

TD3 : Transformation chimique

Exercice 1 : ÉQUILIBRER UNE RÉACTION CHIMIQUE

Équilibrer les réactions chimiques suivants :

- $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CO} + \text{Fe}_3\text{O}_4 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}$
- $\text{Cu}_2\text{S} + \text{Cu}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cu} + \text{SO}_2$
- $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$
- $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Exercice 2 : ÉQUILIBRER UNE AUTRE RÉACTION CHIMIQUE

Équilibrer les réactions chimiques suivants :

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

Exercice 3 : CONSTANCE D'ÉQUILIBRE

Exprimer les constantes d'équilibre des réactions chimiques suivants :

- $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{g})}$
- $2\text{C}_{(\text{s})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_{6(\text{g})}$
- $\text{Cu}_{(\text{s})} + 2\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{Ag}_{(\text{s})}$
- $\text{CH}_{4(\text{g})} + 2\text{O}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+ + \text{HO}_{(\text{aq})}^-$

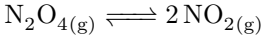
Exercice 4 : LA CONSTANCE D'ÉQUILIBRE EST-ELLE CONSTANCE ?

Montrez que, pour la réaction d'équation  $\text{PCl}_{3(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{PCl}_{5(\text{g})}$  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.

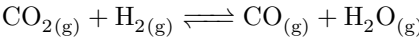
Expérience	$p(\text{PCl}_3)$ (Pa)	$p(\text{Cl}_2)$ (Pa)	$p(\text{PCl}_5)$ (Pa)
I	923.7	220.9	9.2
II	602.4	1485.9	40.2
III	3975.9	1887.6	341.4
IV	14698.8	6024.1	4016.1

Exercice 5 : DÉTERMINATION DE L'ÉQUILIBRE

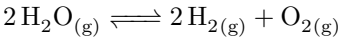
- À  $440^\circ\text{C}$ , la constante d'équilibre de la réaction  $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{I}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{HI}_{(\text{g})}$  vaut 49,5. Si l'on place 0,200 mol de  $\text{H}_2$  et 0,200 mol de  $\text{I}_2$  dans un récipient de  $1,00\ell$  et que l'on effectue la réaction à cette température, quelles seront les quantité 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 :  $p_i V = n_i RT$
- 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  $5,00\ell$ . 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  $0.075\text{ mol } \ell^{-1}$ . Que vaut la constante d'équilibre  $K$  de cette réaction ?



- On fait réagir 1,00 mol de  $\text{CO}_2$  et 1,00 mol de  $\text{H}_2$  dans un récipient de  $5,00\ell$  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 ?

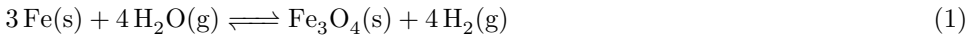


- La constante d'équilibre  $K$ , pour la décomposition de la vapeur d'eau à  $500^\circ\text{C}$ , a une valeur de  $6,00 \times 10^{-28}$ . Si l'on place 2,00 mol d'eau dans un récipient de  $5,00\ell$  à  $500^\circ\text{C}$ , quelles seront les concentrations à l'équilibre pour les 3 gaz  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  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  $V = 5\ell$ , puis on chauffe à une température de  $1000^\circ\text{C}$ , la réaction est la suivante



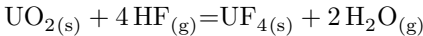
À l'état final, on retrouve du fer, de l'oxyde de fer, 1,10 g de dihydrogène gazeux et 42,5 g de vapeur d'eau.

- Calculer la constante d'équilibre  $K$  de la réaction à cette température.
- 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  $R = 8,31\text{ J K}^{-1}\text{ mol}^{-1}$

Exercice 7 : FLUORATION DU DIOXYDE D'URANIUM

On considère la réaction :

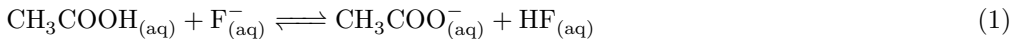


On maintient la température égale à 700 K et la pression totale à 1 bar. La constante d'équilibre à 700 K est  $K = 6,8 \times 10^4$ . Chaque solide constitue une phase solide pure.

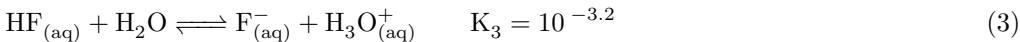
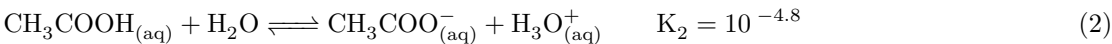
- Si on part de 1.0 mol de dioxyde d'uranium  $\text{UO}_2$  et de 1.0 mol de fluorure d'hydrogène  $\text{HF}$ , quelle sera la composition finale du système ?
- Même question en partant de 0.10 mol de dioxyde d'uranium et de 1.0 mol de fluorure d'hydrogène.

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  $c_1 = 0,10\text{ mol } \ell^{-1}$ ) et d'ions florure  $\text{F}^-$  (concentration après mélange  $c_2 = 0,05\text{ mol } \ell^{-1}$ ). La réaction (1) susceptible de se produire s'écrit :



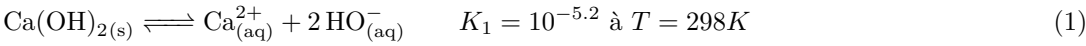
On donne les constantes d'équilibre  $K_2$  et  $K_3$  relatives aux équilibres (2) et (3) suivants à 298 K :



- 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).
- Déterminer l'état d'équilibre (état final) de la solution issue du mélange de l'acide éthanoïque et des ions fluorure.

Exercice 9 : LE BÉTON

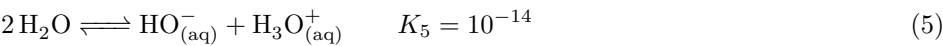
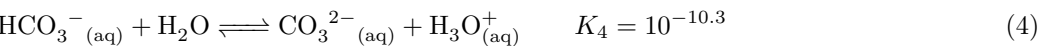
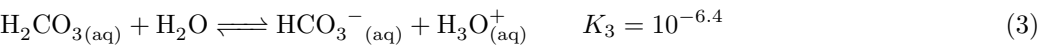
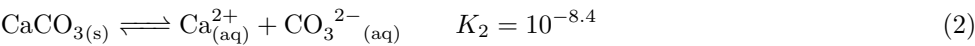
On étudie quelques constituants du béton. L’hydroxyde de calcium  $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{s})}$  confère au béton ses propriétés basiques. Il se dissout en solution aqueuse selon la réaction (1) :



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.