

PREMIER EXERCICE.

- Le nom de ces particules est : positron (positon en anglais).
La notation ${}^0_{+1}\text{e}$ indique que leur nombre de masse est 0 et que leur charge est $+e = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.
La masse des positrons est la même que celle des électrons.
- La conservation du nombre de nucléons impose : $4 \cdot 1 = 1 \cdot x + 2 \cdot 0 + 2 \cdot 0$ soit $x = 4$.
Le noyau formé est donc : ${}^4_2\text{He}$.
L'équation respecte par ailleurs la conservation du nombre de charges.
- On a : $\delta m = \text{masse après la réaction} - \text{masse avant la réaction}$

$$\delta m = m({}^4_2\text{He}) + 2 \cdot m_{\text{e}} + 2 \cdot m_{\text{v}} - 4 \cdot m({}^1_1\text{H})$$

$$\delta m = 4,001502 + 2 \cdot 5,486 \cdot 10^{-4} + 2 \cdot 0 - 4 \cdot 1,007276 = -2,65 \cdot 10^{-2} \text{ u}$$
 Soit en MeV/c^2 : $\delta m = -2,54076 \cdot 10^{-2} \cdot 931,5 = 24,7 \text{ MeV}/c^2$.
 Le signe - indique une perte de masse, cette masse s'est transformée en énergie disponible que l'on peut calculer par la relation : $E = \delta m \cdot c^2 = 24,69 \text{ MeV}/c^2 \cdot c^2 = \mathbf{24,7 \text{ MeV}}$.
- On a : $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} \Rightarrow E = 24,69 \cdot 10^6 \cdot 10^{-19} = 3,95 \cdot 10^{-12} \text{ J / atome}$.
Donc $E = 3,95 \cdot 10^{-12} \cdot N_{\text{A}} = 2,38 \cdot 10^{12} \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$.

DEUXIEME EXERCICE.

- La demi-équation rédox du couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$ est :

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{ H}^+ + 6 \text{ e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_2\text{O}$$
- Le volume initial du dichromate est de 5,00 mL et le volume final est de $5,00 + 10,00 = 15,00 \text{ mL}$.
Ceci correspond à une dilution de facteur 3 $\Rightarrow [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_0}{3} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- On a $\Delta [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_{\text{initial}} - [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_{\text{final}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 $\Rightarrow \Delta n = \Delta [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \cdot V = 4 \cdot 10^{-3} \cdot 15 \cdot 10^{-3} = 60 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$.
- Si on compare les deux réactions :

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{ H}^+ + 6 \text{ e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_2\text{O}$$

$$\text{O}_2 + 4 \text{ H}^+ + 4 \text{ e}^- \rightleftharpoons 2 \text{ H}_2\text{O}$$
 On constate que chaque mole de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ cède 6 moles d'électrons alors que chaque mole de O_2 en cède seulement 4.
 Pour disposer de 6 moles d'électrons il faudra $1,5 \text{ moles} = \frac{3}{2} \text{ moles de } \text{O}_2 \text{ (c.q.f.d.)}$.
- Il aurait fallu disposer de $n(\text{O}_2) = \frac{3}{2} \cdot 60 \cdot 10^{-6} = 90 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$.
 Ceci représente une masse $m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 2,88 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ pour 10 mL d'eau.
 Soit 288 mg pour 1000 mL et une DCO de 288.