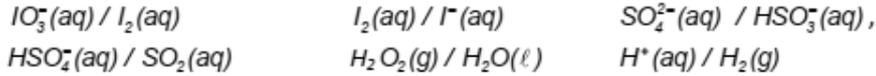


Exercice 1 : Fabrication du diiode.

En 1811, le salpêtrier Courtais observe des fumées violettes lors de la calcination du goémon en Bretagne. C'est Gay-Lussac, en 1813, qui donnera son nom à ce nouvel élément : iode, du grec iodosis signifiant violet. L'élément iode est présent en très faible quantité dans l'eau de mer (environ 50 µg par litre). Pendant longtemps, il fut extrait des algues qui concentrent cet élément dans leurs tissus. Aujourd'hui cet élément présente un regain d'intérêt.

Couples oxydant/réducteur :

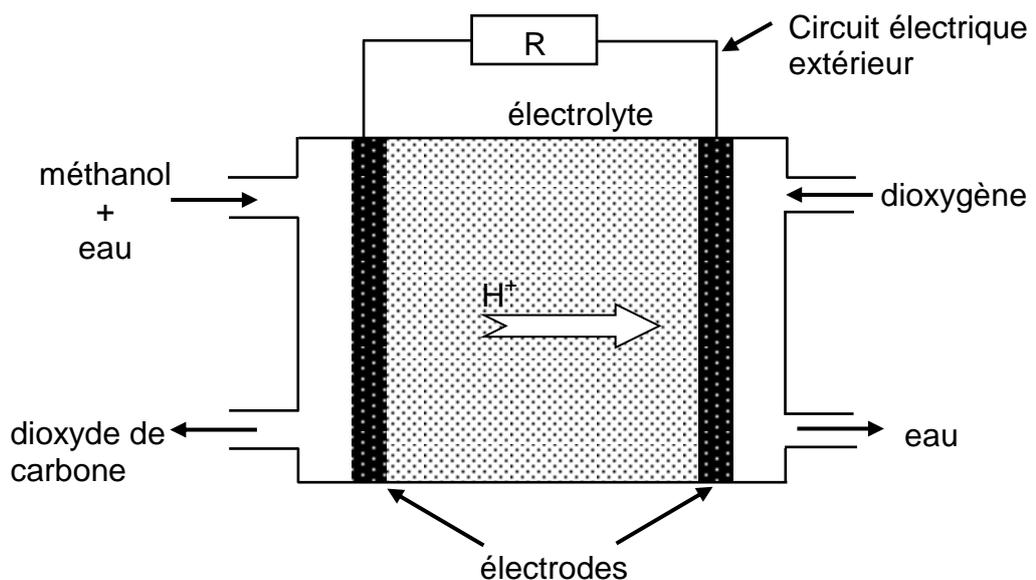


1. Actuellement, le procédé le plus courant de fabrication du diiode se fait à partir du nitrate du Chili. Ce nitrate naturel est utilisé pour obtenir des engrais. Lors de la préparation des engrais, des eaux de rinçage sont recueillies. Ces eaux contiennent des ions iodate IO_3^- qu'on fait réagir avec les ions hydrogénosulfite HSO_3^- . A partir des demi-équations, donner l'équation de la réaction de la transformation étudiée.
2. Une autre possibilité est d'utiliser les ions iodure. Par réaction avec le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2), ils donnent du diiode. A partir des demi-équations, donner l'équation de la réaction de la transformation étudiée.
3. Définir ce qu'est un réducteur et indiquer dans les 2 transformations le réducteur.

Exercice 2 : Pile au méthanol

Une pile à combustible (PAC) est un assemblage de cellules élémentaires, comprenant deux électrodes, séparées par un électrolyte. Le comburant est du dioxygène. Dans ce cas, le combustible est le méthanol CH_3OH . Ce combustible est certes toxique, mais liquide, à température ambiante, ce qui limite son volume de stockage. Une telle pile à combustible est appelée DMFC (Direct Methanol Fuel Cells). L'électrolyte utilisé est acide et permet aux ions hydrogène H^+ (aq) de circuler.

La pile débite un courant à travers un dipôle ohmique de résistance R selon le schéma ci-dessous :



L'équation associée à la réaction lorsque la pile débite est :



1. Les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont $\text{CO}_{2(\text{g})}/\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{aq})}$ et $\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$.

Écrire les demi-équations électroniques rendant compte des transformations se produisant à chaque électrode.

Préciser à quelle électrode a lieu chaque réaction et indiquer s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.

2. Indiquer la polarité des électrodes sur le schéma de la pile à combustible et représenter le sens de circulation des électrons dans le circuit extérieur, lorsque la pile fonctionne ainsi que la cathode et l'anode.

Exercice 3: formation d'ammoniac.

On fait réagir 2,70 g d'aluminium sur 50,0 mL de solution d'acide nitrique à 0,100 mol/L. Il se forme des ions aluminium et il se dégage de l'ammoniac.

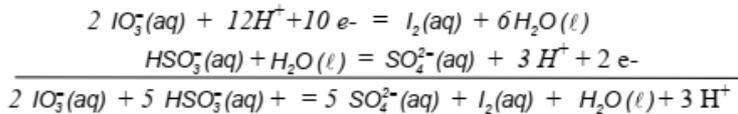
1. L'aluminium est-il un oxydant ou un réducteur ? Quelle est la transformation qu'il subit ? Justifier.
2. Ecrire l'équation de la réaction.

Données : $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(\text{s})$ $\text{NO}_3^-(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{g})$

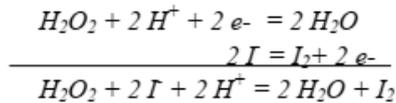
Correction + ex livre

Exercice 1 : formation de diiode.

Réaction 1 :



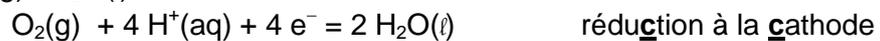
Réaction 2 :



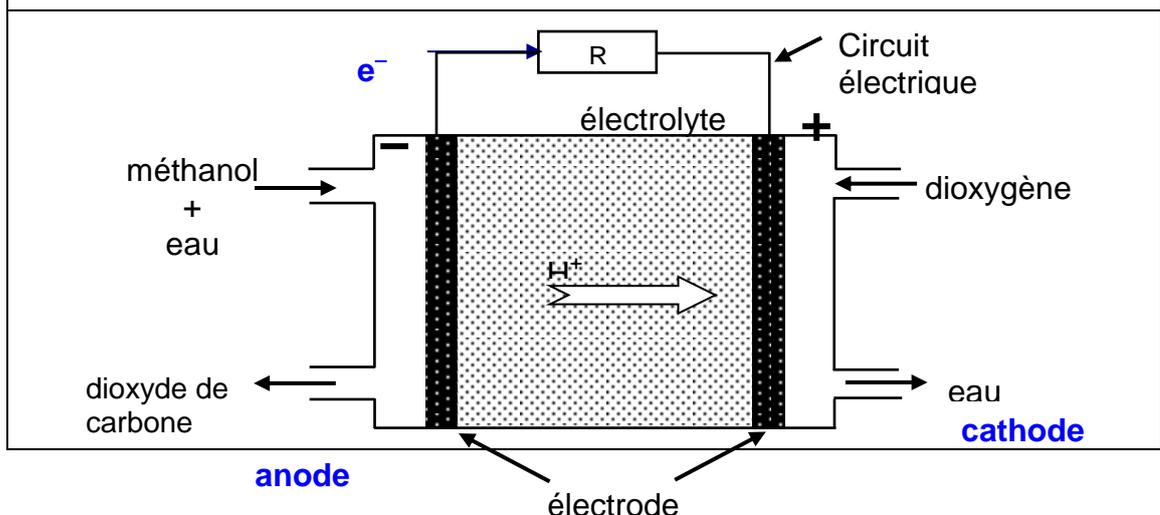
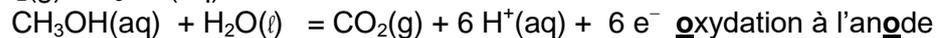
3. Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons. Dans la réaction 1, le réducteur est l'ion hydrogénosulfite, dans la réaction 2, le réducteur est l'ion iodure.

Exercice 2 : Etude d'une pile à combustible

1. Couple $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$:



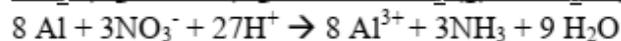
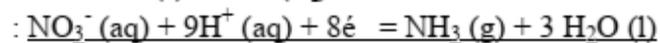
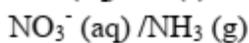
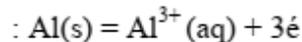
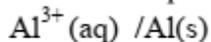
Couple $\text{CO}_2(\text{g})/\text{CH}_3\text{OH}(\text{aq})$:



Exercice 3 : formation d'ammoniac.

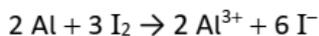
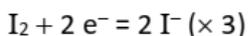
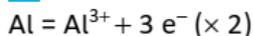
1. Al est un réducteur (couple : ox/red). Il est susceptible de perdre des électrons. Il subit une oxydation.

2. Ecrire l'équation de la réaction.

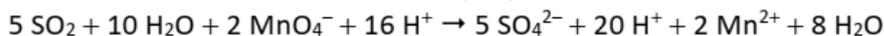
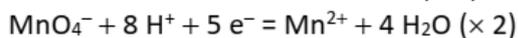
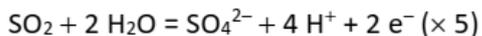


Exercice 44 du livre Hatier

44 a. Al, réducteur, cède des électrons à l'oxydant I₂ qui les capte :

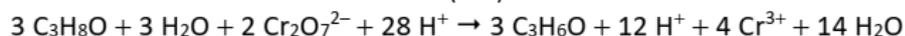


b. SO₂, réducteur, cède des électrons à l'oxydant MnO₄⁻ qui les capte :



Soit, après simplification, $5 \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{MnO}_4^{-} \rightarrow 5 \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^{+} + 2 \text{Mn}^{2+}$

c. C₃H₈O, réducteur, cède des électrons à l'oxydant Cr₂O₇²⁻ qui les capte :



Soit, après simplification, $3 \text{C}_3\text{H}_8\text{O} + 2 \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 16 \text{H}^{+} \rightarrow 3 \text{C}_3\text{H}_6\text{O} + 4 \text{Cr}^{3+} + 11 \text{H}_2\text{O}$

d. I⁻, réducteur, cède des électrons à l'oxydant ClO⁻ qui les capte :

