Transport du dioxygène dans le sang

Bac S 2006 Nouvelle-Calédonie rattrapage (ancien programme) · Exercice 1 **6,5 points** **Durée conseillée 1 h 18**

1.1 Calculer la quantité de matière n_0 de sous-unités d'hémoglobine contenue dans le volume V de sang.

Données utiles $m = 15$ g ; $M(\text{Hb}) = 1{,}6 \times 10^4$ g · mol^{-1}

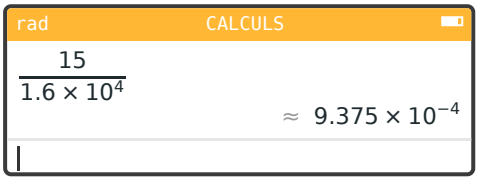
$$n_0 = \frac{m}{M(\text{Hb})} = \frac{15}{1{,}6 \times 10^4}$$

$$\boxed{n_0 = 9{,}4 \times 10^{-4} \text{ mol}}$$

COMPRENDRE

Les données m et M ont deux chiffres significatifs : le résultat en garde deux. Pour les calculs suivants, on conserve la valeur non arrondie $9{,}375 \times 10^{-4}$ mol.

À LA CALCULATRICE



1.2 En déduire l'avancement maximal x_{max} de la réaction (1).

Données utiles $n_0 = 9{,}4 \times 10^{-4}$ mol (1.1) ; dioxygène en excès

Équation (1) : $\text{Hb}\,(\text{aq}) + \text{O}_2\,(\text{aq}) = \text{HbO}_2\,(\text{aq})$

À l'avancement x : $n(\text{Hb}) = n_0 - x$; O_2 en excès ; $n(\text{HbO}_2) = x$.

Le dioxygène est en excès, donc le réactif limitant est Hb. Si la transformation était totale, il serait entièrement consommé : $n_0 - x_{max} = 0$.

$$\boxed{x_{max} = n_0 = 9{,}4 \times 10^{-4} \text{ mol}}$$

MÉTHODE

Chaque ligne du tableau d'avancement suit les nombres stœchiométriques, ici tous égaux à 1 : ce qui disparaît en Hb apparaît en HbO_2.

1.3 Donner la relation qui définit le taux d'avancement final τ_f et en déduire la valeur de l'avancement final x_f.

Données utiles $\tau_f = 0{,}97$; $x_{max} = 9{,}4 \times 10^{-4}$ mol (1.2)

Par définition : $\tau_f = \dfrac{x_f}{x_{max}}$

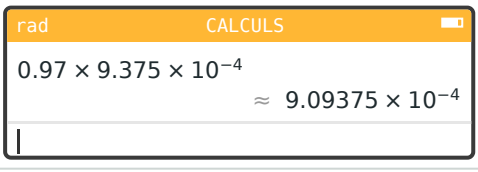
Donc $x_f = \tau_f \times x_{max} = 0{,}97 \times 9{,}375 \times 10^{-4}$

$$\boxed{x_f = 9{,}1 \times 10^{-4} \text{ mol}}$$

COMPRENDRE

$\tau_f < 1$: la transformation n'est pas totale, l'état final est un état d'équilibre où il reste un peu d'hémoglobine libre.

À LA CALCULATRICE



1.4 En déduire la quantité de sous-unités d'oxyhémoglobine HbO_2 formée dans l'état final.

Données utiles $x_f = 9{,}1 \times 10^{-4}$ mol (1.3)

D'après le tableau d'avancement, $n(\text{HbO}_2) = x$ à tout instant, et il n'y en avait pas au départ. Dans l'état final :

$$\boxed{n_f(\text{HbO}_2) = x_f = 9{,}1 \times 10^{-4} \text{ mol dans 100 mL de sang.}}$$

1.5 En déduire la quantité n_S de sous-unités d'oxyhémoglobine formées pendant une minute.

Données utiles $V_S = 5{,}0$ L ; $V = 100$ mL $= 0{,}100$ L ; $x_f = 9{,}1 \times 10^{-4}$ mol (1.3)

La quantité formée est proportionnelle au volume de sang traité : V donne x_f, donc V_S donne

$$n_S = \frac{V_S}{V} \times x_f = \frac{5{,}0}{0{,}100} \times 9{,}09 \times 10^{-4}$$

$$\boxed{n_S = 4{,}5 \times 10^{-2} \text{ mol}}$$

PIÈGE
Laisser V en mL avec V_S en L : le rapport serait faux d'un facteur 1000. Convertir avant de diviser.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\frac{5.0}{0.100} \times 9.09375 \times 10^{-4} \approx 0.04546875$

2.1 Calculer la valeur du quotient de réaction Q_{r1} dans l'état 1 correspondant à l'équation (1).

Données utiles $[O_2]_1 = 3{,}6 \times 10^{-5}$ mol · L^{-1} ; $[Hb]_1 = 2{,}8 \times 10^{-4}$ mol · L^{-1} ; $[HbO_2]_1 = 9{,}1 \times 10^{-3}$ mol · L^{-1}

Pour $Hb\,(aq) + O_2\,(aq) = HbO_2\,(aq)$:

$$Q_{r1} = \frac{[HbO_2]_1}{[Hb]_1 \times [O_2]_1} = \frac{9{,}1 \times 10^{-3}}{2{,}8 \times 10^{-4} \times 3{,}6 \times 10^{-5}}$$

$$\boxed{Q_{r1} = 9{,}0 \times 10^{5}}$$

COMPRENDRE
Le quotient de réaction est sans unité : chaque concentration y est en réalité divisée par $c^\circ = 1$ mol · L^{-1}.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\frac{9.1 \times 10^{-3}}{2.8 \times 10^{-4} \times 3.6 \times 10^{-5}} \approx 902777.8$

2.2 Sachant que $K_1 = 3{,}0 \times 10^5$, dans quel sens évolue le système ?

Données utiles $Q_{r1} = 9{,}0 \times 10^5$ (2.1)

$Q_{r1} = 9{,}0 \times 10^5 > K_1 = 3{,}0 \times 10^5$.

Le système évolue spontanément de façon que Q_r diminue jusqu'à K_1 : il évolue dans le sens inverse de l'équation (1).

Sens inverse : HbO_2 se dissocie en Hb et O_2, du dioxygène est libéré au niveau des organes.

MÉTHODE
Comparer Q_r à K : $Q_r < K$, sens direct ; $Q_r > K$, sens inverse ; $Q_r = K$, équilibre.

3.1 Écrire l'équation (2) de la réaction entre le dioxyde de carbone dissous et l'eau.

Données utiles couple CO_2,H_2O / HCO_3^-

L'acide CO_2,H_2O cède un ion H^+ à l'eau, qui joue le rôle de base (couple H_3O^+ / H_2O).

$$\boxed{CO_2,H_2O\,(aq) + H_2O\,(l) = HCO_3^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq) \qquad (2)}$$

PIÈGE
Vérifier la conservation des charges : une charge $-$ et une charge $+$ à droite, aucune à gauche.

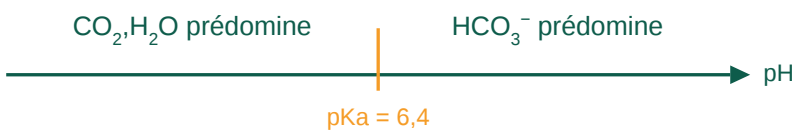
3.2 Représenter sur un diagramme les domaines de prédominance des espèces du couple CO_2,H_2O / HCO_3^-.

Données utiles $pK_a = 6{,}4$

Sur un axe gradué en pH, la frontière est à $pH = pK_a = 6{,}4$.

$pH < 6{,}4$: l'acide CO_2,H_2O prédomine ; $pH > 6{,}4$: la base HCO_3^- prédomine.

COMPRENDRE
À $pH = pK_a$, les deux espèces ont la même concentration, car $pH = pK_a + \log \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2,H_2O]}$.



3.2 · Diagramme de prédominance du couple CO_2,H_2O / HCO_3^-

3.3 En déduire, en justifiant, l'espèce prédominante du couple dans le sang pour un pH égal à 7,4.

Données utiles $pH = 7{,}4$; $pK_a = 6{,}4$

$pH = 7{,}4 > pK_a = 6{,}4$: on est dans le domaine de prédominance de la base.

L'espèce prédominante dans le sang est l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^-.

COMPRENDRE
L'écart est d'une unité de pH : HCO_3^- est dix fois plus concentré que CO_2,H_2O.

3.4 Pourquoi la dissolution du dioxyde de carbone provoque-t-elle une diminution du pH sanguin en l'absence d'autres réactions ?

D'après l'équation (2), le dioxyde de carbone dissous réagit avec l'eau en formant des ions oxonium H_3O^+ : leur concentration dans le sang augmente.

Or $pH = -\log [H_3O^+]$, fonction décroissante de $[H_3O^+]$.

$[H_3O^+]$ augmente, donc le pH du sang diminue.

3.5 Montrer que les ions H_3O^+ produits par la réaction (2) permettent la libération du dioxygène nécessaire à l'effort tout en limitant la variation de pH.

Données utiles équation (3) : $HbO_2\,(aq) + H_3O^+ = O_2\,(aq) + HbH^+\,(aq) + H_2O$

Les ions H_3O^+ formés par la réaction (2) sont un réactif de la réaction (3). Leur apport fait diminuer le quotient de réaction de (3), qui devient inférieur à sa constante d'équilibre : la réaction (3) évolue dans le sens direct.

Ce sens direct :

- produit du dioxygène O_2, libéré par l'oxyhémoglobine et disponible pour les muscles ;
- consomme des ions H_3O^+, ce qui s'oppose à la baisse de pH décrite en 3.4.

La réaction (3) libère O_2 et consomme les ions H_3O^+ apportés par (2) : le pH varie peu.

COMPRENDRE
Plus un muscle travaille, plus il produit de CO_2, et plus l'oxyhémoglobine lui cède de dioxygène : l'apport s'ajuste à l'effort.

4.1 Le sang d'une personne contient du monoxyde de carbone dissous à la concentration $2{,}0 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Quels sont les effets ressentis ?

Données utiles $K_4 = 7{,}5 \times 10^{7}$; $[\text{CO}]_{éq} = 2{,}0 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; tableau des effets

Pour $\text{Hb}\,(\text{aq}) + \text{CO}\,(\text{aq}) = \text{HbCO}\,(\text{aq})$, à l'équilibre :

$$K_4 = \frac{[\text{HbCO}]_{éq}}{[\text{Hb}]_{éq} \times [\text{CO}]_{éq}} \quad \text{donc} \quad \frac{[\text{HbCO}]_{éq}}{[\text{Hb}]_{éq}} = K_4 \times [\text{CO}]_{éq}$$

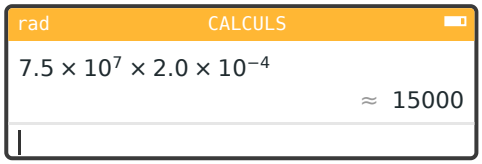
$$\frac{[\text{HbCO}]_{éq}}{[\text{Hb}]_{éq}} = 7{,}5 \times 10^{7} \times 2{,}0 \times 10^{-4} = 1{,}5 \times 10^{4}$$

Cette valeur est comprise entre $1{,}1 \times 10^{4}$ et $2{,}6 \times 10^{4}$.

$\dfrac{[\text{HbCO}]_{éq}}{[\text{Hb}]_{éq}} = 1{,}5 \times 10^{4}$: la personne ressent des maux de tête.

MÉTHODE
Quand un rapport de concentrations est demandé, écrire la constante d'équilibre puis isoler ce rapport, sans chercher chaque concentration.

À LA CALCULATRICE



4.2 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.

Données utiles $K_1 = 3{,}0 \times 10^{5}$; $K_4 = 7{,}5 \times 10^{7}$; équation (5) : $\text{HbO}_2\,(\text{aq}) + \text{CO}\,(\text{aq}) = \text{HbCO}\,(\text{aq}) + \text{O}_2\,(\text{aq})$

$$K_5 = \frac{[\text{HbCO}]_{éq} \times [\text{O}_2]_{éq}}{[\text{HbO}_2]_{éq} \times [\text{CO}]_{éq}}$$

On multiplie numérateur et dénominateur par $[\text{Hb}]_{éq}$:

$$K_5 = \frac{[\text{HbCO}]_{éq}}{[\text{Hb}]_{éq}\,[\text{CO}]_{éq}} \times \frac{[\text{Hb}]_{éq}\,[\text{O}_2]_{éq}}{[\text{HbO}_2]_{éq}} = K_4 \times \frac{1}{K_1}$$

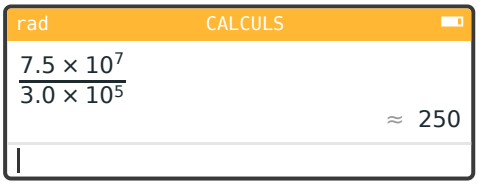
$$K_5 = \frac{K_4}{K_1} = \frac{7{,}5 \times 10^{7}}{3{,}0 \times 10^{5}}$$

$K_5 = \dfrac{K_4}{K_1} = 2{,}5 \times 10^{2}$

PIÈGE
Écrire $K_5 = K_4 - K_1$ ou $K_4 \times K_1$. Inverser une équation inverse sa constante ; additionner deux équations multiplie leurs constantes.

COMPRENDRE
L'équation (5) s'obtient en soustrayant (1) de (4) : les constantes se divisent. $K_5 \gg 1$: l'hémoglobine fixe bien plus volontiers CO que O_2.

À LA CALCULATRICE



4.3 Expliquer qualitativement l'action du caisson hyperbare sur une personne empoisonnée au monoxyde de carbone.

Pour l'équation (5) : $Q_{r5} = \dfrac{[\text{HbCO}] \times [\text{O}_2]}{[\text{HbO}_2] \times [\text{CO}]}$.

Le caisson augmente fortement $[\text{O}_2]$ dans le sang, donc Q_{r5} augmente et devient supérieur à K_5. Le système évolue alors dans le sens inverse de (5) : HbCO est consommé, HbO_2 se reforme.

Le dioxygène en forte concentration chasse le monoxyde de carbone de l'hémoglobine, qui peut de nouveau transporter O_2.

COMPRENDRE
La valeur de K_5 ne change pas : c'est la composition du système qui est modifiée, pour ramener Q_{r5} à K_5.