

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. $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

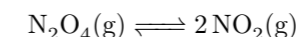
Exercice 4 : LA CONSTANTE D'ÉQUILIBRE EST-ELLE CONSTANTE ?

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.

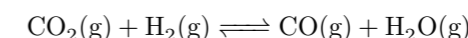
Expérience	$p(\text{PCl}_3)$ (Pa)	$p(\text{Cl}_2)$ (Pa)	$p(\text{PCl}_5)$ (Pa)
I	923.7	220.9	9.2
II	602.4	1485.9	40.2
III	3975.9	1887.6	341.4
IV	14698.8	6024.1	4016.1

Exercice 5 : DÉTERMINATION DE L'ÉQUILIBRE

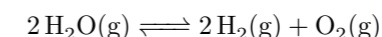
1. À 440°C , la constante d'équilibre de la réaction $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ vaut 49,5. Si l'on place 0,200 mol de H_2 et 0,200 mol de I_2 dans un récipient de 1,00 l et que l'on effectue la réaction à cette température, quelles seront les 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 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 l. 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 ?



3. On fait réagir 1,00 mol de CO_2 et 1,00 mol de 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 ?

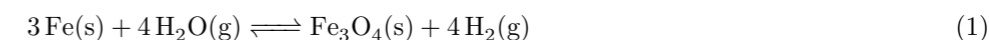


4. La constante d'équilibre K , pour la décomposition de la vapeur d'eau à 500°C , a une valeur de $6,00 \times 10^{-28}$. Si l'on place 2,00 mol d'eau dans un récipient de 5,00 l à 500°C , quelles seront les concentrations à l'équilibre pour les 3 gaz H_2 , O_2 et H_2O ? On résoudra la problème en faisant 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 $V = 5 \text{ l}$, puis on chauffe à une température de 1000°C , la réaction est la suivante



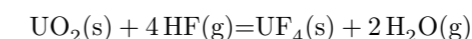
À l'état final, on retrouve du fer, de l'oxyde de fer, 1,10 g de dihydrogène gazeux et 42,5 g de vapeur d'eau.

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 :

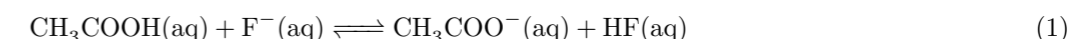


On maintient la température égale à 700 K et la pression totale à 1 bar. La constante d'équilibre à 700 K est $K = 6,8 \times 10^4$. Chaque solide constitue une phase solide pure.

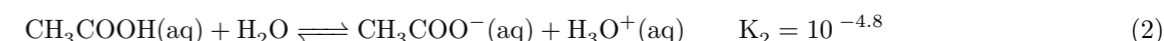
1. Si on part de 1,0 mol de dioxyde d'uranium UO_2 et de 1,0 mol de fluorure d'hydrogène HF, quelle sera la composition finale du système ?
2. Même question en partant de 0,10 mol de dioxyde d'uranium et de 1,0 mol de fluorure d'hydrogène.

Exercice 8 : ACIDE ÉTHANOÏQUE ET IONS FLUORURE

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



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 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 :

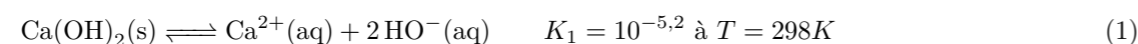


Elle est réalisée en système fermé, à une pression constante $P = 100$ bar et une température constante de 400°C . La constante d'équilibre à cette température est $K = 2,9 \times 10^{-4}$. Initialement, on introduit dans le réacteur N_2 et H_2 en proportions stoechiométriques.

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 $P = 1,0$ bar ?

Exercice 10 : LE BÉTON

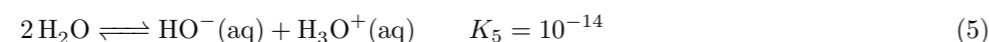
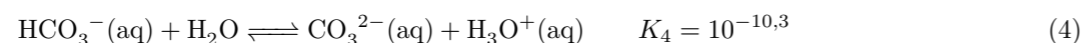
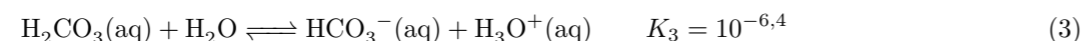
On étudie quelques constituants du béton. L'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$ confère au béton ses propriétés basiques. Il se dissout en solution aqueuse selon la réaction (1) :



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 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 hydrogénécarbonate 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 $T = 700$ 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 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.