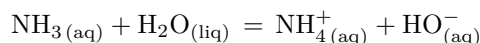


C2 : ÉQUILIBRES CHIMIQUES

Exercice 1 : Vrai ou faux ?

Pour chacune des affirmations suivantes, dire si elle est vraie ou fausse en justifiant.

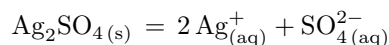
1. L'activité d'un gaz parfait à la pression partielle de 2000 Pa est égale à 2000.
2. L'activité de l'eau dans une solution aqueuse diluée est égale à 1.
3. L'état final d'un système est toujours un état d'équilibre chimique.
4. Lorsqu'on augmente la température à pression constante pour une réaction en phase gaz, on modifie la valeur de K .
5. Lorsqu'on augmente la pression à température constante pour une réaction en phase gaz, on modifie la valeur de K .
6. La constante d'équilibre de l'équation suivante est homogène à une concentration :



7. Pour un système initialement à l'équilibre, si on modifie la température le système est susceptible d'évoluer.
8. La constante d'équilibre d'une réaction ne dépend pas des quantités de matière initiales.

Exercice 2 : Dissolution du sulfate d'argent

On dissout 32,0 g de sulfate d'argent Ag_2SO_4 dans 500 mL d'eau (ions Ag^+ et sulfate SO_4^{2-}). La réaction de dissolution du sulfate d'argent dans l'eau pure est :



de constante $K = 10^{-4,8}$.

1. Calculer la quantité de matière de sulfate d'argent placée dans l'eau.
2. Quelle est la masse de sulfate d'argent restant à l'équilibre ?
3. En déduire la solubilité dans l'eau pure en g/L.

On donne $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 3 : Décomposition du bromure de carbonyle

Un récipient de volume $V_0 = 2,00 \text{ L}$ contient initialement $n = 0,500 \text{ mol}$ de COBr_2 , qui se décompose à une température de 346 K selon la réaction :



Tous les gaz sont supposés parfaits.

1. Déterminer la composition du système à l'équilibre, sachant que la constante d'équilibre à 346 K est $K^\circ = 5,46$.
2. Calculer le pourcentage de COBr_2 décomposé à cette température.
3. L'équilibre précédent étant réalisé, on ajoute $n' = 2,00 \text{ mol}$ de monoxyde de carbone $\text{CO}(\text{g})$. Calculer le quotient de réaction juste après l'ajout et conclure quant à l'évolution ultérieure du système.

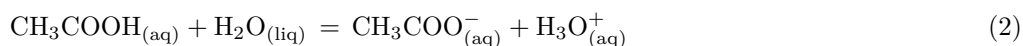
On donne $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 4 : Réaction en solution aqueuse

On s'intéresse à une solution aqueuse obtenue à 298 K par mélange d'acide éthanóïque CH_3COOH (concentration initiale dans le mélange $c_1 = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) et d'ions fluorure (concentration initiale dans le mélange $c_2 = 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$). La réaction (1) pouvant se produire est :



On donne les constantes d'équilibre relatives aux équilibres (2) et (3) :



$K_2^\circ = 10^{-4,8}$ et $K_3^\circ = 10^{-3,2}$.

1. Calculer la constante d'équilibre à 298 K, notée K_1° relative à l'équilibre 1.
2. Déterminer l'état d'équilibre chimique (état final) de la solution issue du mélange entre l'acide éthanóïque et les ions fluorure F^- .

Exercice 5 : Brûlures d'estomac

Les brûlures d'estomac sont des sensations de douleur qui peuvent intervenir après un repas. Celles-ci sont liées à une trop grande acidité du milieu gastrique : on ressent des brûlures d'estomac lorsque le pH de l'estomac est de l'ordre de 3. Des médicaments permettent d'apaiser ces douleurs en diminuant l'acidité de l'estomac : ils sont constitués d'espèces chimiques basiques qui vont réagir avec les espèces acides de l'estomac pour augmenter le pH. On s'intéresse à l'un de ces médicaments, le Maalox[®]. La notice de ce médicament donne les informations suivantes :

Que contient MAALOX MAUX D'ESTOMAC, comprimé à croquer ?

Les substances actives sont :

Hydroxyde de magnésium..... 400 mg
Hydroxyde d'aluminium..... 400 mg
pour un comprimé à croquer.

Les autres composants sont :

Mannitol, sucre glace (amylacé à 3%), sorbitol, saccharine sodique, arôme de menthe en poudre*, stéarate de magnésium, saccharose.

***Composition de l'arôme :**

limonène, menthone, isomenthone, acétate de menthyle, néo-menthone, menthol.

On modélise une personne à la limite de la brûlure d'estomac de la façon suivante :

- l'estomac est assimilé à un réacteur chimique fermé, de volume constant $V = 1$ L.
- Le contenant de l'estomac est modélisé par une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}, \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) de pH égal à 3,0.

Afin de simplifier l'action du médicament, on ne prend en compte que l'effet de l'hydroxyde d'aluminium. Lorsque la personne prend le médicament, on considère donc qu'il introduit une masse $m_1 = 400$ mg d'hydroxyde d'aluminium $\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{s})}$ dans son estomac. On cherche à étudier l'impact qu'aura la prise du médicament sur le pH de son estomac et donc sur sa sensation de brûlure.

L'hydroxyde d'aluminium est un solide dont l'équation de dissolution dans l'eau est :



Les ions HO^- formés par la dissolution de $\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{s})}$ réagissent avec les ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ présents dans l'estomac, selon la réaction :



1. Écrire l'expression de la constante d'équilibre K_1 en fonction des concentrations des espèces en solution à l'équilibre chimique.
2. Calculer le quotient réactionnel à l'instant initial, lorsque le solide est introduit dans l'estomac. En déduire le sens d'évolution spontané de cette réaction.
3. Écrire l'équation globale de réaction du $\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{s})}$ avec les ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ présents dans l'estomac. On note sa constante d'équilibre K_3 .
4. Exprimer sa constante d'équilibre K_3 à partir de K_1 et K_2 . Montrer que $K_3 = 1,9 \times 10^9$.
5. Calculer les quantités de matière initiales n_0 de H_3O^+ et n_1 de $\text{Al}(\text{OH})_3$. On donne $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et on rappelle que $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]/c^\circ)$.
6. Réaliser un tableau d'avancement de la réaction. Un tableau d'avancement volumique est-t-il ici réellement pertinent ?
7. Quel est le réactif limitant ?
8. Quelle approximation est-t-il possible de faire pour calculer les concentrations à l'état final de Al^{3+} , de H_3O^+ , de HO^- ? En déduire ces concentrations.
9. En déduire le pH à l'état final. Conclure sur l'efficacité du médicament.
10. Dans le cas de brûlures d'estomac plus sévères, le pH peut atteindre une valeur de l'ordre de 1. Quel est alors le réactif limitant dans la réaction précédente ? L'équilibre chimique est-il atteint à la fin de la réaction ? Justifier la réponse. Comment peut-on alors qualifier la réaction ?

Exercice 6 : Sublimation du diiode

Le diiode $\text{I}_{2(\text{s})}$ est un solide gris qui se sublime en formant des vapeurs violettes.

1. Quelle est la nature de cette transformation ? Écrire l'équation de cette transformation.
2. On peut associer une constante d'équilibre à cette transformation, qui vaut $K^\circ = 6,3 \times 10^{-2}$ à 373 K. Dans un récipient de volume $V = 10$ L vidé d'air, maintenu à la température $T = 373$ K, on introduit une quantité n_0 de $\text{I}_{2(\text{s})}$.
 - (a) Exprimer la constante d'équilibre associée à la transformation.
 - (b) Déterminer la quantité de matière minimale n_{min} pour que l'équilibre soit atteint à l'état final.
 - (c) Tracer sur un même graphe, ayant pour abscisse n_0 la pression p_f dans le récipient à l'état final et la quantité de diiode solide $n_f(\text{I}_{2(\text{s})})$ à l'état final.