

# CHIMIE1 - Bases de la chimie et équilibres chimiques

Travaux dirigés

## Exercice 1: Préparation d'un solution de chlorure de manganèse \*

On se reportera au tableau périodique distribué en cours pour les masses molaires des éléments utiles.

1. Quelle masse de chlorure de manganèse ( $\text{MnCl}_2$ ) doit-on dissoudre dans un fiole de 200mL d'eau distillée pour obtenir une solution de concentration en quantité de matière égale à  $c_1 = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  en manganèse ?
2. A partir de cette fiole jaugée, on souhaite préparer une solution de concentration  $c_2 = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Préciser le protocole à suivre (verrerie à utiliser avec des volumes précisés, manipulations à effectuer).

## Exercice 2: Lien microscopique/macroscopique \*

1. Quelle est la valeur de la concentration que doit atteindre une espèce en solution pour qu'il reste moins d'une molécule dans 1 L de cette solution ?
2. Pour une solution aqueuse d'acide éthanóique  $\text{CH}_3\text{COOH}$  à  $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , combien y a-t-il de molécules d'eau (solvant) pour chaque molécule de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  présente ?

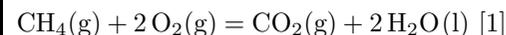
## Exercice 3: Expressions de quotient de réaction \*

Après avoir réécrit l'équation en ayant déterminé les coefficients stœchiométriques inconnus (au maximum  $x$ ,  $y$  et  $z$ ), écrire l'expression du quotient de réaction  $Q_r$  de ces transformations en solution aqueuse en simplifiant au maximum, pour chacun des cas suivants :

1.  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) = x \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$
2.  $x \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq})$
3.  $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) + z \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + x \text{H}^{+}(\text{aq}) = \text{Mn}^{2+} + z \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + y \text{H}_2\text{O}(\ell)$
4.  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + x \text{I}^{-} = y \text{SO}_4^{2-} + z \text{I}_2(\text{aq})$

## Exercice 4: Combustion du méthane \*\*

Considérons la combustion du gaz naturel (assimilé à du méthane), transformation décrite par une réaction d'équation :



Cette transformation est supposée totale.

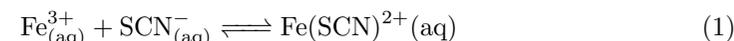
1. Réaliser le tableau d'avancement de la réaction (on notera  $\xi$  l'avancement du système en mol).
2. On met initialement en contact dans un milieu réactionnel fermé une masse de 10 g de  $\text{CH}_4(\text{g})$  et  $m = 30$  g de dioxygène  $\text{O}_2(\text{g})$ . Déterminer le réactif limitant et préciser les quantités de matière de chaque réactif et produit une fois la transformation terminée.
3. Quelle masse de  $\text{CO}_2$  produit la combustion d'une tonne de méthane dans l'air ?
4. La France consomme environ 40 milliard de  $\text{m}^3$  de gaz naturel chaque année pour l'industrie et le chauffage. En l'assimilant à du méthane, estimer la masse de  $\text{CO}_2(\text{g})$  produite par la France chaque année du fait de cet usage. On supposera pour cette question que le méthane est un gaz parfait sous 1 bar à la température de  $20^\circ\text{C}$ .

Données :

Masses molaires atomiques (en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) : H : 1,0 ; C : 12,0 ; N : 14,0 ; O : 16,0

## Exercice 5: Équilibre de complexation \*\*

Les ions fer (III) et l'ion thyocyanate peuvent former une molécule nommée thiocyanatefer (III), processus modélisé par la réaction d'équation :



de constante d'équilibre  $K^\circ(T) = 125$ .

Dans un bécher se trouve un volume  $V = 100$  mL d'une solution de chlorure de fer (III) de concentration  $c_0 = 1 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . On y introduit la quantité de matière  $n_1 = 2 \times 10^{-3} \text{ mol}$  de thyocyanate de potassium.

1. Déterminer l'équation vérifiée par l'avancement volumique à l'équilibre  $x_{\text{eq}}$ . On la mettra sous une forme polynômiale.
2. La résolution de cette équation fournit deux solutions  $x_1 = 32 \times 10^{-3}$  et  $x_2 = 6,3 \times 10^{-3}$  (unités SI). En déduire, en justifiant, les concentrations de toutes les espèces présentes à l'équilibre.

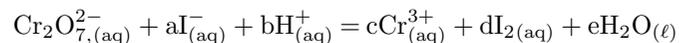
## Exercice 6: Oxydation des ions dichromate \*\*\*





*Exercice nécessitant l'utilisation d'un programme informatique*

La réaction d'oxydoréduction modélisant la transformation qui se produit entre les ions dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  et les ions iodure  $\text{I}^-$  en milieu acide s'écrit :



- Déterminer les valeurs de  $a$ ,  $b$ ,  $c$ ,  $d$  et  $e$  (et vérifiez bien, la suite de l'exercice en dépend...)
- On mélange dans un bécher trois solutions S1, S2 et S3 :
  - S1 : 50 mL d'une solution de dichromate de potassium  $\{2\text{K}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}\}$  de concentration  $c_0 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .
  - S2 : 100 mL d'une solution d'iodure de potassium  $\{\text{K}^+ + \text{I}^-\}$  de concentration  $c_1 = 8,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .
  - S3 : 50 mL d'une solution d'acide chlorhydrique  $\{\text{H}^+ + \text{Cl}^-\}$  de concentration  $c_2 = 10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Déterminer les concentrations de chaque réactif dans le bécher à l'instant initial (au tout début de la réaction).

- On suppose dans un premier temps que la réaction est totale. Déterminer les valeurs des concentrations de tous les réactifs et produits présents dans le bécher à l'état final (les solutions sont des solution aqueuses, donc l'eau est supposée en excès).
- Toutes les autres valeurs restant identiques, déterminer la valeur de  $c_0$  que l'on doit choisir pour que  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  et  $\text{I}^-$  soient initialement en proportions stœchiométriques dans le bécher.
- On se replace à nouveau dans la situation initiale de la question 2) avec la concentration  $c_0$  égale à  $c_0 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . La constante d'équilibre de la réaction vaut  $K^\circ(25^\circ\text{C}) = 7,8 \times 10^{34}$ . Justifier le sens spontané de la réaction chimique, au moment où l'on introduit les différentes espèces.
- Définir de manière littérale la constante d'équilibre  $K^\circ(T)$  de cette réaction à l'aide des concentrations à l'équilibre.
- Déterminer l'équation algébrique vérifiée par l'avancement volumique  $x_{\text{eq}}$  à l'équilibre.
- Résoudre l'équation précédente à l'aide d'un programme informatique à votre initiative (on pourra utiliser la fonction `bisect` du module `scipy.optimize`, par exemple). En déduire qu'il ne reste plus un seul ion dichromate dans le bécher à l'équilibre.