



TRANSFORMATIONS ET ÉQUILIBRES CHIMIQUES

D.Malka – MPSI 2018-2019 – Lycée Jeanne d'Albret

CH1 – Le Russe Blanc

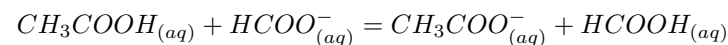
La vodka est un mélange eau-éthanol à 44, 7° c'est-à-dire qu'un litre de vodka renferme 447 mL d'alcool.

1. Calculer la composition massique de la vodka.
2. Le *Russe Blanc* se prépare par mélange de 4 cl de vodka, 2 cl de liqueur de café et 4 cl de lait. 1,0 L de liqueur de café contient 0,2 L d'éthanol. Calculer la concentration massique en éthanol de ce cocktail.

Donnée : densité de l'éthanol $d = 0,79$, densité de la liqueur de café $d = 0,95$.

CH2 – Prédiction du sens d'une réaction

On considère l'équilibre en phase aqueuse suivant :



La constante de cet équilibre vaut $K = 10^{-1}$.

Prédire le sens d'évolution de l'équilibre pour chacun des états initiaux suivants :

1. $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = [\text{HCOO}^-]_0 = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_0 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
et $[\text{HCOOH}]_0 = 0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
2. $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = [\text{HCOO}^-]_0 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
et $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0 = [\text{HCOOH}]_0 = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
3. $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0 = [\text{HCOOH}]_0 = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[\text{HCOO}^-]_0 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
et $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = x_0$.

CH3 – Décomposition du pentachlorure de phosphore

On introduit $n_0 = 0,50 \text{ mol}$ de PCl_5 dans un récipient fermé et indéformable de volume $V_0 = 2,05 \text{ L}$, à la température $T_0 = 455 \text{ K}$. On obtient l'équilibre homogène en phase gazeuse :



de constante d'équilibre $K = 8$. La transformation est monotherme c'est-à-dire que la température à l'équilibre est égale à la température initiale T_0 .

On cherche la valeur à l'équilibre du coefficient de dissociation α défini par :

$$\alpha = \frac{n_{\text{PCl}_5, \text{consommé}}}{n_{\text{PCl}_5, \text{initial}}}$$

Données :

- constante du gaz parfait $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$,
- tous les gaz sont supposés satisfaire le modèle du gaz parfait.

1. Exprimer puis calculer la pression initiale P_i .
2. Exprimer la pression partielle à l'équilibre de chaque constituant en fonction de l'avancement de réaction ξ_{eq} et de P_i .
3. Déterminer la valeur numérique de ξ_{eq} puis de α_{eq} . Commenter.

CH4 – Acidification des océans par le dioxyde de carbone

Dans cet exercice on cherche à comprendre l'effet de l'augmentation de la concentration en CO_2 atmosphérique sur l'acidité des océans via un modèle très simple.

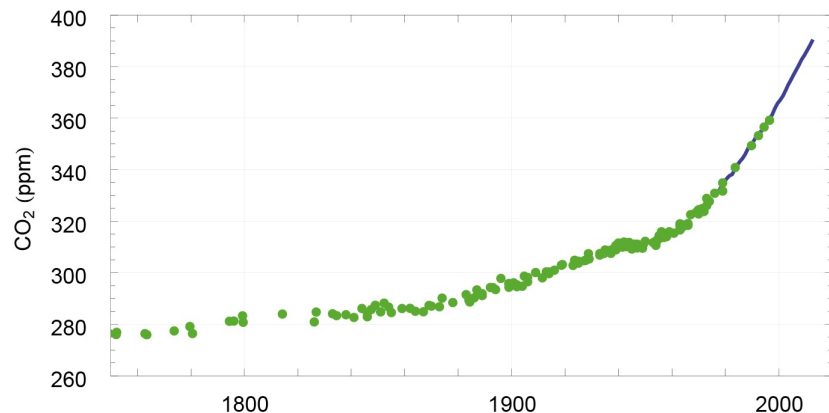
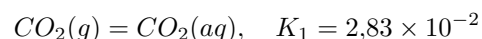
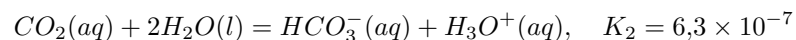


FIGURE 1 – Evolution de la concentration atmosphérique depuis la révolution industrielle. 1 ppm correspond à une molécule sur un million.

1. L'équation de l'équilibre d'absorption du dioxyde de carbone dans l'eau s'écrit :



- 1.1 Calculer la pression partielle en CO_2 dans l'atmosphère. *Dans la suite, on suppose que la pression partielle en CO_2 à l'équilibre est égale à cette valeur en toute circonstance.*
- 1.2 En déduire la concentration océanique en CO_2 dissous à l'équilibre à en assimilant les océans à de l'eau pure.
2. Le dioxyde de carbone est un acide et réagit à ce titre avec l'eau suivant la réaction :



- 2.1 En considérant la réaction :

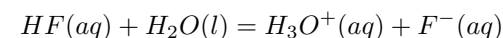


Déterminer le pH à l'équilibre d'une eau initialement pure (et donc de $pH = 7$) après mise en contact avec l'atmosphère ambiante.

- 2.2 Expliquer pourquoi l'augmentation de la concentration atmosphérique en dioxyde de carbone entraîne une acidification des eaux océaniques.

CH5 – Mesure du pK_a de l'acide fluorhydrique

On dissout une quantité $n_0 = 0,010$ mol d'acide fluorhydrique HF dans un volume $V = 1,00$ L d'eau distillée. L'acide fluorhydrique réagit avec l'eau selon la réaction d'équation :



La mesure du pH de la solution à l'équilibre donne :

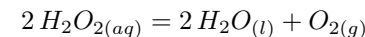
$$pH = 2,65$$

Déterminer la constante d'équilibre K_a de la réaction puis le pK_a du couple HF/F^- . Commenter.

On rappelle que $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{C^\circ}\right)$, $pK_a = -\log K_a$.

CH6 – Décomposition de l'eau oxygénée

L'eau oxygénée est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 . Cette dernière se décompose lentement suivant la réaction chimique lente mais supposée totale, d'équation :



On appelle eau oxygénée à z volumes, une eau oxygénée qui fournit, en se décomposant, z fois son volume en dioxygène à la température ambiante et sous la pression atmosphérique. Par exemple, 1 L d'eau oxygénée à 30 volumes produit, après décomposition totale, 30 L de dioxygène gazeux.

Volume molaire à $T = 298$ K et $p = 1$ bar : $24,0$ L \cdot mol $^{-1}$.

1. Déterminer la quantité de matière de dioxygène dégagée par décomposition de 1 L d'une solution d'eau oxygénée à 20 volumes.
2. En déduire la concentration molaire en peroxyde d'hydrogène de cette solution.