

## Corrigé : L'électrochimie

### 5.1 L'oxydation et la réduction

1. oxydé

2. Réduit

3 a) Mg

b)  $\text{Co}^{2+}$ 4. a)  $\text{Cu}^+$ b)  $\text{Fe}^{3+}$ 

5. Oxydée, réduite

6.  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$  et  $\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$ 7. a)  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$  et  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ b)  $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^-$  et  $2\text{Ag}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag}$ c)  $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$  et  $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$ d)  $\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}$  et  $3\text{Ag} \rightarrow 3\text{Ag}^+ + 3\text{e}^-$ e)  $3\text{Zn} \rightarrow 3\text{Zn}^{2+} + 6\text{e}^-$  et  $2\text{Fe}^{3+} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Fe}$ 

8.

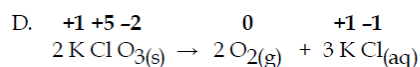
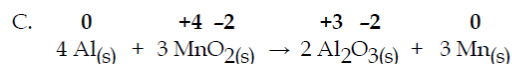
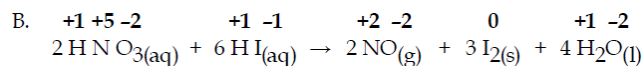
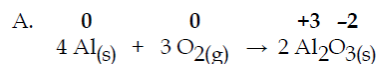
a. Fe 0b.  $\text{Ca}^{2+}$  +2c.  $\text{SO}_2$  S = +4, O = -2d.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  Na = +1, S = +6, O = -2e.  $\text{CO}_3^{2-}$  C = +4, O = -2

9.

a. Ag 0      2, Cl = -1b.  $\text{Br}_2$  0c.  $\text{KNO}_3$  -2d.  $\text{KClO}_3$  +5e.  $\text{PbSO}_4$  +6f.  $\text{K}_3\text{PO}_4$  +1g.  $\text{NO}_3^-$  -2h.  $\text{NH}_4^+$  -3i.  $\text{Na}_2\text{O}_2$  +1j.  $\text{SO}_2$  +4

## 5.2 Les réactions d'oxydoréduction

1. a)



b)

| Élément oxydé | Élément réduit | Agent oxydant | Agent réduit |
|---------------|----------------|---------------|--------------|
| Al            | O              | O             | Al           |
| I             | N              | N             | I            |
| Al            | Mn             | Mn            | Al           |
| O             | Cl             | Cl            | O            |

2. a) Il s'agit d'une réaction non redox car il n'y a ni perte ni gain d'électrons.

b) Il s'agit d'une réaction redox car le nombre d'électrons perdus est égal au nombre d'électrons gagnés.

3. Une augmentation du nombre d'oxydation d'un atome signifie une oxydation, tandis qu'une diminution du nombre d'oxydation signifie une réduction.

4. réduction, oxydant, réduit, réducteur, oxydé

5. a) Les atomes N passent de +5 à +2, ils sont donc réduits.

Les atomes As passent de +3 à +5, ils sont donc oxydés.

As: +3 à +5, changement net = +2

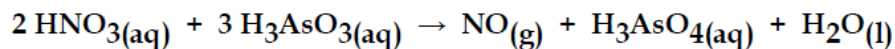
N: +5 à +2, variation nette = -3

Six électrons seraient perdus par trois atomes d'arsenic.

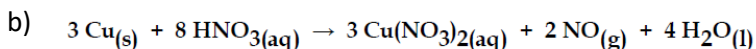
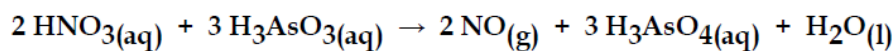
2 atomes de N donneraient une diminution nette de -6.

Deux atomes d'azote gagneraient six électrons.

Ajoute des coefficients aux formules qui contiennent les éléments dont le nombre d'oxydation change.



Équilibre le restant de l'équation.

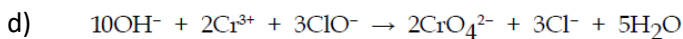
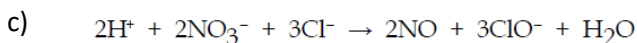
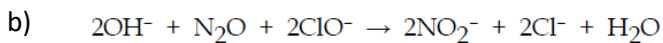
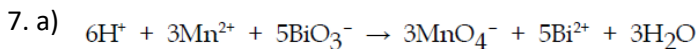


## 6. Facile

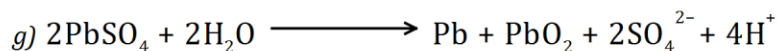
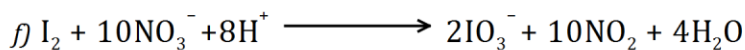
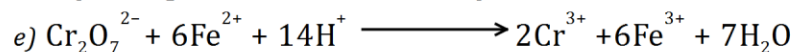
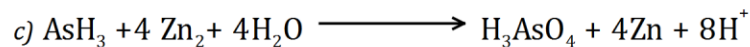
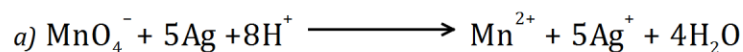
- 1)  $\text{CS}_2 + 3\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2$
- 2)  $\text{BaO}_3 + 6\text{Mg} \longrightarrow 3\text{MgO} + \text{Mg}_3\text{B}_2$
- 3)  $2\text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4 \longrightarrow \text{SnCl}_2 + 2\text{FeCl}_3$
- 4)  $3\text{H}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow 3\text{S} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 5)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr} \longrightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 6)  $\text{N}_2\text{O} + 4\text{H}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3$
- 7)  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{S} \longrightarrow 4\text{Fe} + 6\text{SO}_2$
- 8)  $3\text{PbO}_2 + 2\text{Sb} + 2\text{NaOH} \longrightarrow 3\text{PbO} + 2\text{NaSbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

## Moyen

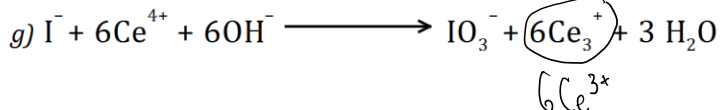
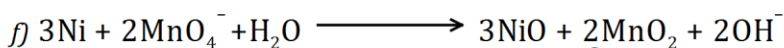
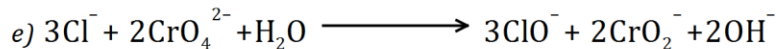
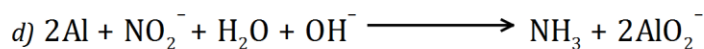
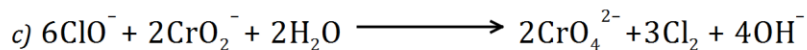
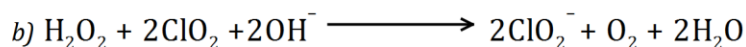
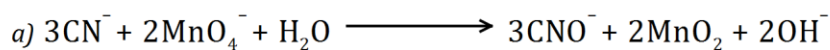
- 9)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HI} \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- 10)  $10\text{K} + 2\text{KNO}_3 \longrightarrow \text{N}_2 + 6\text{K}_2\text{O}$
- 11)  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \longrightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
- 12)  $\text{MnO}_2 + 4\text{HBr} \longrightarrow \text{Br}_2 + \text{MnBr}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 13)  $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{SiO}_2 + 10\text{C} \longrightarrow \text{P}_4 + 6\text{CaSiO}_3 + 10\text{CO}$



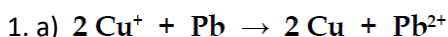
## 8.



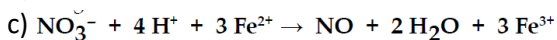
9.



### 5.3 La série d'activité



b) aucune réaction



d) aucune réaction

2. a)  $\text{Au}^{3+}$

b)  $\text{Au}^{3+}$

c)  $\text{Br}^-$

d)  $\text{Cr}^0$

e)  $\text{Au}^{3+}$

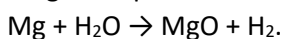
f)  $\text{Br}^-$  et  $\text{Cr}^0$

3. Ils ne peuvent pas se produire spontanément car un atome de métal doit être plus réactif que l'autre. Il faut être plus fort ou « gagner la compétition » pour l'atome de chlore.

4. Tous les éléments ne sont pas égaux dans leur capacité à remplacer d'autres éléments.

Les métaux, tels que le lithium, le sodium, le potassium, le strontium et le calcium, sont appelés des métaux « très actifs » du fait qu'ils abandonnent les électrons très facilement. Ces métaux peuvent remplacer l'hydrogène de l'eau froide pour produire de l'hydroxyde et de l'hydrogène gazeux:  $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2$ .

Des métaux un peu « moins actifs », comme l'aluminium, le magnésium, le chrome et le zinc ne réagiront qu'avec de l'eau chaude et produiront l'oxyde et hydrogène gazeux:



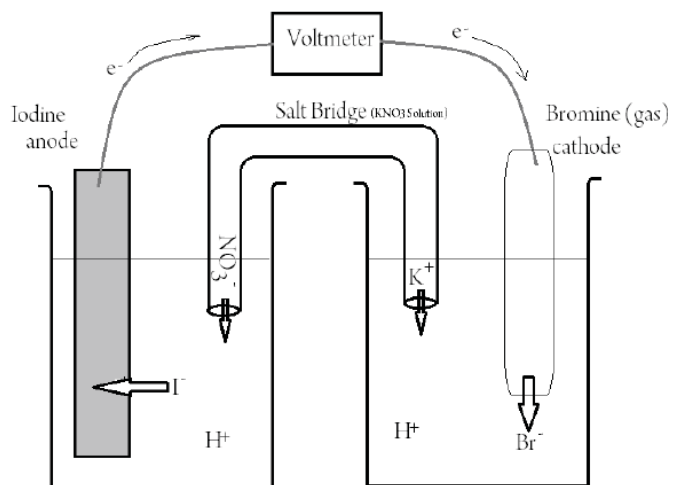
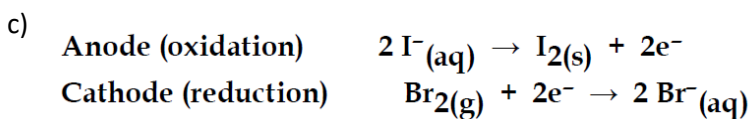
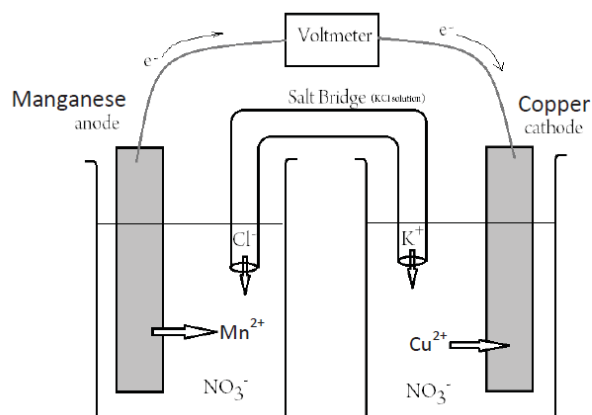
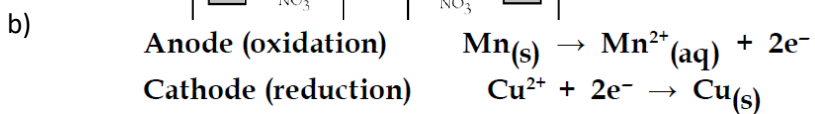
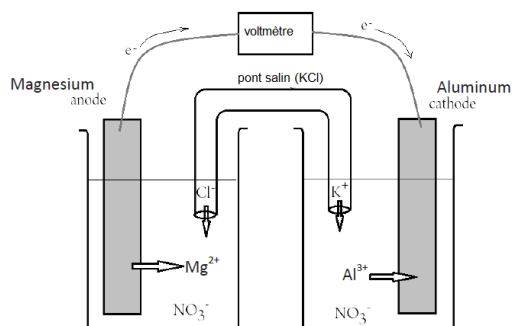
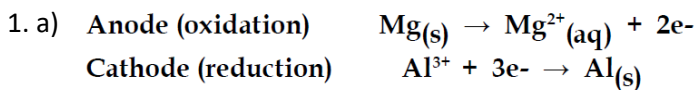
Les métaux tels que le plomb et le fer ne réagissent pas avec l'eau, mais peuvent réagir avec HCl pour former de l'hydrogène gazeux:  $\text{Pb} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{PbCl}_2$ .

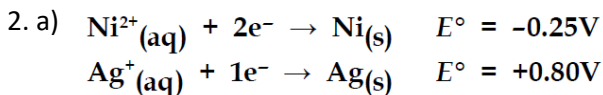
Certains métaux « moins actifs » ne déplaceront pas l'hydrogène du HCl mais déplaceront d'autres ions métalliques dans des solutions aqueuses.

### 5.4 L'évolution historique des piles voltaïques

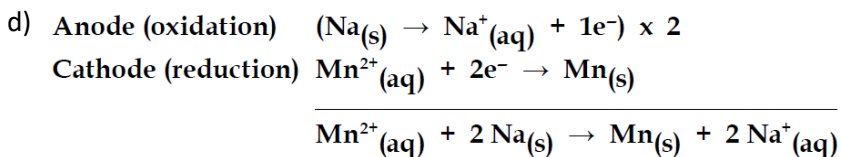
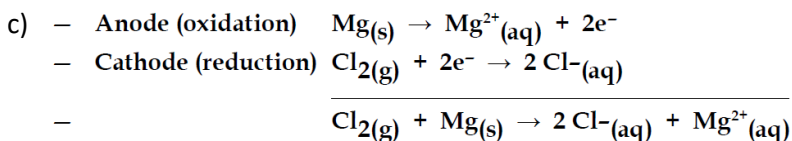
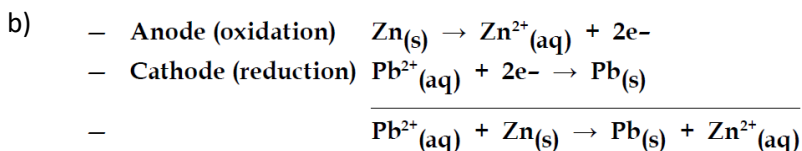
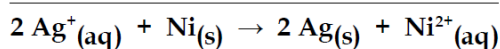
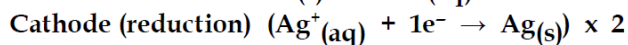
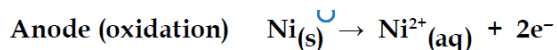
Recherche

## 5.5 La pile voltaïque





L'argent est plus facilement réduit (plus grande tendance à attirer les électrons), c'est donc la cathode. Le nickel métal est l'anode.

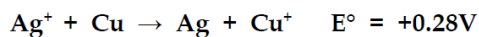
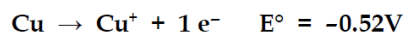
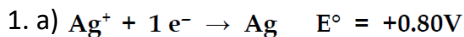


3. a) Zn, Pb<sup>2+</sup>

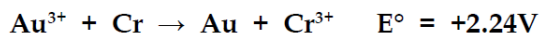
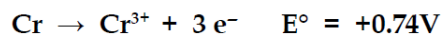
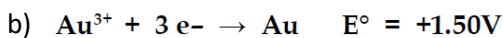
b) Pb, Cu<sup>2+</sup>

c) Cu, Ag<sup>+</sup>

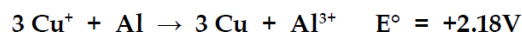
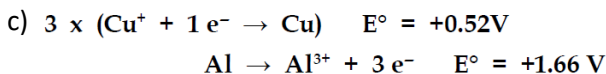
### 5.6 Le potentiel standard



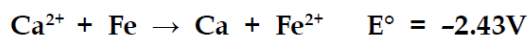
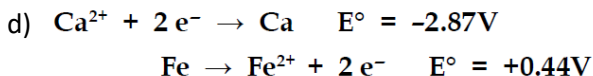
Spontanée : le potentiel de la pile est positif.



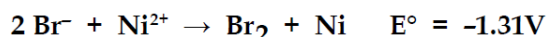
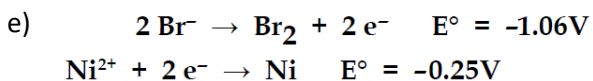
Spontanée



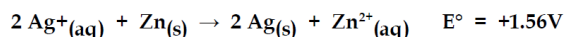
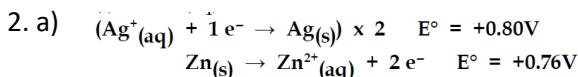
Spontanée



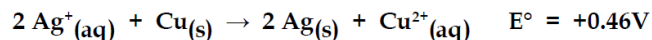
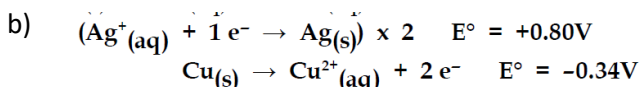
Non spontanée



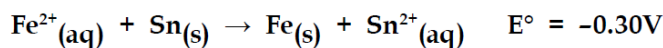
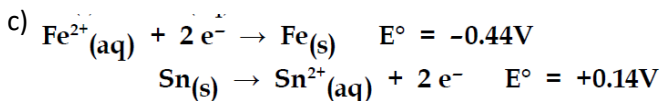
Non spontanée



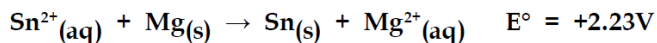
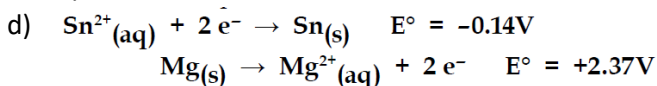
Spontanée



Spontanée



non spontanée



Spontanée

3. Toute paire d'électrodes donnée donnera une cellule spécifique E. Pour comparer les forces relatives des demi-cellules voltaïques, les scientifiques devaient trouver une cellule à laquelle toutes les autres pourraient être comparés. De nombreuses cellules de référence ont été initialement utilisées, mais la pile à hydrogène est tombée commodément au milieu de la table de potentiels.

**5.7 Les piles électrolytiques**

1.

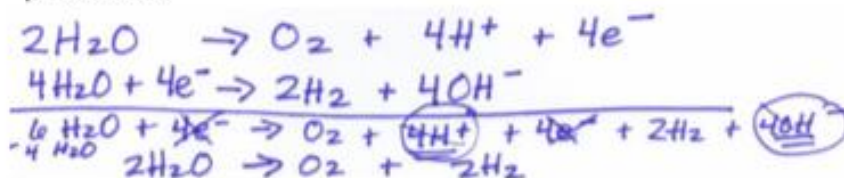
|   | Pile voltaïque                                    | Pile électrolytique                               |
|---|---|---|
| Réaction spontanée ou non spontanée             | Spontanée   | Non spontanée                                     |
| Potentiel de la pile                            | Positive  | Négative  |
| Électricité produite ou consommée               | Produite  | Consommée   |
| Charge de l'électrode à l'anode et à la cathode | Cathode +<br>Anode -                              | Cathode –<br>Anode +                              |
| Lieu de l'oxydation et de la réduction          | Réduction-cathode<br>Oxydation-anode              | Réduction-cathode<br>Oxydation-anode              |
| Conservation de l'énergie                       | Converti l'énergie chimique en énergie électrique | Converti l'énergie électrique en énergie chimique |



**Partie 1 : Introduction à l'électrolyse**

| Potentiels standard de réduction   | E° (volts) |
|--|------------|
| $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$  | +1.36      |
| $\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$                      | +1.23      |
| $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$  | +0.80      |
| $\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$  | +0.535     |
| $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$  | +0.337     |
| $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}$ | +0.20      |
| $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$ (reference electrode)                                | 0.00       |
| $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$                     | -0.828     |
| $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$  | -2.714     |
| $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{K}(\text{s})$  | -2.93      |

- Toutes les équations du tableau ci-dessus sont écrites comme des \_\_\_\_\_ (oxydations ou réductions).
- Les produits chimiques en haut à gauche du tableau sont plus susceptibles d'être \_\_\_\_\_ (oxydés ou réduits) et sont donc les meilleurs \_\_\_\_\_ (agents oxydants ou agents réducteurs).
- Les produits chimiques en bas à droite sont plus susceptibles d'être \_\_\_\_\_ (oxydés ou réduits) et sont donc les meilleurs \_\_\_\_\_ (agents oxydants ou agents réducteurs).
- Dans une pile électrolytique, l'électrode négative est négative puisqu'elle a \_\_\_\_\_ (trop ou pas assez) d'électrons. Les produits chimiques qui entrent en contact avec l'électrode négative va \_\_\_\_\_ (gagner ou perdre) des électrons et être \_\_\_\_\_ (oxydé ou réduit). Dans l'électrolyse, l'électrode négative est appelée \_\_\_\_\_ (cathode ou anode).
- Écris le changement de l'eau qui passe à travers l'électrode négative.  
 $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
- Dans une pile électrolytique, l'électrode est positive parce qu'elle a \_\_\_\_\_ (trop ou pas assez) électrons. Les produits chimiques qui entrent en contact avec l'électrode positive vont \_\_\_\_\_ (gagner ou perdre) des électrons et être \_\_\_\_\_ (oxydé ou réduit). Dans l'électrolyse, l'électrode positive est appelée \_\_\_\_\_ (cathode ou anode).
- Écris le changement de l'eau qui passe à travers l'électrode positive.  
 $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$
- Additionne les réactions des numéros 5 et 7 et donne l'équation globale et le potentiel net.

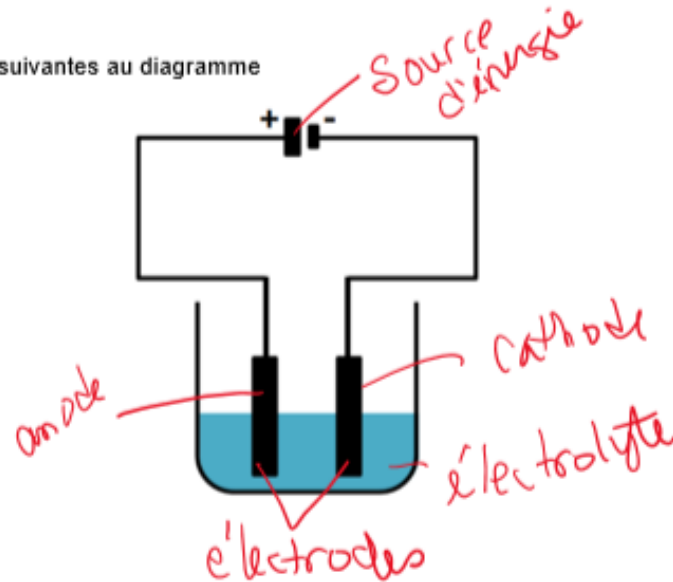


← Electrolyse de l'eau

**Partie 2 : Électrolyse des sels fondus**

1. Ajoute les étiquettes suivantes au diagramme

|                  |
|------------------|
| Anode            |
| Cathode          |
| Source d'énergie |
| Électrolyte      |
| Électrodes       |



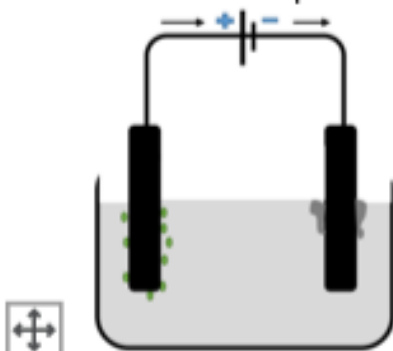
2. Fais correspondre les mots suivants avec la bonne définition.

|             |  |
|-------------|--|
| Électrolyse | ions à charge positive   |
| Électrolyte | Électrode positive   |
| Anode       | Décomposition d'un liquide en y faisant passer de l'électricité              |
| Cathode     | Un liquide qui conduit de l'électricité et qui est décomposé par électrolyse |
| Cations     | ions à charge négative   |
| Anions      | Électrode négative   |

3. Classe les substances suivantes dans la bonne colonne.

| H <sup>+</sup>   | O <sup>2-</sup> | Pb <sup>2+</sup> | Cu <sup>2+</sup> | OH <sup>-</sup> | Al <sup>3+</sup>  | Na <sup>+</sup> | Br <sup>-</sup> | K <sup>+</sup> | Cl <sup>-</sup> |
|--|-----------------|------------------|------------------|-----------------|---|-----------------|-----------------|----------------|-----------------|
| Anions   |                 |                  |                  |                 | Cations   |                 |                 |                |                 |
| OH <sup>-</sup><br>Cl <sup>-</sup><br>O <sup>2-</sup><br>Br <sup>-</sup> |                 |                  |                  |                 | H <sup>+</sup><br>Pb <sup>2+</sup><br>Cu <sup>2+</sup><br>Al <sup>3+</sup><br>Na <sup>+</sup><br>K <sup>+</sup> |                 |                 |                |                 |

4. Pour l'électrolyse du NaCl fondu, remplis le tableau et étiquette le dessin afin de démontrer ta compréhension de l'électrolyse de composés ionique fondus.

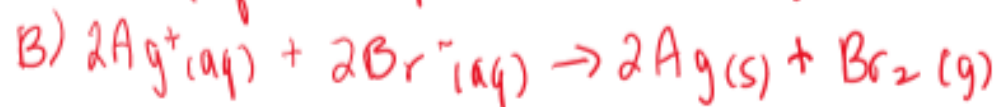
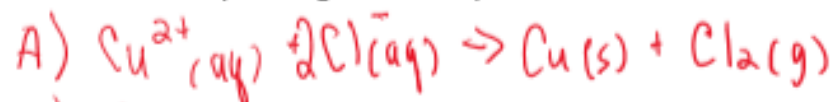


| Ions dans l'électrolyte : Na <sup>+</sup> et Cl <sup>-</sup>                    |   |  |
|---|---|--|
|   | À la cathode                                | À l'anode  |
| En termes de gain ou perte d'électrons, explique la réaction chimique           | Le Na <sup>+</sup> gagne des e <sup>-</sup> | Le Cl <sup>-</sup> perd des e <sup>-</sup>           |
| Équation de la demi-pile  | Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> → Na       | 2Cl <sup>-</sup> → Cl <sub>2</sub> + 2e <sup>-</sup> |
| État des produits formés (solide, liquide ou gaz)                               | liquide                                     | gaz  |
| Équation globale : NaCl <sub>(l)</sub> → Na <sub>(l)</sub> + Cl <sub>2(g)</sub> |   |  |

5. Pour chacune des solutions ioniques du tableau, décide quels seront les produits de l'électrolyse retrouvés à l'électrode négative et l'électrode positive. Donne aussi la demi-réaction qui se produit à chaque électrode.

| Q | Solution ionique                           | Électrode négative   | Électrode positive   |
|---|--|--|--|
| A | Chlorure de cuivre II (CuCl <sub>2</sub> ) | Cu<br>Cu <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub> + 2e <sup>-</sup> → Cu <sub>(s)</sub> | Cl <sub>2</sub><br>2Cl <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> → Cl <sub>2(g)</sub> + 2e <sup>-</sup> |
| B | Bromure d'argent (AgBr)                    | Ag<br>Ag <sup>+</sup> <sub>(aq)</sub> + 1e <sup>-</sup> → Ag <sub>(s)</sub>  | Br <sub>2</sub><br>2Br <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> → Br <sub>2(l)</sub> + 2e <sup>-</sup> |
| C | Chlorure d'argent (AgCl)                   | Ag<br>Ag <sup>+</sup> <sub>(aq)</sub> + 1e <sup>-</sup> → Ag <sub>(s)</sub>  | Cl <sub>2</sub><br>2Cl <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> → Cl <sub>2(g)</sub> + 2e <sup>-</sup> |

6. Donne l'équation globale des piles du numéro 5.

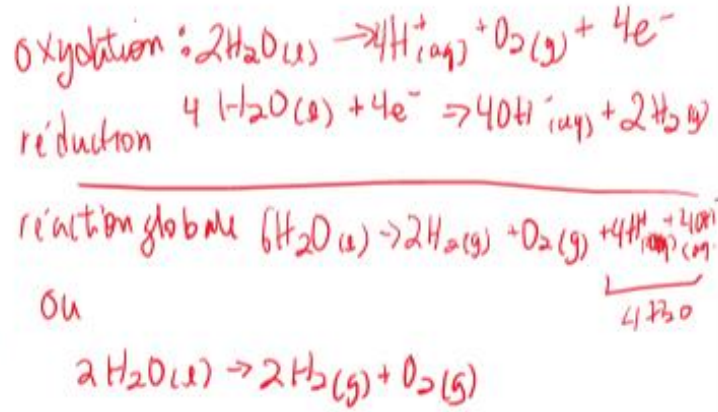
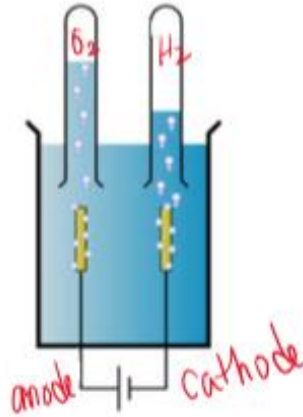


7. Vrai ou faux

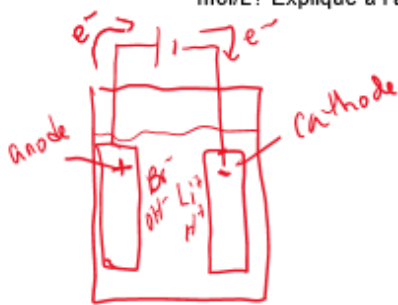
| Q |   | Vrai | Faux |
|---|---|------|------|
| A | L'oxydation est le gain d'électrons.        |      | √    |
| B | La réduction a lieu à l'électrode négative. | √    |      |

Partie 3 : L'électrolyse de l'eau

1. Explique à l'aide d'un dessin l'électrolyse de l'eau. N'oublie pas d'identifier les différentes composantes et de donner les demi-réactions et la réaction globale.

Partie 4 : L'électrolyse des solutions aqueuses

1. Détermine quels seront les produits de l'électrolyse d'une solution de  $\text{LiBr}_{(\text{aq})}$  à 1 mol/L? Explique à l'aide de dessins.



$\text{H}^+$  a une plus grande affinité pour les électrons que le  $\text{Li}^+$



$\text{Br}^-$  est un anion simple

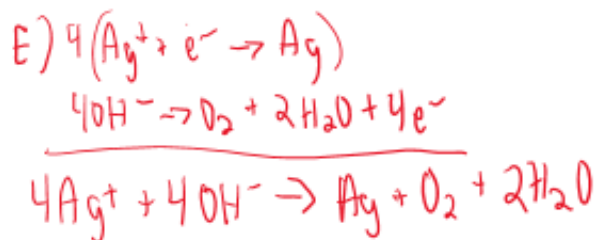
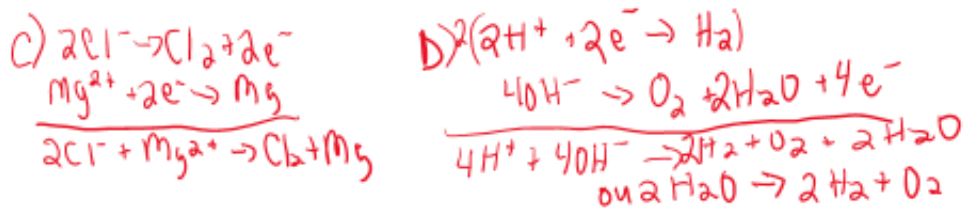
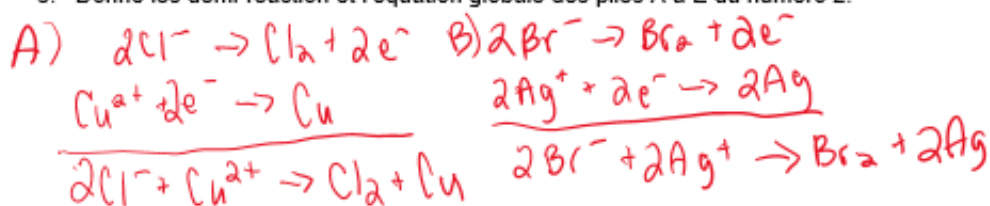


Les produits sont  $\text{H}_2$  et  $\text{Br}_2$ .

2. Pour chacune des solutions ioniques aqueuses du tableau, décide quels seront les produits de l'électrolyse retrouvés à l'électrode négative et l'électrode positive. Donne aussi la demi-réaction qui se produit à chaque électrode.

| Q | Solution ionique                                       | Électrode négative (cathode) | Électrode positive (anode) |
|---|--|------------------------------|----------------------------|
| A | Chlorure de cuivre II (CuCl <sub>2</sub> )             | Cu                           | Cl <sub>2</sub>            |
| B | Bromure d'argent (AgBr)                                | Ag                           | Br <sub>2</sub>            |
| C | Chlorure de magnésium (MgCl <sub>2</sub> )             | H <sub>2</sub>               | Cl <sub>2</sub>            |
| D | Sulfate de plomb II (PbSO <sub>4</sub> )               | H <sub>2</sub>               | O <sub>2</sub>             |
| E | Nitrate d'argent (AgNO <sub>3</sub> )                  | Ag                           | O <sub>2</sub>             |
| F | Chlorure de fer (II) (FeCl <sub>2</sub> )              | H <sub>2</sub>               | Cl <sub>2</sub>            |
| G | Fluorure de zinc (ZnF <sub>2</sub> )                   | H <sub>2</sub>               | F <sub>2</sub>             |
| H | Sulfate de potassium (K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ) | H <sub>2</sub>               | O <sub>2</sub>             |
| I | Iodure de sodium (NaI)                                 | H <sub>2</sub>               | I <sub>2</sub>             |
| J | Chlorure d'argent (AgCl)                               | Ag                           | Cl <sub>2</sub>            |
| K | Sulfate de cuivre II (CuSO <sub>4</sub> )              | Cu                           | O <sub>2</sub>             |

3. Donne les demi-réaction et l'équation globale des piles A à E du numéro 2.



## 4. Vrai ou faux

| Q |  | Vrai | Faux |
|---|--|------|------|
| A | À l'électrode négative, le métal sera produit s'il est plus réactif que l'hydrogène. |      | ✓    |
| B | Si les ions sulfate sont présents, l'oxygène est produit à l'électrode positive.     | ✓    |      |

5. Explique pourquoi on peut produire le calcium par l'électrolyse de chlorure de calcium fondu, mais pas par l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de calcium.

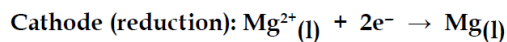
Dans le cas du chlorure de calcium fondu, il n'y a qu'un ion positif et un ion négatif présent. Donc le  $\text{Cl}_2$  et le Ca seront formés.

Dans le cas de la solution aqueuse de chlorure de calcium, il y a 2 ions négatifs ( $\text{Cl}^-$  et  $\text{OH}^-$ ) et 2 ions positifs ( $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{H}^+$ ).

Dans le cas des ions négatifs, le  $\text{Cl}^-$  va être dégagé à l'électrode positive (anode) pour produire du  $\text{Cl}_2$ . Dans le cas des ions positifs, le  $\text{Ca}^{2+}$  est plus réactif que le  $\text{H}^+$ . Donc, le  $\text{H}^+$  sera dégagé à l'électrode négative pour produire du  $\text{H}_2$ . Aucun calcium formé!

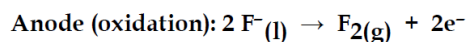
## 5.8 Résolution de problèmes

$$1. \quad n_{e^-} = \frac{I \cdot t}{96500 \text{ C/mol}} = \frac{(15.0 \text{ A})(7.51 \text{ min} \times 60 \text{ s/min})}{96500 \text{ C/mol}} = 0.07004 \text{ moles } e^-$$



$$\text{moles Mg} = 0.07004 \text{ moles } e^- \left( \frac{1 \text{ mole Mg}}{2 \text{ moles } e^-} \right) = 0.0350 \text{ moles Mg}$$

$$m = n \cdot M = (0.0350 \text{ moles})(24.3 \text{ g/mol}) = 0.851 \text{ g Mg}$$



$$\text{moles F}_2 = 0.07004 \text{ moles } e^- \left( \frac{1 \text{ mole F}_2}{2 \text{ moles } e^-} \right) = 0.0350 \text{ moles F}_2$$

$$m = n \cdot M = (0.0350 \text{ moles})(38.0 \text{ g/mol}) = 1.33 \text{ g F}_2$$

0,851 g de Mg est formé à la cathode et 1,33 g de F<sub>2</sub> gazeux est formé à l'anode.

$$2. \quad \text{moles Au} = \frac{m}{M} = \frac{2.50 \text{ g}}{197.0 \text{ g/mol}} = 0.01269 \text{ moles Au}$$

$$\text{moles } e^- = 0.01269 \text{ moles Au} \left( \frac{3 \text{ moles } e^-}{1 \text{ mole Au}} \right) = 0.03807 \text{ moles } e^-$$

$$t = \frac{(96500 \text{ C/mol})n_{e^-}}{I} = \frac{(96500 \text{ C/mol})(0.03807 \text{ moles } e^-)}{2.5 \text{ A}} = 1469.5 \text{ s}$$

$$= 1470 \text{ s}$$

$$3. \quad 67,2 \text{ g}$$

$$4. \quad t = \frac{n_{e^-} \times 96500 \text{ C/mol}}{I} = \frac{(3.00 \text{ moles } e^-)(96500 \text{ C/mol})}{10.0 \text{ A}} = 28950 \text{ s}$$