

TD3 : Transformation chimique

Exercice 1 : ÉQUILIBRER UNE RÉACTION CHIMIQUE

Équilibrer les réactions chimiques suivants :

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

Exercice 2 : ÉQUILIBRER UNE AUTRE RÉACTION CHIMIQUE

Équilibrer les réactions chimiques suivants :

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

Exercice 3 : CONSTANTE D’ÉQUILIBRE

Exprimer les constantes d’équilibre des réactions chimiques suivants :

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

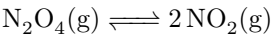
Exercice 4 : LA CONSTANTE D’ÉQUILIBRE EST-ELLE CONSTANTE ?

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.

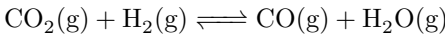
Expérience	$p(\text{PCl}_3)$ (Pa)	$p(\text{Cl}_2)$ (Pa)	$p(\text{PCl}_5)$ (Pa)
I	923.7	220.9	9.2
II	602.4	1485.9	40.2
III	3975.9	1887.6	341.4
IV	14698.8	6024.1	4016.1

Exercice 5 : DÉTERMINATION DE L’ÉQUILIBRE

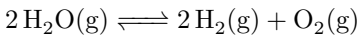
- À 440°C , la constante d’équilibre de la réaction $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ vaut 49,5. Si l’on place 0,200 mol de H_2 et 0,200 mol de I_2 dans un récipient de $1,00\ell$ et que l’on effectue la réaction à cette température, quelles seront 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 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 N_2O_4 sont introduites dans un récipient de $5,00\ell$. On attend que l’équilibre s’établisse avec NO_2 . On mesure à l’équilibre une concentration de N_2O_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 CO_2 et 1,00 mol de 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°C , quelles seront les quantités de matière à l’équilibre de chacun des gaz ?

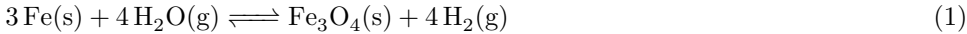


- La constante d’équilibre K , pour la décomposition de la vapeur d’eau à 500°C , a une valeur de $6,00 \times 10^{-28}$. Si l’on place 2,00 mol d’eau dans un récipient de $5,00\ell$ à 500°C , quelles seront les concentrations à l’équilibre pour les 3 gaz H_2 , O_2 et H_2O ? On résoudra la problème en 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°C , la réaction est la suivante



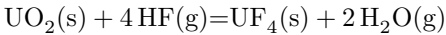
À l’état final, on retrouve du fer, de l’oxyde de fer, 1,10 g de dihydrogène gazeux et 42,5 g de vapeur d’eau.

- 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 $R = 8,31\text{ J K}^{-1}\text{ mol}^{-1}$ 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 :

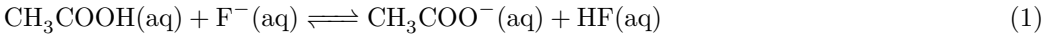


On maintient la température égale à 700 K et la pression totale à 1 bar. La constante d’équilibre à 700 K est $K = 6,8 \times 10^4$. Chaque solide constitue une phase solide pure.

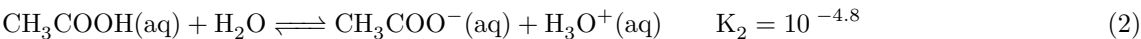
- Si on part de 1,0 mol de dioxyde d’uranium UO_2 et de 1,0 mol de fluorure d’hydrogène HF , quelle sera la composition finale du système ?
- Même question en partant de 0,10 mol de dioxyde d’uranium et de 1,0 mol de fluorure d’hydrogène.

Exercice 8 : ACIDE ÉTHANOÏQUE ET IONS FLUORURE

On s’intéresse à une solution aqueuse obtenue à 298K par mélange d’acide éthanoïque CH_3COOH (concentration après mélange $c_1 = 0,10\text{ mol } \ell^{-1}$) et d’ions florure 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 : SYNTHÈSE DE L’AMMONIAC

L’ammoniac 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 N_2 avec du dihydrogène H_2 (obtenu par vaporeformage du méthane issu du gaz naturel). La réaction est :

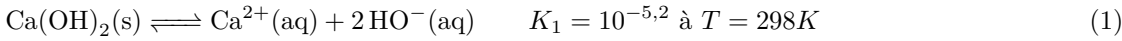


Elle est réalisée en système fermé, à une pression constante $P = 100 \text{ bar}$ et une température constante de 400°C . La constante d’équilibre à cette température est $K = 2,9 \times 10^{-4}$. Initialement, on introduit dans le réacteur N_2 et H_2 en proportions stoechiométriques.

1. Soit n_0 la quantité de matière initiale de N_2 . Établir un tableau d’avancement.
2. Déterminer l’équation vérifiée par le taux α de N_2 restant, défini comme le rapport de la quantité de N_2 à l’équilibre par la quantité initiale. Résoudre cette équation.
3. En déduire le taux de conversion de N_2 . Quel serait ce taux pour une pression $P = 1,0 \text{ bar}$?

Exercice 10 : LE BÉTON

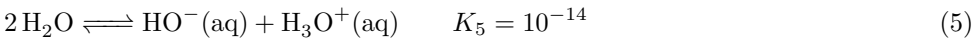
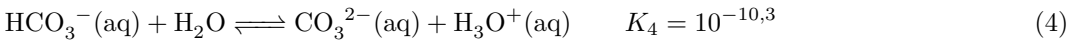
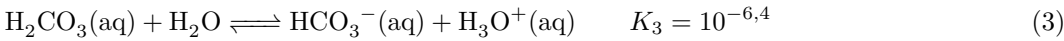
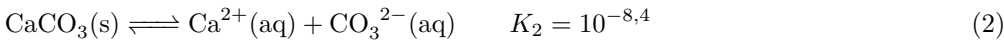
On étudie quelques constituants du béton. L’hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$ confère au béton ses proprétés basiques. Il se dissout en solution aqueuse selon la réaction (1) :



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 H_2CO_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 H_2CO_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 H_2CO_3^- , le carbonate de calcium évolue par formation d’ions Ca^{2+} et d’ions hydrogénocarbonate HCO_3^- . Cette évolution n’est pas étudiée ici.

Exercice 11 : DIMÉRISATION DU CHLORURE DE FER

Le chlorure de fer (III) FeCl_3 se dimérise en phase gazeuse selon la réaction d’équation :



Dans une enceinte initialement vide, on introduit une quantité n_0 de FeCl_3 à la température $T = 700 \text{ K}$ sous une pression $p_0 = 1,0 \text{ bar}$. 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 α_e le taux de disparition de FeCl_3 à l’équilibre, il correspond à la fraction de la quantité de matière de 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.