

TD TC2 État final d'un système chimique

Capacités exigibles

- Reconnaître la nature d'une transformation physique, chimique ou nucléaire : exercice 1
- Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique : exercices 5, 6, 7, 9, 10
- Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale : exercices 2, 5, 6, 7, 10

1 Transformations

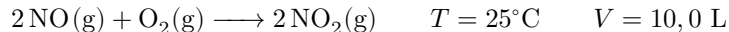
Identifier la nature des transformations suivantes :

- $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{C(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
- Dans la haute atmosphère le carbone 14 est formé selon : ${}^{14}_7\text{N} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{14}_6\text{C} + {}^1_1\text{p}$
- Il est ensuite oxydé selon : ${}^{14}\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow {}^{14}\text{CO}_2$
- $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe(l)}$
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COO}^-$
- $\text{C}_{(\text{graphite})} \rightarrow \text{C}_{(\text{diamant})}$

2 Transformations totales

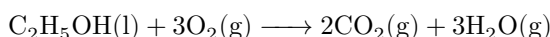
Compléter les tableaux suivants. Les gaz seront supposés parfaits. Dans la ligne t , on demande d'exprimer la quantité de matière en fonction de l'avancement molaire $\xi(t)$ à un instant t quelconque

1. Réaction de d'oxydation du monoxyde d'azote en phase gazeuse



	n_{NO} (mol)	n_{O_2} (mol)	n_{NO_2} (mol)	$n_{\text{tot,gaz}}$ (mol)	P_{tot} (bar)
$t = 0$	1,00	2,00	0,00		
t					
État final $\xi_f = \dots\dots$					

2. Réaction de combustion de l'éthanol dans l'air :

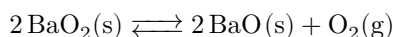


Les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques, le dioxygène provenant de l'air qui contient 20% de O_2 et 80% de N_2 en fraction molaire.

	$n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}$ (mol)	n_{O_2} (mol)	n_{CO_2} (mol)	$n_{\text{H}_2\text{O}}$ (mol)	n_{N_2} (mol)
$t = 0$	2,00				
t					
État final $\xi_f = \dots\dots$					

3 Équilibre ... ou pas !

La dissociation du peroxyde de baryum a servi à l'obtention de dioxygène avant la mise au point de la liquéfaction de l'air.



A 795 °C la valeur de la constante d'équilibre vaut $K = 0,5$. Le volume de l'enceinte, initialement vide de tout gaz, vaut $V = 10 \text{ L}$. On rappelle que $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mole}^{-1}$.

1.
 - a. Exprimer la constante d'équilibre K en fonction de la pression partielle en à l'équilibre $P(\text{O}_2)_{\text{eq}}$.
 - b. En Déduire la valeur numérique de $P(\text{O}_2)_{\text{eq}}$.
 - c. Calculer le nombre de mol de dioxygène qui permet d'atteindre cette pression dans l'enceinte.

Dans chacun des cas suivant, les quantités initialement introduites sont indiquées en mol dans le tableau d'avancement.

2. Cas 1 :

	$n_{\text{BaO}_2} \text{ (mol)}$	$n_{\text{BaO}} \text{ (mol)}$	$n_{\text{O}_2} \text{ (mol)}$
État initial $\xi = 0$	0,2	0	0
t quelconque $\xi(t)$			
État final ξ_f			

- a. Calculer le quotient de réaction initial Q_i et en déduire le sens d'évolution du système
- b. Recopier le tableau d'avancement et remplir la ligne t quelconque dans le tableau en fonction de $\xi(t)$.
- c. Déterminer ξ_f en précisant si l'équilibre est atteint ou pas. On rappelle que l'équilibre correspond à la coexistence de toutes les espèces.
- d. Remplir la dernière ligne du tableau d'avancement.

3. Mêmes questions dans le cas 2 :

	$n_{\text{BaO}_2} \text{ (mol)}$	$n_{\text{BaO}} \text{ (mol)}$	$n_{\text{O}_2} \text{ (mol)}$
État initial $\xi = 0$	0,1	0	0
t quelconque $\xi(t)$			
État final ξ_f			

4. Mêmes questions dans le cas 3 :

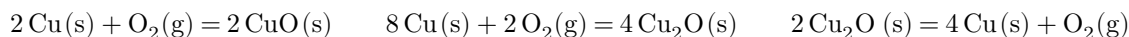
	$n_{\text{BaO}_2} \text{ (mol)}$	$n_{\text{BaO}} \text{ (mol)}$	$n_{\text{O}_2} \text{ (mol)}$
État initial $\xi = 0$	0,1	0,05	0,1
t quelconque $\xi(t)$			
État final ξ_f			

4 Combinaisons de réactions pour évaluer une constante d'équilibre

On considère les réactions, numérotées (1) et (2), ci-dessous :



Exprimer les constantes d'équilibre des trois réactions ci-dessous en fonction de K_1° et K_2° :



5 Équilibre avec des solides

La chaux vive, solide blanc de formule CaO , est un des produits de chimie industrielle les plus communs. Utilisée depuis l'Antiquité, notamment dans le domaine de la construction, elle est aujourd'hui utilisée comme intermédiaire en métallurgie. Elle est obtenue industriellement par dissociation thermique du calcaire dans un four à $T = 1100 \text{ K}$. On modélise cette transformation par la réaction d'équation :

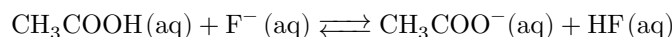


La constante d'équilibre de cette réaction vaut $K = 0,358$ à 1100 K .

1. Dans un récipient de volume $V = 10 \text{ L}$ préalablement vide, on introduit 10 mmol de calcaire à température constante $T = 1100 \text{ K}$. Déterminer le sens d'évolution du système chimique.
2. Supposons que l'état final est un état d'équilibre. Déterminer la quantité de matière de calcaire qui devrait avoir réagi. Conclure sur l'hypothèse faite.
3. Quelle quantité maximale de calcaire peut-on transformer en chaux dans ces conditions ?

6 Équilibre en solution aqueuse

Considérons un système de volume 20 mL évoluant selon la réaction d'équation bilan :



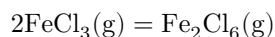
Sa constante d'équilibre à 25°C vaut $K^\circ = 10^{-1,60} = 2,5 \times 10^{-2}$

Déterminer le sens d'évolution du système et l'avancement à l'équilibre en partant des deux situations initiales suivantes

1. $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = [\text{F}^-]_0 = c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0 = [\text{HF}]_0 = 0$
2. $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = [\text{F}^-]_0 = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_0 = [\text{HF}]_0 = c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

7 Équilibre en phase gazeuse

On étudie en phase gazeuse l'équilibre de dimérisation de FeCl_3 , de constante d'équilibre $K^\circ(T)$ à une température T donnée.

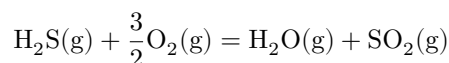


La réaction se déroule sous une pression totale constante $p_{\text{tot}} = 2p^\circ = 2 \text{ bar}$. A la température $T_1 = 750 \text{ K}$, la constante d'équilibre vaut $K^\circ(T_1) = 20,8$. Le système est maintenu à la température $T_1 = 750 \text{ K}$. Initialement le système contient $n_0 \text{ mol}$ de FeCl_3 et de Fe_2Cl_6 . Soit n_{tot} la quantité totale de matière d'espèces dans le système.

1. Exprimer la constante d'équilibre en fonction des pressions partielles des constituants à l'équilibre et de $p^\circ = 1 \text{ bar}$.
2. Exprimer le quotient de réaction Q en fonction de la quantité de matière de chacun des constituants, de la pression totale p_{tot} et de p° . Calculer la valeur initial Q_0 du quotient de réaction.
3. Le système est-il initialement à l'équilibre thermodynamique ? Justifier la réponse. Si le système n'est pas à l'équilibre, dans quel sens se produira l'évolution ?
4. On considère désormais une enceinte indéformable, de température constante $T_1 = 750 \text{ K}$, initialement vide. On y introduit une quantité n de FeCl_3 gazeux et on laisse le système évoluer de telle sorte que la pression soit maintenue constante et égale à $p = 2p^\circ = 2 \text{ bar}$. On désigne par ξ l'avancement de la réaction. Calculer à l'équilibre la valeur du rapport ξ/n .

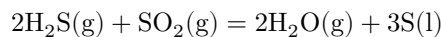
8 Transformations de gaz

1. On considère l'équilibre suivant :



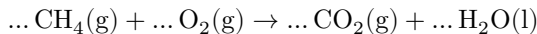
Donner l'expression de la constante d'équilibre K_1° . En supposant les réactifs introduits dans les proportions stœchiométriques, faire un bilan de matière à l'équilibre. Exprimer K_1° en fonction de ξ_{eq} .

2. On considère l'équilibre suivant :



Donner l'expression de K_2° . On introduit les réactifs avec des quantités quelconques. Faire un bilan de matière à l'équilibre. Exprimer K_2° en fonction de ξ_{eq} .

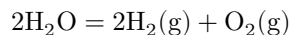
3. On fait brûler du méthane dans de l'oxygène :



Équilibrer l'équation de la réaction. Elle peut être considérée comme totale. On introduit les réactifs de façon à consommer la moitié du dioxygène. Décrire l'état final du système.

9 Coefficient de dissociation

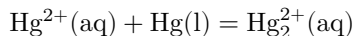
On considère l'équilibre de l'eau en phase gazeuse :



1. On se place à 400K sous une pression constante $P = 1,00$ bar. Sous quelle forme se trouve l'eau ?
2. La valeur de la constante vaut $K(400 \text{ K}) = 3,12 \times 10^{-59}$. Conclure sur la stabilité de l'eau dans ces conditions.
3. On supposant que l'on introduit de l'eau pure, calculer le coefficient de dissociation de l'eau.
Rappel : le coefficient de dissociation α est égal au rapport de la quantité ayant été dissociée sur la quantité initiale.
4. A 3000 K, toujours sous une pression de 1 bar, le coefficient de dissociation vaut $\alpha = 0,30$. Calculer $K(3000 \text{ K})$. Conclure sur la stabilité de l'eau dans ces conditions..

10 Ions mercure

Les ions mercure (II) Hg^{2+} peuvent réagir avec le métal liquide (insoluble dans l'eau) mercure Hg pour donner des ions mercure (I) Hg_2^{2+} selon l'équilibre chimique ci-dessous, de constant $K^\circ = 91$ à 25° C .



1. Dans quel sens évolue un système obtenu en mélangeant du mercure liquide en large excès avec $V_1 = 40,0$ mL d'une solution de chlorure de mercure (I) à $c_1 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et $V_2 = 10,0$ mL d'une solution de chlorure de mercure (II) à $c_2 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$?
2. Déterminer la composition finale de la solution