

## TD3 : Transformation chimique

### Exercice 1 : ÉQUILIBRER UNE RÉACTION CHIMIQUE

Équilibrer les réactions chimiques suivants :

1.  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
2.  $\text{CO} + \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{Fe}$
3.  $\text{Cu}_2\text{S} + \text{Cu}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{SO}_2$
4.  $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$
5.  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$

### Exercice 2 : ÉQUILIBRER UNE AUTRE RÉACTION CHIMIQUE

Équilibrer les réactions chimiques suivants :

1.  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
2.  $\text{Fe} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3.  $\text{Cu}^{2+} + \text{HO}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2$
4.  $\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightleftharpoons \text{Ag}_3\text{PO}_4$

### Exercice 3 : CONSTANTE D'ÉQUILIBRE

Exprimer les constantes d'équilibre des réactions chimiques suivants :

1.  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$
2.  $2\text{C}(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$
3.  $\text{Cu}(\text{s}) + 2\text{Ag}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag}(\text{s})$
4.  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
5.  $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

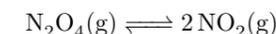
### Exercice 4 : LA CONSTANTE D'ÉQUILIBRE EST-ELLE CONSTANTE ?

Montrez que, pour la réaction d'équation  $\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(\text{g})$  les données suivantes obtenues à l'équilibre vérifient la constance de l'expression d'un système à l'équilibre. Donner la valeur de la constante d'équilibre.

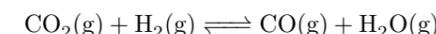
Expérience	$p(\text{PCl}_3)$ (Pa)	$p(\text{Cl}_2)$ (Pa)	$p(\text{PCl}_5)$ (Pa)
I	923.7	220.9	9.2
II	602.4	1485.9	40.2
III	3975.9	1887.6	341.4
IV	14698.8	6024.1	4016.1

### Exercice 5 : DÉTERMINATION DE L'ÉQUILIBRE

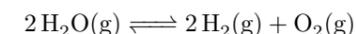
1. À  $440^\circ\text{C}$ , la constante d'équilibre de la réaction  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$  vaut 49,5. Si l'on place 0,200 mol de  $\text{H}_2$  et 0,200 mol de  $\text{I}_2$  dans un récipient de 1,00 l et que l'on effectue la réaction à cette température, quelles seront les quantités de matière de chaque substance à l'équilibre ? On rappelle que pour un constituant  $i$ , le nombre de moles  $n_i$  et la pression partielle  $p_i$  sont reliés par la loi des gaz parfaits :  $p_i V = n_i RT$
2. Le gaz  $\text{NO}_2$  est un polluant. Il existe en équilibre dans l'air avec  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  selon l'équation ci-dessous. À température ambiante, 0,625 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$  sont introduites dans un récipient de 5,00 l. On attend que l'équilibre s'établisse avec  $\text{NO}_2$ . On mesure à l'équilibre une concentration de  $\text{N}_2\text{O}_4$  de  $0,075 \text{ mol l}^{-1}$ . Que vaut la constante d'équilibre  $K$  de cette réaction ?



3. On fait réagir 1,00 mol de  $\text{CO}_2$  et 1,00 mol de  $\text{H}_2$  dans un récipient de 5,00 l selon la réaction ci-dessous. Sachant que la constante d'équilibre est  $K = 0,771$  à  $750^\circ\text{C}$ , quelles seront les quantités de matière à l'équilibre de chacun des gaz ?

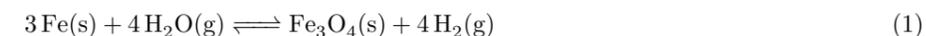


4. La constante d'équilibre  $K$ , pour la décomposition de la vapeur d'eau à  $500^\circ\text{C}$ , a une valeur de  $6,00 \times 10^{-28}$ . Si l'on place 2,00 mol d'eau dans un récipient de 5,00 l à  $500^\circ\text{C}$ , quelles seront les concentrations à l'équilibre pour les 3 gaz  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  et  $\text{H}_2\text{O}$  ? On résoudra la problème en faisant l'approximation que la réaction est très peu avancée, puis, en trouvant la solution exacte à l'aide de la calculatrice, on vérifiera que cette approximation est justifiée.



### Exercice 6 : OXYDATION DU FER

On introduit de la poudre de fer et de l'eau dans un récipient fermé de volume  $V = 5 \text{ l}$ , puis on chauffe à une température de  $1000^\circ\text{C}$ , la réaction est la suivante



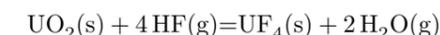
À l'état final, on retrouve du fer, de l'oxyde de fer, 1,10 g de dihydrogène gazeux et 42,5 g de vapeur d'eau.

1. Calculer la constante d'équilibre  $K$  de la réaction à cette température.
2. Quelle quantité minimale de fer métallique doit-on introduire pour que l'état final soit bien un état d'équilibre ?

On donne la constante des gaz parfaits  $R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$  et les masses molaires  $M(\text{O}) = 16 \text{ g mol}^{-1}$ ,  $M(\text{H}) = 1 \text{ g mol}^{-1}$

### Exercice 7 : FLUORATION DU DIOXYDE D'URANIUM

On considère la réaction :

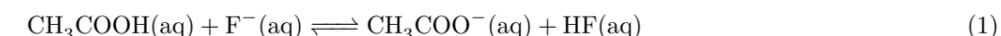


On maintient la température égale à 700 K et la pression totale à 1 bar. La constante d'équilibre à 700 K est  $K = 6,8 \times 10^4$ . Chaque solide constitue une phase solide pure.

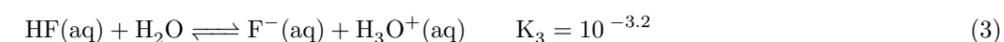
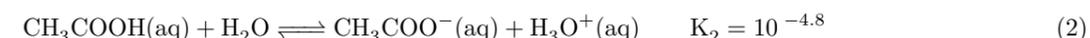
1. Si on part de 1,0 mol de dioxyde d'uranium  $\text{UO}_2$  et de 1,0 mol de fluorure d'hydrogène HF, quelle sera la composition finale du système ?
2. Même question en partant de 0,10 mol de dioxyde d'uranium et de 1,0 mol de fluorure d'hydrogène.

### Exercice 8 : ACIDE ÉTHANOÏQUE ET IONS FLUORURE

On s'intéresse à une solution aqueuse obtenue à 298K par mélange d'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (concentration après mélange  $c_1 = 0,10 \text{ mol l}^{-1}$ ) et d'ions fluorure  $\text{F}^-$  (concentration après mélange  $c_2 = 0,05 \text{ mol l}^{-1}$ ). La réaction (1) susceptible de se produire s'écrit :



On donne les constantes d'équilibre  $K_2$  et  $K_3$  relatives aux équilibres (2) et (3) suivants à 298 K :



1. Calculer la constante d'équilibre à 298K, notée  $K_1$  relative à l'équilibre (1) étudié (réaction entre l'acide éthanoïque et les ions fluorure).
2. Déterminer l'état d'équilibre (état final) de la solution issue du mélange de l'acide éthanoïque et des ions fluorure.

**Exercice 9 : SYNTHÈSE DE L'AMMONIAC**

L'ammoniac  $\text{NH}_3$  est fabriqué industriellement en très grande quantité. Sa principale application est la fabrication d'engrais azotés. Le procédé de Haber-Bosch consiste à faire réagir du diazote  $\text{N}_2$  avec du dihydrogène  $\text{H}_2$  (obtenu par vaporeformage du méthane issu du gaz naturel). La réaction est :

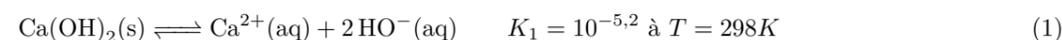


Elle est réalisée en système fermé, à une pression constante  $P = 100$  bar et une température constante de  $400^\circ\text{C}$ . La constante d'équilibre à cette température est  $K = 2,9 \times 10^{-4}$ . Initialement, on introduit dans le réacteur  $\text{N}_2$  et  $\text{H}_2$  en proportions stœchiométriques.

1. Soit  $n_0$  la quantité de matière initiale de  $\text{N}_2$ . Établir un tableau d'avancement.
2. Déterminer l'équation vérifiée par le taux  $\alpha$  de  $\text{N}_2$  restant, défini comme le rapport de la quantité de  $\text{N}_2$  à l'équilibre par la quantité initiale. Résoudre cette équation.
3. En déduire le taux de conversion de  $\text{N}_2$ . Quel serait ce taux pour une pression  $P = 1,0$  bar ?

**Exercice 10 : LE BÉTON**

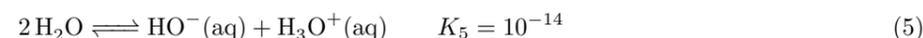
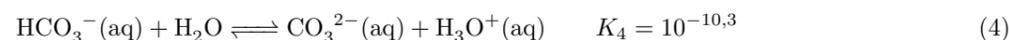
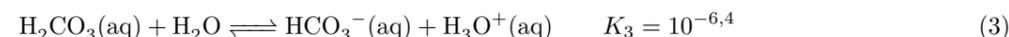
On étudie quelques constituants du béton. L'hydroxyde de calcium  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$  confère au béton ses propriétés basiques. Il se dissout en solution aqueuse selon la réaction (1) :



1. On introduit en solution aqueuse un net excès d'hydroxyde de calcium (la phase solide est présente en fin d'évolution). Calculer les concentrations de chacun des ions présents à l'équilibre.

Dans certains cas, la pollution urbaine liée à l'humidité entraîne la dissolution du dioxyde de carbone atmosphérique dans l'eau à l'intérieur du béton (sous forme  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), provoquant la carbonatation du béton (formation de carbonate de calcium  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  par réaction de l'hydroxyde de calcium  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$  avec la forme  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

2. Écrire la réaction (6) mise en jeu dans la carbonatation du béton et calculer sa constante d'équilibre  $K_6$  à 298K. On donne à 298K les constantes d'équilibre des réactions suivantes :



En présence de  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , le carbonate de calcium évolue par formation d'ions  $\text{Ca}^{2+}$  et d'ions hydrogénocarbonate  $\text{HCO}_3^-$ . Cette évolution n'est pas étudiée ici.

**Exercice 11 : DIMÉRISATION DU CHLORURE DE FER**

Le chlorure de fer (III)  $\text{FeCl}_3$  se dimérise en phase gazeuse selon la réaction d'équation :



Dans une enceinte initialement vide, on introduit une quantité  $n_0$  de  $\text{FeCl}_3$  à la température  $T = 700$  K sous une pression  $p_0 = 1,0$  bar. La pression de l'enceinte est maintenue constante au cours de la réaction. À l'équilibre, la densité du mélange gazeux obtenu est  $d = 10,5$ . On note  $\alpha_e$  le taux de disparition de  $\text{FeCl}_3$  à l'équilibre, il correspond à la fraction de la quantité de matière de  $\text{FeCl}_3$  qui a réagit.

On rappelle que la densité  $d$  d'un mélange gazeux est donnée par  $d = M/M(\text{air})$ , où  $M$  est la masse molaire du mélange et  $M(\text{air}) = 29 \text{ g mol}^{-1}$  est la masse molaire de l'air.

On donne les masses molaires suivantes :  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g mol}^{-1}$  et  $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g mol}^{-1}$ .

1. Montrer que  $d = \frac{M(\text{FeCl}_3)}{(1-\alpha_e/2)M(\text{air})}$ .
2. Déterminer la valeur de la constante d'équilibre thermodynamique de la réaction à 700 K.