

TD03 – Transformation chimique

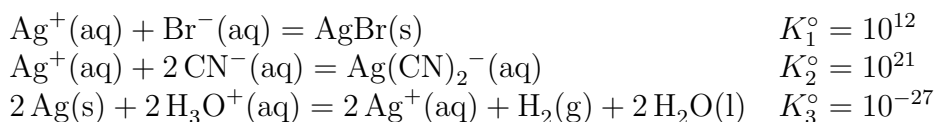
Exercice 1 – Équilibrage d'équations de réaction

Équilibrer les équations de réaction ci-dessous.

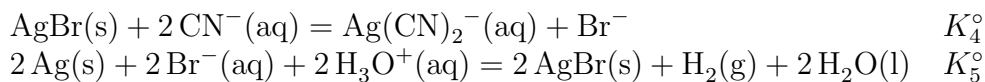
1. $_ \text{NH}_3 + _ \text{O}_2 = _ \text{NO} + _ \text{H}_2\text{O}$
2. $_ \text{CO} + _ \text{Fe}_3\text{O}_4 = _ \text{CO}_2 + _ \text{Fe}$
3. $_ \text{Cu}_2\text{S} + _ \text{Cu}_2\text{O} = _ \text{Cu} + _ \text{SO}_2$
4. $_ \text{CH}_4 + _ \text{O}_2 = _ \text{CO}_2 + _ \text{H}_2\text{O}$
5. $_ \text{H}_2\text{SO}_4 + _ \text{H}_2\text{O} = _ \text{H}_3\text{O}^+ + _ \text{SO}_4^{2-}$
6. $_ \text{Ag}^+ + _ \text{PO}_4^{3-} = _ \text{Ag}_3\text{PO}_4$

Exercice 2 – Manipulation de constantes d'équilibre

1. Exprimer les constantes d'équilibre des réactions suivantes.



2. Déduire les constantes d'équilibre des réactions suivantes.



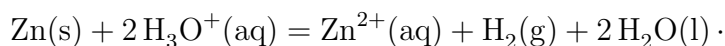
Exercice 3 – Synthèse de l'acide sulfurique

L'une des étapes de la synthèse de l'acide sulfurique est la réaction entre le sulfure d'hydrogène H_2S et le dioxyde de soufre SO_2 . Le soufre S et l'eau sont des produits de cette étape. On suppose que la réaction est totale.

1. Écrire l'équation de la réaction en utilisant les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.
2. On considère un état initial constitué de 10 mol de SO_2 et 8,0 mol de H_2S . À l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer l'avancement maximal de la réaction et le réactif limitant, puis le bilan de matière du système dans l'état final.

Exercice 4 – Calcul d'un quotient de réaction

Soit l'oxydation du métal zinc par une solution diluée d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$), selon la réaction d'équation



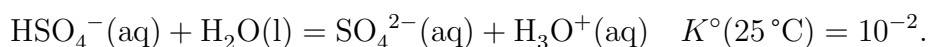
À un instant donné, on mesure les valeurs suivantes :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [\text{Zn}^{2+}] = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [\text{Cl}^-] = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad P(\text{H}_2) = 20 \text{ kPa}.$$

1. Déterminer l'activité de chacun des constituants du système à l'instant donné.
2. En déduire la valeur du quotient de réaction à cet instant.
3. La constante d'équilibre de cette réaction est $K^\circ = 2 \times 10^{25}$. Dans quel sens évolue le système ? Comment peut-on qualifier cette réaction chimique ?

Exercice 5 – Détermination de l'état d'équilibre

On considère la transformation suivante à 25 °C :



La concentration initiale en ions hydrogénosulfate HSO_4^- vaut $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On néglige toute variation de volume.

Donner la composition finale du système si on suppose que le volume total de la solution vaut $V_0 = 1 \text{ L}$.

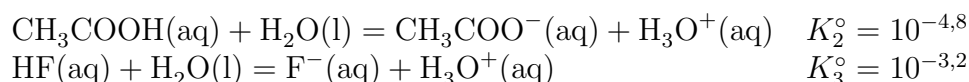
Exercice 6 – Réactions en solution aqueuse – CCP

Dans tout l'exercice, les transformations chimiques se déroulent à 298 K. Les constantes d'équilibres sont donc indiquées à cette température.

On s'intéresse à une solution aqueuse obtenue par mélange de 100 mL d'acide éthanóïque CH_3COOH (concentration initiale $c_1 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) et de 100 mL d'une solution contenant des ions fluorure F^- (concentration initiale $c_2 = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$). La réaction susceptible de se produire s'écrit :

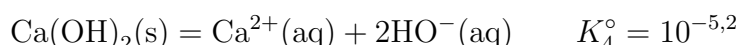


On donne les constantes d'équilibre K_2° et K_3° relatives aux équilibres suivants :



1. Exprimer la constante d'équilibre K_1° relative au premier équilibre en fonction des concentrations à l'équilibre puis en fonction de K_2° et K_3° .
2. Déterminer la composition du mélange (réaction 1) à l'état d'équilibre.

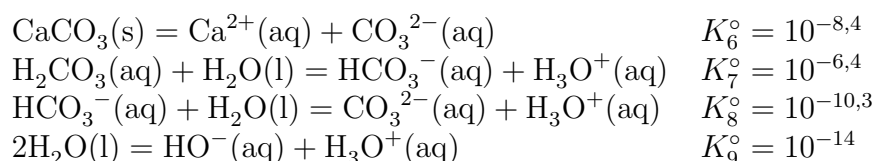
On étudie dans la suite de l'exercice quelques constituants du béton. L'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$ confère au béton ses propriétés basiques. Il se dissout en solution aqueuse selon la réaction :



3. 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).

4. Écrire la réaction mise en jeu dans la carbonatation du béton et calculer sa constante d'équilibre K_5° . On donne 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.