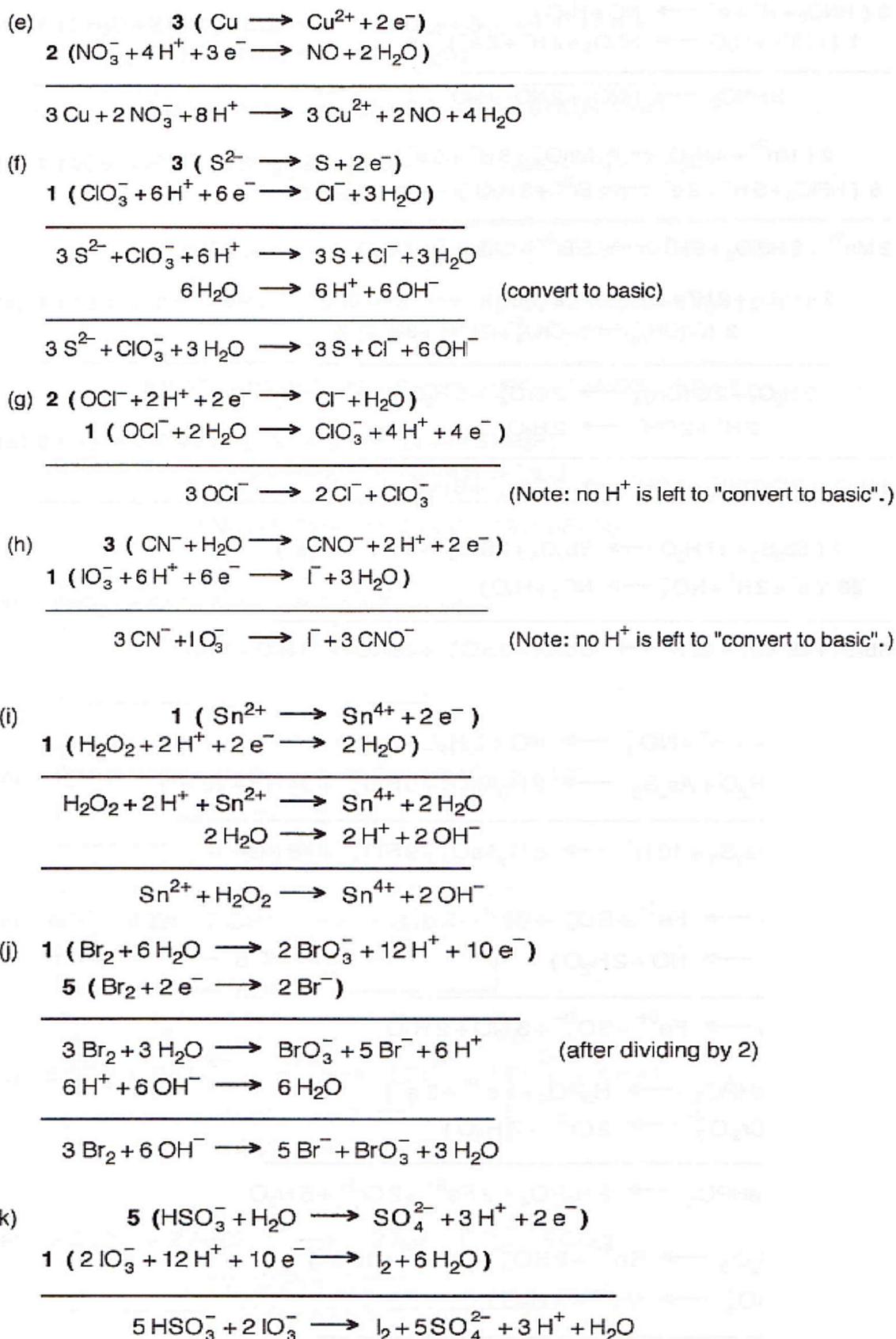


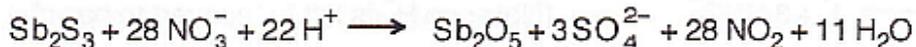
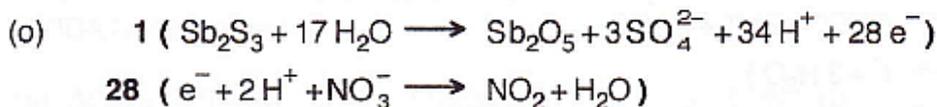
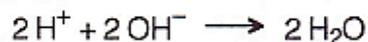
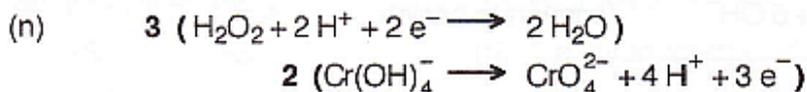
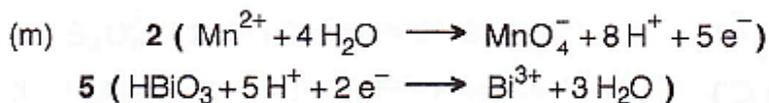
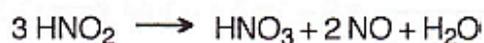
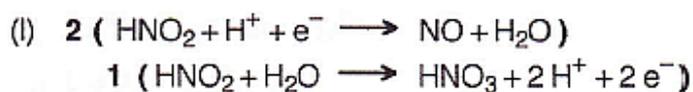
2. Pour chacune des réactions suivantes, détermine la variation du nombre d'oxydation pour l'élément en gras puis détermine si la demi-réaction est une oxydation ou une réduction :

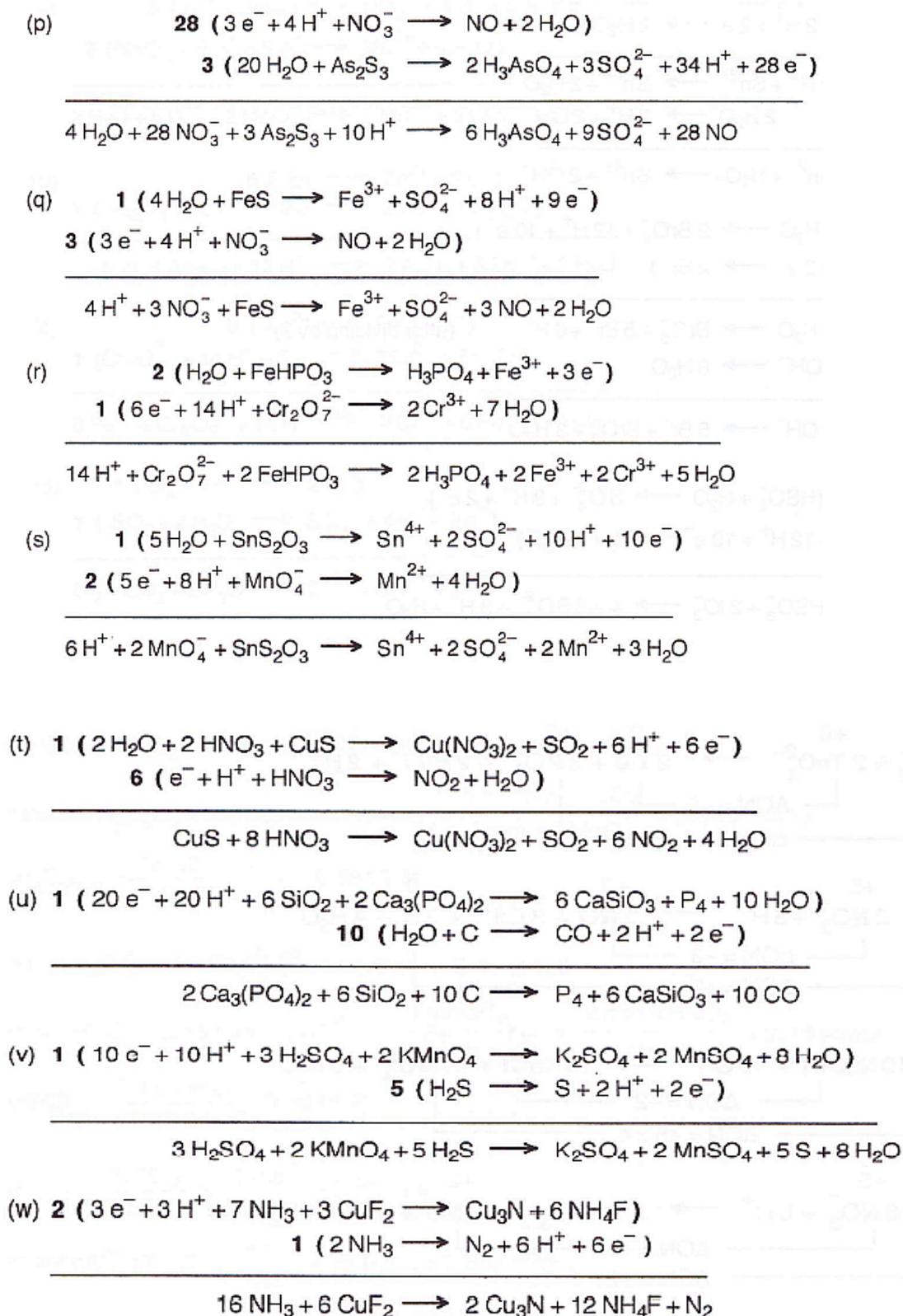


3. Équilibre les réactions suivantes en équilibrant d'abord les demi-réactions :

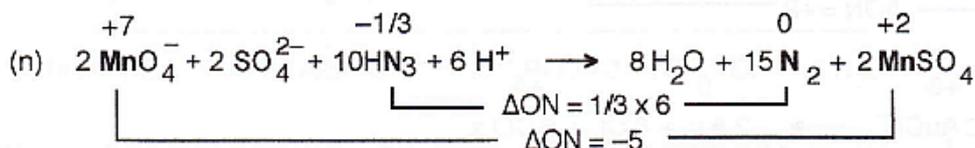
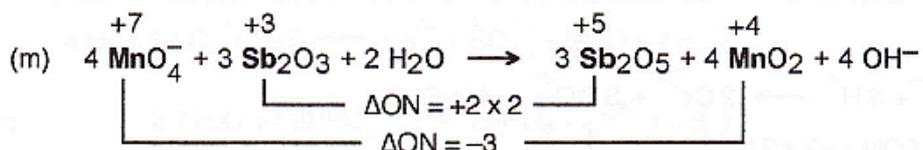
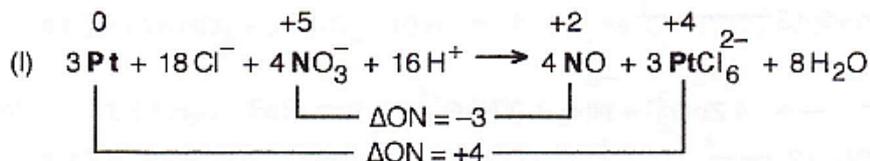
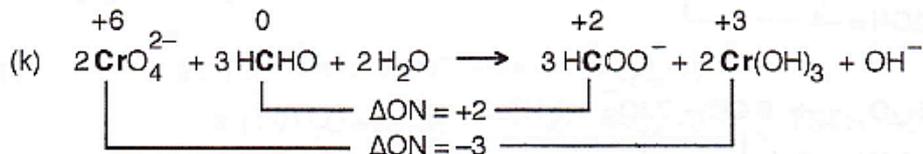
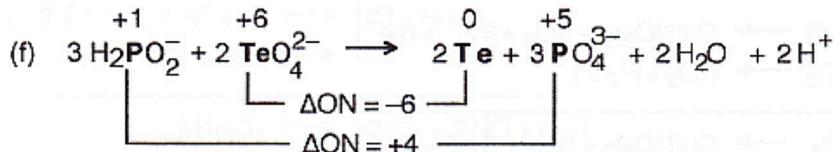
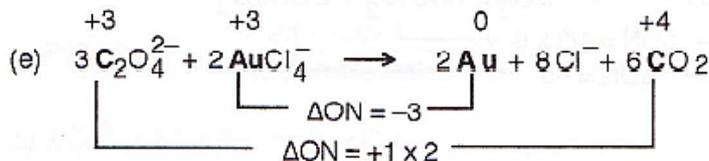
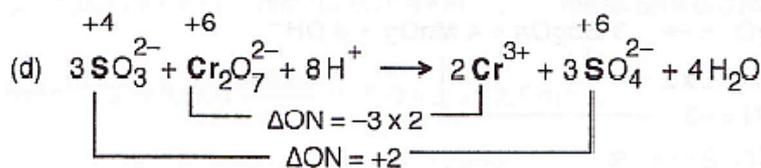
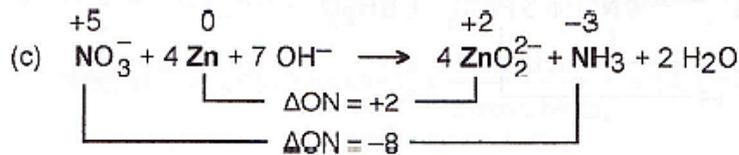
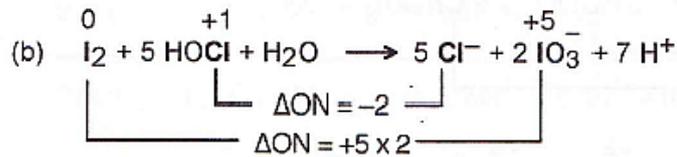
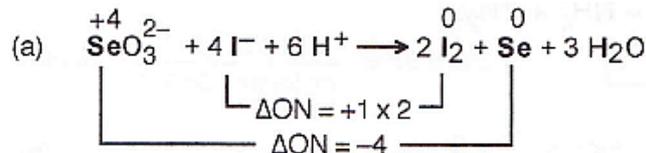








4. Équilibre les réactions suivantes en utilisant les nombres d'oxydation :

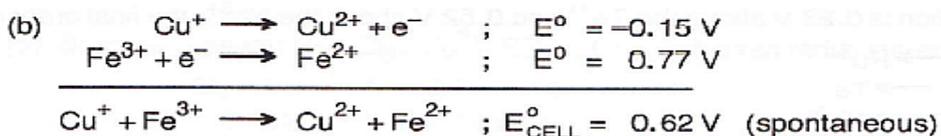
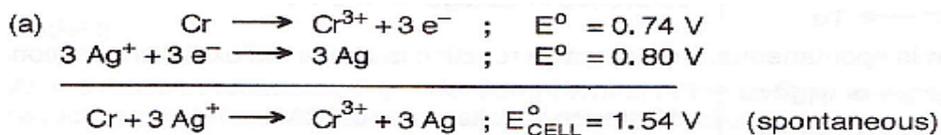


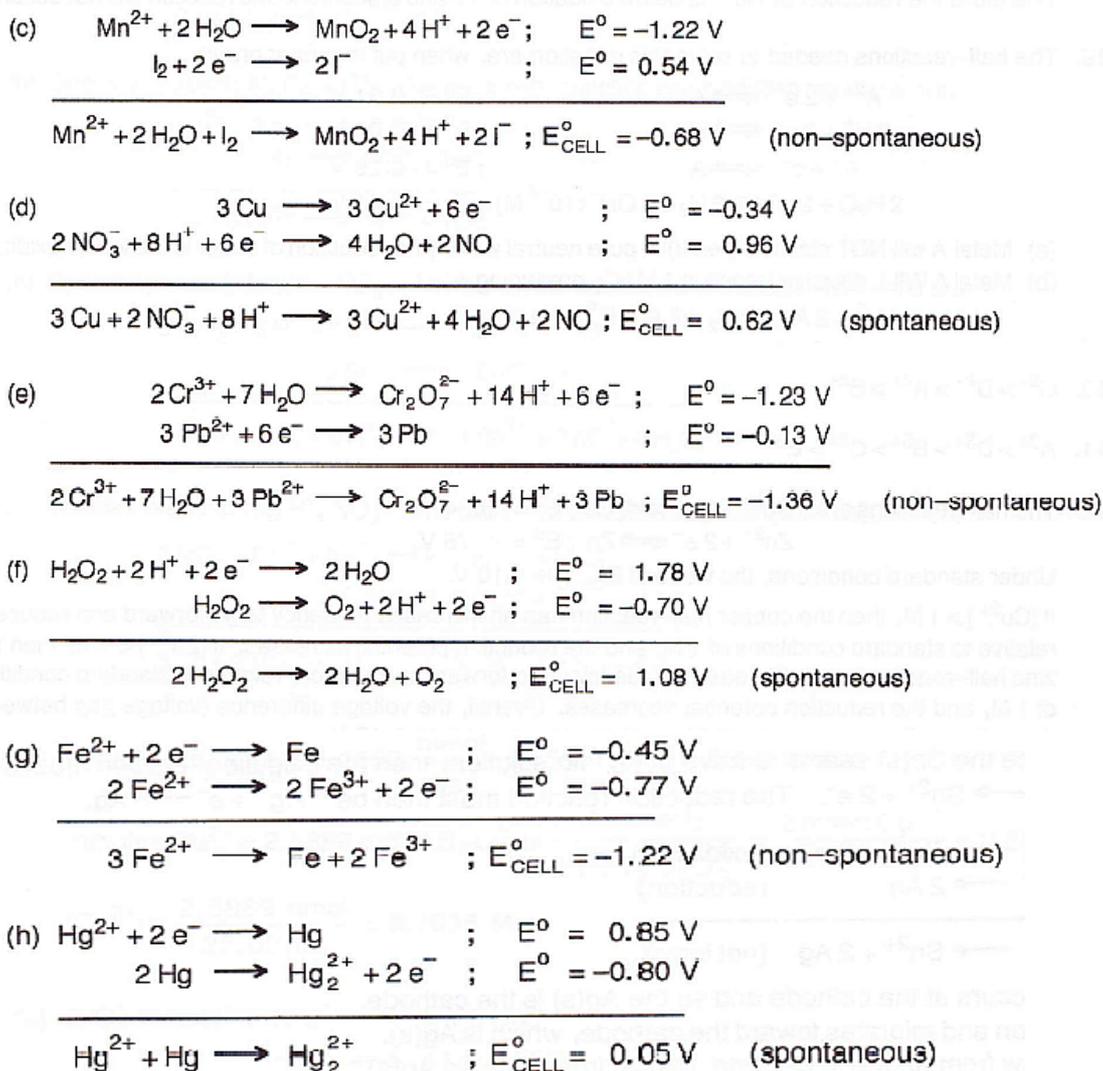
La pile électrochimique

1. Soit la pile suivante : un morceau de nickel est immergé dans un bécher contenant une solution de chlorure de nickel, et un morceau de cuivre est immergé dans un bécher contenant une solution de sulfate de cuivre. Les électrodes de métal sont reliées par un fil électrique et les béchers sont connectés par un pont salin. L'équation de la réaction est : $\text{Ni} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{Cu}$
 - a. Fais un dessin
 - b. Quelle électrode est l'anode ? **Ni(s)**
 - c. Vers quelle électrode les ions SO_4^{2-} progressent-ils ? **l'anode**
 - d. Vers quelle électrode les électrons se déplacent-ils ? **La cathode**
 - e. Si 0,025 mol de Cu(s) sont produites, combien de moles d'électrons circulent à travers le fil ? **0,050 mol**
 - f. Vers quelle électrode les ions Ni^{2+} migrent-ils après avoir été formés ? **cathode**

2. Soit la pile suivante : un morceau d'étain est immergé dans un bécher contenant une solution de sulfate d'étain de concentration 1 M et un morceau d'argent est immergé dans un bécher contenant une solution de nitrate d'argent de concentration 1 M. Les électrodes de métal sont reliées par un fil électrique et les béchers sont connectés par un pont salin. Après plusieurs heures, la masse de l'électrode en étain a diminué.
 - a. Quelle est l'équation ionique nette de la réaction ? **$2 \text{Ag}^+ + \text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2 \text{Ag}$**
 - b. Quelle électrode est la cathode ? **Ag(s)**
 - c. Vers quelle électrode les ions Ag^+ se déplacent-ils ? **cathode**
 - d. Vers quelle électrode les électrons se déplacent-ils ? **cathode**
 - e. La masse de l'électrode d'argent diminue-t-elle ou augmente-t-elle ? **augmente**
 - f. Si 0,010 mol de Sn(s) réagissent, combien de moles d'électrons circulent à travers le fil ? **0,020 mol**
 - g. Si 0,020 mol de Sn(s) réagissent, combien de moles d'argent réagissent ? **0,040**
 - h. Combien de moles d'électrons circulent à travers le pont salin ? **0**

3. Calcule la force électromotrice pour chacune des réactions suivantes et définis si ces réactions vont être spontanées :





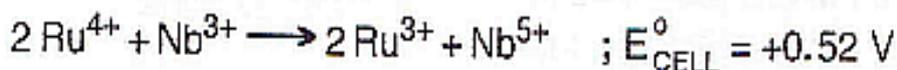
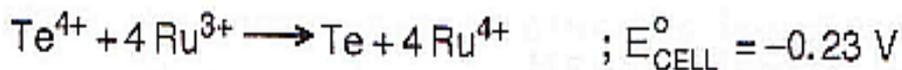
4. Soit six demi-piles (toutes les solutions ont pour concentration 1 M)

- une solution de CuSO_4 contenant une électrode de Cu
- une solution de $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ contenant une électrode de Cr
- une solution de MgSO_4 contenant une électrode de Mg
- une solution de ZnSO_4 contenant une électrode de Zn
- une solution de AgNO_3 contenant une électrode de Ag
- une solution de FeSO_4 contenant une électrode de Fe

a. Quelle paire de demi-piles formera la pile avec le plus haut voltage ? **Ag et Mg**

b. Quelle paire de demi-piles formera la pile avec le plus bas voltage ? **Cr et Zn**

5. Soit les réactions suivantes :



Détermine si Nb^{5+} réagira spontanément ou pas avec Te. **Non**

6. Soit un métal hypothétique A :



- Le métal A peut-il réagir avec de l'eau pure (pH = 7) pour produire de l'hydrogène ? **Non**
 - Le métal peut-il être dissout par une solution de H^{+} de concentration 1 M pour produire de l'hydrogène ? **Oui** Si oui, quel ion est formé, A^{+} ou A^{2+} ? **A^{+}**
7. Soit quatre métaux A, B, C, D dans des solutions de A^{2+} , B^{2+} , C^{2+} , D^{2+} de concentration 1 M. Les résultats suivants sont trouvés lorsque les demi-piles sont connectées :

Cathode	Anode	Cell voltage
C	A	0.75 V
D	A	0.49 V
D	B	0.61 V

Classe les métaux de l'oxydant le plus fort au plus faible. **$\text{C}^{2+} > \text{D}^{2+} > \text{A}^{2+} > \text{B}^{2+}$**

8. Soit cinq métaux A, B, C, D, E dans des solutions de A^{3+} , B^{3+} , C^{3+} , D^{3+} , E^{3+} de concentration 1 M. Les résultats suivants sont trouvés lorsque les demi-piles sont connectées :

Cathode	Anode	Cell voltage
C	E	0.10 V
D	B	0.08 V
A	C	1.41 V
D	C	0.55 V

Classe les ions métalliques de l'oxydant le plus fort au plus faible.



9. Une demi-pile A est constituée d'une électrode de Zn dans une solution de $ZnSO_4$ de concentration inférieure à 1 M. Une demi-pile B est constituée d'une électrode de Cu dans une solution de $CuSO_4$ de concentration supérieure à 1 M. Quelle serait la force électromotrice de la pile constituée de ces deux demi-piles ? Serait-elle plus grande, égale ou inférieure à 1,10 V ? **plus grand**
10. Le voltage de la pile $Pb^{2+} + Zn \rightarrow Pb + Zn^{2+}$ dépendamment des conditions utilisées. Détermine parmi les trois situations suivantes celle qui va produire le plus fort voltage et celle qui va produire le plus faible :
- une fine électrode de Zn est immergée dans une solution de Zn^{2+} de concentration 0,5 M / une électrode épaisse de Pb est immergée dans une solution de Pb^{2+} de concentration 1 M **plus fort**
 - une électrode épaisse de Zn est immergée dans une solution de Zn^{2+} de concentration 1 M / une fine électrode de Pb est immergée dans une solution de Pb^{2+} de concentration 0,5 M **plus faible**
 - une électrode épaisse de Zn est immergée dans une solution de Zn^{2+} de concentration 1 M / une électrode épaisse de Pb est immergée dans une solution de Pb^{2+} de concentration 1 M
11. Qui est l'oxydant le plus fort : une solution de Pb^{2+} de concentration 1 M ou **2 M** ?
12. Qui est le réducteur le plus fort : une solution de I⁻ de concentration 1 M ou **2 M** ?
13. Si une pile est utilisée dans une lampe de poche, pourquoi l'intensité de la lumière va-t-elle diminuer progressivement plutôt que de rester toujours au même niveau jusqu'à ce que la pile soit « morte » ? **Le potentiel de réduction de l'oxydant diminue et le potentiel de réduction du réducteur augmente. La f.e.m de la pile diminue.**

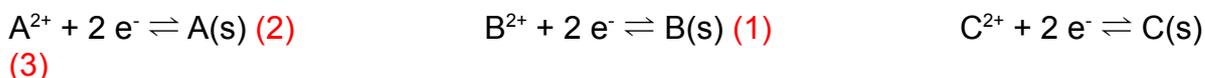
Spontanéité d'une réaction

- Définis si les substances suivantes peuvent être oxydées, réduites, ou ni l'un ni l'autre ou les deux .
 - Na^+ réduit
 - I^- oxydé
 - Cu^+ les deux
 - Sn^{4+} réduit
 - NO_3^- ni l'un ni l'autre
 - Hg oxydé
 - Fe^{2+} les deux
 - Co^{2+} réduit
 - Se ni l'un ni l'autre
 - Sn^{2+} les deux
 - Al oxydé
 - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en milieu acide réduit
- Détermine si les réactions suivantes seront spontanées. Si oui, écris la réaction :
 - $\text{Ni}^{2+} + \text{Ag}$ pas de réaction
 - $\text{Zn}^{2+} + \text{Li}$ spontanée : $2 \text{Li} + \text{Zn}^{2+} \longrightarrow 2 \text{Li}^+ + \text{Zn}$
 - $\text{Ag} + \text{I}^-$ pas de réaction
 - $\text{H}^+ + \text{Cu}$ pas de réaction
 - $\text{H}^+ + \text{Fe}$ spontanée : $2 \text{H}^+ + \text{Fe} \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Fe}^{2+}$
 - $\text{Sn}^{4+} + \text{Au}$ pas de réaction
 - $\text{Sn}^{2+} + \text{Co}$ spontanée : $\text{Sn}^{2+} + \text{Co} \longrightarrow \text{Sn} + \text{Co}^{2+}$
 - $\text{Cu}^+ + \text{Sn}$ spontanée : $2 \text{Cu}^+ + \text{Sn} \longrightarrow 2 \text{Cu} + \text{Sn}^{2+}$
 - $\text{Al}^{3+} + \text{Ni}$ pas de réaction
 - $\text{Hg}^{2+} + \text{H}_2$ spontanée : $\text{Hg}^{2+} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{Hg} + 2 \text{H}^+$
- Lequel des deux est l'oxydant le plus fort ?
 - Zn^{2+}
 - Cu^{2+}
 - Br_2
- Lequel des deux est le réducteur le plus fort ?
 - Mn
 - Sn^{2+}

c. Cr^{2+}

5. Détermine si le mélange des deux substances suivantes donnera lieu à une réaction spontanée et si oui, écris-la.
- Zn(s) et $\text{H}_2(\text{g})$ pas de réaction
 - Sn(s) et Sn^{4+} spontanée : $\text{Sn} + \text{Sn}^{4+} \rightarrow 2 \text{Sn}^{2+}$
 - H^+ et Mn(s) spontanée : $2 \text{H}^+ + \text{Mn} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Mn}^{2+}$
 - Fe^{2+} et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ pas de réaction
 - Fe^{2+} et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en milieu acide spontanée : $6 \text{Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 6 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
 - Cu(s) et H^+ pas de réaction
 - $\text{MnO}_2(\text{s})$, H^+ et I^- spontanée : $\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$
 - SO_4^{2-} et Sn(s) pas de réaction

6. Soient les trois demi-réactions suivantes :



Sachant que A^{2+} réagit avec C(s) mais pas avec B(s), classe les trois demi-réactions de la plus forte réduction à la plus faible.

7. Soient les quatre demi-réactions suivantes :



Sachant que F^{2+} réagit avec D(s), E(s) et G(s), que D^{2+} ne réagit avec aucun des trois métaux et que G^{2+} ne réagit qu'avec D(s), classe les quatre demi-réactions de la plus forte oxydation à la plus faible. $\text{F}^{2+} > \text{E}^{2+} > \text{G}^{2+} > \text{D}^{2+}$

8. Complète le tableau suivant avec RX s'il y a réaction et « — » s'il n'y a pas de réaction.

	Fe^{2+}	Au^{3+}	Ni^{2+}	Pb^{2+}
Fe		RX	RX	RX
Au	—		—	—
Ni	—	RX		RX
Pb	—	RX	—	

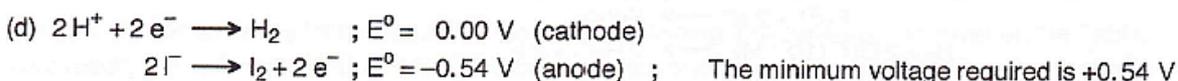
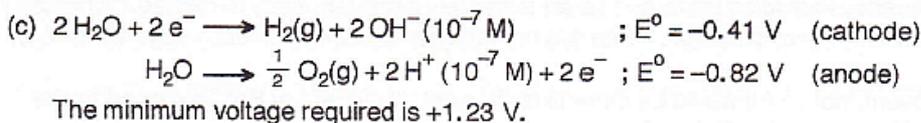
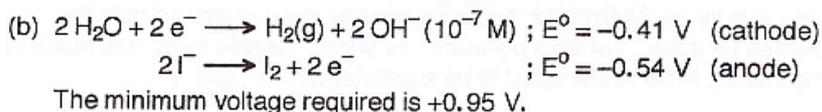
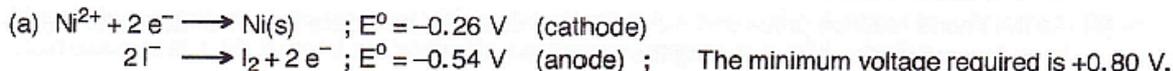
9. Soit le tableau suivant qui donne des informations sur les réactions possibles entre deux substances :

	V^{2+}	Cd^{2+}	Ti^{2+}	Ga^{3+}
V		Rx	—	Rx
Cd	—		—	
Ti	Rx	Rx		Rx
Ga	—	Rx	—	

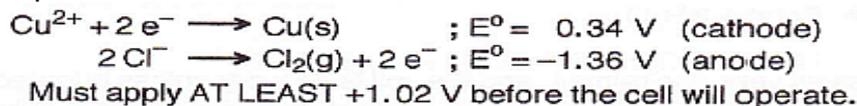
Classe les métaux du plus fort oxydant au plus faible. $\text{Cd}^{2+} > \text{Ga}^{3+} > \text{V}^{2+} > \text{Ti}^{2+}$

Électrolyse

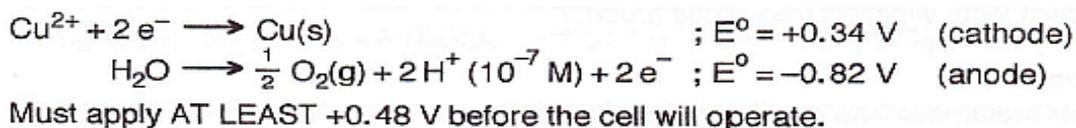
1. Quels produits sont formés lorsque les solutions suivantes sont électrolysées ?



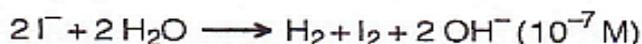
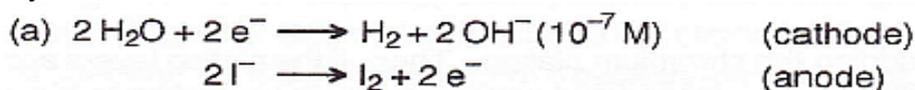
2. Si du CuCl_2 pur et fondu est électrolysé avec des électrodes inertes, quelles substances seront produites à l'anode et à la cathode ? Quel est le voltage minimum qui devra être utilisé ?

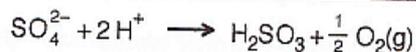
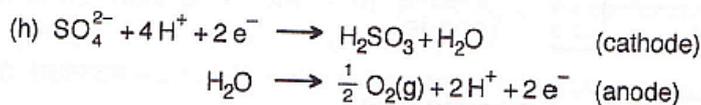
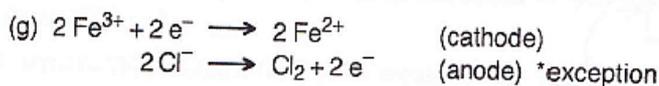
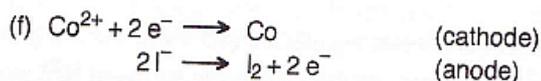
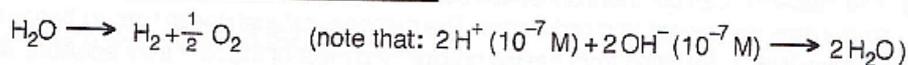
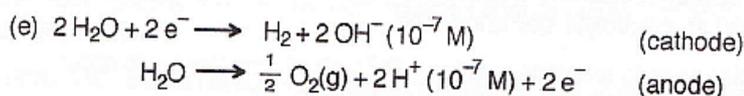
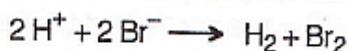
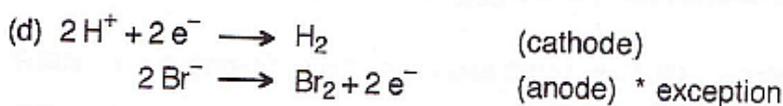
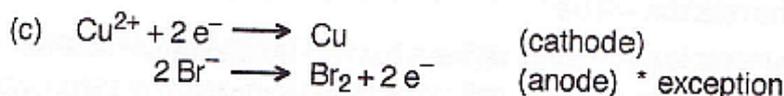
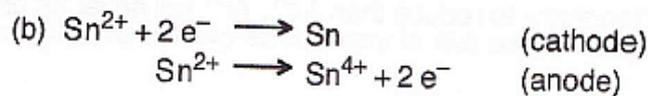


3. Une solution de CuSO_4 est électrolysée avec des électrodes inertes. Quelles substances sont produites à l'anode et à la cathode ? Quel est le voltage minimum qui a été utilisé ?



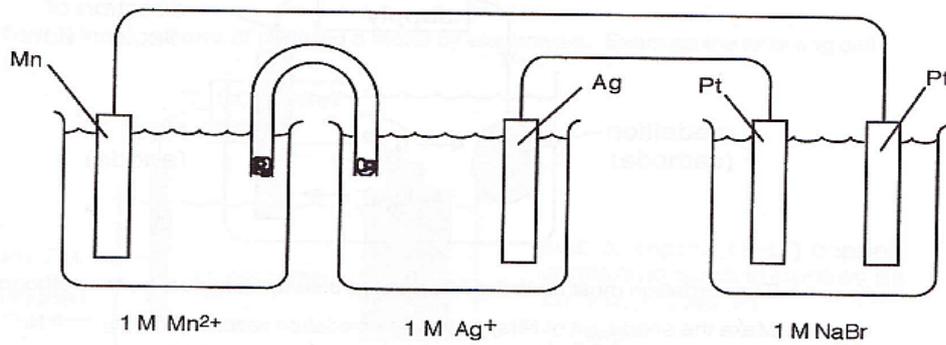
4. Détermine les réactions qui auront lieu quand les solutions suivantes seront électrolysées :





5. Pourquoi ne peut-on pas produire de l'aluminium par électrolyse de $\text{AlCl}_3(\text{aq})$?
 L'eau a une plus grande tendance à réduire que Al^{3+}

6. Examine le schéma suivant :



- Quel est le voltage de la pile formée des demi-piles Mn^{2+}/Mn et Ag^+/Ag ? **1,99 V**
- Décris ce qui se passe lorsque cette pile est connectée au NaBr. **La pile Mn/Ag fournit du voltage pour l'électrolyse de NaBr**