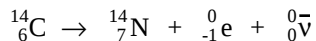


EXERCICE N°1**1.1** La réaction est :

que l'on retrouve grâce aux conservations du nombre de masse et du nombre de charges.
(la présence de l'antineutrino n'est pas obligatoire)

1.2 L'activité est la nombre de désintégrations par unité de temps. Il en résulte que c'est aussi le nombre de noyaux qui disparaissent dans le même temps, on a donc : $A = - \frac{d(N(t))}{dt}$.

1.3 Comme le nombre de noyaux qui se désintègrent pendant un temps dt est proportionnel au nombre de noyaux initialement présents (loi de Soddy).
On a :

$$\frac{dN}{dt} = -\lambda \cdot N \quad \text{où : } N \text{ est le nombre d'atomes}$$

λ une constante (en s^{-1})

Cette équation est identique à celle que l'on trouve pour les réactions d'ordre 1 en cinétique chimique.
L'intégration est :

$$\frac{dN}{N} = -\lambda \cdot dt$$

d'où : $\int \frac{1}{N} \cdot dN = -\lambda \cdot \int dt$

en intégrant : $\ln N = -\lambda \cdot t + \text{constante}$

soit : $N = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$ avec N_0 le nombre d'atomes présents au temps $t = 0$.

1.4 La période T est le temps nécessaire pour que la moitié des atomes initialement présents aient disparu .

On a donc : $N = \frac{N_0}{2}$

or $N = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t} \Rightarrow \ln \frac{N}{N_0} = -\lambda \cdot t$

soit dans ce cas :

$$\ln \frac{N_0 / 2}{N_0} = -\lambda \cdot T$$

ce qui donne $\ln \frac{1}{2} = -\lambda \cdot T$

donc : $T = \frac{\ln 2}{\lambda}$ dont l'unité du S.I. est la seconde.

1.5 On a : $A = - \frac{dN}{dt} = \lambda \cdot N$

Donc : $A = \lambda \cdot N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$ (en remplaçant N par sa valeur en fonction de t)

qui peut s'écrire $A = A_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$ si $A_0 = \lambda \cdot N_0$

Ou encore : $A = A_0 \cdot e^{-(\ln 2 \cdot t / T)}$

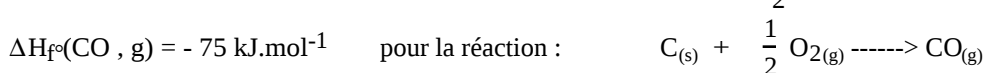
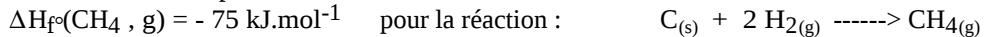
Ce qui donne finalement : $t = - \frac{T}{\ln 2} \ln \frac{A}{A_0}$ (t a la même unité que T)

L'application numérique donne : 3340 ans soit 1345 Av-J.C

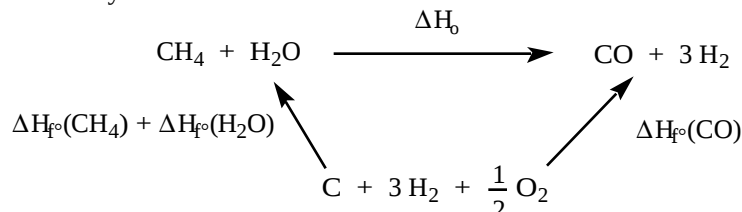
EXERCICE N°2

2.1

2.1.1 On donne les enthalpies de formation :



Pour trouver ΔH_0 , il faut faire un cycle :



Comme H est une fonction d'état la somme de ses variations sur le cycle est nulle.

$$\text{Donc :} \quad \Delta H_0 - \Delta H_f^\circ(\text{CO}, \text{g}) + \Delta H_f^\circ(\text{CH}_4, \text{g}) + \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = 0$$

$$\text{D'où :} \quad \Delta H_0 = \Delta H_f^\circ(\text{CO}, \text{g}) - (\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4, \text{g}) + \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{g}))$$

$$\Delta H_0 = 207 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

2.1.2 ΔH_0 est positif donc le système reçoit de l'énergie, par conséquent la réaction est endothermique.

2.1.3 Une augmentation de la température peut avoir deux effets :

- Cinétique : une augmentation de la vitesse de réaction (mais ce n'est pas vraiment le sujet ici).
- Thermodynamique : un déplacement de l'équilibre chimique dans un sens ou dans l'autre.

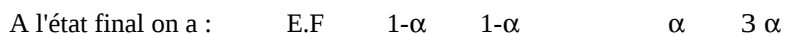
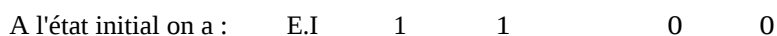
Pour l'effet thermodynamique on utilise la loi de Lechatellier qui dit que le système tente de s'opposer à la variation qu'on lui impose.

Ici on impose une augmentation de température, pour s'y opposer le système doit tenter de faire baisser la température donc consommer de la chaleur.

C'est le sens de la formation de CO qui est endothermique, donc c'est ce sens qui est favorisé par une augmentation de température.

2.2

2.2.1 La constante de réaction s'écrit : $K_p = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{CH}_4} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}}$



$$\text{La fraction molaire est } x_i = \frac{\text{Quantité de matière du composant } i}{\text{Quantité de matière totale}} = \frac{n_i}{n_T}$$

$$\text{avec } n_T = (1-\alpha) + (1-\alpha) + \alpha + 3\alpha = 2 + 2\alpha$$

$$\text{d'où :} \quad x(\text{CH}_4) = \frac{1-\alpha}{2+2\alpha} \quad x(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1-\alpha}{2+2\alpha}$$

$$x(\text{CO}) = \frac{\alpha}{2+2\alpha} \quad x(\text{H}_2) = \frac{3\alpha}{2+2\alpha}$$

2.2.2 La pression partielle du composé i est : $P_i = x_i \cdot P$ (avec P la pression totale).

Il suffit donc de remplacer dans l'expression de K_p les valeurs des pressions partielles par $x_i \cdot P$.

$$\text{On trouve :} \quad K_p = \frac{27\alpha^4}{(1-\alpha)^2} \cdot \left(\frac{P}{2+2\alpha} \right)^2$$

2.2.3 On remplace dans l'expression précédente α et P par leurs valeurs et on trouve :

$$K_p = 169,3$$