

TD9 : Transformation chimique

Exercice 1 : ÉQUILIBRER UNE RÉACTION CHIMIQUE

Équilibrer les réactions chimiques suivants :

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

Exercice 2 : ÉQUILIBRER UNE AUTRE RÉACTION CHIMIQUE

Équilibrer les réactions chimiques suivants :

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

Exercice 3 : CONSTANCE D’ÉQUILIBRE

Exprimer les constantes d’équilibre des réactions chimiques suivants :

1.  $\text{N}_{2(\text{g})} + 3 \text{H}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2 \text{NH}_{3(\text{g})}$
2.  $2 \text{C}_{(\text{s})} + 3 \text{H}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_{6(\text{g})}$
3.  $\text{Cu}_{(\text{s})} + 2 \text{Ag}_{(\text{aq})}^+ \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{Ag}_{(\text{s})}$
4.  $\text{CH}_{4(\text{g})} + 2 \text{O}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
5.  $2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+ + \text{HO}_{(\text{aq})}^-$

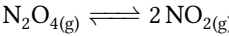
Exercice 4 : LA CONSTANCE D’ÉQUILIBRE EST-ELLE CONSTANCE ?

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.

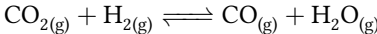
Expérience	$p(\text{PCl}_3)$ (Pa)	$p(\text{Cl}_2)$ (Pa)	$p(\text{PCl}_5)$ (Pa)
I	923.7	220.9	9.2
II	602.4	1485.9	40.2
III	3975.9	1887.6	341.4
IV	14698.8	6024.1	4016.1

Exercice 5 : DÉTERMINATION DE L’ÉQUILIBRE

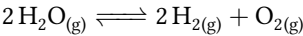
1. À 440°C, la constante d’équilibre de la réaction  $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{I}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2 \text{HI}_{(\text{g})}$  vaut 49,5. Si l’on place 0,200 mol de  $\text{H}_2$  et 0,200 mol de  $\text{I}_2$  dans un récipient de 1,00 ℓ et que l’on effectue la réaction à cette température, 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 :  $p_i V = n_i RT$
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 mol ℓ<sup>−1</sup>. 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 °C, quelles seront les quantités de matière à l’équilibre de chacun des gaz ?

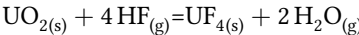


4. La constante d’équilibre  $K$ , pour la décomposition de la vapeur d’eau à 500°C, a une valeur de  $6,00 \times 10^{-28}$ . Si l’on place 2,00 mol d’eau dans un récipient de 5,00 ℓ à 500°C, quelles seront les concentrations à l’équilibre pour les 3 gaz  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  et  $\text{H}_2\text{O}$  ? 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 : 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.

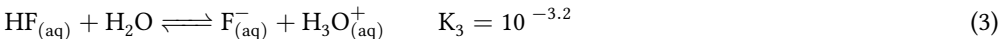
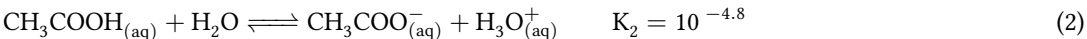
1. Si on part de 1.0 mol de dioxyde d’uranium  $\text{UO}_2$  et de 1.0 mol de fluorure d’hydrogène HF, quelle sera la composition finale du système ?
2. Même question en partant de 0.10 mol de dioxyde d’uranium et de 1.0 mol de fluorure d’hydrogène.

Exercice 7 : 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 florure  $\text{F}^-$  (concentration après mélange  $c_2 = 0,05 \text{ mol L}^{-1}$ ). La réaction (1) susceptible de se produire s’écrit :



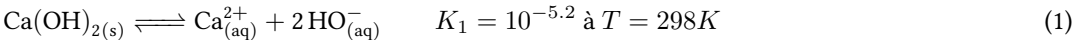
On donne les constantes d’équilibre  $K_2$  et  $K_3$  relatives aux équilibres (2) et (3) suivants à 298 K :



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 8 : LE BÉTON

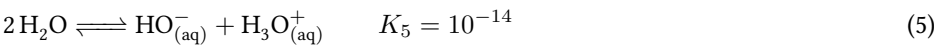
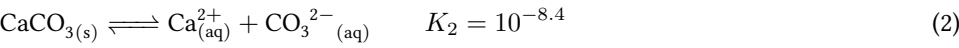
On étudie quelques constituants du béton. L’hydroxyde de calcium  $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{s})}$  confère au béton ses proprétés basiques. Il se dissout en solution aqueuse selon la réaction (1) :



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  $K_5$  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.