**Amérique du sud 2022 Jour 2 (5 points) Correction ©** [**https://www.labolycee.org**](https://www.labolycee.org)

**EXERCICE C. LA BATTERIE AU LITHIUM – FER – PHOSPHATE D’UNE AUTOMOBILE**

**Données** :

- charge élémentaire : 𝑒 = 1,60 × 10−19 C ;

- constante d’Avogadro : 𝑁𝐴 = 6,02 × 1023 mol−1 ;

- équivalence ampère-heure / coulomb : 1,0 Ah = 3,6 × 103 C ;

- masses molaires : 𝑀(LiC6) = 78,9 g⋅mol−1 , 𝑀(FePO4) = 150,8 g⋅mol−1.

**Caractéristiques de la batterie**

L’électrode de phosphate de fer, FePO4, du compartiment 1 a une masse
 𝑚(FePO4) = 4,7 kg et lorsque la batterie est chargée, l‘électrode du compartiment 2 est recouverte d’une matrice de carbone lithié de formule LiC6 pesant 1,1 kg. Les électrodes plongent dans un électrolyte organique ionique contenant des ions lithium et les deux compartiments sont séparés par une membrane.

Pour démarrer, la voiture nécessite une charge électrique 𝑞𝐷 = 45 Ah.

Lors de la décharge de la batterie, les transformations chimiques en jeu sont modélisables par deux réactions électrochimiques aux électrodes dont les équations figurent ci-dessous.

* Libération du lithium dans le compartiment 2 :

LiC6 (s) = 6 C (s) + Li+ + e−

* Formation de phosphate de fer lithié de formule LiFePO4 :

Li+ + e− + FePO4 (s) = LiFePO4 (s)

1. **Identifier l’électrode où se produit une oxydation et celle où se produit une réduction. Justifier.**

Une oxydation libère des électrons, elle a lieu à l’électrode de carbone dans le compartiment 2.

Une réduction consomme des électrons, elle a lieu à l’électrode de phosphate de fer dans le compartiment1.

1. **Reproduire le schéma de la pile, indiquer les polarités des électrodes et représenter les porteurs de charges et leur sens de circulation lorsque la pile débite.**

****

**e–**

À la borne –, des électrons sont libérés.

**e–**

**Li+**

**–**

à la borne +, des électrons sont consommés

**+**

anions

Les cations Li+ formés dans le compartiment 2 migrent

vers le compartiment 1 où ils sont consommés.

Des anions migrent dans l’autre sens afin d’assurer l’électroneutralité.

1. **Écrire l’équation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile.**
* Libération du lithium dans le compartiment 2 :

 LiC6 (s) = 6 C (s) + Li+ + e−

* Formation de phosphate de fer lithié de formule LiFePO4 :

Li+ + e− + FePO4 (s) = LiFePO4 (s)

 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

 LiC6 (s) + FePO4 (s) 🡪 6 C (s) + LiFePO4 (s)

1. **La valeur de la constante d’équilibre de la réaction de fonctionnement de la pile à 25 °C vaut 𝐾 = 1054. Conclure quant à la transformation chimique mise en jeu dans la pile.**

On remarque que *K* est très élevée.

Une constante d’équilibre est de la forme  pour atteindre une si grande valeur, il faut que le numérateur soit très grand et/ou que le dénominateur soit très petit.

L’hypothèse d’un numérateur très élevé est peu probable, les concentrations ne sont jamais très élevées.

Par contre l’hypothèse du dénominateur très petit est réaliste, elle indique que les concentrations finales des réactifs sont proches de zéro. Ceci conduit à penser que la transformation chimique est totale.

1. **Montrer que la valeur de l’avancement final de la transformation est 𝑥max = 14 mol. Indiquer ce qu’il se passe lorsque cette valeur est atteinte lors du fonctionnement de la batterie ?**

Déterminons les quantités de matière initiales des réactifs avec .

Pour FePO4 :



Pour LiC6:



L’équation indique qu’une mole de FePO4 permet de consommer une mole de LiC6.

Quand 14 mol de LiC6 auront été consommées, alors il n’y aura plus de LiC6 et la réaction s’arrêtera. La pile sera usée. On aura atteint l’avancement maximal *x*max = 14 mol.

Il restera 17 mol de FePO4.

LiC6 est le réactif limitant.

1. **Déterminer la valeur de la capacité électrique maximale 𝑞max de cette batterie.**

La capacité électrique maximale est égale à la charge électrique maximale que peut faire circuler la pile.

D’après la demi-équation qui concerne le réactif limitant LiC6 (s) = 6 C (s) + Li+ + e−

La consommation d’une mole de LiC6 libère 1 mol d’électrons.

*n*(*e–*) libérée = *n*(LiC6) consommée = *x*max

Chaque mole d’électrons contient *N*A = 6,02×1023 électrons et chaque électron porte une charge *e* = 1,60×10–19 C

*q*max = *n*(*e*–)·*N*A·*e* = *x*max · *N*A·*e*

*q*max = 14 × 6,02×1023 × 1,60×10–19 = 1,3×106 C

1. **Indiquer si la batterie permet le démarrage du véhicule.**

Pour démarrer, la voiture nécessite une charge électrique 𝑞𝐷 = 45 Ah,

avec 1,0 Ah = 3,6 × 103 C, soit *q*D = 45×3,6×103 = 1,6×105 C.

Or la capacité de la batterie obtenue à la question précédente vaut 1,3×106 C = 13×105 C, elle est bien supérieure à *q*D donc la batterie permet le démarrage du véhicule.