

Devoir N°2

Exercice 1 : 3 points.

Les solutions aqueuses sont considérées à $T = 25\text{ °C}$.

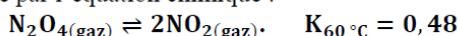
On considère la réaction acide-base d'équation (1) : $\text{NH}_3 + \text{HClO} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{NH}_4^+$ (1)

La constante d'équilibre relative à cette réaction est : $K = 57,14$.

- Quels sont les couples acide/base mis en jeu dans cette réaction.
 - Comparer la force des deux acides et celle de leurs bases conjuguées.
- Etablir l'expression de la constante d'équilibre K de la réaction (1) en fonction des deux constantes d'acidité K_{a1} et K_{a2} des deux couples acide/base mis en jeu dans cette réaction.
 - Sachant que la constante d'acidité du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est $K_{a1} = 5,6 \cdot 10^{-10}$. Déterminer la constante d'acidité K_{a2} de l'autre couple.
 - Déduire les valeurs des constantes de basicité K_{b1} et K_{b2} des deux couples acide/base utilisés.
 - Retrouver alors la classification de la question 1. b.

Exercice 2 : 4points.

On considère la réaction symbolisée par l'équation chimique :



- Dans une expérience à 60 °C , on introduit b moles de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{gaz})$ dans une enceinte fermée de volume V .
 - Calculer la valeur de la fonction des concentrations initiale du système. Déduire le sens d'évolution de la réaction.
 - Etablir l'expression de la constante d'équilibre K en fonction de b , du taux d'avancement final τ_f et du volume V .
 - Pour $b = 1$ moles et $V = 8\text{ L}$, répondre aux questions suivantes :
 - Calculer le taux d'avancement final τ_{f1} à la température de 60 °C .
 - Déduire la composition du système à l'équilibre.
- Sachant que $K_{40\text{ °C}} = 16 \cdot 10^{-2}$:
 - Quel est la nature énergétique de la dissociation de N_2O_4 .
 - Dans quel sens se déplace l'équilibre :
 - Pour une augmentation de la température à pression constante.
 - Pour une injection de NO_2 à température constante.
 - Pour une diminution de la pression à température constante.

Exercice3

Toutes les solutions sont prises à 25 °C , température à laquelle le produit ionique de l'eau pure est $K_e = 10^{-14}$.

1°) On donne suivant la représentation conventionnelle des couples acide- base, les couples mis en jeu au cours d'une réaction R : $C_1 : \text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$; $C_2 : \text{HNO}_2 / \text{NO}_2^-$

a- Ecrire l'équation bilan de la réaction R_1 qui se produit entre NH_4^+ et la forme basique du couple C_2 .

b- Ecrire l'équation de la réaction de la forme acide du couple C_1 avec l'eau. En déduire l'expression de la constante K_{a1} du couple C_1 .

c- Donner l'expression de la constante d'acidité K_{a2} du couple C_2 .

d- Exprimer la constante d'équilibre K de la réaction R en fonction de pK_{a1} et pK_{a2} .

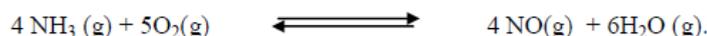
2°) La constante d'équilibre K de la réaction R est égale à $1,27 \cdot 10^{-6}$.

a- Déterminer la valeur de pK_{a2} , sachant que $pK_{a1} = 9,2$.

b- Comparer les forces des formes basiques des couples C_1 et C_2 . Justifier.

Exercice4

Dans une enceinte, initialement vide, de volume constant $V = 2 \text{ L}$, on introduit $0,5 \text{ mole}$ d'ammoniac NH_3 gazeux et $1,5 \text{ mole}$ de dioxygène gazeux à la température T_1 , on obtient un système en équilibre chimique schématisé par l'équation :

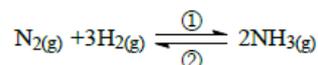


- 1°) A l'équilibre, il se forme $0,6 \text{ mole}$ de vapeur d'eau.
a- Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.
b- Calculer le taux d'avancement final τ_f de la réaction.
- 2°) Le système chimique étant en équilibre à la température T_1 , on le porte à la température T_2 ($T_2 > T_1$). Un nouvel état d'équilibre s'établit dans lequel le nombre de mole d'ammoniac présent est égal à $0,2 \text{ mole}$.
a- Déterminer la nouvelle composition du mélange à l'équilibre .
b- Que peut-on conclure quant au caractère énergétique de la réaction étudiée. Justifier la réponse.
- 3°) La température étant maintenue constante et égale à T_2 , quel est l'effet d'une diminution de la pression sur l'équilibre du système chimique. Justifier la réponse.

Exercice 5

On rappelle que : $T(\text{en } ^\circ\text{K}) = \theta(\text{en } ^\circ\text{C}) + 273$ **Équation d'état d'un gaz parfait** est : $pV = nRT$
Données : $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

L'ammoniac NH_3 est formé par réaction entre le diazote et le dihydrogène selon l'équation chimique suivante :

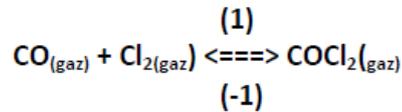


On mélange, à $400 \text{ }^\circ\text{C}$, sous une pression totale de **100 bars**, **8,4 mol** de diazote et **21 mol** de dihydrogène, tous deux à l'état gazeux. Les gaz seront considérés comme parfaits. La pression et la température sont maintenues constantes pendant la réaction.

- 1-** Quel est le volume initial du système chimique?
- 2-** **a-** Dresser un tableau d'avancement descriptif de la réaction jusqu'à l'équilibre. (on notera x l'avancement de la réaction à un état quelconque et x_e l'avancement jusqu'à l'équilibre)
b- Exprimer n_t en fonction de x_e (n_t : le nombre total de mole gazeuse du mélange à l'équilibre).
- 3-** A l'équilibre, un quart de la quantité initiale de diazote a disparu.
a- Donner, en mol, la composition du système chimique dans ce cas.
b- En déduire n_t et le volume du système, V_{eq} , obtenu à la fin de la réaction.
- 4-** **a-** On appelle rendement ρ en un produit de la réaction, le rapport de la quantité de matière obtenue et de la quantité de matière que l'on obtiendrait si la réaction était totale. Calculer le rendement en ammoniac.
b- En se basant sur la loi de modération, expliquer comment une augmentation de la pression, à température constante, améliorerait le rendement en ammoniac.
- 5-** Sachant que la réaction de synthèse de l'ammoniac est exothermique, peut-on toujours améliorer le rendement en ammoniac en augmentant simultanément la température et la pression du système à l'équilibre précédent (question 3)) ? Justifier la réponse.

Exercice 6

Dans une enceinte de volume $V = 4$ litres, on introduit à la température $T_1 = 700^\circ\text{C}$, un mélange gazeux d'une mole de monoxyde de carbone CO , deux moles de dichlore Cl_2 et 0,5 mole de dichlorure de méthanoyle (phosgène) COCl_2 qui aboutit à un état d'équilibre modélisé par l'équation :



1) Sachant qu'à la température T_1 , la constante d'équilibre est $K_1 = 32,5$

a) Calculer la valeur de la fonction de concentration initiale π_0 et dire dans quel sens évolue spontanément la réaction

b) Dresser le tableau d'avancement de la réaction

c) Déterminer en mole la composition finale du mélange gazeux

2) Sans modifier la pression, on reprend le mélange initial précédent à une température $T_2 = 900^\circ\text{C}$, le système chimique abouti à un nouveau état d'équilibre de constante $K_2 < 1$ ou le nombre de mole total gazeux est $n = 3,67$ mol

a) Calculer la constante d'équilibre K_2

b) Quelle est la nature énergétique (Exothermique, endothermique ou athermique) de la réaction de synthèse du phosgène ? Justifier

3) A la température de 700°C , lorsque le système chimique atteint son état d'équilibre, on réalise une augmentation de la pression

a) Dire en le justifiant dans quel sens l'équilibre sera déplacé ?

b) Dans quelles conditions de température et de pression doit-on opérer pour améliorer le taux d'avancement final de la réaction de synthèse du phosgène