

Chapitre 10. Etat d'équilibre d'une transformation chimique

Exercices

Exercice 1 : Quotient de réaction

1. Ecrire l'équation d'oxydation des ions iodure I^- par les ions fer III Fe^{3+} sachant qu'il se forme du diiode I_2 et des ions fer II Fe^{2+} .
2. Exprimer le quotient de la réaction Q_r .

Dans l'état initial, le système, de volume $V = 50,0 \text{ mL}$ contient $10,0 \text{ mmol}$ d'ions iodure et $20, \text{ mmol}$ d'ions fer III.

3. Etablir un tableau d'avancement puis déterminer la composition en quantité de matière et en concentration lorsque l'avancement est égal à $2,0 \text{ mmol}$ puis à $4,0 \text{ mmol}$.
4. Calculer le quotient de réaction pour ces deux valeurs d'avancement.

Exercice 2 : Acide méthanoïque

1. Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque HCO_2H et l'eau.
2. Ecrire l'expression de la constante d'équilibre K associée à cette réaction.

On considère un système de volume $V = 100 \text{ mL}$ pour lequel la concentration en acide méthanoïque apporté est $0,010 \text{ mol.L}^{-1}$.

3. Sachant que $K = 1,6 \cdot 10^{-4}$, vérifier que dans l'état d'équilibre, l'avancement vaut $1,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.
4. Quelles sont les concentrations des différentes espèces dans l'état d'équilibre ?
5. En déduire le pH de cette solution.

Exercice 3 ☆ : Acide méthanoïque et ion éthanoate

Données : couples acide/base acide méthanoïque HCO_2H / HCO_2^- ion méthanoate
acide éthanoïque $CH_3-CO_2H / CH_3-CO_2^-$ ion éthanoate

1. Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque HCO_2H et l'ion éthanoate $CH_3-CO_2^-$.

Une solution de volume $V = 100,0 \text{ mL}$ contient dans l'état initial $1,0 \text{ mmol}$ d'acide méthanoïque, $2,0 \text{ mmol}$ d'ions éthanoate, $1,0 \text{ mmol}$ d'ions méthanoate et $1,0 \text{ mmol}$ d'acide éthanoïque.

2. Calculer le quotient de la réaction établie précédemment, dans l'état initial.

La constante d'équilibre de la réaction $K = 10$. Tant que le quotient de réaction est inférieur à K , le système évolue dans le sens direct de la réaction c'est-à-dire ici dans le sens de la formation d'acide éthanoïque.

3. Etablir un tableau d'avancement et calculer x_{\max} .
4. Exprimer à l'aide du tableau d'avancement les concentrations molaires des espèces en solution, à l'équilibre, en fonction de l'avancement dans l'état d'équilibre x_f .
5. Montrer, à l'aide de la constante d'équilibre, que x_f est solution d'une équation du second degré.
6. Rechercher les solutions de cette équation et déterminer x_f .

Conseil : utiliser la résolution d'équation de votre calculatrice (menu EQUA puis F2 polynomiale)

7. En déduire la composition de l'état d'équilibre.
8. Calculer le taux d'avancement final de cette réaction.

Exercice 4 : pH et constante d'acidité de l'acide formique

On considère une solution aqueuse d'acide formique HCO_2H de concentration apportée $C = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Son pH vaut 2,65.

1. Ecrire l'équation de la réaction qui se produit lors de la mise en solution de l'acide dans l'eau.
2. Déterminer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution.

Remarque : La solution correspond à l'état d'équilibre de la réaction de mise en solution.

3. En déduire les valeurs de la constante d'acidité et du pK_A du couple acide formique / ion formiate.

Exercice 5 : Taux d'avancement final et constante d'acidité de l'acide lactique

Soit une solution aqueuse d'acide lactique, de formule $\text{CH}_3\text{CHOHCO}_2\text{H}$, de concentration apportée $C = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Le taux d'avancement final de la réaction de l'acide avec l'eau vaut 0,147.

1. Donner la formule développée de la molécule d'acide lactique.
2. Ecrire l'équation de la réaction qui se produit lors de la mise en solution dans l'eau.
3. Calculer successivement les concentrations molaires, dans la solution, de l'ion oxonium, de l'ion lactate et de l'acide lactique dans l'état d'équilibre.
4. En déduire les valeurs de la constante d'acidité et du pK_A du couple acide lactique / ion lactate.

Exercice 6 : pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

L'hydroxyde de sodium NaOH (ou soude) est un solide ionique très soluble dans l'eau. On prépare $V_0 = 0,500 \text{ L}$ de solution aqueuse S_0 en dissolvant 0,24 g de soude.

1. Ecrire son équation de dissolution.
2. Décrire la méthode de préparation (liste du matériel) de la solution S_0 .
3. Déterminer le pH de la solution S_0 .

On dilue cette solution dix fois.

4. Quel est le pH de la solution S_1 obtenue ?

Exercice 7 : Solution d'acide chloroacétique

Donnée : L'hélianthine est un indicateur coloré de $\text{pK}_A = 3,4$:

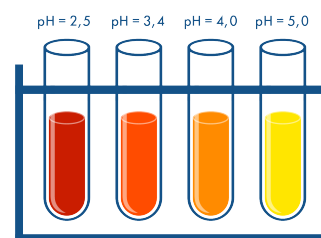
- pour un $\text{pH} < \text{pK}_A - 1$: la forme acide domine, de couleur rouge
- pour un $\text{pH} > \text{pK}_A + 1$, la forme basique domine, de couleur jaune.

Soit une solution aqueuse d'acide chloroacétique $\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}$ de concentration apportée $C = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le taux d'avancement final de la réaction de cet acide avec l'eau vaut 0,23.

1. L'acide chloroacétique est-il un acide fort ou d'un acide faible ?
2. Calculer le pH de la solution.
3. Calculer la constante d'acidité du couple acide/base correspondant puis le pK_A .

On ajoute dans la solution quelques gouttes d'hélianthine.

4. Quelle est la teinte prise par cet indicateur coloré ?



Exercice 8 : L'aspirine

L'acide acétylsalicylique, ou aspirine $C_9H_8O_4$ noté HA est l'acide conjugué de l'ion acétylsalicylate $C_9H_7O_4^-$ noté A^- . Le pK_A de ce couple vaut 3,5.

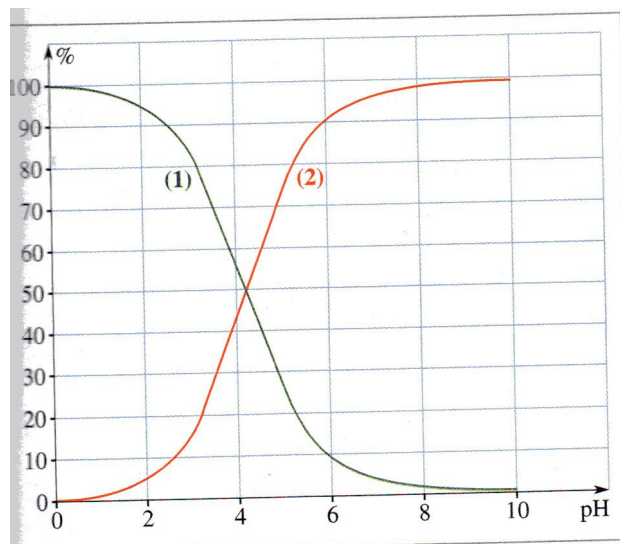
Le pH est égal à environ 1,5 dans l'estomac, 6 au niveau du duodénum, 7,4 dans le sang.

1. Quelle est l'espèce prédominante du couple HA/A^- dans l'estomac, le duodénum et dans le sang ?
2. Calculer le rapport $[A^-]/[HA]$ dans l'estomac.

Exercice 9 : Diagramme de distribution

Un logiciel adapté permet d'obtenir le diagramme de distribution d'un mélange d'un acide et de sa base conjuguée. Le document ci-contre représente, lorsque le pH varie, les pourcentages d'acide benzoïque $C_6H_5CO_2H$ et d'ion benzoate $C_6H_5CO_2^-$ dans un mélange tel que $C = [C_6H_5CO_2H] + [C_6H_5CO_2^-] = 10 \text{ mmol.L}^{-1}$.

1. Justifier l'allure des courbes à partir de la formule $pH = pK_A + \log [B] / [A]$
2. En quel point a-t-on $pH = pK_A$? En déduire la valeur du pK_A .
3. Pour $pH = 4,0$ déterminer graphiquement les pourcentages de $C_6H_5CO_2H$ et de $C_6H_5CO_2^-$.
4. Retrouver par le calcul la valeur du pK_A .
5. A partir du graphe, déterminer les valeurs du pH telles que :
 - $[C_6H_5CO_2H] / [C_6H_5CO_2^-] = 10$
 - $[C_6H_5CO_2H] / [C_6H_5CO_2^-] = 0,1$



Exercice 10 : Solution de phénolate de sodium

Donnée : $pK_A (C_6H_5OH / C_6H_5O^-) = 10,0$

Le phénolate de sodium C_6H_5ONa est un composé ionique très soluble dans l'eau.

1. Ecrire les équations de sa réaction de mise en solution dans l'eau (dissolution et réaction acido-basique).
2. Justifier le caractère basique de la solution obtenue, en utilisant les équations précédentes.

Pour une solution aqueuse de phénolate de sodium, le pH mesuré vaut 11,3.

3. Quelle est l'espèce prédominante ?
4. Calculer le rapport de la concentration de la forme basique sur celle de la forme acide.
5. L'ion phénolate est-il une base faible ou une base forte ?
6. ☆ Exprimer la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction étudiée en fonction de K_A et de K_e (produit ionique de l'eau).
7. ☆ Calculer la valeur de cette constante d'équilibre K .