

1- Calculons la quantité d'électricité consommée lors d'un démarrage.

Lors d'un démarrage le démarreur consomme un courant d'intensité $I = 150 \text{ A}$ pendant $t = 4 \text{ s}$.

Ceci correspond à une quantité d'électricité q :

$$q = I \times t = 150 \times 4 = 600 \text{ coulombs} = 600 \text{ C}$$

La batterie d'accumulateurs a une capacité $Q = 90 \text{ Ah} = 90 \text{ A} \times 1 \text{ h} = 90 \text{ A} \times 3600 \text{ s} = 324000 \text{ A} \cdot \text{s} = 324000 \text{ C}$ (2)

Sans recharger la batterie d'accumulateurs le nombre de démarrage possible serait :

$$n = Q / q = 324000 / 600 = 540 \text{ démarrages}$$

Attention cette estimation ne tient pas compte du fait que puisque le courant démarrage est très fort, la totalité de la charge n'est pas disponible dans de telles conditions. Les données de l'exercice ne permettent pas de faire un calcul plus réaliste.

2. La réaction chimique qui a lieu à la borne négative lors d'un démarrage.

La borne négative doit donner des électrons négatifs à l'extérieur de la batterie :

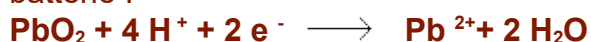


Rappelons qu'un réducteur cède des électrons. Les métaux ont tendance à céder des électrons. Il s'agit d'une réaction d'oxydation. Les électrons passent dans le circuit externe Pb^{2+} passe dans la solution

Remarque : En fait Pb^{2+} s'associe à SO_4^{2-} pour donner du sulfate de plomb

3- Ecrivons la réaction chimique qui a lieu à la borne positive lors d'un démarrage.

La borne positive doit recevoir des électrons négatifs venant de l'extérieur de la batterie :



(Ordre pour équilibrer une Oxydo réduction : H_2O puis H^+ enfin e^-)

C'est la réduction de PbO_2 en Pb^{2+}

En additionnant l'oxydation et la réduction on obtient le bilan de la décharge:



· **4- Calculons la masse de PbO₂ consommée lors d'un démarrage.**

Lors d'un démarrage le démarreur consomme une quantité d'électricité $q = 600 \text{ C}$

Calculons le nombre d'électrons N_1 correspondants à $q = 600 \text{ C}$

$$N_1 = 600 / (1,6 \times 10^{-19}) = 3,75 \times 10^{21}$$

Soit en moles d'électrons

$$N_2 = N_1 / (6,02 \times 10^{23}) = 3,75 \times 10^{21} / (6,02 \times 10^{23}) = 6,23 \times 10^{-3} \text{ mol d' e}^-$$



la quantité de PbO₂ consommée est :

$$N_3 = N_2 / 2 = 3,11 \times 10^{-3} \text{ mol de PbO}_2$$

La masse de PbO₂ consommée lors d'un démarrage est donc :

$$\text{masse de PbO}_2 = N_3 \times M(\text{PbO}_2) = 3,11 \times 10^{-3} \times 239$$

$$\text{masse de PbO}_2 = 0,744 \text{ g}$$

· **5- Calculons la masse de plomb transformée en sulfate de plomb lors d'un démarrage.**

D'après $\text{Pb (s)} + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Pb SO}_4(\text{s}) + 2 \text{ e}^-$ (4 ter) on voit qu'à 1 mole d'électrons correspond une demi mole de plomb

La quantité de matière de Pb transformé est :

$$N_4 = N_2 / 2 = 3,11 \times 10^{-3} \text{ mol de Pb}$$

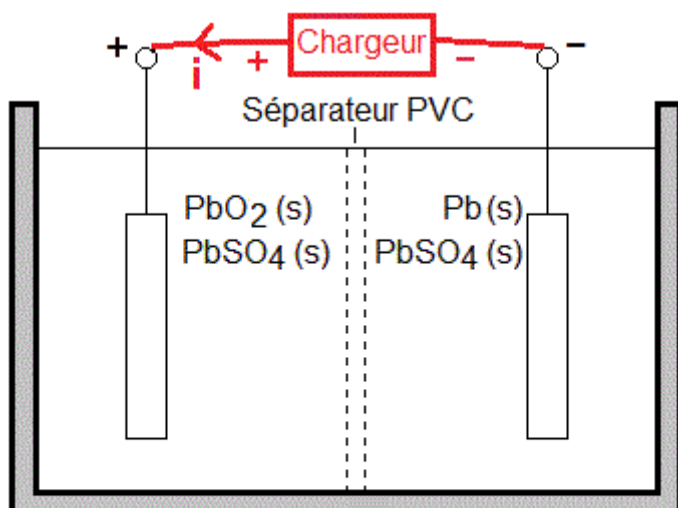
La masse de Pb transformée en sulfate de plomb lors d'un démarrage est donc :

$$\text{masse de Pb} = N_4 \times M(\text{Pb}) = 3,11 \times 10^{-3} \times 207$$

$$\text{masse de Pb} = 0,644 \text{ g}$$

· **6- Lors de la recharge de la batterie les réactions chimiques étudiées ci-dessus s'inversent :**

La réaction n'est plus naturelle, il faut imposer un courant entre les électrodes pour réaliser le forçage.



Le pourcentage d'eau diminue.
Le pourcentage d'acide sulfurique augmente.
Les masses de Pb (s) et de PbO₂ (s) augmentent.
La masse de PbSO₄ (s) diminue.

Charge de l'accumulateur

(Le sulfate de plomb est quasi insoluble)

A la borne positive l'accumulateur, pour se charger, doit donner des électrons :



A la borne négative l'accumulateur, pour se charger, doit recevoir des électrons :



Globalement, en ajoutant et en simplifiant le bilan est :



La partie du plomb passant de PbSO₄ (s) à Pb (s) subit une réduction.

La partie du plomb passant de PbSO₄ (s) à PbO₂ (s) subit une oxydation. (18)

Ce bilan de la charge est l'inverse du bilan de la décharge :

La réaction bilan de la charge (18) est l'inverse de la réaction bilan de la décharge :

