

## EXERCICE B – Accélérateur linéaire Linac2 du CERN (5 points)

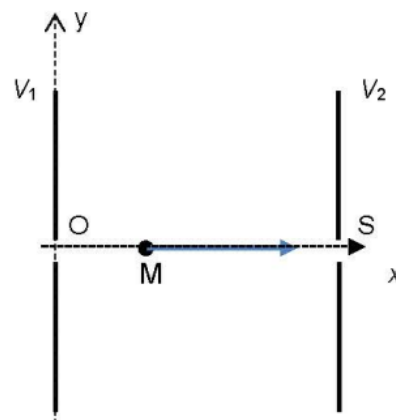
### 2. Accélération initiale des protons dans un condensateur plan

1.1.  $E = \frac{U}{d} = \frac{2,00 \times 10^6}{0,100} = 20,0 \text{ MV.m}^{-1}$ . (vecteur en bleu figure ci-contre)

1.2. Soit  $\vec{F} = q_p \vec{E} = e \vec{E}$  la force électrique qui s'exerce sur le proton et  $\vec{P}$  son poids.

$$\frac{F}{P} = \frac{eE}{m_p g} = \frac{1,6 \times 10^{-19} \times 20,0 \cdot 10^6}{1,67 \times 10^{-27} \times 9,81} = 2 \cdot 10^{12} \gg 1 \text{ donc } F \gg P.$$

Le poids est négligeable devant la force électrique.



1.3. Système : proton. Référentiel : laboratoire supposé galiléen.

D'après la 2<sup>e</sup> loi de Newton :  $m_p \vec{a} = \sum \vec{F}_{\text{ext}} = \vec{P} + \vec{F}$

En négligeant le poids devant la force électrique on obtient :  $m_p \vec{a} = e \vec{E}$  donc on établit que  $\vec{a} = \frac{e}{m_p} \vec{E}$

L'accélération du proton est constante entre les armatures du condensateur. Le proton est animé d'un mouvement uniformément accéléré.

1.4. D'après le théorème de l'énergie cinétique appliqué au proton entre sa position O et sa position S :

$$\Delta E_c(OS) = W_{OS}(\vec{F}_{\text{ext}}) = W_{OS}(\vec{F}) = \vec{F} \cdot \vec{OS} = e \vec{E} \cdot \vec{OS} = e \frac{U}{d} \times d = eU$$

1.5.  $E_c(O) = \frac{1}{2} m v_O^2 = 0$  car les protons sont émis sans vitesse initiale :  $v_O = 0$

$$E_c(S) = \frac{1}{2} m v_S^2 ; \Delta E_c(OS) = eU \text{ avec } \Delta E_c(OS) = E_c(S) - E_c(O) = E_c(S)$$

$$\text{Donc } E_c(S) = \frac{1}{2} m_p v_S^2 = eU$$

$$v_S = \sqrt{\frac{2eU}{m_p}} = \sqrt{\frac{2 \times 1,6 \times 10^{-19} \times 2,0 \times 10^6}{1,67 \times 10^{-27}}} = 2,0 \times 10^7 \text{ m.s}^{-1}$$

La vitesse reste significativement inférieure à celle de la lumière dans le vide ce qui légitime l'étude.

### 3. Principe du Linac2 – accélérateur linéaire

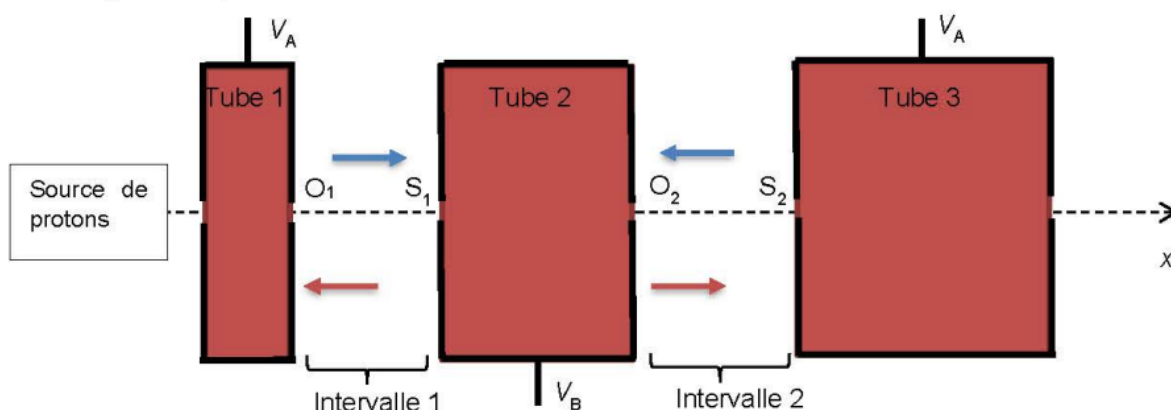
2.1. À l'instant  $t = \frac{T}{4} = 10 \text{ ns}$   $U$  est positive alors  $V_A > V_B$ . (en bleu sur le schéma)

Le champ électrique étant dans les sens des potentiels électriques décroissants, dans l'intervalle 1 il est dans le sens de l'axe tandis que dans l'intervalle 2 le champ est dans le sens opposé.

2.2. À l'instant  $t = \frac{3T}{4} = 30 \text{ ns}$   $U$  est négative alors  $V_B > V_A$ . (en rouge sur le schéma)

Dans l'intervalle 1, le champ est dans le sens inverse de l'axe

Dans l'intervalle 2, le champ est le sens de l'axe.



**2.3.** Si un proton entre dans l'intervalle 1 à l'instant  $t = \frac{T}{4}$  le champ électrique étant dans le sens de l'axe, le proton y est accéléré. Après la traversée du tube 2, le proton atteint l'intervalle 2. Pour y être accéléré le champ électrique doit être dans le sens de l'axe ce qui se produira à l'instant  $t = \frac{3T}{4}$ . Le proton doit donc mettre  $\Delta t = \frac{3T}{4} - \frac{T}{4} = \frac{T}{2}$  pour passer de l'intervalle 1 à l'intervalle 2 c'est-à-dire pour traverser le tube 2.

**2.4.** L'énergie cinétique d'un proton augmente après la traversée de chaque intervalle. Sa vitesse augmente donc au cours de sa progression dans les tubes. Pour que le proton mette toujours  $\Delta t = 20$  ns pour traverser un tube, sa vitesse augmentant il faut que la longueur des tubes soit de plus en plus grande.

## EXERCICE C - Observer les cratères lunaires Messier (5 points)

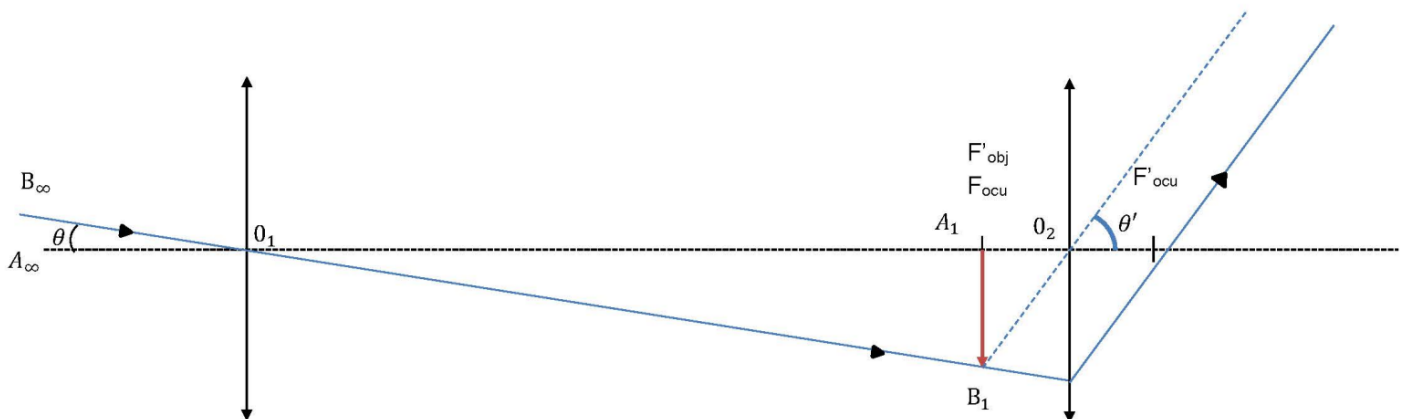
### 1. Étude de la lunette astronomique

**1.1.** La lunette mentionnée sur la fiche technique est une lunette « 70/300 » car « 70 » désigne le diamètre de l'objectif et « 300 » la distance focale de l'objectif. Ce sont les caractéristiques les plus importantes de la lunette.

**1.2.** Cf. annexe.

#### ANNEXE À RENDRE avec la copie de l'exercice C Observer les cratères lunaires Messier

Annexe de la question 1.2.



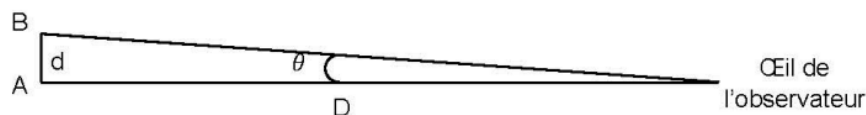
**1.3.** Une lunette afocale donne d'un objet à l'infini une image à l'infini. Cette configuration permet à l'observateur doté d'un œil « normal » de ne pas accommoder.

**1.4.** En utilisant les deux triangles  $O_1A_1B_1$  et  $O_2A_1B_1$ , on exprime les deux tangentes :  $\tan(\theta) = \frac{A_1B_1}{f_{ocu}}$  et  $\tan(\theta') = \frac{A_1B_1}{f_{obj}}$ . En utilisant l'approximation des petits angles, on établit que  $\theta = \frac{A_1B_1}{f_{ocu}}$  et  $\theta' = \frac{A_1B_1}{f_{obj}}$ .

On établit alors que :  $G = \frac{f_{obj}}{f_{ocu}}$  en éliminant  $A_1B_1$ .

### 2. Observation du cratère lunaire Messier

**2.1.** On suppose que l'on peut s'appuyer sur le schéma ci-dessous qui résume les hypothèses de l'observation.



L'angle  $\theta$  étant petit, on a  $\theta \approx \tan \theta = \frac{d}{D} = \frac{11,0}{3,84 \times 10^5} = 2,86 \times 10^{-5}$  rad.

- 2.2.** D'après les données, l'observation à l'œil nu est impossible si l'angle sous lequel sont vus les deux points est inférieur au pouvoir séparateur de l'œil. Or on a  $\theta < \varepsilon = 3,0 \times 10^{-4}$  rad, donc l'observation à l'œil nu du cratère Messier est impossible.
- 2.3.** On utilise le triangle  $O_1A_1B_1$  et la relation  $\tan(\theta) = \frac{A_1B_1}{f_{obj}}$  qui permet de calculer la valeur de  $A_1B_1$  soit 8,6  $\mu\text{m}$ .
- 2.4.** Pour pouvoir être observé à la lunette astronomique, le cratère Messier doit être vu sous un angle  $\theta' > \varepsilon$ . On cherche à déterminer quelle doit être la distance focale  $f'_{ocu}$  de l'oculaire pour que le grossissement permette d'avoir l'angle  $\theta' > \varepsilon$ .
- Or  $\theta' = G \times \theta$  et  $G = \frac{f'_{obj}}{f'_{ocu}}$ , soit  $\frac{f'_{obj}}{f'_{ocu}} \times \theta > \varepsilon$  et donc  $f'_{ocu} < \frac{\theta}{\varepsilon} \times f'_{obj}$ . L'application numérique donne  $f'_{ocu} < 29$  mm.
- Il faut donc un oculaire d'une distance focale inférieure à 29 mm. L'astronome peut donc choisir l'oculaire de 20 mm ou 10 mm. L'oculaire de 10 mm offrira un grossissement plus important.

## EXERCICE 2– UN CHAMPIGNON PARFUMÉ (4 points)

### 1. Étude des réactifs de la synthèse du cinnamate de méthyle

**Q1.** L'acide cinnamique appartient à la famille des **acides carboxyliques** car son nom dans la nomenclature systématique comprend « acide ... oïque ».

**Q2.** L'acide cinnamique ne peut correspondre qu'à la formule A qui est un acide carboxylique avec le groupe carboxyle  $\text{COOH}$  (B est une cétone et C un ester).

### 2. Synthèse du cinnamate de méthyle à partir du chlorure de cinnamoyl

**Q3.** Il s'agit d'une réaction de **substitution** car  $-\text{Cl}$  est remplacé (substitué) par  $-\text{O}-\text{CH}_3$ .

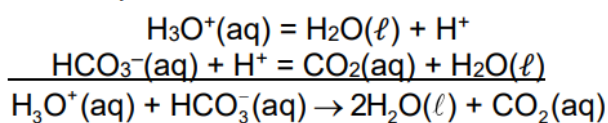
**Q4.** En Chimie, le port de la blouse et de lunettes de protection est obligatoire.

Le dichlorométhane étant nocif ou irritant, on portera également des gants de protection.

On pourra éventuellement travailler sous hotte pour se protéger des vapeurs.

**Q5.** On utilise le dichlorométhane comme solvant car les deux réactifs (chlorure de cinnamoyl et méthanol) y sont solubles tandis que le chlorure de cinnamoyl est peu soluble dans l'eau : la réaction y serait plus difficile et donc plus lente.

**Q6.** L'équation de la réaction entre les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  (acide) et  $\text{HCO}_3^-$  (base) est :



L'effervescence observée provient du  $\text{CO}_2$  formé qui est peu soluble dans l'eau et passe à l'état gazeux (comme dans les boissons pétillantes).

**Q7.** Étudions d'abord la réaction de synthèse dont les réactifs sont le chlorure de cinnamoyl (qu'on abrègera en CdC) et le méthanol (qu'on abrègera en ol).

Déterminons le réactif limitant :

- $n(\text{CdC})_i = \frac{m(\text{CdC})_i}{M(\text{CdC})}$  donc  $n(\text{CdC})_i = \frac{8,3}{166,6} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- $n(\text{ol})_i = \frac{m(\text{ol})_i}{M(\text{ol})} = \frac{\rho(\text{ol}) \times V(\text{ol})_i}{M(\text{ol})}$  donc  $n(\text{ol})_i = \frac{0,792 \times 4,0}{32,0} = 9,9 \times 10^{-2} \text{ mol}$

On constate que  $\frac{n(\text{CdC})_i}{1} < \frac{n(\text{ol})_i}{1}$  donc le CdC est le réactif limitant.

Rq : ce n'est pas surprenant car c'est le précurseur du cinnamate de méthyle que l'on veut synthétiser.



D'après l'équation de la réaction de synthèse :  $\frac{n(\text{CdC})_i}{1} = \frac{n(\text{HCl})_{\text{MAX}}}{1}$

D'après l'énoncé (réaction totale entre HCl et l'eau) :  $\frac{n(\text{HCl})_{\text{MAX}}}{1} = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{formé}}}{1}$

D'après l'équation de réaction de Q6 :  $\frac{n(\text{HCO}_3^-)_{\text{min}}}{1} = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{formé}}}{1}$

Finalement,  $n(\text{HCO}_3^-)_{\text{min}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{formé}} = n(\text{HCl})_{\text{MAX}} = n(\text{CdC})_i$

En conclusion  $n(\text{HCO}_3^-)_{\text{min}} = n(\text{CdC})_i$  soit  $C \times V_{\text{min}} = n(\text{CdC})_i$

D'où  $V_{\text{min}} = \frac{n(\text{CdC})_i}{C}$

soit  $V_{\text{min}} = \frac{5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0,50 \text{ mol.L}^{-1}} = 0,10 \text{ L}$ .

**Q8.** Par définition du rendement :  $\eta = \frac{n(\text{pro})_{\text{exp}}}{n(\text{pro})_{\text{MAX}}} = \frac{n(\text{CdM})_{\text{exp}}}{n(\text{CdM})_{\text{MAX}}}$  ici (en notant CdM le cinnamate de méthyle).

On a démontré en Q7. que le CdC est le réactif limitant donc  $\frac{n(\text{CdM})_{\text{MAX}}}{1} = \frac{n(\text{CdC})_i}{1}$

Ainsi,  $\eta = \frac{\left( \frac{n(\text{CdM})_{\text{exp}}}{M(\text{CdM})} \right)}{n(\text{CdC})_i}$

$\eta = \frac{\left( \frac{6,2}{162,2} \right)}{5,0 \times 10^{-2}} = 0,76$ , soit 76 %.

Ce rendement est bien meilleur que les 40 % de l'autre procédé de synthèse.

### EXERCICE 3 – BATTERIE LITHIUM - SOUFRE(5 points)

#### 1. Le Lithium

**Q1.** 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.** Le Lithium étant le réactif limitant, d'après l'équation de réaction :  $\frac{n(\text{Li})_i}{2} = \frac{n(\text{H}_2)_{\text{MAX}}}{1}$ .

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

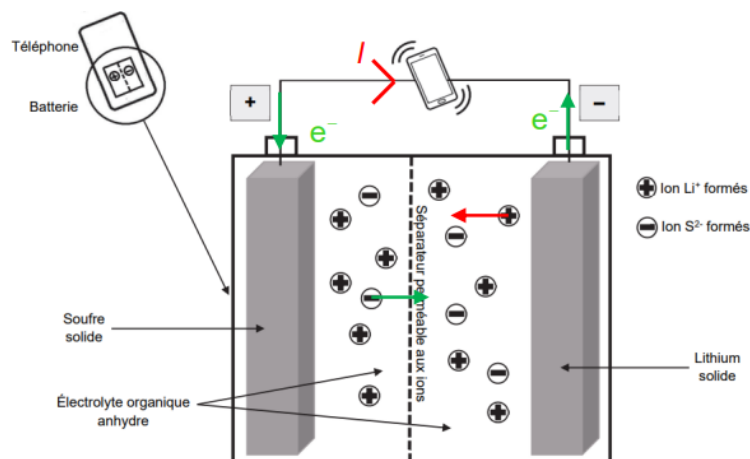
Donc  $V(\text{H}_2)_{\text{MAX}} = \frac{0,5 \times 24,4}{2 \times 6,9} = 0,9 \text{ L}$ .

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).

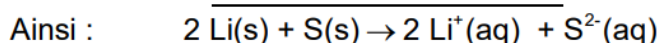
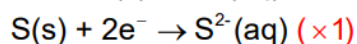
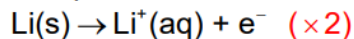
#### 2. La batterie Lithium – Soufre (qu'on l'achève ou lui donne du paracétamol)

**Q3.** À l'électrode négative, des électrons sont fournis au circuit : il y a oxydation (perte d'électrons) selon l'équation  $\text{Li(s)} \rightarrow \text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$  (avec  $\rightarrow$  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 :  $\text{S(s)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}(\text{aq})$ .



**Q5.** « Normalement », 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 :  $2 \text{Li(s)} + \text{S(s)} \rightarrow \text{Li}_2\text{S(s)}$

**Q6.** L'énoncé nous rappelle que  $Q = I \times \Delta t \Leftrightarrow \Delta t = \frac{Q}{I}$

$$\text{soit } \Delta t = \frac{3500 \text{ mAh}}{0,55 \text{ A}} = \frac{3500 \times 10^{-3} \text{ Ah}}{0,55 \text{ A}} = 6,4 \text{ h.}$$

**Q7.** Vu que  $Q_{\text{massique}} = 300 \text{ mAh.g}^{-1}$ , on en déduit que 1 g de matière active a une capacité de 300 mAh. Par proportionnalité, pour avoir une capacité de 3500 mAh, il faut  $\frac{3500}{300} = 11,6 \text{ g}$  soit environ 12 g.

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

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

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

D'après l'équation à l'électrode de Soufre,  $\text{S(s)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}(\text{aq})$  donc  $\frac{n(\text{e}^-)}{2} = \frac{n(\text{S})_i}{1}$

$$\text{Donc } Q = 2 \times n(\text{S})_i \times F = 2 \times \frac{m(\text{S})_i}{M(\text{S})} \times F$$

$$\text{soit } Q = 2 \times \frac{1,0}{32,1} \times 96500 = 6,0 \times 10^3 \text{ C}$$

$$\text{Or } 1 \text{ mAh} = 3,6 \text{ C donc } Q = \frac{6,0 \times 10^3}{3,6} \text{ C} = 1,7 \times 10^3 \text{ mAh}$$

On en déduit que  $Q_{\text{massique}}(\text{S}) = 1,7 \times 10^3 \text{ mAh.g}^{-1}$

En reprenant le raisonnement de Q6 :  $\Delta t = \frac{Q}{I}$

$$\text{Soit ici } \Delta t = \frac{1,7 \times 10^3 \text{ mAh}}{0,55 \text{ A}} = \frac{1,7 \text{ Ah}}{0,55 \text{ A}} = 3,1 \text{ h}$$

Cette valeur est environ 6 fois supérieure à celle de la batterie Lithium – ion étudiée précédemment.