

EXERCICE 1 Bac 2011

La réaction de dissociation de l'ammoniac NH_3 est modélisée par l'équation :

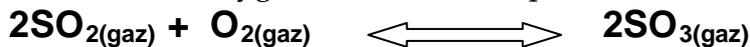


A l'instant $t=0$, on introduit, dans une enceinte de volume V constant, $n_0=2.10^{-2}$ mol d'ammoniac.

- 1- A une température θ_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 ζ_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 θ_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 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 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 NH_3 et **0.1 mol** de 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 π .
- 2- Préciser le sens d'évolution de la réaction spontanée. Justifier.
- 3- Dresser un tableau descriptif de l'évolution de cette réaction.

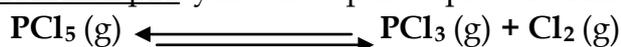
- 4- Déterminer l'avancement x de cette réaction et en déduire la composition du mélange à l'équilibre.
- 5- Exprimer la constante d'équilibre K en fonction de v et α puis calculer sa valeur.
- 6- On veut étudier l'effet de la pression et de la température sur cette réaction. Le tableau ci-dessous indique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

p(atm)	T(°C)	400	300
	200	0.26	0.09
	10	0.79	0.52

- 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

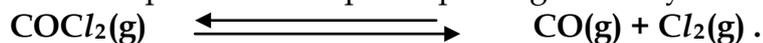
On introduit $n_0=0.6 \text{ mol}$ de PCl_5 à 200°C dans un récipient de volume constant ; il se forme à l'équilibre 0.09 mol de Cl_2 par la réaction endothermique symbolisée par l'équation chimique suivante :



- 1-a- Déterminer la valeur de l'avancement maximale x_{max} de la réaction.
- b- En déduire la valeur du taux d'avancement finale τ_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°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 $0,6 \text{ mol}$ de COCl_2 à l'état gazeux à une Température $T_1 = 250^\circ\text{C}$ et à une pression P . A l'équilibre, il se forme $0,34 \text{ mol}$ de CO gaz.
- a) Déterminer la composition du système chimique à l'équilibre dynamique.
- b) Calculer le taux d'avancement final ζ_{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 $T_2 = 450^\circ\text{C}$ 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 $T=600^\circ\text{C}$, la décomposition de l'oxyde de diazote N_2O schématisée par l'équation suivante :



On introduit dans une enceinte de volume $v=3\text{L}$, à l'instant $t=0$: 0.042mol 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 0.055mole .

- 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 β = 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 .

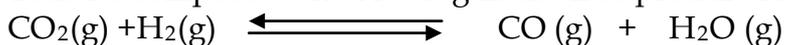
Après un temps suffisamment long, on atteint l'équilibre et le nombre de mole de diazote formé est 0.2 mole.

- 1) Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.
- 2) En déduire la constante d'équilibre K.
- 3) On définit le coefficient de dissociation β = 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 :

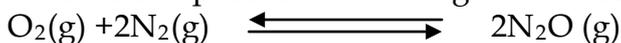


- 1) a- Donner l'expression de la fonction des concentrations.
b- Montrer que c'est la réaction directe se produit.
- 2) A l'équilibre chimique dynamique, le nombre de mole de CO est 0.33 mol
 - a- Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.
 - b- En déduire la constante d'équilibre K_1 .
- 3) 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 β 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 :

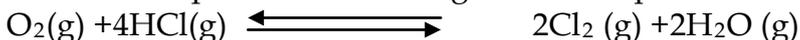


- 1) a- Donner l'expression de la fonction des concentrations.
- b- Quelle est la réaction possible spontanément ? Justifier.
- 2) A l'équilibre chimique dynamique, il se forme $2.5 \cdot 10^{-2}$ mole de Cl_2
- a- Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.
- b- En déduire la constante d'équilibre 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 PCl_5 dans le récipient.
- 5) A l'équilibre, on introduit $2.5 \cdot 10^{-2}$ mol de 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 HCl et $0,3$ mole de O_2 .

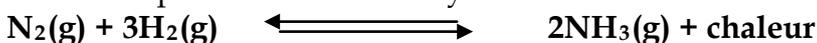
Tous les composés sont à l'état gazeux Il se produit la réaction suivante :



- 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°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⁻¹ 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⁻¹ 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.

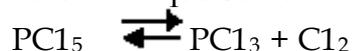
3- Sachant que l'avancement finale de la réaction est $x_f=2.10^{-4}$ mol, calculer le taux d'avancement final et en déduire que la réaction est limitée.

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 ?