

D.R : SBZ

Prof: Baccari.A

A.S: 2010-2011

Matière: Sciences physiques

série d'exercices

Objet: déplacement des équilibres chimiques (loi de modération)

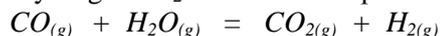
Lycée Lessouda

Classe:

4e Sc.exp+M+T

Exercice 1 :

A la température de 1300 °C, le monoxyde de carbone CO réagit avec la vapeur d'eau H₂O pour donner du dioxyde de carbone CO₂ et du dihydrogène H₂. Tous les composés sont à l'état gazeux.



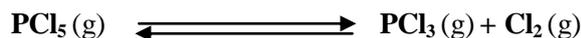
On introduit dans un récipient de volume **V** constant les quantités suivantes :

Une mole de H₂O, 0,5 mol de CO et 0,15 mol de CO₂

- 1- Montrer que la réaction spontanée dans le sens direct.
- 2- A l'équilibre dynamique, il s'est formé **0,2 mol.** de dihydrogène.
 - a- Donner la composition du mélange ainsi obtenu.
 - b- En déduire la valeur de la constante d'équilibre K relative à la réaction étudiée.
- 3 - Préciser, en le justifiant, l'effet d'une augmentation de pression sur l'équilibre précédemment atteint.

Exercice 2 :

On introduit **n₀=0.4 mol** de PCl₅ à 300°C dans un récipient de volume constant ; il se forme à l'équilibre **0.05 mol** de Cl₂ par la réaction endothermique symbolisée par l'équation chimique suivante :



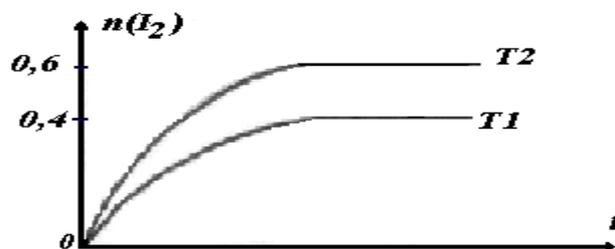
- 1- Dresser un tableau d'avancement pour ce système.
- 2-a- Déterminer la valeur de l'avancement maximale **x_{max}** de la réaction.
 - b- En déduire la valeur du taux d'avancement finale **τ_f** de cette réaction.
- 3- Déterminer la composition molaire du système à l'équilibre.
- 4- Dans quel sens se déplace l'équilibre :
 - a- si on augmente la pression à température constante ?
 - b- si on augmente la température à pression constante ?

Exercice 3:

On introduit dans un récipient fermé à volume constant, **n₀** moles de HI qui se dissocie suivant la réaction chimique suivante:



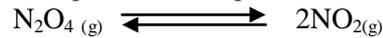
La figure ci-contre représente la variation du nombre de moles du diiode formé en fonction du temps pour deux températures différentes T₁ et T₂ à pression constante.



- 1- Sachant que T₁ > T₂ Dire en justifiant, si la réaction de dissociation de HI est endothermique ou exothermique.
- 2- La constante d'équilibre relative aux concentrations à la température T₁ est K₁=0.11
Calculer le nombre de moles de HI initialement introduit. En déduire le coefficient de dissociation de HI.
- 3- Déterminer la composition du mélange à l'équilibre à la température T₂.
- 4- A l'équilibre obtenu, à la température T₂, on introduit dans le récipient 0,2 mole de H₂, 0,2 mole de I₂ et 0,2 mole de HI.
Dans quel sens évolue l'équilibre chimique? Justifier.

Exercice 4 :

On donne pour la réaction symbolisée par l'équation chimique :



Sous la pression de 1atm, on a obtenu un taux d'avancement final de réaction égale à 0,49 à 55°C et égale à 0,23 à 32°C

1- La réaction étudiée est-elle endothermique ou exothermique ?

2- Comment se déplace l'équilibre :

- Si on diminue la température à pression constante
- Si on diminue le volume du système à température constante

Exercice 5 :

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.

- Déterminer avec justification l'avancement final de la réaction.
- Calculer le taux d'avancement final.
- Cette réaction est-elle totale ou limitée ?

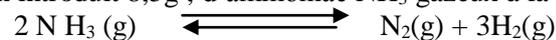
2- Une étude expérimentale de cette réaction à la même pression mais à une température T_2 plus basse ($T_2 < T_1$), montre que la constante d'équilibre est $K_2=44$. Déterminer le caractère énergétique de la réaction étudiée.

3- Comment évolue le système suite à une :

- Addition d'une quantité de SO_2 .
- Diminution de volume à température constante.
- Diminution de température à pression constante.

Exercice 6 :

Dans un récipient de volume 1 litre on introduit 8,5g , d'ammoniac NH_3 gazeux à la température 327°C. Il s'établit un équilibre chimique d'équation :



La constante d'équilibre est $K = 0,16$

1- Calculer la quantité de matière n_0 de NH_3 initiale

On donne : $N = 14 \text{ g.mol}^{-1}$, $H = 1 \text{ g mol}^{-1}$

2- Soit x le nombre de mole de N_2 à l'équilibre, exprimer K la constante d'équilibre en fonction de x , n_0 et V ? Calculer x ?

3- Déterminer la composition du système à l'équilibre ?

4- a- Exprimer K en fonction du coefficient de dissociation α de NH_3

$$\alpha = \frac{\text{Nombre de moles de } \text{NH}_3 \text{ dissociées}}{\text{Nombre de moles de } \text{NH}_3 \text{ initiales}}$$

b- On élève la température à pression constante du mélange jusqu'à 727°C ;La constante d'équilibre prend une nouvelle valeur $K' > K$

- Comment varie le coefficient de dissociation. Déterminer le caractère énergétique de la dissociation de l'ammoniac ?

Exercice 7 :

La dissociation de l'iodure d'hydrogène donne lieu à l'équilibre suivant:



On introduit 1 mole de HI dans un récipient de volume V .

I- Le graphe ci-dessous, donne les variations du nombre de moles d'iodure d'hydrogène en fonction du temps, à deux températures différentes T_1 et T_2 . ($T_2 > T_1$)

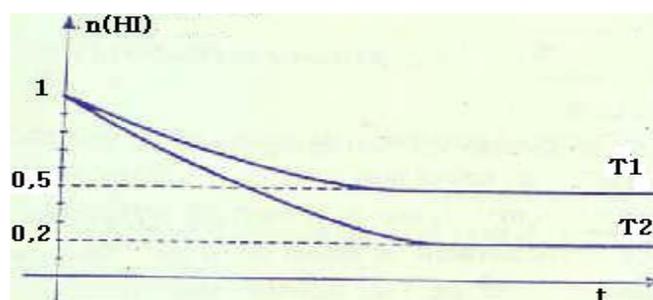


Figure-1

1- D'après le graphe de la figure-1, déterminer si la réaction est endothermique, exothermique ou athermique dans le sens direct. Justifier

2- Quelle est, aux deux températures T_1 et T_2 , la composition du mélange à l'équilibre?

3- Calculer, aux deux températures, les valeurs K_1 et K_2 de la constante d'équilibre relative à la dissociation de l'iodure d'hydrogène.

II- Le graphe représenté sur la figure-2, montre qu'à l'instant de date $t=10$ heures, on a rajouté 1 mole de HI (à la température T_2) .

1- Dans quel sens évolue le système?. Justifier la réponse

2- Quelle sera la composition du nouvel équilibre obtenu

-en raisonnant sur le graphe?

-en appliquant la loi d'action de masse?

3- On maintient la température constante . Quel est l'effet d'une augmentation de pression sur cet équilibre? Justifier.

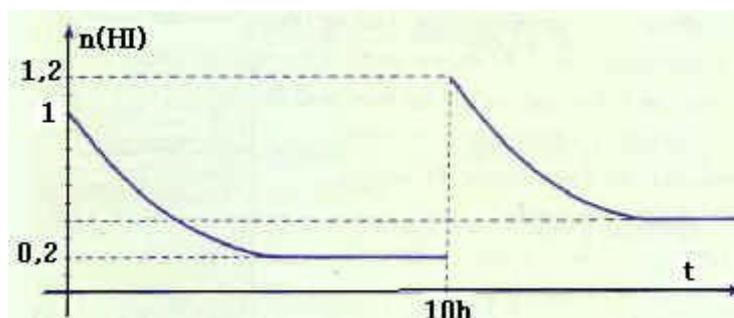


Figure-2

Exercice 8:

Dans une enceinte de volume $V = 6L$, on introduit n moles d'acide iodhydrique HI(g) à l'état gazeux. La température est maintenue constante égale à T . A cette température, il s'établit l'équilibre dynamique suivant :



De constante d'équilibre : $K = 36$

1- Quel est le sens d'évolution de la réaction juste après l'introduction de HI dans le récipient ?

2- On appelle coefficient de dissociation α , le rapport défini comme suit à l'équilibre :

$$\alpha = \frac{n_{HI}(\text{dissocié})}{n_{HI}(\text{initial})}$$

a- Dresser un tableau d'avancement pour cette réaction

b- Exprimer les concentrations $[HI]$, $[I_2]$ et $[H_2]$ en fonction de : n , α et V

c- Appliquer la loi d'action de masse au système chimique en état d'équilibre en exprimant la constante d'équilibre K en fonction de α .

d- En déduire la valeur de α

e- Calculer, à l'équilibre : $[HI]$, $[I_2]$ et $[H_2]$ sachant que $n = 2$ moles.

3- a- Le sens (2) est endothermique. Comment va se déplacer l'équilibre dynamique si on fait élever la température du système gazeux de T à T' en laissant sa pression constante?

b- On désigne par K' la constante d'équilibre à la température T' . Comparer K et K'

4- Que se passe-t-il si à l'équilibre, on augmente la pression du milieu réactionnel a température constante?

5- Que se passe-t-il si à l'équilibre, on introduit 0,2 mol de $I_2(g)$?