Prof: Ouanes	**SERIE: N° : 4 :**	**BAC**-math-CH-20-21

On donne : ρ_{eau}=**997,1g.L^{-1}** et **M(H_2O)=18g.mol^{-1}**.

EXERCICE : 1 :

I-1) A **25°C**, l'ammoniac, en solution aqueuse, se transforme en ions ammonium et en ions hydroxyde. Ecrire l'équation traduisant cette transformation chimique.

2) Une solution aqueuse d'ammoniac du **pH=10,6** a une concentration molaire **10^{-2}mol.L^{-1}**.

a- En faisant le calcul nécessaire, montrer qu'on peut déterminer la valeur de la fonction usuelle des concentrations.

b- A **25°C** la loi d'action de masse relative à cet équilibre est **$6{,}3.10^{-10}$**.

☻ Interpréter cette valeur. ☻ Le système chimique précédent est-il en état d'équilibre ? Si non dans quel sen évolue-t-il ?

II- L'ammoniac gazeux se dissocie pour former le dihydrogène gazeux et le diazote gazeux.

1) Ecrire l'équation traduisant cet équilibre chimique.

2) A **t=0s**, on introduit dans une enceinte de volume **V** constant, **20mmol** d'ammoniac.

A une température T_1, il s'établit un équilibre chimique E_1où la quantité de matière de dihydrogène est **18mmol**.

a-Déterminer le taux d'avancement final τ_{f1} relative à l'équilibre E_1.

b- En déduire la composition finale du mélange réactionnel à cet état d'équilibre E_1.

3) L'équilibre chimique E_1 est amené à une température $T_2<T_1$. Le système évolue dans le sens inverse. Un deuxième état d'équilibre chimique E_2 est établi tel que la quantité de matière totale gazeux est n_2=**28mmol**.

Déterminer, par deux méthodes, le taux d'avancement final τ_{f2} relative à l'équilibre E_2.

III- On considère l'équilibre chimique suivant : $A_2(lq) + 3B_2(lq) \rightleftharpoons 2AB_3(lq)$

A **t=0s**, on introduit dans une enceinte de volume constant **V**, une **1 mole** de A_2 et **3mole** de B_2.

1) Montrer que l'avancement final de la réaction vérifie l'équation : $x_f^2-(2+\beta)x_f+1=0$.

Où **β** est une constante à déterminer son expression en fonction du volume **V** et la constante d'équilibre **K**.

2) A **477°C**, le volume est **V=1,8L** et la constante d'équilibre est **$K=6{,}26.10^{-2}$**.

Déterminer la composition du mélange à l'état d'équilibre.

EXERCICE : 2 :

On considère la réaction de dissociation de peroxyde de diazote$N_2O_4(g)$ (incolore) en dioxyde d'azote gazeux (couleur brune foncée).

1) Dans un récipient de volume constant **V=10L**, initialement vide, on introduit **0,25 mole** de NO_2à une pression **P** et à une température **T_1=60 °C**. **a-** Ecrire l'équation de l'équilibre qui se produit.

b- Comment varie alors la couleur du système chimique ? Justifier.

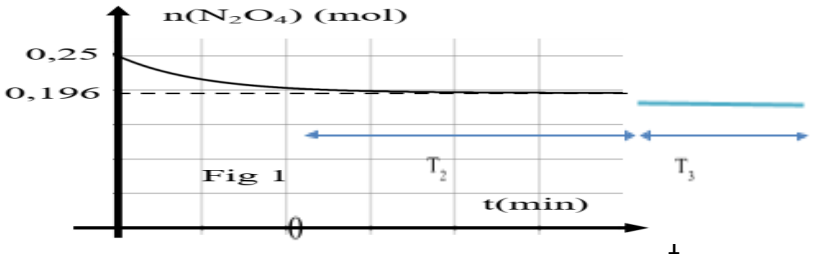
2) Dans une deuxième expérience, dans le récipient de volume **V=10 L**, initialement vide, on introduit **a** mole de N_2O_4 à la température **T_2=25 °C**. A l'aide d'une technique appropriée, On suit l'évolution de la quantité de matière de N_2O_4 restante, les résultats de mesures sont consignés dans le graphe de la **figure -1-.**

a- Dresser le tableau d'avancement de la réaction. **b-** Calculer le taux d'avancement final de la réaction.

3) On reprend l'expérience de la question 2 à une température T_3, lorsque l'équilibre dynamique s'est établi, on trouve que le nombre de mole total de gaz est égal à **0,38mol**.

a-Préciser, en le justifiant, le sens d'évolution de la réaction.

b-Tracer sur le même graphe de la **figure-1-** l'allure de la courbe de variation de **$n(N_2O_4)$** en fonction du temps à la température T_3. (On précisera la quantité de matière finale de N_2O_4)



EXERCICE : 3 :

Dans une enceinte de volume **V=28L**, on fait réagir **0,1mol** d'un composé organique AB_4 et **0,1mol** d'un composé B_2X à la température T_1**=600°C**.

Le système chimique abouti à un état d'équilibre où il se forme un composé **AX**et un composé B_2.

1) Compléter le tableau descriptif suivant :

équation de la réaction					
état du système	**Avancement**	Quantité de matière en mole			
état initial					
état intermédiaire					
état final					

2) L'état d'équilibre est atteint lorsque la quantité de matière totale vaut **n=0,36mol**.

a- Déterminer la composition molaire de système à l'équilibre.

b- Déterminer la constante d'équilibre K_1 à la température T_1.

3) On refait l'expérience précédente, à une température T_2**=500°C**, l'état d'équilibre est atteint lorsque **83%** de la quantité initiale AB_4 a été consommée. Déterminer la nouvelle valeur de l'avancement final.

4) A la température T_1et a volume constant, on ajoute au mélange du premier état d'équilibre **0,1 moles** du composé **AX**. Justifier l'évolution du système chimique.

EXERCICE : 4 :

On prépare à **25°C** une solution aqueuse (**S**) de volume **V=0,5L** contenant 2.10^{-2} **mol** d'un mélange équimolaire de chlorure de ferIII de thiocyanate de potassium **KSCN**.

Un complexe rouge sang de formule $Fe(SCN)^{2+}$ apparait.

L'équilibre correspondant à la formule à la formation de ce complexe est d'équation :

$Fe^{3+}+SCN^- \rightleftharpoons Fe(SCN)^{2+}$

1) La constante d'équilibre à **25°C** est **100**.

Compléter le tableau descriptif suivant :

équation de la réaction					
état du système	**Avancement**	Quantité de matière en mole			
état initial					
état intermédiaire					
état final					

2) a- Enoncer la loi d'action de masse.

b- Sachant que le volume **V** reste pratiquement constant au cours de la réaction, déterminer l'expression de la constante d'équilibre **K** de cette réaction en fonction de x_f, **V** et **w**. **w** représente la quantité de matière initiale de chaque réactif.

c- Montrer l'équation : $x_f^2 - \left(2w + \frac{1}{B}\right).x_f + w^2 = 0 \quad où\ B = \frac{K}{V}$.

3) Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.

4) a- Indiquer en le justifiant le changement de la couleur du mélange de l'équilibre précédent quand on ajoute à la solution **5mmol** de l'ion $Fe(SCN)^{2+}$. L'ajout est supposé fait sans changement de volume **V**.

b- Déterminer la nouvelle composition du mélange.