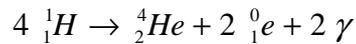


CORRECTION DU DS N°4**Exercice n°1 φ : Réaction stellaire :** 5pts

- 1) Si on effectue
- $2 \times (1) + 2 \times (2) + 1 \times (3)$
- on arrive à l'équation bilan :



- 2) Pour calculer l'énergie libérée lors de la formation d'un noyau d'hélium, on utilise la relation d'équivalence masse-énergie :

$$\begin{aligned} \Delta E &= \Delta m \times c^2 = (m(\gamma) + 2 \times m(e) + m(\text{He}) - 4 \times m(p)) \times c^2 \\ &= (0 + 2 \times 0.00055 + 4.00150 - 4 \times 1.00728) \times 1.66055 \times 10^{-27} \times (2.9979 \times 10^8)^2 \\ &= -4.0 \times 10^{-12} \text{ J} \\ &= -25 \text{ MeV} \end{aligned}$$

L'énergie est négative car cédée au milieu extérieur par le système.

Si on veut calculer l'énergie libérée par 1g d'hélium, il faut savoir combien il y a de noyaux d'hélium dans 1g. Pour cela on utilise le nombre d'Avogadro et la masse molaire :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} \quad \text{d'où} \quad N = \frac{m \times N_A}{M} = \frac{1.0 \times 6.022 \times 10^{23}}{4.00} = 1.5 \times 10^{23} \text{ noyaux}$$

D'où une énergie cédée : $E = 1.5 \times 10^{23} \times -4.0 \times 10^{-12} = 6.0 \times 10^{11} \text{ J}$

- 3) A propos du soleil :

- a. Une puissance rayonnée de
- $3.9 \times 10^{26} \text{ W}$
- signifie une énergie libérée de
- $3.9 \times 10^{26} \text{ J}$
- par seconde. Or la formation d'1g d'hélium nécessite
- $6.0 \times 10^{11} \text{ J}$
- .

$$\text{Donc par seconde, le soleil forme : } m(\text{He}) = \frac{3.9 \times 10^{26}}{6.0 \times 10^{11}} = 6.5 \times 10^{14} \text{ g} = 6.5 \times 10^{11} \text{ kg}$$

- b. La perte de masse du soleil par seconde se calcule par la formule :

$$E = \Delta m \times c^2 \quad \text{d'où} \quad \Delta m = \frac{E}{c^2} = \frac{3.9 \times 10^{26}}{(2.9979 \times 10^8)^2} = 4.3 \times 10^9 \text{ kg}$$

- c. Le soleil perd
- $4.3 \times 10^9 \text{ kg}$
- par seconde, et il rayonne depuis
- 4.6×10^9
- années d'où :

$$m_{\text{perdue}} = 4.3 \times 10^9 \times 4.6 \times 10^9 \times 365 \times 24 \times 3600 = 6.2 \times 10^{26} \text{ kg}$$

Pour calculer le pourcentage de la masse du soleil que cela représente :

A 2×10^{30} correspond 100

A 6.2×10^{26} correspond ...%

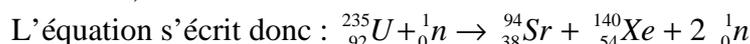
$$\% = \frac{6.2 \times 10^{26} \times 100}{2 \times 10^{30}} = 3.1 \times 10^{-2}$$

Exercice n°2 φ : Energie dans une centrale nucléaire : 5pts

- 1) Pour déterminer x et Z il faut vérifier les équations de conservation du nombre de charge et du nombre de masse :

On doit avoir $235 + 1 = 94 + 140 + x$, soit $x = 2$

On doit avoir $92 = 38 + Z$, soit $Z = 54$



- 2) Perte de masse et énergie :

- a. Perte de masse :

$$\begin{aligned} \Delta m &= 2 \times m(n) + m(\text{Xe}) + m(\text{Sr}) - m(n) - m(\text{U}) \\ &= 2 \times 1.00866 + 139.88909 + 93.89446 - 1.00866 - 234.99332 = -0.20111 \text{ u} \end{aligned}$$

- b. Energie : on utilise la formule d'équivalence masse-énergie :

$$\Delta E = \Delta m \times c^2 = -0.20111 \times 1.66055 \times 10^{-27} \times (2.9979 \times 10^8)^2 = -3.0014 \times 10^{-11} \text{ J} = -187.59 \text{ MeV}$$



3) Réacteur nucléaire :

- a. Pour cette question il faut tout d'abord calculer le nombre de noyaux d'uranium contenus dans 3.0 kg.

On utilise la relation :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} \quad \text{d'où} \quad N = \frac{m \times N_A}{M} = \frac{3.0 * 10^3 \times 6.022 * 10^{23}}{235} = 7.7 * 10^{24} \text{ noyaux}$$

Or un noyau libère une énergie de $3.0014 * 10^{-11}$ J donc :

$$E = 7.7 * 10^{24} \times 3.0014 * 10^{-11} \text{ J} = 2.3 * 10^{14} \text{ J}$$

- b. L'énergie électrique produite en un jour est :

$$E_{\text{elec}} = 0.33 \times 2.3 * 10^{14} = 7.6 * 10^{13} \text{ J}$$

La puissance électrique journalière est donc :

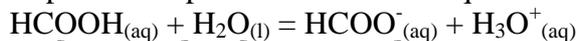
$$P = \frac{E_{\text{elec}}}{3600 \times 24} = \frac{7.6 * 10^{13}}{3600 \times 24} = 8.8 * 10^{10} \text{ W} = 8.8 \text{ GW}$$

Exercice n°3 γ : L'acide formique :

10pts

1) Généralités sur l'acide formique :

- a. L'acide formique a pour formule HCOOH.
b. Le couple concerné est donc : HCOOH / HCOO⁻.
c. La constante d'acidité de ce couple va s'exprimer à l'aide de l'équation de dissolution de l'acide dans l'eau :

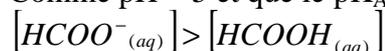


$$\text{D'où à l'équilibre : } K_A = Q_{r,\text{éq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}]_{\text{éq}} \times [\text{HCOO}^-_{(aq)}]_{\text{éq}}}{[\text{HCOOH}_{(aq)}]_{\text{éq}}}$$

- d. D'après la relation écrite ci-dessus on peut avoir :

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{HCOO}^-_{(aq)}]}{[\text{HCOOH}_{(aq)}]}$$

Comme pH = 5 et que le pK_A du couple est de 3,8, on a pH > pK_A donc



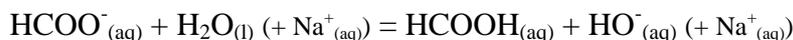
CL : à pH = 5, c'est la base du couple qui prédomine.

2) Solution de formiate de sodium :

- a. Pour calculer cette concentration, on utilise la formule :

$$c = \frac{n}{V} = \frac{6.0 * 10^{-3}}{100 * 10^{-3}} = 6.0 * 10^{-2} \text{ mol / L}$$

- b. Lors de la dissolution on a :



On peut ne pas faire apparaître les ions sodium puisqu'ils sont spectateurs.

- c. Le couple de l'eau qui intervient est le suivant : H₂O_(l) / HO⁻_(aq). L'eau est l'acide dans ce couple.

- d. La constante d'équilibre s'écrit :

$$K_1 = \frac{[\text{HO}^-_{(aq)}]_{\text{éq}} \times [\text{HCOOH}_{(aq)}]_{\text{éq}}}{[\text{HCOO}^-_{(aq)}]_{\text{éq}}} = \frac{K_e \times [\text{HCOOH}_{(aq)}]_{\text{éq}}}{[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}] \times [\text{HCOO}^-_{(aq)}]_{\text{éq}}} = \frac{K_e}{K_A} = \frac{10^{-14}}{10^{-3.8}} = 10^{-10.2} = 6.3 * 10^{-11}$$

- e. Lorsque on dissout le formiate de sodium, on produit des ions hydroxyde. Comme le produit ionique de l'eau doit rester constant à 10⁻¹⁴, il s'en suit une diminution de la quantité d'ions oxonium, donc une augmentation du pH de la solution.



3) Ajout d'une solution d'acide chlorhydrique :



b. L'expression de la constante est :

$$K_2 = \frac{[\text{HCOOH}_{(aq)}]_{\text{éq}}}{[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}]_{\text{éq}} \times [\text{HCOO}^-_{(aq)}]_{\text{éq}}} = \frac{1}{K_A} = \frac{1}{10^{-3.8}} = 10^{3.8} = 6.3 * 10^3$$

Cette constante est très supérieure à 1 d'où une réaction pratiquement totale.

c. Le tableau d'évolution est le suivant :

Equation de la réaction		$\text{HCOO}^-_{(aq)}$	+	$\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$	=	$\text{HCOOH}_{(aq)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Etat	Avancement (mol)							
Initial	0	$c \times V$		$c' \times V'$		0		Excès
En cours	x	$cV - x$		$c' \times V' - x$		x		Excès
Final	x_f	$cV - x_f$		$c' \times V' - x_f = 0$		x_f		Excès

La réaction est totale, ainsi la quantité d'ions oxonium va disparaître entièrement (puisque les ions formiate ne peuvent pas être réactif limitant étant donné que nous les voulons présents à la fin de la réaction) :

On a donc $x_f = c' \times V'$ et $cV - x_f = x_f$ D'où $x_f = \frac{c \times V}{2} = c' \times V'$ et $V' = \frac{c \times V}{2 \times c'}$

On trouve $V' = \frac{6.0 * 10^{-2} \times 100 * 10^{-3}}{2.0 * 10^{-2}} = 0.30L = 300mL$

d. D'après la relation $\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{HCOO}^-_{(aq)}]}{[\text{HCOOH}_{(aq)}]}$ si $[\text{HCOO}^-_{(aq)}] = [\text{HCOOH}_{(aq)}]$

alors $\text{pH} = \text{pK}_A$