

### EXERCICE 1 Bac 2011

La réaction de dissociation de l'ammoniac  $\text{NH}_3$  est modélisée par l'équation :

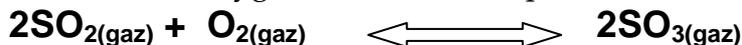


A l'instant  $t=0$ , on introduit, dans une enceinte de volume  $V$  constant,  $n_0=2.10^{-2}$  mol d'ammoniac.

- 1- A une température  $\theta_1$ , il s'établit un équilibre chimique  $E_1$  caractérisé par un taux d'avancement final  $\zeta_1=0.6$ 
  - a- Déterminer l'avancement final  $x_f$  de la réaction de dissociation de l'ammoniac.
  - b- Déduire la composition du mélange à cet état d'équilibre.
- 2- Le système précédant, à l'état d'équilibre  $E_1$ , est amené à une température  $\theta_2 < \theta_1$ . Un deuxième état d'équilibre  $E_2$  est établi tel que le nombre de mole de gaz est  $n_2=2.8.10^{-2}$  mol.
  - a- Déterminer le taux d'avancement final  $\zeta_2$  lorsque l'état d'équilibre  $E_2$  s'établit.
  - b- Préciser le sens suivant le quel a évolué le système en passant de  $E_1$  à  $E_2$ .
- 3- En partant de l'état d'équilibre  $E_2$  et en maintenant la température  $\theta_2$  constante, on diminue le volume  $V$  de l'enceinte. Le système évolue vers un nouvel état d'équilibre  $E_3$ . Préciser, en le justifiant, si le nombre de mole de  $\text{NH}_3$  va augmenter ou diminuer en passant de  $E_2$  à  $E_3$ .

### EXERCICE 2

A une température  $T_1$  et dans un ballon de volume  $V$ , on introduit  $n_1= 2$  moles de dioxyde de soufre et  $n_2= 1$  moles d'oxygène. Il s'établit l'équilibre suivant



La constante d'équilibre relative à la réaction étudiée est  $K_1= 200$ .

- 1) A l'équilibre, il se forme une mole de trioxyde de soufre.
  - a) Déterminer avec justification l'avancement final de la réaction.
  - b) Calculer le taux d'avancement final.
  - c) Cette réaction est-elle totale ou limitée ?
- 2) Une étude expérimentale de cette réaction à la même pression mais à une température  $T_2$  plus basse ( $T_2 < T_1$ ), montre que la constante d'équilibre est  $K_2=44$ . Déterminer le caractère énergétique de la réaction étudiée.
- 3) Comment évolue le système suite à une :
  - a) addition d'une quantité de  $\text{SO}_2$ .
  - b) diminution de volume à température constante.
  - c) diminution de température à pression constante.

### EXERCICE 3

La dissociation de l'ammoniac schématisée par l'équation suivante



Aboutit à un équilibre chimique.

On introduit dans une enceinte de volume  $v=10\text{L}$  et à une température  $T_1$ , **0,2 mol** d'ammoniac  $\text{NH}_3$  et **0,1 mol** de  $\text{N}_2$ .

Lorsque l'équilibre est atteint, le coefficient de dissociation de l'ammoniac est  $\alpha =0.95$ .

On donne  $\alpha = \text{nombre de moles de } \text{NH}_3 \text{ dissocié} / \text{nombre de moles initial de } \text{NH}_3$ .

- 1- Donner l'expression de la fonction de concentration  $\pi$ .
- 2- Préciser le sens d'évolution de la réaction spontanée. Justifier.
- 3- Dresser un tableau descriptif de l'évolution de cette réaction.

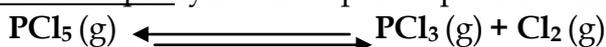
- 4- Déterminer l'avancement  $x$  de cette réaction et en déduire la composition du mélange à l'équilibre.
- 5- Exprimer la constante d'équilibre  $K$  en fonction de  $v$  et  $\alpha$  puis calculer sa valeur.
- 6- On veut étudier l'effet de la pression et de la température sur cette réaction. Le tableau ci-dessous indique les valeurs de  $\alpha$  à des températures et à des pressions différentes:

<b>p(atm)</b>	<b>T(°C)</b>	<b>400</b>	<b>300</b>
	<b>200</b>	<b>0.26</b>	<b>0.09</b>
	<b>10</b>	<b>0.79</b>	<b>0.52</b>

- a- Déduire le caractère énergétique de la réaction de dissociation de l'ammoniac Justifier
- b- Préciser le sens d'évolution du système, après augmentation de la pression. Justifier.

#### **EXERCICE 4**

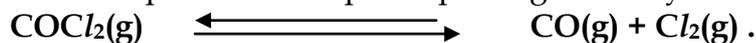
On introduit  $n_0=0.6$  mol de  $PCl_5$  à  $200^\circ C$  dans un récipient de volume constant ; il se forme à l'équilibre  $0.09$  mol de  $Cl_2$  par la réaction endothermique symbolisée par l'équation chimique suivante :



- 1-a- Déterminer la valeur de l'avancement maximale  $x_{max}$  de la réaction.
- b- En déduire la valeur du taux d'avancement finale  $\tau_f$  de cette réaction.
- 2- Déterminer la composition molaire du système à l'équilibre.
- 3- Dans quel sens se déplace l'équilibre :
- a- si on augmente la pression à température constante ?
- b- si on augmente la température à pression constante ?
- 4- Le système étant en équilibre à  $200^\circ C$ , on ajoute  $0.29$  mol de  $PCl_5$  en maintenant le volume fixe.
- a- Dans quel sens se déplace l'équilibre ?
- b- Déterminer la nouvelle composition du système au nouvel état d'équilibre sachant que la quantité de matières totale du système à l'équilibre est égale à  $1.1$  mol.

#### **EXERCICE 5**

On considère l'équilibre chimique en phase gazeuse symbolisé par l'équation :



- 1) Dans une enceinte de volume  $V$ , on introduit  $0,6$  mol de  $COCl_2$  à l'état gazeux à une Température  $T_1 = 250^\circ C$  et à une pression  $P$ . A l'équilibre, il se forme  $0,34$  mol de  $CO$  gaz.
- a) Déterminer la composition du système chimique à l'équilibre dynamique.
- b) Calculer le taux d'avancement final  $\zeta_{f1}$  de la réaction à la température  $T_1$ .
- 2) Le système étant en équilibre dynamique à la température  $T_1$  ; on fait varier sa température à une valeur  $T_2 = 450^\circ C$  mais sa pression est maintenue constante ; le taux d'avancement final de la réaction devient  $\zeta_{f2} = 0,8$ .
- Déduire en justifiant la réponse, le caractère énergétique de la réaction de dissociation de  $COCl_2$
- 3) Une variation de la pression du système à la température  $T_2$  déplace l'équilibre dans le sens de la réaction de synthèse de  $COCl_2$ .
- Dire, en faisant appel aux lois de modération, si cette variation de pression est une augmentation ou une diminution.

#### **EXERCICE 6**

On réalise, à une température constante  $T=600^\circ C$ , la décomposition de l'oxyde de diazote  $N_2O$  schématisée par l'équation suivante :



On introduit dans une enceinte de volume  $v=3L$ , à l'instant  $t=0$  :  $0.042$ mol de  $N_2O$ . Après un temps suffisamment long, de telle sorte que le nombre de mole de dioxygène formé reste inchangé, le nombre de mole totale du mélange gazeux obtenu expérimentalement est  $0.055$ mole.

- 1) Montrer que la décomposition de  $N_2O$  est limitée.

- 2) Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.
- 3) En déduire la constante d'équilibre K.
- 4) On définit le coefficient de dissociation  $\beta$  = nombre de mole de  $N_2O$  dissociées / nombre de mole de  $N_2O$  initiales.
  - a) Calculer le coefficient de dissociation à cette température.
  - b) A une température  $T' > T$  le coefficient de dissociation augmente ; déduire le caractère énergétique de cette réaction.
- 5) Dans quel sens l'équilibre chimique évolue suite à :
  - a) une addition de dioxygène à température et pression constantes.
  - b) Une augmentation de la pression à une température constante.

### **EXERCICE 7**

On réalise, à une température constante  $T = 327^\circ C$ , la dissociation de l'ammoniac  $NH_3$  schématisée par l'équation suivante :  $2NH_3(g) \rightleftharpoons 3H_2(g) + N_2(g)$

On introduit dans une enceinte de volume  $v = 10L$ , à l'instant  $t = 0$  : 0.5 mol de  $NH_3$ .

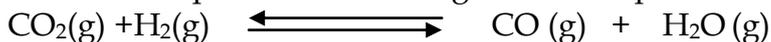
Après un temps suffisamment long, on atteint l'équilibre et le nombre de mole de diazote formé est 0.2 mole.

- 1) Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.
- 2) En déduire la constante d'équilibre K.
- 3) On définit le coefficient de dissociation  $\beta$  = nombre de mole de  $NH_3$  dissociées / nombre de mole de  $NH_3$  initiales.
  - a) Calculer le coefficient de dissociation à cette température.
  - b) A une température  $T' > T$  le constante d'équilibre  $K' > K$  ; déduire le caractère énergétique de dissociation de l'ammoniac.
- 4) Quel est l'effet d'une diminution de pression, à une température constante sur le système précédent en équilibre.

### **EXERCICE 8 ; Bac 2007**

A une température  $T_1 = 500^\circ C$ , on introduit dans une enceinte de volume  $V$  constant, préalablement vide, 0,5 mole de dioxyde de carbone  $CO_2$ , 0,2 mole de monoxyde de carbone  $CO$  et 0,6 mole de dihydrogène  $H_2$

Tous les composés sont à l'état gazeux Il se produit la réaction suivante :

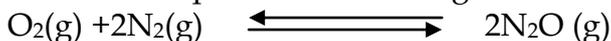


- 1) a- Donner l'expression de la fonction des concentrations.  
b- Montrer que c'est la réaction directe se produit.
- 2) A l'équilibre chimique dynamique, le nombre de mole de  $CO$  est 0.33 mol
  - a- Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.
  - b- En déduire la constante d'équilibre  $K_1$ .
- 3) A une température  $T_2 = 1300^\circ C$ , un nouvel état d'équilibre s'établit, la constante d'équilibre  $K_2$  est supérieur à  $K_1$ .
  - a- la formation de  $CO$ , est-elle favorisée par une augmentation de température ?
  - b- Préciser en le justifiant, si la réaction de formation de  $CO$  est exothermique, endothermique ou athermique.
- 4) Comment variera la quantité de monoxyde de carbone  $CO$  présente à l'équilibre dynamique, si on additionne à température constante du dihydrogène ? Justifier.

### **EXERCICE 9**

A une température  $T_1 = 600^\circ C$ , on introduit dans une enceinte de volume  $V = 1.7L$  constant, préalablement vide, 0,45 mole de dioxyde de carbone  $N_2$ , 0,35 mole de  $NO_2$ .

Tous les composés sont à l'état gazeux Il se produit la réaction suivante :

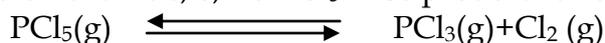


- 1) a- Donner l'expression de la fonction des concentrations.

- b- Quelle est la réaction possible spontanément ? Justifier.
- 2) A l'équilibre chimique dynamique, le nombre de mole gazeux totale est 0.9 mol
- a- Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.
- b- En déduire la constante d'équilibre  $K_1$ .
- 3) A une température  $T_2$ , un nouvel état d'équilibre s'établit, la constante d'équilibre  $K_2$  est supérieur à  $K_1$ . Sachant que le sens de dissociation de  $N_2O$  est endothermique :
- a- Comparer  $T_1$  et  $T_2$ .
- b- Sachant le coefficient de dissociation de  $N_2O$  est égale à  $\beta=0.1$  ; donner l'expression de  $K$  en fonction de  $v$  et  $\beta$  puis calculer  $K_2$ .
- 4) A une température constante comment varie la pression pour déplacer le système dans la formation de  $N_2O$

### **EXERCICE 10**

A une température  $T_1 = 713 \text{ }^\circ\text{C}$ , on introduit dans une enceinte de volume  $V=4.75\text{L}$  constant, préalablement vide,  $0,275 \text{ PCl}_5$ . Il se produit la réaction suivante :

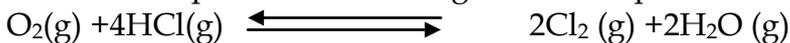


- 1) a- Donner l'expression de la fonction des concentrations.
- b- Quelle est la réaction possible spontanément ? Justifier.
- 2) A l'équilibre chimique dynamique, il se forme  $2.5 \cdot 10^{-2}$  mole de  $\text{Cl}_2$
- a- Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.
- b- En déduire la constante d'équilibre  $K$ .
- 3) A une température  $T_2$  supérieure à  $T_1$ , le système se déplace dans le sens direct ; que peut on dire du caractère énergétique de cette réaction ? Justifier.
- 4) Que se passe-t-il si :
- . On augmente la température.
  - . On introduit du  $\text{PCl}_5$  dans le récipient.
- 5) A l'équilibre, on introduit  $2.5 \cdot 10^{-2}$  mol de  $\text{Cl}_2$  que se passe-t-il ? Déterminer la composition de  $\text{PCl}_5(\text{g})$  e mélange.

### **EXERCICE 11**

A une température  $T_1$  constante, on introduit dans une enceinte de volume  $V=2\text{L}$ , préalablement vide,  $1,5$  mole de chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  et  $0,3$  mole de  $\text{O}_2$ .

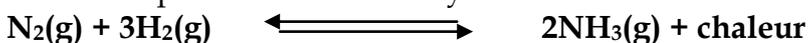
Tous les composés sont à l'état gazeux Il se produit la réaction suivante :



- 1) A l'équilibre chimique dynamique, il se forme  $0.16$  mole de vapeur d'eau
- a- Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.
- b- En déduire la constante d'équilibre  $K_1$ .
- 2) A une température  $T_2 > T_1$ , un nouvel état d'équilibre s'établit lorsque  $17.2\%$  du chlorure d'hydrogène initial ont été consommés.
- a- Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.
- b- Montrer que la nouvelle valeur de constante d'équilibre  $k_2=98.83 \cdot 10^{-5}$ .
- 3) que peut on dire du caractère énergétique de cette réaction ? Justifier.
- 4) À une température constante comment varie la pression pour déplacer le système dans le sens direct ?

### **EXERCICE 12**

On donne pour la réaction de synthèse de l'ammoniac :



La valeur de la constante d'équilibre  $K=6,26 \cdot 10^{-2}$  à  $477^\circ\text{C}$ .

La composition initiale du mélange réactionnel correspond à une mole d'azote et 3 moles d'hydrogène. Lorsque l'équilibre est atteint, la quantité d'azote ayant réagi est notée  $x$ . Le mélange gazeux occupe le volume  $V = 1,8 \text{ L}$ .

1)a- Exprimer K en fonction de x et V.

b- Montrer que x vérifie la relation  $x^2 - (2+A)x + 1 = 0$  avec  $A=2V/(27K)^{1/2}$

c- En déduire la quantité d'ammoniac formée lorsque l'équilibre chimique est atteint.

2) Préciser, en le justifiant, dans quel sens se déplace l'équilibre chimique :

a- Si on augmente la pression à température constante.

b- Si on élève la température à pression constante

### **EXERCICE 13 Bac 2008**

A une température constante, on mélange un volume  $V_1=20$  ml d'une solution aqueuse de thiocyanate de potassium ( $K^+ + SCN^-$ ) de concentration  $C_1=5.10^{-2}$  mol.l<sup>-1</sup> avec un volume  $V_2=40$  ml d'une solution aqueuse de chlorure de fer (III) ( $Fe^{3+}+3Cl^-$ ) de concentration  $C_1=5.10^{-2}$  mol.l<sup>-1</sup> Le mélange prend une couleur rouge sang due à la formation des ions

$FeSCN^{2+}$  L'équation de la réaction chimique qui a lieu est :  $SCN^- + Fe^{3+} \rightleftharpoons FeSCN^{2+}$

1- Déterminer la quantité de matière initiale de chaque réactif et montrer que le thiocyanate de potassium est le limitant.

2- Déterminer l'avancement maximal de la réaction.

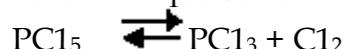
3- Sachant que l'avancement finale de la réaction est  $x_f=2.10^{-4}$  mol, calculer le taux d'avancement final et en déduire que la réaction est limitée.

4- On ajoute au mélange obtenu quelques gouttes d'une solution concentrée d'hydroxyde de sodium, Un précipité rouille d'hydroxyde de fer (III) apparaît.

Sachant que la coloration rouge sang s'intensifie avec l'augmentation de la concentration des ions  $FeSCN^{2+}$ , préciser si, après filtration la couleur rouge sang du filtrat est plus foncée ou bien moins foncée que précédemment. Justifier la réponse.

### **EXERCICE 14**

On considère l'équilibre chimique suivant :



Dans les conditions de l'expérience, les trois constituants sont à l'état gazeux)

A la température  $T = 500^\circ C$  la constante d'équilibre est  $K = 4.10^{-2}$ .

1) Dans un récipient de volume  $V = 10$  litres, on introduit 0,2 mole  $PCl_5$  et 0,1 mole de  $PCl_3$ .

a) Montrer que le système n'est pas en équilibre chimique et déterminer le sens de son évolution.

b) Déterminer la composition du mélange obtenu à l'équilibre.

2) Le système précédent étant en équilibre, dans quel sens se déplace cet équilibre si on ajoute à la même température 0,1 mole de dichlore ( $Cl_2$ )? Justifier la réponse.

3) a- Enoncer la loi de modération.

b- On augmente la pression du mélange à l'équilibre. Que se passe-t-il ?

Est-ce que la constante d'équilibre varie ou non ? Si oui, dans quel sens ? Si non, pourquoi ?