



Série d'exercices : Ch IV N° 6

On considère la réaction limitée modélisée par : $\alpha A + \beta B \rightleftharpoons \gamma C + \delta D$,

l'expression du quotient de réaction : $Q_r = \frac{[C]^\gamma \cdot [D]^\delta}{[A]^\alpha \cdot [B]^\beta}$ (grandeur sans unité)

et la constante d'équilibre : $K = Q_{r,eq} = \frac{[C]_{eq}^\gamma \cdot [D]_{eq}^\delta}{[A]_{eq}^\alpha \cdot [B]_{eq}^\beta}$.

Pour prédire le sens d'évolution spontanée d'un système chimique, On utilise comme critère la comparaison de la valeur de $Q_{r,i}$ avec la constante d'équilibre K .

Un système chimique évolue dans le sens qui permet d'évoluer le quotient de réaction $Q_{r,i}$ tend vers la constante d'équilibre K .

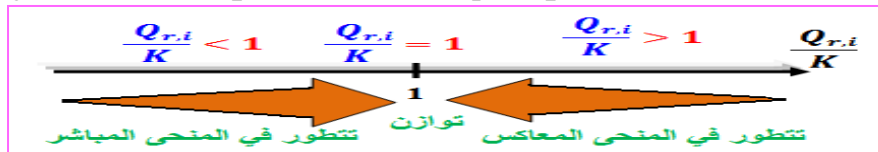
Si $Q_{r,i} < K$: le système chimique évolue spontanément dans le sens direct jusqu'à ce que $Q_{r,t} \rightarrow K$.

Si $Q_{r,i} > K$: le système chimique évolue spontanément dans le sens indirect jusqu'à ce que $Q_{r,t} \rightarrow K$.

Si $Q_{r,i} = K$: le système chimique ne s'évolue pas spontanément et il est en équilibre.

✓ [B] et ✓ [A]

↗ [D] et ↗ [C]



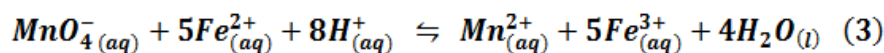
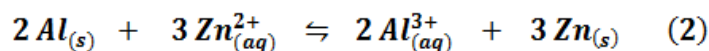
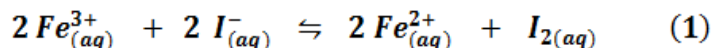
↖ [B] et ↖ [A]

✓ [D] et ✓ [C]

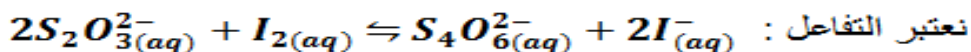
Exercice : 1

Application

1- Ecrire l'expression du quotient de réaction initial $Q_{r,i}$ et la constante d'équilibre K associée à ces équations.



2- On considère la réaction suivante :



الحجم	كمية المادة البدئية	المحلول
$V_1 = 25 \text{ mL}$	$n_1 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$S_2O_3^{2-}$
$V_2 = 25 \text{ mL}$	$n_2 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	I_2
$V_3 = 25 \text{ mL}$	$n_3 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$S_4O_6^{2-}$
$V_4 = 25 \text{ mL}$	$n_4 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	I^-

2-1- Ecrire l'expression du quotient de réaction initial $Q_{r,i}$ puis calculer sa valeur.

2-2- Déterminer le sens d'évolution du système. Sachant que : $K = 10^{18}$.



Exercice : 2 Application

On considère la réaction d'équation suivante : $\text{Cu}_{(s)} + \text{Fe}_{(aq)}^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{Fe}_{(s)}$

Sachant que : $K = 10^{-26}$

On trempe une lame de cuivre dans une solution aqueuse contenant des ions fer II à la concentration de $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- Calculer le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$.
- 2- En déduire le sens d'évolution spontanée de la réaction.
- 3- Que valent les concentrations des ions à l'équilibre ?

Exercice : 3 Application

On prépare le mélange suivant :

↪ $V_1 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanóique ($\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}$) de concentration $C_1 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

↪ $V_2 = 5,0 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure d'ammonium ($\text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$) de concentration $C_2 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

↪ $V_3 = 5,0 \text{ mL}$ d'une solution d'éthanoate de sodium ($\text{Na}^+_{(aq)} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$) de concentration $C_3 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

↪ $V_4 = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution d'ammoniaque ($\text{NH}_3_{(aq)}$) de concentration $C_4 = 10 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- Calculer le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$ en considérant que l'acide éthanóique est un réactif.
- 2- Préciser le sens d'évolution spontanée de ce système chimique.

On donne : $pK_{A2} = pK_A(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2$ $pK_{A1} = pK_A(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$.

Exercice : 4 Analyse

Www.AdrarPhysic.Fr

On place dans un erlenmeyer :

↪ $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de fer (III) ($2 \text{ Fe}_{(aq)}^{3+} + 3 \text{ SO}_4^{2-}_{(aq)}$) de concentration $C_1 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

↪ $V_2 = 20 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de fer (II) ($\text{Fe}_{(aq)}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$) de concentration $C_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

↪ $V_3 = 10 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de cuivre (II) ($\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$) de concentration $C_3 = 10 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

↪ $m = 10 \text{ g}$ de poudre de cuivre ($\text{Cu}_{(s)}$).

- 1- Ecrire l'équation de la réaction susceptible de se produire entre le cuivre $\text{Cu}_{(s)}$ et les ions $\text{Fe}_{(aq)}^{3+}$.
- 2- Calculer le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$ associé à cette équation.
- 3- Déterminer le sens d'évolution spontanée de cette réaction, sachant que la constante d'équilibre est $K = 3,8 \cdot 10^{40}$.



Exercice : 5

Analyse

Dans un bécher, on mélange un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}_{(aq)}^+ + \text{NO}_3^-_{(aq)}$) de concentration $C_1 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et un volume $V_2 = 20 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate de cuivre ($\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2 \text{NO}_3^-_{(aq)}$) de concentration $C_2 = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On plonge dans ce bécher un fil de cuivre ($\text{Cu}_{(s)}$) de masse $m(\text{Cu}) = 1,0 \text{ g}$ et un fil d'argent de masse $m(\text{Ag}) = 0,5 \text{ g}$.

1- Ecrire l'équation de la réaction chimique modélisant la transformation chimique entre les ions $\text{Ag}_{(aq)}^+$ (en solution) et le cuivre solide $\text{Cu}_{(s)}$.

2- Calculer la valeur du $Q_{r,i}$ quotient de réaction associé à cette équation dans l'état initial. En déduire le sens de l'évolution spontanée du système.

3- Déterminer la composition du système à l'état final.

On donne : $K = 2,2.10^{15}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Ag}) = 108,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice : 6

Synthèse

Www.AdrarPhysic.Fr

Le but de cet exercice est d'étudier, de manière simplifiée, le transport du dioxygène par l'hémoglobine du sang des poumons vers les organes.

Une molécule d'hémoglobine est constituée de plusieurs sous-unités. On ne considèrera dans tout l'exercice que la sous-unité notée $\text{Hb}_{(aq)}$.

Le dioxygène est transporté de deux façons dans l'organisme :

↳ sous forme de dioxygène dissous dans le sang que l'on note $\text{O}_{2(aq)}$.

↳ sous forme d'oxyhémoglobine que l'on notera $\text{HbO}_{2(aq)}$.

Le sang est assimilé à une solution aqueuse.

On donne: Masse molaire de la sous-unité d'hémoglobine : $M(\text{Hb}) = 1,6.10^4 \text{ g.mol}^{-1}$.

Les quatre parties sont indépendantes.

Partie 1 : transport du dioxygène dans l'organisme par l'hémoglobine du sang

Au niveau des poumons, une sous-unité d'hémoglobine peut fixer une molécule de dioxygène pour donner une sous-unité d'oxyhémoglobine. L'équation de la réaction associée à la transformation chimique est : $\text{Hb}_{(aq)} + \text{O}_{2(aq)} \rightleftharpoons \text{HbO}_{2(aq)}$ (1)

1-1- A l'état initial, on suppose qu'un volume $V = 100 \text{ mL}$ de sang contient une quantité de sous-unités d'hémoglobine notée n_0 , un excès de dioxygène et ne contient pas de sous-unités d'oxyhémoglobine. Ce volume V de sang contient une masse $m = 15 \text{ g}$ de sous-unités d'hémoglobine.

Calculer la quantité de matière n_0 de sous-unités d'hémoglobine correspondante.

1-2- En déduire l'avancement maximal $x_{\max}$ de la réaction.

1-3- Le taux d'avancement final τ de la réaction chimique (1) a pour valeur 0,97.

Donner la relation qui définit τ et en déduire la valeur x_f de l'avancement final.

1-4- En déduire la quantité de sous-unités d'oxyhémoglobine $\text{HbO}_{2(aq)}$ formée dans l'état final.



1-5- En une **minute**, le **débit cardiaque moyen** permet de **traiter** $V_S = 5,0 \text{ L}$ de sang au **niveau** des **poumons**. En déduire la **quantité correspondante** n_S de sous-unités d'oxyhémoglobine $HbO_{2(aq)}$ formées pendant une **minute**.

Partie 2 : libération du dioxygène au niveau des organes

Le **volume** V de sang étudié dans la **partie 1** arrive au **niveau** des **tissus** des **organes**. A ce **stade** une **partie** du **dioxygène dissous** est **absorbée** par les **tissus** faisant ainsi **chuter** la **concentration** en **dioxygène** dans le sang.

Le **système chimique** étudié dans la **partie 1** se trouve alors dans un **nouvel état initial**, noté **état 1**, tel que :

↳ la **concentration** en **dioxygène dissous** est $[O_2]_1 = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

↳ celle de sous-unités d'hémoglobine est alors $[Hb]_1 = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

↳ celle de sous-unités d'oxyhémoglobine est $[HbO_2]_1 = 9,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

2-1- Calculer la **valeur** du $Q_{r,1}$ dans l'**état 1** correspondant à l'**équation (1)**.

2-2- La **constante d'équilibre** K_1 liée à l'**équation (1)** a pour valeur $K_1 = 3,0 \cdot 10^5$. Dans quel **sens évolue** le **système** ?

Partie 3 : libération du dioxygène lors d'un effort musculaire

On donne: Au cours d'un **effort**, du **dioxyde de carbone** est **formé** au **niveau** des **muscles**. Il se **dissout** dans le sang. Le **couple** mis en **jeu** est $CO_2, H_2O/HCO_3^-(aq)$ de $pK_A = 6,4$.

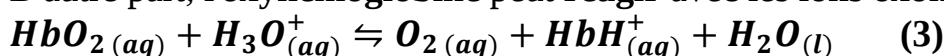
3-1- Ecrire l'**équation** notée **(2)** de la **réaction** associée à la **transformation** entre le **dioxyde de carbone dissous** et l'eau.

3-2- Représenter sur un **axe** les **domaines de prédominance** des **espèces** du **couple** $CO_2, H_2O/HCO_3^-(aq)$.

3-3- En déduire, en le justifiant, l'**espèce prédominante** de ce **couple** dans le sang au **niveau** des **tissus** pour un **pH** du sang égal à $pH = 7,4$.

3-4- Pourquoi la **dissolution** du **dioxyde de carbone** provoque-t-elle une **diminution** du $pH_{sanguin}$ en l'absence d'autres **réactions** ?

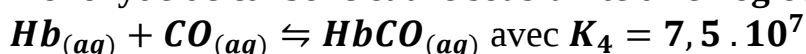
3-5- Chez l'homme, le **pH** du sang est compris dans des **limites** très étroites: $7,36$ à $7,42$. D'autre part, l'oxyhémoglobine peut **réagir** avec les **ions oxonium** selon l'**équation** :



Montrer que les **ions** $H_3O^+_{(aq)}$ **produits** par la **réaction** d'**équation (2)** permettent la **libération** du **dioxygène** nécessaire à l'**effort musculaire** tout en **limitant** la **variation** de **pH**, vue à la **question 3-4**.

PARTIE 4 : Empoisonnement au monoxyde de carbone

La **combustion** d'une **substance** contenant du **carbone** produit du **monoxyde de carbone** dans certaines **conditions**, par exemple dans les **poêles** ou **fourneaux mal aérés**, ou dans la **fumée** de **cigarettes**. L'**équation** associée à la **réaction** entre le **monoxyde de carbone** et une sous-unité d'hémoglobine s'écrit **(4)** :





Le **tableau** suivant donne les **effets** sur l'**organisme** associés aux **valeurs** du **rapport** des **concentrations** à l'équilibre $\frac{[HbCO]_{eq}}{[Hb]_{eq}}$.

$[HbCO]_{eq}/[Hb]_{eq}$	Effets
de $1,1 \cdot 10^4$ à $2,6 \cdot 10^4$	Maux de tête
de $2,6 \cdot 10^4$ à $2,6 \cdot 10^5$	Intoxication grave
supérieur à $2,6 \cdot 10^5$	Mort rapide

4-1- L'analyse du sang d'une personne ayant respiré de l'air pollué par du **monoxyde de carbone** a révélé une **concentration** en **monoxyde de carbone dissous** dans le sang égale à $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Quels sont les **effets** ressentis par la **personne** ?

4-2- Au sein de l'**organisme** il y a donc **compétition** entre le **dioxygène** et le **monoxyde de carbone** pour se **fixer** sur l'hémoglobine (*équations 1 et 4*). On atteint un **état d'équilibre** correspondant à l'équation: $HbO_{2(aq)} + CO_{(aq)} \rightleftharpoons HbCO_{(aq)} + O_{2(aq)}$ (5)

Donner l'**expression** de la **constante d'équilibre** K_5 associée à l'équation 5 en fonction de K_1 et K_4 et calculer sa **valeur**.

4-3- Une **personne empoisonnée** au **monoxyde de carbone** est placée dans un **caisson hyperbare** dans lequel on **impose** une **concentration élevée** en **dioxygène** permettant ainsi d'**augmenter** la **concentration de dioxygène dissous** dans le sang. Expliquer **qualitativement** l'action du caisson hyperbare.

Www.AdrarPhysic.Fr

"Soyez optimistes et tout ira pour le mieux"

"تفاءلوا بالخير تجدوه"