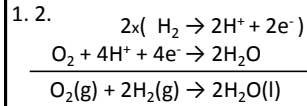
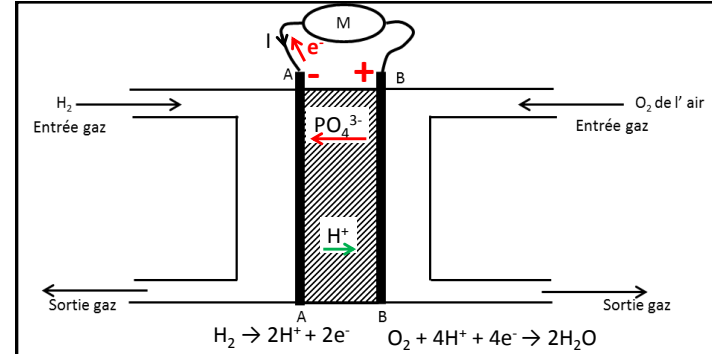


Correction exercices sur les piles.

Exercice 1:



3. O_2 capte des électrons donc oxydant.
 H_2 cède des électrons donc réducteur.
4. $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$: oxydation donc H_2 est l'espèce oxydée.
5. L'oxydation (perte d'électrons) fournit des électrons au circuit électrique.
 L'oxydation est : $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ donc les électrons partent de l'électrode A puis traversent le moteur électrique:



6. **Avantages:** - Économie d'hydrocarbure et un des réactifs de la pile est «gratuit» car il s'agit du dioxygène de l'air.
 - La propulsion de la voiture ne produit pas de CO_2 (comme c'est le cas avec le pétrole).

Inconvénients: - La réaction entre O_2 et H_2 peut être dangereuse si elle n'est pas «maîtrisée». (incendie du dirigeable Hindenburg(35 morts))
 - La production de H_2 se fait essentiellement par réaction avec des hydrocarbures, cela produit du CO_2 .



- Exercice 2 :**
- Le pôle - de la pile est le pôle d'où sortent les électrons (sens inverse du courant) donc il se produit une oxydation au pôle -; ceci est confirmé par la demi-équation redox au pôle - fournie par l'énoncé.
 - $2\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{ZnO}(\text{s})$
 - $\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^-$
 - réducteur $\rightarrow \text{Zn}$
 - $2\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{HO}^-(\text{aq})$: réduction
 donc MnO_2 est réduit.
 - MnO_2 ne doit pas être directement en contact avec Zn , sinon, le transfert d'électron ne se fait pas par l'intermédiaire d'un fil conducteur entre les deux électrode, il se fait directement entre MnO_2 et Zn , aucun courant ne sera alors débité par la pile.

7. • Réactif en défaut : ?

D'après la l'équation-bilan : $\frac{n(\text{MnO}_2)_{\text{cons}}}{2} = \frac{n(\text{Zn})_{\text{cons}}}{1}$

$$n(\text{MnO}_2)_{\text{intro}} = \frac{m(\text{MnO}_2)}{M(\text{MnO}_2)} = \frac{5,3}{86,9} = 0,061 \text{ mol}$$

$$n(\text{Zn})_{\text{intro}} = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{4,2}{65,4} = 0,064 \text{ mol}$$

donc $\frac{n(\text{MnO}_2)_{\text{intro}}}{2} < \frac{n(\text{Zn})_{\text{intro}}}{1}$ donc MnO_2 est le réactif limitant

• Quantité d'électrons fournie par la pile :

D'après la demi-équation rédox : $2\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$

$$\frac{n(\text{MnO}_2)_{\text{cons}}}{2} = \frac{n(\text{e}^-)_{\text{cons}}}{2}$$

• Capacité de la pile : $n(\text{e}^-)_{\text{cons}} = n(\text{MnO}_2)_{\text{intro}} = 0,061 \text{ mol}$

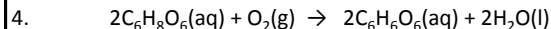
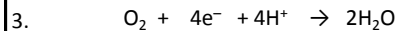
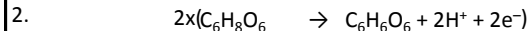
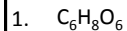
$$Q = n(\text{e}^-) \times N_A \times e = 0,061 \times 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-19} = 5,9 \cdot 10^3 \text{ C}$$

$$1 \text{ Ah} \leftrightarrow 3600 \text{ C}$$

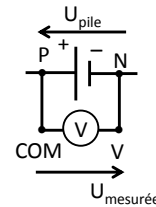
$$Q \text{ Ah} \leftrightarrow 5,9 \cdot 10^3 \text{ C}$$

$$Q = \frac{5,9 \cdot 10^3}{3600} = 1,6 \text{ Ah}$$

Exercice 4 :



8.



$$U_{\text{pile}} > 0$$

$$U_{\text{mesurée}} = -U_{\text{pile}} \text{ donc } U_{\text{mesurée}} < 0$$

Exercice 3 :

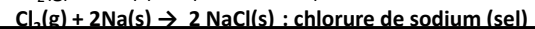
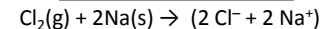
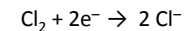
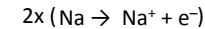
1. Atomes instables, ceux de la 1^{ère} colonne deviennent des ions X^+

Ceux de la 2^{ème} colonne deviennent des ions X^{2+}

2. Un atome X perd deux électrons et devient X^{2+} :

$\text{X} \rightarrow \text{X}^{2+} + 2\text{e}^-$: donc x est un réducteur

3.

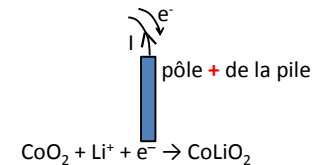
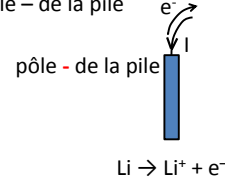


Correction exercices sur les piles (suite) .

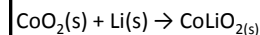
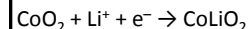
Exercice 5:

1. Le lithium est oxydé car il perd un électron.

2. $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$: donc le lithium libère des électrons dans le fil électrique , or ceux-ci sortent du pôle - de la pile donc cette electrode constitue le pôle - de la pile



3.



Rappel : vocabulaire:

Un réducteur cède un (ou des) e⁻:



Un réducteur réduit un oxydant.

**Le réducteur Li a réduit l'oxydant (CoO₂, Li⁺)
L'oxydant (CoO₂, Li⁺) a oxydé Li.**

4.

Électrolyte gélifié contenant Li^+

$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$
anode car oxydation anodique

$\text{CoO}_2 + \text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{CoLiO}_2$
cathode car réduction cathodique

(gain d'électron)

5.a.	CoO_2	+	Li	\rightarrow	CoLiO_2
EI (mol)	excès		n_0		n_1
En cours de trans (mol)	excès		$n_0 - x$		$n_1 + x$
EF (mol)	excès		$n_0 - x_m$		$n_1 + x_m$
			0		$n_1 + n_0$

D'après la réaction: $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$, si une quantité n_0 de lithium Li a été consommée, il s'est formé une quantité n_0 d'électrons.

5.b.

$$\left. \begin{array}{l} 1,00 \text{ mol d'e}^- \leftrightarrow -96500 \text{ C} \\ n_0 \text{ mol d'e}^- \leftrightarrow Q(\text{e}^-) \end{array} \right\} \begin{array}{l} Q(\text{e}^-) = -96500 \times n_0 \\ Q(\text{e}^-) = Q_{\text{mol}} \times n_0 \end{array}$$

5.c.

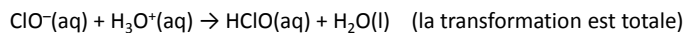
$$I = \frac{|Q|}{\Delta t} = \frac{96500 \times n_0}{\Delta t} = \frac{96500 \times m_0}{\Delta t \times M}$$

$$m_0 = \frac{I \times \Delta t \times M}{96500} = \frac{0,30 \times 6,00 \times 3600 \times 6,94}{96500} = 0,47 \text{ g}$$

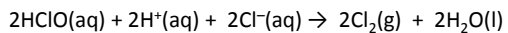
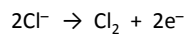
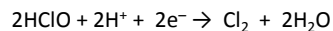
Exercice 6 :

1. L'eau de Javel contient des ions basique hypochlorite ClO^- (d'après l'énoncé), la solution d'acide chlorhydrique contient des ions acide H_3O^+ .

Réaction acide base :



2.



(la transformation est totale)