

# BAC BLANC 2026 – CORRECTION DU SUJET 1

## EXERCICE 1 – APOLLO ET LA LUNE (10 POINTS)

### 1. Décollage depuis la Terre de la mission Apollo 11

Q1. (1 pt) Circonférence de l'orbite circulaire :  $2\pi r = 6,28 \times 6,56 \times 10^6 = 4,12 \times 10^7$  m.

Soit pour 1,5 tours, une distance parcourue :  $d = 1,5 \times 2\pi r = 6,18 \times 10^7$  m.

La durée est donc  $\Delta t = \frac{d}{v_h} = \frac{6,18 \times 10^7}{7,79 \times 10^3} \approx 7,94 \times 10^3$  s  $\approx$  2 h et 12 min.

Q2. (1 pt)  $E_c = \frac{1}{2} m v_h^2$  avec  $m = 4,50 \times 10^4$  kg.

Soit  $E_c = 0,5 \times 4,50 \times 10^4 \times (7,79 \times 10^3)^2 \approx 1,37 \times 10^{12}$  J.

Q3. (0,25 pt)  $E_m = E_p + E_c = (-2,74 + 1,37) \times 10^{12} = -1,37 \times 10^{12}$  J

Q4. (0,75 pt) On sait que juste avant le décollage, le vaisseau Apollo 11 a une énergie mécanique  $E_{m0}$ . Il faut donc fournir, au minimum, une énergie :

$$\Delta E_m = E_m - E_{m0} = -1,37 \times 10^{12} - (-2,81 \times 10^{12}) = 1,44 \times 10^{12} \text{ J}$$

Cette valeur est inférieure à l'énergie fournie par le lanceur. Le décollage pourra donc avoir lieu.

Q5. (0,25 pt) Dans ce référentiel, un point de la surface de la terre n'est pas immobile du fait de la rotation de la terre sur elle-même.

### 2. Michael Collins en orbite autour de la Lune lors de la mission Apollo 11

Q6. (1 pt) D'après la deuxième loi de Newton :  $m_2 \vec{a} = \vec{F}_{L/V} = G \frac{m_2 M_L}{(R_L + h_L)^2} \vec{n}$

Soit  $\vec{a} = \frac{G M_L}{(R_L + h_L)^2} \vec{n}$ .

Q7. (1 pt) Vecteur accélération dans le repère de Frenet :  $\vec{a} = \frac{dv}{dt} \vec{t} + \frac{v^2}{R_L + h_L} \vec{n}$ .

Par comparaison avec la question précédente, on en déduit :

$$\frac{v^2}{R_L + h_L} = \frac{G M_L}{(R_L + h_L)^2} \implies v = \sqrt{\frac{G M_L}{R_L + h_L}}$$

Q8. (1 pt)  $T = \frac{2\pi(R_L + h_L)}{v} \approx 7,1 \times 10^3$  s  $\approx$  1,97 heures.

Les astronautes étant restés sur la Lune pendant 21 heures et 36 minutes, le vaisseau aura fait pendant ce temps un nombre  $n$  de tours :  $n = \frac{21,6}{1,97} \approx \underline{11}$  tours

### 3. Saut de John Young lors de la mission Apollo 16

Q9. (1 pt) Comme  $y(t) = -0,86 t^2 + 1,4 t$  et que  $v_y(t) = \frac{dy}{dt}$ , on obtient, par dérivation :

$$v_y(t) = -1,72 t + 1,4$$

Soit, à  $t = 0$ ,  $v_{0y} = v_y(0) = \underline{1,4 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}}$ .

Q10. (1 pt) D'après la deuxième loi de Newton, on peut établir que :

$$a_y(t) = -g_L \implies v_y(t) = -g_L t + v_y(0)$$

Par identification dans l'expression de la vitesse et en utilisant les résultats de la question précédente, on a bien  $g_L = 1,72 \text{ m}\cdot\text{s}^{-2} \approx \underline{1,7 \text{ m}\cdot\text{s}^{-2}}$ .

Q11. (1,75 pt) Sur Terre on a  $y(t) = -\frac{1}{2}g_T t^2 + v_y(0)t$ ;  $y$  est maximal (la flèche) quand la vitesse sur  $y$  est nulle. Soit :

$$v_y(t) = -g_T t + v_y(0) = 0 \implies t = \frac{v_y(t)}{g_T} = \frac{1,4}{9,81} \approx 0,14 \text{ s}$$

En remplaçant  $t$  par cette valeur dans  $y(t)$  on obtient :

$$h = y(0,14) = -\frac{1}{2} \times 9,81 \times 0,14^2 + 1,4 \times 0,14 \approx 0,1 \text{ m} = \underline{10 \text{ cm}}$$

Ce saut est bien moins haut, il est 6 fois plus petit que le saut sur la Lune, c'est également la valeur de rapport entre  $g_T$  et  $g_L$  :  $\frac{g_T}{g_L} \approx 6,13$ .

On peut également trouver ces valeurs en utilisant la conservation de l'énergie mécanique.

## EXERCICE 2 – BATTERIE LITHIUM – SOUFRE (5 POINTS)

### 1. Le lithium

**Q1. (0,25 pt)** Par définition, un réducteur est une espèce qui cède des électrons.

Dans la réaction étudiée, le Lithium Li se transforme en ion  $\text{Li}^+$  en cédant un électron ( $\text{Li(s)} = \text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$ ) donc il s'agit bien d'un réducteur.

**Q2. (0,75 pt)** (0,5 + 0,25 justification) Le Lithium étant le réactif limitant, d'après l'équation de réaction :  $\frac{n(\text{Li})_i}{2} = \frac{n(\text{H}_2)_{\max}}{1}$ .

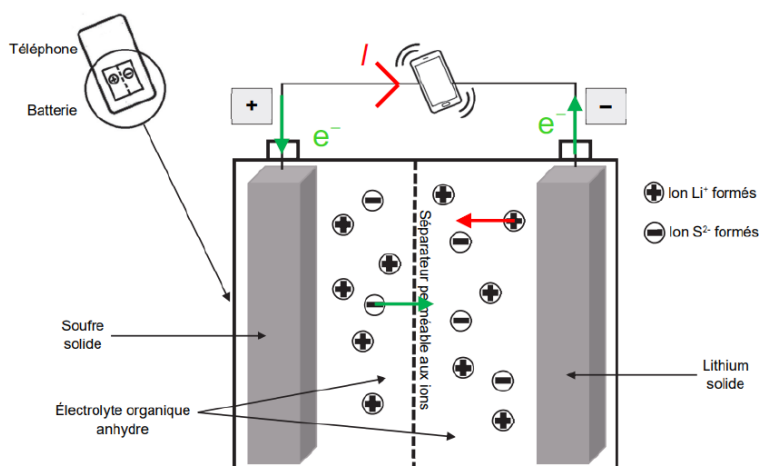
$$\text{Or } n(\text{H}_2)_{\max} = \frac{V(\text{H}_2)_{\max}}{V_m}, \text{ donc } V(\text{H}_2)_{\max} = \frac{n(\text{Li})_i}{2} \times V_m = \frac{m(\text{Li})_i \times V_m}{2 \times M(\text{Li})}.$$

$$\text{Application numérique : } V(\text{H}_2)_{\max} = \frac{0,5 \times 24,4}{2 \times 6,9} \approx \underline{0,9 \text{ L}}.$$

Il est donc fondamental d'utiliser un électrolyte organique anhydre (sans eau) car le Lithium réagirait avec l'eau et produirait du gaz ce qui ferait exploser la pile (sans parler des risques d'explosion avec la combustion du dihydrogène).

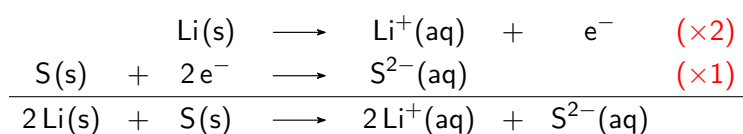
### 2. La batterie lithium – soufre (la pauvre)

**Q3. (0,5 pt)** À l'électrode négative, des électrons sont fournis au circuit : il y a oxydation (perte d'électrons) selon l'équation  $\text{Li(s)} \longrightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$  (avec  $\longrightarrow$  au lieu de  $=$  car c'est une réaction à l'électrode et pas une demi-équation). À l'électrode positive, des électrons provenant du circuit sont consommés : il y a réduction (gain d'électrons) selon l'équation :  $\text{S(s)} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{S}^{2-}$ .

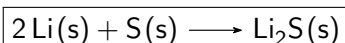


**Q4. (0,5 pt)** (0,25 sens courant +  $\text{e}^-$  ; 0,25 sens ions)

**Q5. (0,5 pt)** (0,25 + 0,25 formation précipité) On obtient l'équation de fonctionnement de la pile en combinant les équations aux électrodes :



Mais l'énoncé nous précise que les ions réagissent pour former un précipité peu soluble dans l'eau ; on en déduit que finalement :



**Q6. (0,5 pt)** On sait que  $Q = I \times \Delta t$ , donc  $\Delta t = \frac{Q}{I}$ . On obtient :  $\Delta t = \frac{3500 \times 10^{-3} \text{ Ah}}{0,55 \text{ A}} \approx \underline{6,4 \text{ h}}$ .

Q7. (1 pt) (0,5 + 0,5)  $Q_{\text{massique}} = 300 \text{ mAh}\cdot\text{g}^{-1}$  signifie que 1 g de matière active a une capacité de 300 mAh.

Par proportionnalité, pour avoir une capacité de 3500 mAh, il faut  $\frac{3500 \text{ mAh}}{300 \text{ mAh}\cdot\text{g}^{-1}} \approx \underline{11,6 \text{ g}}$  de matière active.

De même, par proportionnalité, la durée d'utilisation ramenée à 1 g de matière active est :  $\frac{6,4 \text{ h}}{11,6 \text{ g}} \approx \underline{0,55 \text{ h}\cdot\text{g}^{-1}}$ .

C'est à dire 0,55 h de fonctionnement pour 1 g de soufre actif.

Q8. (1 pt) Déterminons la capacité d'une pile Lithium – Soufre contenant 1 g de soufre (on considère le Lithium en excès).

Par définition,  $Q = n(e^-) \times N_A \times e = n(e^-) \times F$ .

D'après l'équation à l'électrode de soufre,  $\text{S}(s) + 2e^- \longrightarrow \text{S}^{2-}$ , on a  $\frac{n(e^-)}{2} = \frac{n(\text{S})_i}{1}$ .

Donc  $Q = 2 \times n(\text{S})_i \times F = 2 \times \frac{m(\text{S})_i}{M(\text{S})} \times F \implies Q = 2 \times \frac{1,0}{32,1} \times 96\,500 \approx 6,0 \times 10^3 \text{ C}$

Comme  $1 \text{ mAh} = 3,6 \text{ C}$ , on a  $Q = \frac{6,0 \times 10^3}{3,6} \approx 1,7 \times 10^3 \text{ mAh}$ .

On peut donc affirmer que  $Q_{\text{massique}}(\text{S}) = \underline{1,7 \times 10^3 \text{ mAh}\cdot\text{g}^{-1}}$ .

Comme pour Q6 :  $\Delta t = \frac{Q}{I} = \frac{1,7 \text{ Ah}}{0,55 \text{ A}} \approx \underline{3,1 \text{ h}}$ , par gramme de soufre.

**Exemple de commentaire.** Avec le lithium-ion, on avait calculé une durée d'utilisation de 0,55 h par gramme de lithium.

Donc la batterie lithium-soufre a une durée d'utilisation environ 6 fois plus longue, ce qui semble très prometteur.

**Remarque** (d'après *labolycee*) :

Cependant la capacité massique utilisée ici dans le calcul pour la comparaison ne tient pas compte que la masse de soufre. Ce type de batterie ne peut fonctionner que s'il y a une électrode en lithium dont il faudrait tenir compte pour faire une comparaison plus rigoureuse avec la batterie Li-ion.

En supposant que le soufre et le lithium sont dans les proportions stœchiométriques de l'équation de la pile,  $2\text{Li} + \text{S} \rightarrow \text{Li}_2\text{S}$ , on a alors  $\frac{n_{\text{Li}}}{2} = \frac{n_{\text{S}}}{1}$  soit  $2 \times n_{\text{S}} = n_{\text{Li}}$

On calcule la masse de lithium nécessaire pour réagir avec 1 gramme de soufre :

$$m_{\text{Li}} = 2 \times \frac{m_{\text{S}}}{M_{\text{S}}} \times M_{\text{Li}}$$

$$m_{\text{Li}} = 2 \times \frac{1}{32} \times 6,9 = 0,43 \text{ g}$$

Pour calculer la capacité massique de la batterie Li-S par gramme de substance active, il faut tenir compte de la masse totale de substance active (soufre et lithium) c'est-à-dire  $1 \text{ g} + 0,43 \text{ g} = 1,43 \text{ g}$ .

$$\text{Soit } Q_{\text{massique Li-S}} = \frac{1,7 \cdot 10^3 \text{ mAh}}{1,43 \text{ g}} = 1,2 \cdot 10^3 \text{ mAh}\cdot\text{g}^{-1}$$

On peut maintenant parfaitement comparer la capacité massique de la batterie Li-ion à la capacité massique théorique de la batterie Li-S :

$$\frac{Q_{\text{massique Li-S}}}{Q_{\text{massique Li-ion}}} = \frac{1,2 \cdot 10^3 \text{ mAh}\cdot\text{g}^{-1}}{300 \text{ mAh}\cdot\text{g}^{-1}} = 4$$

La batterie Li-S offre une capacité massique 4 fois supérieure à celle de la batterie Li-ion

## EXERCICE 3 – ÉTUDE D'UN PRODUIT MÉNAGER COURANT (5 POINTS)

Attention : modifier le Volume équivalent : 14,8 mL

1. L'ammoniac est susceptible de gagner un proton $H^+$ , c'est donc une base selon Brønsted.	0.25
2. $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + HO^-(aq)$ .	0.25
3. On cherche la concentration en masse à partir du titre massique en % ou % massique, qui est de 13 %. Un litre de solution a une masse de 970 g puisque $d = 0,97$ . Dans 970 g il y a 13/100 d'ammoniac soit une masse $m = 970 \times 13/100 = 126,1$ g La quantité de matière $n$ correspondant à cette masse est : $n = m/M = 126,1/17 = 7,4$ mol/L.	1
4. Le pH initial est voisin de 11.	0.25
5. $NH_3(aq) + H_3O^+(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + H_2O(l)$	0.25
6. L'équivalence correspond au changement de réactif limitant, ou bien, à l'équivalence, les quantités de matière des réactifs sont en proportions stœchiométriques. Avant l'équivalence, $NH_3(aq)$ est en excès, après l'équivalence $H_3O^+(aq)$ ajouté est en excès. Graphiquement par la méthode de la courbe dérivée, $V_{\text{éq}} = 15$ mL.	0.75
7. A l'équivalence $n_{\text{ammoniac}}^i = n_{\text{acide}}^{\text{versé}}$ soit : $C_d \cdot V_d = C_A \cdot V_{\text{éq}}$ On a donc $C_d = C_A \cdot V_{\text{éq}} / V_d = (5,00 \times 10^{-2} \times 15,0) / 10,0 = 7,5 \times 10^{-2}$ mol/L. A noter que $C_0 = 100 \times C_d$ suite à la dilution par initiale par 100.	1
8. $u(C_0) / C_0 = [(0,2/15)^2 + (0,2/10)^2 + (0,02/5)^2]^{1/2} = (1,78 \times 10^{-4} + 4 \times 10^{-4} + 1,6 \times 10^{-5})^{1/2} \approx 2,4 \times 10^{-2}$ .	1
$u(C_0) = 2,4 \times 10^{-2} \times 7,5 = 0,18 \approx 0,20$ mol/L. On a donc : $C_0 = 7,5 \pm 0,2$ mol/L.	
9. La valeur de $C_0$ est donc comprise entre : $7,3 < C_0 < 7,7$ mol/L. L'indication de la bouteille qui a pour valeur 7,4 mol/L appartient à cet intervalle. L'indication de la bouteille est donc correcte.	0.25