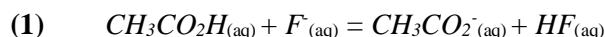


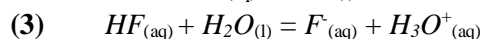
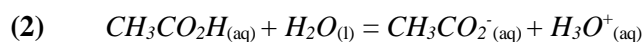
Devoir en temps libre n°2

Partie I. Réaction en solution aqueuse

On s'intéresse dans un premier temps à une solution aqueuse obtenue à 298 K par mélange d'acide éthanóïque CH_3CO_2H (concentration après mélange $c_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$) et d'ions fluorure F^- (concentration après mélange $c_2 = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$). La réaction (1) susceptible de se produire s'écrit :



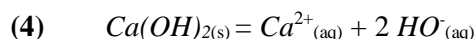
On donne les constantes d'équilibre K°_2 et K°_3 relatives aux équilibres (2) et (3) suivants à 298 K :



$$K^\circ_2 = 10^{-4,8} \text{ et } K^\circ_3 = 10^{-3,2}$$

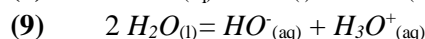
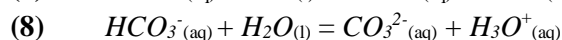
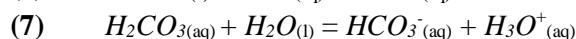
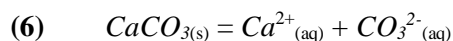
1. Calculer la constante d'équilibre à 298 K notée K°_1 relative à l'équilibre (1) étudié (réaction entre l'acide éthanóïque et les ions fluorure).
2. Déterminer l'état d'équilibre (état final) de la solution issue du mélange de l'acide éthanóïque CH_3CO_2H et des ions fluorure F^- .

On étudie dans la suite de l'exercice quelques constituants du béton. L'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_{2(s)}$ confère au béton ses propriétés basiques. Il se dissout en solution aqueuse selon la réaction (4) :



de constante d'équilibre $K^\circ_4 = 10^{-5,2}$ à 298 K.

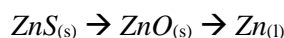
3. On introduit en solution aqueuse un net excès d'hydroxyde de calcium (la phase solide est présente en fin d'évolution). Calculer les concentrations de chacun des ions présents à l'équilibre. Dans certains cas, la pollution urbaine liée à l'humidité entraîne la dissolution du dioxyde de carbone atmosphérique dans l'eau à l'intérieur du béton (sous forme H_2CO_3), provoquant la carbonatation du béton (formation de carbonate de calcium $CaCO_{3(s)}$ par réaction de l'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_{2(s)}$ avec la forme H_2CO_3).
4. Écrire la réaction (5) mise en jeu dans la carbonatation du béton et calculer sa constante d'équilibre K°_5 à 298 K. On donne à 298 K les constantes d'équilibre des réactions suivantes :



$K^\circ_6 = 10^{-8,4}$, $K^\circ_7 = 10^{-6,4}$, $K^\circ_8 = 10^{-10,3}$, $K^\circ_9 = 10^{-14}$. 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.

Partie II. Métallurgie du zinc

La blende (ZnS) est un minéral qui permet d'obtenir le zinc métallique (Zn). On étudie les transformations de la blende en zinc métallique liquide :



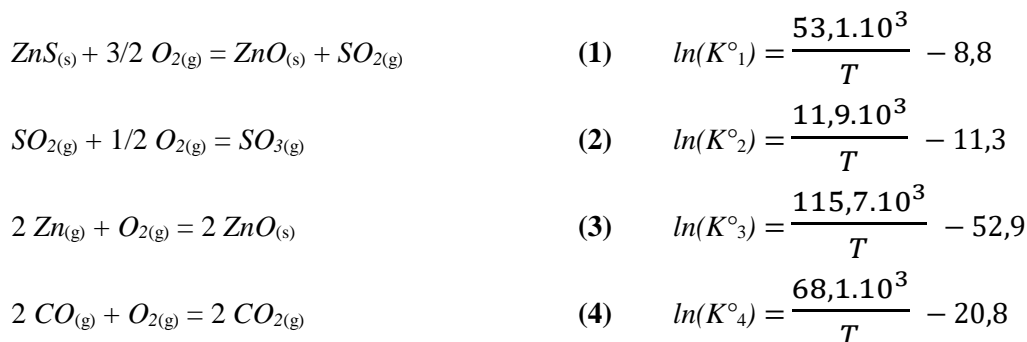
1. $ZnS_{(s)}$ réagit avec $O_{2(g)}$ pour former $ZnO_{(s)}$, $SO_{2(g)}$ et $SO_{3(g)}$ à $910^\circ C$. La transformation peut être modélisée par les équations de réaction (1) et (2).
 - 1.1. Pourquoi la réaction (1) est-elle quantitative ?
 - 1.2. Expliquer pourquoi le système s'échauffe au cours de la transformation.
2. On suppose que $ZnS_{(s)}$ est le réactif en défaut : il disparaît complètement et l'équilibre (2) existe.
 - 2.1. Pour $P = 1$ bar et $T = 910^\circ C$, évaluer le taux d'avancement de la réaction (2) à l'équilibre dans le cas où O_2 et SO_2 sont en proportions stœchiométriques.
 - 2.2. Dans ces conditions, est-ce que la réaction (1) peut se produire en sens inverse ?
3. À $T = 910^\circ C$, $ZnO_{(s)}$ réagit avec $CO_{(g)}$. On forme $Zn_{(g)}$ et $CO_{2(g)}$.
 - 3.1. Écrire l'équation de cette réaction (5) avec les plus petits nombres stœchiométriques entiers.
 - 3.2. Évaluer la constante d'équilibre K°_5 à $910^\circ C$.
4. On veut obtenir $Zn_{(l)}$ à partir de $Zn_{(g)}$.
 - 4.1. Montrer que la constante K°_6 de la réaction (6) $Zn_{(l)} = Zn_{(g)}$ peut s'écrire

$$\ln(K^\circ_6) \approx \frac{\alpha}{T} + \beta$$

Évaluer α et β .

- 4.2. À $T = 298$ K, pour quelles valeurs du rapport $\frac{P_{CO_2}}{P_{CO}}$ ne forme-t-on pas $ZnO_{(s)}$?

Données :



N.B. : Dans les expressions de $\ln(K^\circ_n)$ ci-dessus, T est en Kelvin.

Pression de vapeur saturante du zinc :

P_{sat} (bar)	T (K)
$1,0 \cdot 10^{-5}$	610
$1,0 \cdot 10^{-4}$	670
$1,0 \cdot 10^{-3}$	750
$1,0 \cdot 10^{-2}$	852
$1,0 \cdot 10^{-1}$	990
1,0	1179