



FICHE EXERCICES

COURS n°9 « Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique »

Exercice 1 :

Lors d'une séance de travaux pratiques pour étudier l'évolution d'un mélange, Coralie introduit dans un bécher le même volume $V_0 = 25,0$ mL de 4 solutions de même concentration $C = 0,100$ mol/L

- solution d'acide éthanoïque – solution d'acide méthanoïque – solution d'ions éthanoate – solution d'ions méthanoate

Une réaction, non totale, a lieu entre les ions éthanoate et l'acide méthanoate.

Sa constante d'équilibre à la température du mélange est $K = 10,0$

- 1- Calculer la valeur du quotient de réaction $Q_{r,i}$ à l'état initial.
- 2- Dans quel sens la réaction va-t-elle se produire ?
- 3- Construire le tableau d'avancement.
- 4- En déduire l'avancement à l'équilibre.
- 5- Calculer le taux d'avancement à l'équilibre.



Le venin des abeilles contient de l'acide méthanoïque qui réagit avec l'eau de la peau.

19 Quotients de réactions

Pour chacun des équilibres chimiques ci-dessous, donner l'expression du quotient de réaction.

- a. $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{AgCl}(\text{s})$
- b. $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
- c. $3 \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Al}(\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq})$
- d. $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
- e. $2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$

Exercice 20

Préparer une suspension de sulfate de baryum

Mobiliser et organiser ses connaissances ; effectuer des calculs.

Le sulfate de baryum BaSO_4 , opaque aux rayons X, est utilisé en radiologie. À 25°C , on prépare une solution de volume $V = 2,0$ L en introduisant une masse $m = 5,0$ g de $\text{BaSO}_4(\text{s})$ dans de l'eau. La dissolution du sulfate de baryum dans l'eau a pour équation : $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

1. Montrer, qu'à 25°C , du sulfate de baryum $\text{BaSO}_4(\text{s})$ se dissout.
2. À l'état final, $[\text{Ba}^{2+}]_f = 1,1 \times 10^{-5}$ mol · L⁻¹. En déduire que la transformation n'est pas totale.

Données

Constante d'équilibre à 25°C : $K = 10^{-9,9}$; $M(\text{BaSO}_4) = 233,4$ g · mol⁻¹.

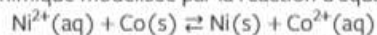
➤ Radiographie d'un intestin grâce à l'utilisation du sulfate de baryum.



Exercice 21

Énoncé Un système chimique de volume $V = 100$ mL contient $1,0 \times 10^{-1}$ mol d'ions nickel (Ni^{2+}) et $2,0 \times 10^{-1}$ mol de cobalt métallique (Co).

Le système est siège d'une transformation chimique modélisée par la réaction d'équation :



Dans l'état final de la transformation on mesure par spectrophotométrie que $[\text{Co}^{2+}]_f = 9,1 \times 10^{-1}$ mol · L⁻¹.

1. Établir un tableau d'avancement de la transformation chimique étudiée.
2. D'après les données expérimentales, déterminer l'avancement final x_f de la transformation.
3. En déduire le taux d'avancement final de la transformation et indiquer si elle est totale ou non totale.

28 Suivi d'une réaction

Au laboratoire, par chauffage à reflux dans un ballon, on réalise la synthèse de l'éthanoate de benzyle $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_2(\ell)$ que l'on notera **E**, par réaction entre $0,10$ mol d'acide éthanoïque $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2(\ell)$ et $0,10$ mol d'alcool benzylique $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}(\ell)$ selon la réaction de constante d'équilibre $K(T) = 4,0$ à 25°C et d'équation :



Pendant la synthèse, le volume de liquide à l'intérieur du ballon reste identique. A l'instant $t_1 = 10$ min après le début du chauffage, on réalise un titrage de l'acide restant, on obtient : $n_{\text{acide}} = 0,070$ mol.

1. Établir le tableau d'avancement de la réaction et calculer les quantités de matière de toutes les espèces chimiques présentes à l'instant t_1 .
2. Exprimer le quotient de réaction Q_r et calculer sa valeur à cet instant t_1 .
3. L'état d'équilibre dynamique est-il atteint ?
4. À l'instant $t_2 = 1$ h, on a atteint l'état d'équilibre dynamique (état final). On mesure la quantité d'acide restant : $n_{\text{acide}} = 0,033$ mol. Calculer le taux d'avancement final τ . La transformation est-elle totale ?



L'arôme de jasmin contient l'éthanoate de benzyle.

LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

- ▶ Les quantités initiales des réactifs et la constante d'équilibre sont données.
- ▶ Cette donnée concerne l'état final de la transformation.

26 Usure d'une pile

On réalise une pile cadmium-argent contenant les couples $\text{Ag}^+(\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})$ et $\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cd}(\text{s})$.

On utilise des solutions de concentrations en quantité de matière initiales d'ions métalliques égales à $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et de volume $V = 250 \text{ mL}$. Les parties immergées des électrodes ont une masse de 30 g.

Lorsque la pile fonctionne, la masse de l'électrode de cadmium $\text{Cd}(\text{s})$ diminue et il se forme un dépôt d'argent $\text{Ag}(\text{s})$ sur l'électrode d'argent.

Données :

- $M_{\text{Cd}} = 112,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{Ag}} = 108,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$; $N_{\text{A}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

1. Écrire les demi-équations aux électrodes et en déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui se produit dans la pile en fonctionnement.
2. Construire le tableau d'avancement de la réaction et en déduire la nature du réactif limitant.
3. Calculer la capacité de la pile, en coulomb.

30 Réalisation d'une pile d'étude

On branche en série un ampèremètre, un conducteur ohmique et une pile argent-nickel contenant les couples oxydant-réducteur $\text{Ag}^+(\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})$ et $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) / \text{Ni}(\text{s})$. La borne COM de l'ampèremètre est branchée sur l'électrode de nickel. Lorsque la pile fonctionne, on constate que la masse de l'électrode d'argent augmente alors que celle de l'électrode de nickel diminue.

Données :

- Masse molaire atomique : $M_{\text{Ni}} = 58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Charge élémentaire $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.
- Constante d'Avogadro $N_{\text{A}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

1. Faire un schéma de la pile reliée au circuit extérieur.
2. À partir des observations citées dans l'énoncé :
 - a. écrire les demi-équations se produisant aux électrodes ;
 - b. écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui en résulte ;
 - c. indiquer le sens de déplacement des électrons à l'extérieur de la pile ;
 - d. indiquer le sens du courant ainsi que les bornes + et - des électrodes.
3. Le réactif limitant le fonctionnement de cette pile est la lame de nickel dont la partie immergée a une masse $m = 10,0 \text{ g}$. Calculer la capacité q_{max} de cette pile.



LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

- ▶ Chaque demi-pile est constituée par un couple oxydant-réducteur.
- ▶ Ces observations expérimentales permettent d'interpréter le fonctionnement de la pile.

31 Fonctionnement d'une pile

On branche en série un ampèremètre, un conducteur ohmique et une pile aluminium-nickel contenant les couples oxydant-réducteur $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(\text{s})$ et $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) / \text{Ni}(\text{s})$. La borne COM de l'ampèremètre est branchée sur l'électrode d'aluminium. Lorsque la pile fonctionne, on constate que la masse de l'électrode de nickel augmente alors que celle de l'électrode d'aluminium diminue.

Données :

- Masse molaire atomique : $M_{\text{Al}} = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Charge élémentaire $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.
- Constante d'Avogadro $N_{\text{A}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

- Reprendre les questions 1 à 3 de l'exercice 30, sachant que l'aluminium est le réactif limitant avec $m = 15,0 \text{ g}$.

EXERCICE C : La pile au méthanol

Mots-clés : oxydo-réduction, volume molaire des gaz, capacité électrique d'une pile

Une pile au méthanol fait partie des piles à combustibles. Elle est constituée de deux électrodes en platine, au niveau desquelles se produisent une réaction d'oxydation et une réaction de réduction. Le platine sert de catalyseur pour les réactions d'oxydo-réduction. Les deux électrodes sont séparées par une membrane poreuse riche en ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$, appelée membrane protonique. L'une des électrodes est alimentée par du dioxygène puisé dans l'air, et l'autre est alimentée par un combustible, ici le méthanol en solution aqueuse (

Voir l'annexe : La pile au méthanol en fonctionnement

Données :

- Masse molaire du méthanol : $M_{\text{méthanol}} = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Masse volumique du méthanol : $\rho_{\text{méthanol}} = 0,792 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.
- Composition volumique de l'air : 20 % de dioxygène et 80 % de diazote.
- Volume molaire du dioxygène dans les conditions de l'expérience : $V_{\text{m}} = 24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Constante de Faraday : $F = 9,6 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Le rendement r d'une pile relie sa capacité électrique réelle Q'_{max} à sa capacité électrique théorique Q_{Max} par la relation : $Q'_{\text{max}} = r \times Q_{\text{Max}}$.
- Lorsqu'on associe des piles en série, leurs capacités électriques s'ajoutent.

PARTIE A : Etude du fonctionnement de la pile au méthanol

Les demi-équations traduisant les réactions au niveau des électrodes de la pile au méthanol sont données ci-dessous :

- Électrode 1 : $\text{CH}_3\text{OH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{e}^- + 6 \text{H}^+(\text{aq})$
- Électrode 2 : $\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+(\text{aq}) = 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

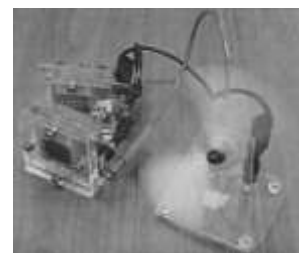
- A.1.1.** Identifier quelle électrode constitue l'anode et quelle électrode constitue la cathode dans la pile au méthanol.
- A.1.2.** Indiquer sur le schéma du circuit étudié donné dans **l'ANNEXE A RENDRE AVEC LA COPIE**, les pôles de la pile ainsi que le sens du courant électrique.
- A.1.3.** Expliquer le rôle de la membrane protonique dans la pile au méthanol.
- A.1.4.** Indiquer le sens de circulation des porteurs de charge à l'intérieur et à l'extérieur de la pile sur le schéma de **l'ANNEXE A RENDRE AVEC LA COPIE**.
- A.2.** Écrire l'équation de la réaction chimique modélisant le fonctionnement de la pile.

La pile est alimentée avec un volume $V = 5,0 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de méthanol à 10 % en volume et avec de l'air ambiant. Le compartiment qui contient l'air est constamment en contact avec l'air ambiant.

- A.3.1.** Montrer que la quantité de matière de méthanol introduite dans la pile au méthanol a pour valeur $n(\text{CH}_3\text{OH}) = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
- A.3.2.** Justifier que le dioxygène est le réactif en excès.
- A.3.3.** Déterminer le volume d'air $V(\text{air})$ consommé lors du fonctionnement de la pile jusqu'à son usure.

PARTIE B : Alimentation d'un circuit comportant un petit ventilateur

Au laboratoire du lycée, des élèves cherchent à faire fonctionner un petit ventilateur avec la pile au méthanol étudiée dans la partie A. Pour y parvenir, ils doivent associer deux piles en série (**figure 2**). Ils mesurent alors que l'intensité courant qui circule dans le circuit lorsque le ventilateur fonctionne vaut $I = 450 \text{ mA}$. Chacune des piles a un rendement de 70 %.



du

Figure 2 : Circuit d'alimentation du ventilateur

Source : <https://auditoires-physique.epfl.ch>

- B.1.** Calculer la capacité électrique théorique de la pile au méthanol étudiée dans la partie A.
- B.2.** Les élèves souhaitent faire fonctionner le ventilateur pendant au moins une heure. Expliquer en argumentant la réponse s'ils y parviendront.

ANNEXE A RENDRE AVEC LA COPIE (même non complétée)

Questions A.1.2. et A.1.4.

