COMMISSION SCOLAIRE
MARIE-VICTORIN

CHIMIE

CHI-5062
Cinétique et équilibre chimique

(Partie théorique)

Prétest C

SOLUTIONNAIRE

NE PAS ÉCRIRE SUR CE DOCUMENT

Centre Le Moyne d'Iberville

31 octobre 2018

Évaluation des compétences

Tâche 1

3. Les océans constituent des puits de carbone qui contribuent à réduire l'effet de serre. Grâce à leur capacité de dissoudre une certaine quantité de dioxyde de carbone gazeux présent dans l'atmosphère, ils absorbent une partie du surplus de ce gaz produit par les activités humaines. Cette propriété naturelle des océans n'est toutefois pas sans conséquence.

Le dioxyde de carbone se dissout dans l'eau selon l'équation suivante :

$$CO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(aq)} \qquad \Delta H = -20\ \text{kJ/mol}$$

Une certaine quantité de ce dioxyde de carbone dissous se transforme en acide carbonique, selon la réaction suivante :

$$CO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$$

a) D'après les équations qui précèdent, quel pourrait être l'impact sur le pH des océans d'une augmentation du taux de dioxyde de carbone dans l'atmosphère ? Expliquez votre réponse en tenant compte du principe de Le Chatelier.

Une augmentation du taux de dioxyde de carbone correspond à une augmentation de sa concentration, ce qui favorise la réaction directe de la dissolution du dioxyde de carbone. Il en résulte une augmentation de la concentration du dioxyde de carbone dissous, ce qui favorise la formation de l'acide carbonique. L'augmentation de la concentration en ions H^+ qui s'ensuit entraîne une diminution du pH des océans.

b) On remarque qu'il y a une plus grande quantité de dioxyde de carbone dissous dans les eaux de l'Antarctique, où la température moyenne se situe autour de 0 °C, que dans les zones tropicales, où la température moyenne se situe autour de 25 °C. Expliquez pourquoi.

Puisque la réaction de dissolution du dioxyde de carbone est exothermique, une diminution de la température favorise la réaction directe. Il y a donc une plus grande quantité de dioxyde de carbone dissous dans les eaux froides.

Tâche 2

Dilution de l'acide acétique

$C_1V_1 = C_2V_2$

$0{,}4\ mol/L \times 0{,}02\ L = C_2 \times 1200{,}04\ L$

$C_2 = 6{,}67 \times 10^{-6}\ mol/L$

Dissolution de l'acide acétique dans le basin

$$\begin{array}{lccc} & CH_3COOH & \leftrightarrow & CH_3COO^- + H^+ \\ \hline & 6{,}67 \times 10^{-6} & & 0 \quad 0 \\ & -x & & +x \quad +x \\ \hline & 6{,}67 \times 10^{-6} - x & & +x \quad +x \end{array}$$

$$1{,}8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{6{,}67 \times 10^{-6} - x}$$

$$1{,}2 \times 10^{-10} - 1{,}8 \times 10^{-5}x = x^2$$

$$x^2 + 1{,}8 \times 10^{-5}x - 1{,}2 \times 10^{-10} = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{-1{,}8 \times 10^{-5} \pm \sqrt{(1{,}8 \times 10^{-5})^2 - 4 \times 1 \times -1{,}2 \times 10^{-10}}}{2 \times 1}$$

$x_1 = 5{,}17 \times 10^{-6}$

$x_2 = -2{,}31 \times 10^{-5}$ (à rejeter)

Étant donné qu'un pH de 7,2 ($[H^+] = 6{,}3 \times 10^{-8}$) donnera un pH négligeable par rapport à la concentration de $5{,}17 \times 10^{-6}$, on peut calculer ainsi le pH de la solution :

$$pH = -log(5{,}17 \times 10^{-6}) = 5{,}3$$

Donc, le contenu de la bouteille est suffisant pour ramener le pH du bassin entre 5 et 6.

Tâche 3

Pendant un repas très copieux, notre estomac réagit en sécrétant une très grande quantité d'acide. Il en résulte parfois un inconfort dû à l'hyperacidité gastrique. Le lait de magnésie, une solution sursaturée de dihydroxyde de magnésium ($Mg(OH)_2$), peut alors être utilisé pour soulager les brûlures d'estomac.

a) Si la solubilité du dihydroxyde de magnésium est de 10,5 mg/L, calculez la constante du produit de solubilité de cette substance.

Équation et expression du K_{ps}

$$Mg(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + 2\ OH^-_{(aq)}$$

$$K_{ps} = [Mg^{2+}][OH^-]^2$$

Calcul de la solubilité molaire

$$M = \frac{m}{n}$$

D'où $n = \frac{m}{M}$

$$n = \frac{0{,}0105\ \cancel{g}}{58{,}33\ \cancel{g}/mol}$$
$$= 1{,}80 \times 10^{-4}\ mol$$
$$s = 1{,}80 \times 10^{-4}\ mol/L$$

Calcul de la concentration des ions à l'équilibre

	$Mg(OH)_{2(s)}$	$\rightleftharpoons$	$Mg^{2+}_{(aq)}$	+	$2\ OH^-_{(aq)}$
Initiale			0		0
Variation			+ s		+ 2s
Équilibre			s		2s

$$[Mg^{2+}] = s$$
$$= 1{,}80 \times 10^{-4}\ mol/L$$
$$[OH^-] = 2s$$
$$= 2 \times 1{,}80 \times 10^{-4}\ mol/L$$
$$= 3{,}60 \times 10^{-4}\ mol/L$$

Calcul du K_{ps}

$$K_{ps} = 1{,}80 \times 10^{-4} \times (3{,}60 \times 10^{-4})^2$$
$$= 2{,}33 \times 10^{-11}$$

La constante du produit de solubilité est de $2{,}33 \times 10^{-11}$.

b) Calculez le pH d'une solution sursaturée de lait de magnésie.

$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$= \frac{1 \times 10^{-14}}{3{,}60 \times 10^{-4}}$$

$$= 2{,}78 \times 10^{-11}\ mol/L$$

$$pH = -\log[H^+]$$

$$= -\log(2{,}78 \times 10^{-11})$$

$$= 10{,}56$$

Le pH de la solution est de 10,6.

Évaluation explicite des connaissances (20%)

1. Une étudiante effectue diverses expériences pour étudier la vitesse de la réaction suivante :

$2\ I^-_{(aq)} + S_2O_8^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow I_{2(s)} + 2\ SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

Pour chacun des changements suivants, indiquez comment varie la vitesse de la réaction et expliquez pourquoi.

a) Couper le diiode solide en petits morceaux.

Cela n'a aucun effet sur la vitesse de la réaction, puisque le diiode est un produit.

b) Augmenter la concentration de I^-.

La vitesse de la réaction augmente, puisqu'il y a plus d'ions par unité de volume et que le nombre de collisions augmente en conséquence.

c) Placer le système réactionnel dans un bain d'eau glacée.

La vitesse de la réaction diminue, puisque le bain d'eau glacée diminue la température ainsi que la concentration de chacun des réactifs.

d) Utiliser un plus grand volume de la solution de $S_2O_8^-$.

Cela n'a aucun effet sur la vitesse de la réaction, puisque la concentration demeure la même.

e) Effectuer la réaction en présence d'un catalyseur.

La vitesse de la réaction augmente, puisque le catalyseur diminue l'énergie d'activation.

2. Le dihydrogène réagit en présence de monoxyde d'azote selon l'équation suivante :

$2\ H_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$

La loi de vitesse de cette réaction, qui a été établie expérimentalement, s'exprime comme suit : $v = k[H_2][NO]^2$

Quelle est la substance dont on devrait modifier la concentration pour créer le plus grand effet sur la vitesse de la réaction ? Expliquez votre réponse.

On devrait modifier la concentration du monoxyde d'azote pour créer le plus grand effet sur la vitesse de la réaction, puisque la loi de vitesse est d'ordre 2 pour cette substance. Par exemple, si on double la concentration du monoxyde, la vitesse sera quadruplée, tandis que si on double la concentration du dihydrogène, la vitesse ne sera que doublée.

3. Soit la réaction suivante :

$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$

Le tableau ci-dessous présente des résultats d'expériences obtenus avec cette réaction.

Expérience	**[CO] initiale (en mol/L)**	**[NO_2] initiale (en mol/L)**	**Vitesse initiale (en mol/L • s)**
1	0,40	0,60	$5{,}9 \times 10^{-7}$
2	0,40	0,30	$1{,}5 \times 10^{-7}$
3	0,20	0,60	$5{,}9 \times 10^{-7}$

Quelle est l'expression de la loi de vitesse de cette réaction ?

1. *Déterminer les expériences qui offrent un rapport simple entre deux concentrations.*

$$\frac{[CO]_1}{[CO]_3} = \frac{0{,}40\ \cancel{mol}/\cancel{L}}{0{,}20\ \cancel{mol}/\cancel{L}} = \frac{2}{1}$$

La concentration du monoxyde de carbone a diminué de moitié.

$$\frac{[NO_2]_1}{[NO_2]_2} = \frac{0{,}60\ \cancel{mol}/\cancel{L}}{0{,}30\ \cancel{mol}/\cancel{L}} = \frac{2}{1}$$

La concentration du dioxyde d'azote a diminué de moitié.

2. *Déterminer le rapport entre les vitesses correspondantes.*

$$\frac{v_1}{v_3} = \frac{5{,}9 \times 10^{-7}}{5{,}9 \times 10^{-7}} = \frac{1}{1}$$

La vitesse n'a pas été modifiée.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{5{,}9 \times 10^{-7}}{1{,}5 \times 10^{-7}} = \frac{4}{1}$$

La vitesse est quatre fois plus petite.

3. *Déterminer l'ordre de chacun des réactifs de la réaction.*

Lorsqu'on a diminué de moitié la concentration de CO, la vitesse n'a pas été modifiée. L'ordre de la réaction en fonction de CO est donc de 0.

Lorsqu'on a diminué de moitié la concentration de NO_2, la vitesse était quatre fois plus petite. L'ordre de la réaction en fonction de NO_2 est donc de 2.

4. *Écrire l'expression de la loi de vitesse.*

$v = k[NO_2]^2$

L'expression de la loi de vitesse est $v = k[NO_2]^2$.

4. Avec le développement des piles à combustible, la production de dihydrogène est devenue un enjeu de l'heure. Le dihydrogène n'existant qu'à l'état de traces dans l'atmosphère, il faut le produire par réaction chimique. Voici des exemples de réactions :

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,HI_{(g)}$ $\qquad K_c = 4{,}6$ à $1200\,K$

$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$ $\qquad K_c = 0{,}55$ à $1100K$

$CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + 3\,H_{2(g)}$ $\qquad K_c = 0{,}26$ à $1200\,K$

Laquelle de ces réactions favorise le plus la formation du dihydrogène ? Expliquez votre réponse.

Dans le cas de la première réaction, il faut inverser l'équation pour obtenir la production de dihydrogène.

$$K_{c_{inv}} = \frac{1}{K_{c_{dir}}}$$

$$= \frac{1}{4{,}6}$$

$$= 0{,}22$$

C'est la deuxième réaction qui possède la plus grande constante d'équilibre : c'est donc elle qui favorise le plus la formation du dihydrogène.

5. Le tableau suivant décrit quelques acides contenus dans des aliments.

Molécule	Formule	Description	K_a
Acide malique	$C_4H_6O_5$	Ce conservateur organique des aliments est présent naturellement dans les jus de pomme, de poire et de raisin.	$3{,}47 \times 10^{-4}$
Acide tartrique	$C_4H_6O_6$	Cet acide est utilisé comme antioxydant dans les additifs alimentaires. Il est présent dans de nombreux fruits.	$9{,}12 \times 10^{-4}$
Glycine	$C_2H_5NO_2$	C'est le plus simple des acides aminés. Il sert d'exhausteur de goût pour les aliments.	$3{,}98 \times 10^{-3}$

Parmi ces acides, quel est celui qui risque le plus de causer des brûlures d'estomac ? Expliquez votre réponse.

C'est la glycine, puisque sa constante d'acidité est la plus grande. Plus un acide est fort, plus son pH est bas, ce qui peut causer des brûlures d'estomac.