

T1 STRUCTURE ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIERE

TRAVAUX DIRIGES

Exercice 1. Masse, masse molaire et quantité de matière (*)

L'eau a pour formule H_2O . On donne : 1_1H et $^{16}_8O$

- 1) Quelle est la masse molaire de l'eau ?
- 2) Quelle est la quantité de matière contenue dans 3,60 g d'eau ?
- 3) Quelle est la quantité de matière contenue dans 1,00 kg d'eau ?
- 4) Quelle est la masse de $5,00 \cdot 10^{-2}$ mol d'eau ?

$$\begin{aligned}
 1. \quad M(H_2O) &= 2 \times M(H) + 1 \times M(O) \\
 &= 2 \times 1 + 1 \times 16 \\
 &= 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

En effet : Masse molaire d'un atome : $A \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
avec A nombre de masse d'un atome.

$$2. \quad n = \frac{m}{M} = \frac{3,60}{18} = 0,20 \text{ mol.}$$

$$3. \quad n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{18} = 56 \text{ mol.}$$

$$\begin{aligned}
 4. \quad m &= n \times M = 5,00 \cdot 10^{-2} \times 18 \\
 &= 0,90 \text{ g.}
 \end{aligned}$$

Exercice 2. Masse, masse molaire et quantité de matière (*)

1. On veut 0,10 mole de soude NaOH. Quelle masse de cristaux de soude doit-on peser ?
2. Combien d'atomes de cuivre sont nécessaires pour avoir 0,10 mole de cuivre ?
3. Déterminer la masse molaire du dioxyde de carbone CO_2 , de l'eau H_2O , du dioxygène O_2 .

Données : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(Na) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\begin{aligned}
 1. \quad M(NaOH) &= 1 \times M(Na) + 1 \times M(O) + 1 \times M(H) \\
 &= 23 + 16 + 1 \\
 &= 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 m &= n \times M \\
 &= 0,10 \times 40 = 4,0 \text{ g.}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 2. \quad N &= n \times N_a = 0,10 \times 6,023 \cdot 10^{23} \\
 &= 6,023 \cdot 10^{22}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 3. \quad M(CO_2) &= 1 \times M(C) + 2 \times M(O) \\
 &= 12 + 2 \times 16 \\
 &= 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 M(H_2O) &= 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad (\text{cf ex 1}) \\
 M(O_2) &= 2 \times M(O) = 2 \times 16 = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

Exercice 3. Composition d'atomes et d'ions (*)

- 1) Le symbole du noyau d'un atome d'hydrogène est le suivant : ${}^1_1\text{H}$. Donner, en justifiant la réponse, la composition de l'ion hydrogène de formule H^+ .
- 2) Le noyau d'un atome d'aluminium (Al) comporte 14 neutrons et 13 protons. Donner, en justifiant la réponse, le symbole du noyau de cet atome. Cet atome perd assez facilement trois électrons. Déterminer le nombre d'électrons de l'ion aluminium ainsi que son symbole.
- 3) Le symbole du noyau d'un atome de chlore est le suivant : ${}^{35}_{17}\text{Cl}$. Déterminer, en la justifiant, la composition de l'atome complet (nombre de protons, de neutrons, d'électrons). Cet atome peut gagner assez facilement un électron pour donner un ion chlorure.

Donner la composition complète de cet ion chlorure, ainsi que son symbole.

1. ${}^1_1\text{H}$ est composé de $\begin{cases} 1 \text{ proton} \\ 0 \text{ neutron} \\ 1 \text{ électron} \end{cases}$

H^+ est un atome d'hydrogène qui a perdu un électron.

Donc : Composition de H^+ : $\begin{cases} 1 \text{ proton} \\ 0 \text{ neutron} \\ 0 \text{ électron} \end{cases}$

2. $Z = 13$: protons,
 $A - Z = 14$: neutrons,
Donc : $\Rightarrow A = Z + 14 = 27$.

${}^{27}_{13}\text{Al}$

Al possède 13 e^-
 $\Rightarrow$ Donc Al^{3+} possède 10 e^-

3. ${}^{35}_{17}\text{Cl}$: $\begin{cases} 17 \text{ protons} \\ 35 - 17 = 18 \text{ neutrons} \\ 17 \text{ électrons} \end{cases}$

Cl^- est un atome de chlore Cl qui a gagné un électron :

$\begin{cases} 17 \text{ protons} \\ 18 \text{ neutrons} \\ 18 \text{ électrons} \end{cases}$

Exercice 4. Produit inconnu (*)

La masse de 0,85 mol d'un composé moléculaire est 37,40 g. Quelle est la masse molaire de ce composé ? Ce composé peut-il être du dioxyde de carbone ?

Données : $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$M = \frac{m}{n} = \frac{37,40}{0,85} = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Or : $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Réponse : oui !

Exercice 5. Masse molaire (**)

L'élément brome ($Z = 35$) est essentiellement constitué d'un mélange équimolaire de 2 isotopes dont la différence de masse molaire atomique est $2,00 \text{ g. mol}^{-1}$.

La masse molaire moyenne du brome est $79,90 \text{ g. mol}^{-1}$.

- 1) Indiquer la masse molaire de chacun des isotopes du brome.
- 2) Sachant que la masse molaire d'un nucléon est sensiblement de 1 g.mol^{-1} , indiquer la composition de chaque isotope.

Exercice 5

"Équimolaire" $\Leftrightarrow$ le mélange, compte 50% de l'isotope 1 et 50% de l'isotope 2.

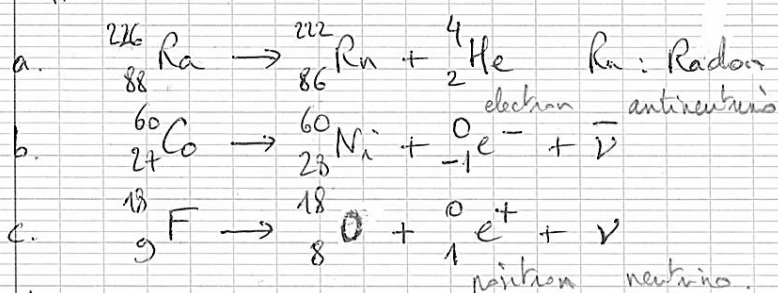
$$\begin{aligned} 1) \quad M(\text{Br}) &= 0,50 \times M(\text{Br}_1) + 0,50 \times M(\text{Br}_2) \\ &= 0,50 \times M(\text{Br}_1) + 0,50 \times (M(\text{Br}_1) + 2) \\ &= 0,50 \times (2 \times M(\text{Br}_1) + 2) = M(\text{Br}_1) + 1 \\ \Rightarrow \quad M(\text{Br}_1) &= M(\text{Br}) - 1 = 78,90 \text{ g.mol}^{-1} \\ M(\text{Br}_2) &= M(\text{Br}) - 1 + 2 = 80,90 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 2) \quad \text{Br}_1 : \quad M(\text{Br}_1) \text{ proche de } 79 \text{ g.mol}^{-1} \\ \Rightarrow A_1 = 79 \text{ nucléons} \\ \text{dont } 35 \text{ protons (et } 35 \text{ électrons)} \\ \Rightarrow 79 - 35 = 44 \text{ neutrons} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Br}_2 : \quad M(\text{Br}_2) \text{ proche de } 81 \text{ g.mol}^{-1} \\ \Rightarrow A_2 = 81 \text{ nucléons} \\ \text{dont } 35 \text{ protons (et } 35 \text{ électrons)} \\ \Rightarrow 81 - 35 = 46 \text{ neutrons.} \end{aligned}$$

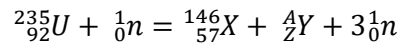
Exercice 6. Désintégrations radioactives (*)

1. Écrire la réaction de désintégration α du radium $^{226}_{88}\text{Ra}$.
2. Écrire la réaction de désintégration β^- du cobalt $^{60}_{27}\text{Co}$.
3. Écrire la réaction de désintégration β^+ du fluor $^{18}_9\text{F}$.



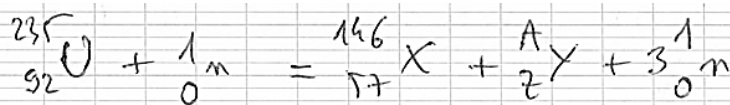
Exercice 7. Fission de l'uranium 235 (**)

On considère la réaction de fission de l'uranium 235 par bombardement de neutrons :



1. Déterminer la nature de l'élément X, ainsi que le nucléide manquant grâce à une classification périodique.
2. Cette réaction est-elle spontanée ou induite ? Expliquer la différence. Expliquer pourquoi on parle de réaction en chaîne.
3. L'énergie libérée par une réaction nucléaire est égale à $(\Delta m)c^2$, où Δm est la différence entre la masse des noyaux réactifs et la masse des noyaux produits. Calculer l'énergie libérée par un atome d'uranium 235 en J et en MeV.
4. Sachant qu'une masse de 1 kg de pétrole libère 42 MJ, quelle masse de pétrole faut-il brûler pour libérer autant d'énergie que 1 kg d'uranium 235 par ce processus ?

Données : $m({}^{235}_{92}\text{U}) = 234,994 \text{ uma}$; $m({}^1_0\text{n}) = 1,0087 \text{ uma}$; $m({}^{146}_{57}\text{X}) = 145,912 \text{ uma}$; $m({}^A_Z\text{Y}) = 86,893 \text{ uma}$; $c = 299792458 \text{ m/s}$; $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $1 \text{ uma} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.



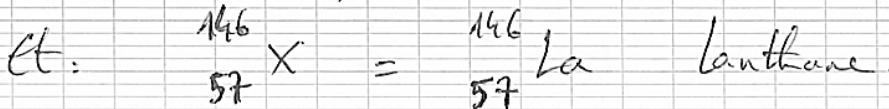
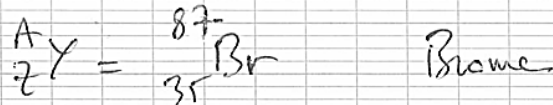
$$1. \quad 92 + 0 = 57 + Z + 0$$

$$\Rightarrow Z = 92 - 57 = 35$$

$$235 + 1 = 146 + A + 3$$

$$\Rightarrow A = 235 - 146 - 2 = 87$$

Concl :



2. Réaction induite par un bombardement de neutrons.

Réaction en chaîne car elle produit davantage de neutrons qu'elle n'en consomme.

$$3. \quad \Delta m = m({}^{235}_{92}\text{U}) - m({}^{146}_{57}\text{La}) - m({}^{87}_{35}\text{Br}) - 2m({}^1_0\text{n})$$

$$\Delta m = 0,1716 \text{ uma}$$

$$= 2,86 \cdot 10^{-28} \text{ kg}$$

$$E = \Delta m \cdot c^2 = 2,86 \cdot 10^{-28} \times (3,00 \cdot 10^8)^2$$

$$= 2,57 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

$$= \frac{2,57 \cdot 10^{-11}}{1,602 \cdot 10^{-13}} = 1,60 \cdot 10^2 \text{ MeV}$$

$$= 160 \text{ MeV}$$

4. $m({}_{92}^{235}\text{U}) = 234,994 \text{ uma}$

$$= 234,994 \times 1,6605 \cdot 10^{-27}$$

$$= 3,90 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$$

noyau

1 kg pétrole $\rightarrow$ 42 MJ

$$2,57 \cdot 10^{-11}$$

Uranium :

$m(\text{kg})$	$E(\text{J})$
$3,90 \cdot 10^{-25}$	$2,57 \cdot 10^{-11}$
1	$\frac{2,57 \cdot 10^{-11}}{3,90} \cdot 10^{25} = 6,59 \cdot 10^{13} \text{ J}$

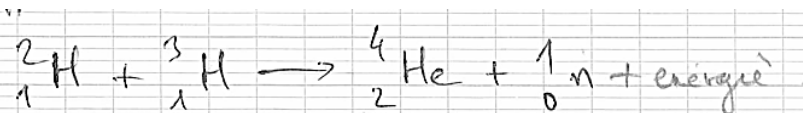
Pétrole :

$m(\text{kg})$	$E(\text{J})$
1	$42 \cdot 10^6$
$1,57 \cdot 10^6 \text{ kg} = \frac{6,59}{42} \cdot 10^7$	$\leftarrow 6,59 \cdot 10^{13}$

Il faut $1,57 \cdot 10^6 \text{ kg}$ de pétrole pour libérer autant d'énergie qu'1 kg d'Uranium.

Exercice 8. Réaction de fusion (*)

Écrire l'équation-bilan de la réaction de fusion d'un noyau de deutérium et d'un noyau de tritium en particule α .



Exercice 9. Paramètres intensifs et extensifs (*)

Les paramètres suivants sont-ils intensifs ou extensifs ?

Masse, fraction molaire, pression, volume, masse volumique, densité, quantité de matière, volume massique.

Exercice 10. Pressions partielles (*)

Dans un récipient indilatable de volume $V = 3\,000\text{ L}$, on mélange du diazote et de l'argon dans les proportions suivantes : $1/3$ d'argon et $2/3$ de diazote. La pression totale est de 2 bar et la température de 27°C . Déterminer les pressions partielles de chaque gaz, ainsi que leur quantité de matière.

''

$$x_{\text{Ar}} = \frac{1}{3} \quad x_{\text{N}_2} = \frac{2}{3} \Rightarrow \begin{cases} \text{Pressions partielles:} \\ P_{\text{Ar}} = x_{\text{Ar}} \times P_{\text{Tot}} \\ \quad = 0,67 \text{ bar} \\ P_{\text{N}_2} = 1,33 \text{ bar} \end{cases}$$
$$P_{\text{Ar}} V = n_{\text{Ar}} R T$$
$$\Rightarrow n_{\text{Ar}} = \frac{P_{\text{Ar}} \times V}{R T}$$
$$n_{\text{Ar}} = \frac{0,67 \cdot 10^5 \times 3}{8,31 \times 300}$$
$$n_{\text{Ar}} = 81 \text{ mol}$$
$$P_{\text{N}_2} V = n_{\text{N}_2} R T$$
$$\Rightarrow n_{\text{N}_2} = \frac{P_{\text{N}_2} V}{R T} = \frac{1,33 \cdot 10^5 \times 3}{8,31 \times 300}$$
$$= 161 \text{ mol}$$

Exercice 11. Densité (**)

1. Calculer le volume d'éthanol liquide à prélever (dans les conditions CNTP) pour en avoir 3 mol.
 2. On considère un mélange gazeux de 2 mol de diazote et de 3 mol de dioxygène, calculer sa densité.
- Données : éthanol $d = 0,80$, $M(\text{éthanol}) = 46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. $M(\text{N}_2) = 28 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Composition de l'air : 20% de O_2 et 80% de N_2 .

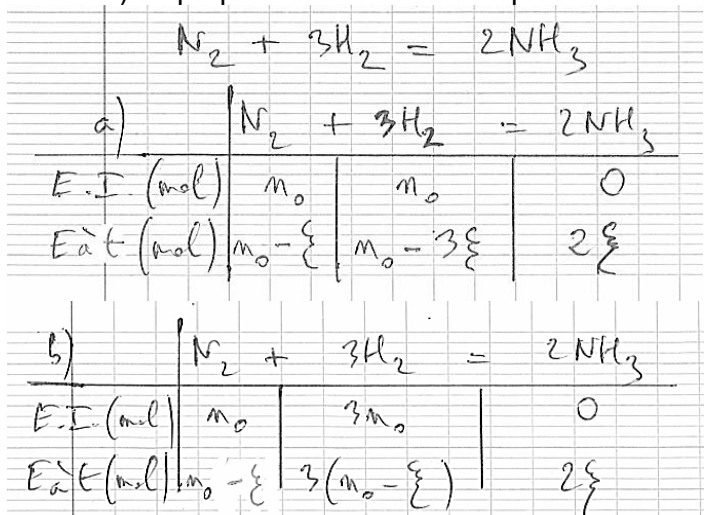
1. Ethanol: $d = 0,80$
 $\Rightarrow \rho = 800 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 8 \cdot 10^5 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3}$
 $1 \text{ m}^3 \rightarrow 8 \cdot 10^5 \text{ g} \rightarrow \frac{8 \cdot 10^5}{46} = 1,74 \cdot 10^4 \text{ mol}$
 $\frac{3}{1,74 \cdot 10^4} = 1,72 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 \leftarrow 3 \text{ mol}$
 $= 172 \text{ mL}$

2. $M_{\text{air}} = \sum_i x_i \cdot M_i$
 $= 0,20 \times 32 + 0,80 \times 28$
 $= 28,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $M_{\text{mél}} = \frac{2}{5} \times 28 + \frac{3}{5} \times 32$
 $= 0,4 \times 28 + 0,6 \times 32$
 $= 30,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\Rightarrow d_{\text{mél}} = \frac{M_{\text{mél}}}{M_{\text{air}}} = 1,06$

Exercice 12. Equation-bilan (*)

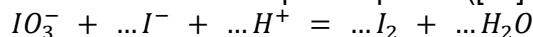
Ecrire l'équation-bilan de la réaction de synthèse de l'ammoniac à partir du diazote et du dihydrogène. Faire le bilan de matière pour un état d'avancement ξ lorsque les réactifs sont initialement

- en quantités équimolaires ;
- en proportions stœchiométriques.



Exercice 13. Espèce limitante (**)

Considérons la réaction totale suivante en milieu de pH tamponné ($[\text{H}^+] = \text{cte}$) :



avec initialement 0,1 mol de IO_3^- et 0,2 mol de I^- .

- Equilibrer la réaction précédente.
- Quelle est l'espèce limitante ? la valeur maximale de l'avancement ?

	$\text{IO}_3^- + 5\text{I}^- + 6\text{H}^+ = 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$				
E.I. (mol)	0,1	0,2	excès	0	excès
E.F. (mol)	$0,1 - \xi$	$0,2 - 5\xi$	excès	3ξ	excès
$\Rightarrow \xi_{\max} = \min\left(\frac{0,2}{5} / 0,1\right)$ $= \frac{0,2}{5}$					
Réactif limitant : I^-					

Exercice 14. Bilans de réaction (*)

Considérons la réaction chimique **totale** suivante : $\text{A} + 3\text{B} = 5\text{C}$.

Décrire la composition du système à un instant t quelconque en fonction de l'avancement volumique x , puis au bout d'un temps infini ; on considèrera les deux états initiaux (E.I.) suivants :

Concentrations des espèces (en mol.L ⁻¹)		A	B	C
Cas a)	E.I.	0,1	0,3	0
Cas b)	E.I.	10^{-2}	10^{-1}	10^{-3}

$\text{A} + 3\text{B} = 5\text{C}$				$\text{A} + 3\text{B} = 5\text{C}$			
E.I. (mol.l ⁻¹)	0,1	0,3	0	10^{-2}	10^{-1}	10^{-3}	
E à t (mol.l ⁻¹)	$0,1 - x$	$0,3 - 3x$	$5x$	$10^{-2} - x$	$10^{-1} - 3x$	$10^{-3} + 5x$	
E.F. (mol.l ⁻¹)	0	0	0,5	0	$7 \cdot 10^{-2}$	$5,1 \cdot 10^{-2}$	
Proportions stœchiométriques pas de réactif limitant.				$\swarrow$ Réactif limitant $x_{\max} = 10^{-2}$			

Exercice 15. Réaction en solution aqueuse (**)

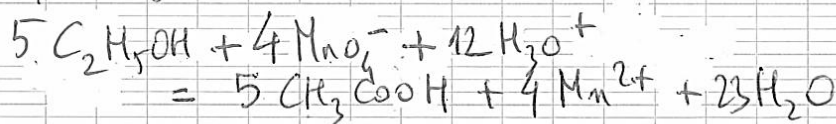
On étudie la réaction (réaction totale) d'oxydation de l'éthanol par du permanganate en milieu acide tamponné (pH = 0) :

$$5 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 4 \text{MnO}_4^- + 12 \text{H}_3\text{O}^+ = \dots \text{CH}_3\text{COOH} + \dots \text{Mn}^{2+} + \dots \text{H}_2\text{O}$$

On suppose qu'à l'instant initial, on mélange 0,01 mol d'éthanol et 0,009 mol de permanganate dans 1 L d'eau.

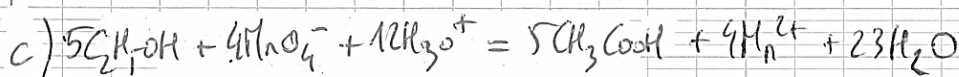
- Equilibrer la réaction précédente.
- Quel est le réactif limitant ?
- Etablir un bilan de matière en concentrations à un instant t quelconque en introduisant l'avancement volumique x , puis à l'instant t_1 tel que $[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] = 0,0075 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Quelle quantité de permanganate aurait-il fallu introduire pour que les proportions initiales soient stœchiométriques ?

a) Équilibre :



- 1) On équilibre C ($\Rightarrow 5 \text{CH}_3\text{COOH}$)
- 2) On équilibre Mn ($\Rightarrow 4 \text{Mn}^{2+}$)
- 3) On équilibre O ($\Rightarrow 23 \text{H}_2\text{O}$)
- 4) On vérifie H : 66 H à gauche, 66 H à droite
- 5) On vérifie les charges : 8+ à gauche, 8+ à droite.

b) Réactif limitant : $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$



E.I.:	10^{-2}	$9 \cdot 10^{-3}$	cte	0	0	cte
E.t.:	$10^{-2} - 5x$	$9 \cdot 10^{-3} - 4x$	cte	$5x$	$4x$	cte
E.t. ₁ :	$10^{-2} - 5x_1$	$7 \cdot 10^{-3}$	cte	$2,5 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	cte

$$\begin{aligned} &= 7,5 \cdot 10^{-3} \\ \text{A } t = t_1, & \quad 10^{-2} - 5x_1 = 7,5 \cdot 10^{-3} \\ & \quad 5x_1 = 2,5 \cdot 10^{-3} \\ & \quad x_1 = 0,5 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

$$d) \text{ Il aurait fallu } [\text{MnO}_4^-] = \frac{4}{5} \cdot 10^{-2} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Exercice 16. Réaction en phase gazeuse (**)

On étudie la réaction en phase gaz de décomposition du pentaoxyde de diazote :



dans une enceinte de volume $V = 5,0 \text{ L}$ à la température constante $\theta = 25^\circ\text{C}$. On suppose que à $t = 0$, $n(\text{N}_2\text{O}_5) = n_0 = 0,50 \text{ mol}$ et $n(\text{O}_2) = n_1 = 1,00 \text{ mol}$.

a) Equilibrer la réaction précédente.

b) Remplir le tableau d'avancement aux différents instants suivants :

- $t = t_1$ tel que $n(\text{N}_2\text{O}_5) = 0,20 \text{ mol}$
- $t = t_2$ tel que $n(\text{NO}_2) = 0,80 \text{ mol}$
- $t = t_3$ tel que $n(\text{O}_2) = 1,23 \text{ mol}$

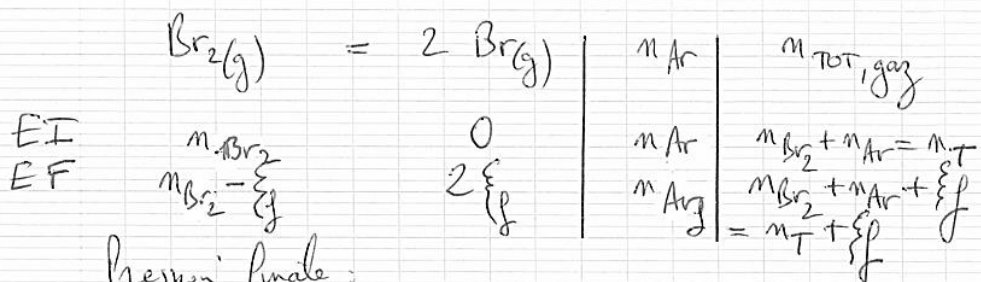
a)	$N_2O_5(g) = 2NO_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$		
ET	$0,50 = m_0$	0	$n_1 = 1$
EE	$0,50 - \xi$	2ξ	$1 + \frac{1}{2}\xi$
EE ₁	$0,20$	$0,60$	$1,15$
EE ₂	$0,10$	$0,80$	$1,20$
EE ₃	$0,04$	$0,92$	$1,23$
			$\xi = 0,30$
			$\xi = 0,40$
			$\xi = 0,46$

Exercice 17. Equation d'état des gaz parfaits et dissociation (***)

- a) Dans un récipient d'un litre, à la température de 25 °C, on introduit du dibrome sous une pression de 0,25 bar puis de l'argon jusqu'à ce que la pression totale atteigne 1 bar. Déterminer les quantités de dibrome et d'argon introduites en supposant que ceux-ci se comportent comme des gaz parfaits.
- b) Le récipient précédent est porté à 1500 °C, température à laquelle le dibrome $Br_{2(g)}$ se dissocie partiellement en atomes de brome $Br_{(g)}$. La pression totale mesurée est alors de 6,3 bar. En déduire la quantité de dibrome dissocié, les fractions molaires et les pressions partielles du dibrome, du brome atomique et de l'argon.

a) $\begin{cases} M_{Br} = 35 \text{ g.mol}^{-1} \\ M_{Br_2} = 70 \text{ g.mol}^{-1} \end{cases}$
 $(M_{Ar} = 40 \text{ g.mol}^{-1})$
 $P_0 = 0,25 \text{ bar} = P_{Br_2}$
 $P_{Br_2} = n_{Br_2} \frac{RT}{V}$
 $\Rightarrow n_{Br_2} = \frac{P_{Br_2} V}{RT} = \frac{0,25 \cdot 10^{-3} \times 10^{-3}}{8,31 \times 293} = 10^{-2} \text{ mol.}$
 $\sum_i P_i = P_{\text{tot}} \Rightarrow$
 $P_{\text{tot}} = P_{\text{final}} = P_{Br_2} + P_{Ar} = 1 \text{ bar}$
 d'où : $P_{Ar} = P_{\text{tot}} - P_{Br_2} = 0,75 \text{ bar.}$
 $\Rightarrow n_{Ar} = \frac{P_{Ar} V}{RT} = \frac{0,75 \cdot 10^{-3} \times 10^{-3}}{8,31 \times 293} = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$

b) Reaction de dissociation :



Pression finale :

$$p_f V = n_f R T_f$$

ou $p_f V = (n_{\text{T}} + \xi_f) R T_f$

$\Leftrightarrow \frac{p_f V}{R T_f} = n_{\text{T}} + \xi_f$

$\Leftrightarrow \xi_f = \frac{p_f V}{R T_f} - n_{\text{T}}$
 $= \frac{6,3 \cdot 10^5 \times 10^{-3}}{8,31 \times (1700 + 273)} - 4 \cdot 10^{-2}$
 $= 2,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

d'où : $n_{\text{Arg}} = n_{\text{Ar}}$ (ne réagit pas) $= 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$
 $n_{\text{Br}_f} = 2\xi_f = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 $n_{\text{Br}_2f} = n_{\text{Br}_2} - \xi_f = 7,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$x_{\text{Ar},f} = \frac{n_{\text{Arg}}}{n_{\text{T}} + \xi_f} = \frac{3 \cdot 10^{-2}}{4 \cdot 10^{-2} + 2,75 \cdot 10^{-3}} = 0,70 = 70\%$$

$$x_{\text{Br},f} = \frac{5,5 \cdot 10^{-3}}{4 \cdot 10^{-2} + 2,75 \cdot 10^{-3}} = 0,13 = 13\%$$

$$x_{\text{Br}_2,f} = \frac{7,25 \cdot 10^{-3}}{4 \cdot 10^{-2} + 2,75 \cdot 10^{-3}} = 0,17 = 17\%$$

d'où : $p_{\text{Ar},f} = x_{\text{Ar},f} \times p_f = 0,70 \times 6,3 = 4,4 \text{ bar}$

De même : $p_{\text{Br},f} = 0,82 \text{ bar}$ $p_{\text{Br}_2,f} = 1,1 \text{ bar}$