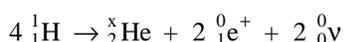


PREMIER EXERCICE (8 points) **Énergie nucléaire**

Dans le soleil et les étoiles, la température et la pression sont assez élevées pour permettre l'existence de réactions de fusion. Le combustible fondamental est constitué de protons, ou noyaux d'hydrogène ${}^1_1\text{H}$.

Le bilan des réactions nucléaires dans le soleil peut s'écrire :



où 4 noyaux d'hydrogène ont fusionné après un cycle complexe, qui n'est pas étudié ici. Le produit principal est l'hélium, il est accompagné de 2 particules notées ${}^0_1\text{e}^+$ et de deux neutrinos ${}^0_0\nu$ dont le rôle ne sera pas non plus étudié.

1. Quels sont le nom et les caractéristiques des particules notées ${}^0_1\text{e}^+$?
2. En précisant les lois appliquées, déterminer la grandeur notée x.
3. Déterminer, en MeV, l'énergie disponible par noyau d'hélium formé.
4. En déduire l'énergie disponible, en kJ par mole d'hélium formé.

Données:

- unité de masse atomique $1 \text{ u} = 931,5 \text{ MeV}/c^2 = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
- célérité de la lumière $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$
- masse des particules: $\text{e}^+ : m_{\text{e}^+} = 5,486 \cdot 10^{-8} \text{ m.s}^{-1}$ $\nu : m_{\nu} = 0$
- masse des noyaux correspondant aux nucléides $m_{{}^1_1\text{H}} = 1,007\,276 \text{ u}$
 $m_{{}^4_2\text{He}} = 4,001\,502 \text{ u}$
- $1 \text{ eV} = 1,61 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ nombre d'Avogadro: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Deuxième Exercice (12 points) **Mesure de la Demande Chimique en Oxygène (DCO) d'une eau usée**

Les matières organiques rejetées dans les effluents liquides par les particuliers et les entreprises sont responsables de la baisse du taux de dioxygène contenu dans l'eau, car elles consomment du dioxygène pour leur oxydation.

Pour estimer la teneur en ces matières, on procède à une oxydation par voie chimique. La D.C.O. est le résultat exprimé en mg de dioxygène nécessaire à l'oxydation d'un litre d'effluent.

La demi équation d'oxydoréduction correspondant à la réduction du dioxygène est:



Une oxydation par le dioxygène conduirait à des résultats difficiles à reproduire. Aussi, utilise-t-on un oxydant fort (le dichromate de potassium, par exemple) à la place. Il faut ensuite convertir les résultats.

On porte à ébullition pendant une heure un mélange contenant $10,00 \text{ cm}^3$ de l'eau à analyser et $5,00 \text{ cm}^3$ de solution de dichromate de potassium (2K^+ , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) de concentration $0,060 \text{ mol.L}^{-1}$. On y a ajouté l'acide nécessaire à la réaction, ainsi qu'un catalyseur, sans modifier le volume de $15,00 \text{ cm}^3$.

On mesure alors par une méthode spectrophotométrique la concentration de dichromate restant. On trouve $0,016 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Écrire la demi équation d'oxydoréduction mettant en jeu le couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$.
2. Déterminer la concentration initiale du dichromate dans le mélange à ébullition.
3. Déterminer la quantité de matière de dichromate ayant réagi.
4. En comparant les demi équations relatives aux couples mettant en jeu les deux oxydants concernés $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$ et $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$, justifier que si il faut 1 mole de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ pour oxyder une quantité de matière réductrice de l'eau étudiée, il faudrait $\frac{3}{2}$ moles de dioxygène.
5. En déduire le nombre de moles de dioxygène qu'il aurait fallu utiliser.
Calculer la DCO de l'eau étudiée.

Donnée : masse molaire de l'oxygène: $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

