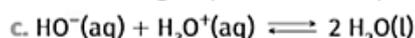
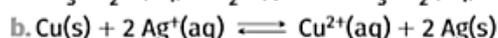


Exercice 1**Quotient de réaction**

1. Donner l'expression du quotient de réaction Q_r pour chacune des réactions chimiques suivantes :



2. Écrire les équations de réaction à partir des quotients de réaction suivants :

a. $Q_r = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}] \cdot [\text{NH}_3]}$

b. $Q_r = \frac{[\text{Ag}(\text{CN})_2^-]}{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{CN}^-]^2}$

3. On considère la réaction dont l'équation s'écrit :



Cette réaction possède une constante d'équilibre

$K = 2,5 \times 10^4$ à température ambiante. À l'état initial,

$Q_{r,i} = 5,1 \times 10^4$.

Déterminer le sens d'évolution spontanée de cette réaction.

Exercice 3**Prévoir le sens d'évolution d'un système**

On mélange $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ de concentration $3,00 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec un volume $V_2 = 5,0 \text{ mL}$ de solution aqueuse de diiode de concentration $2,50 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique se produisant entre le diiode et l'acide ascorbique.

2. Prévoir le sens d'évolution du système chimique.

3. Déterminer le taux d'avancement final de cette transformation sachant que la concentration à l'équilibre en ions iodure I^- est de $1,67 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données : Couple d'oxydoréduction :



Constante d'équilibre de la réaction entre le diiode et l'acide ascorbique : $K(T) = 3,8 \times 10^{16}$ à $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

Exercice 2**Évolution d'un mélange cuivre-argent**

Un bécher contient un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ de solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+(\text{aq}) ; \text{NO}_3^-(\text{aq})$) de concentration $c_1 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On ajoute $V_2 = 20 \text{ mL}$ de solution de nitrate de cuivre

($\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) ; 2 \text{NO}_3^-(\text{aq})$) de concentration $c_2 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On obtient une solution dans laquelle coexistent les ions argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$, cuivre $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ et nitrate $\text{NO}_3^-(\text{aq})$.

1. Calculer les concentrations initiales en ion cuivre $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ et en ion argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$ dans le mélange.

On plonge ensuite dans le bécher un fil de cuivre $\text{Cu}(\text{s})$ et un fil d'argent $\text{Ag}(\text{s})$ bien décapés.

2. Écrire l'équation de réaction entre le métal cuivre $\text{Cu}(\text{s})$ et l'ion argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$.

3. Exprimer le quotient de réaction Q_r correspondant à la réaction précédente.

4. Calculer la valeur notée $Q_{r,i}$ du quotient de réaction à l'état initial du système.

5. En déduire que le système évolue spontanément dans le sens direct de la réaction.

- Couples d'oxydoréduction : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ et $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$
- Constante d'équilibre de la réaction entre les ions argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$ et le cuivre solide $\text{Cu}(\text{s})$: $K = 2,2 \times 10^5$

Exercice 4**Avancement final et constante d'équilibre**

On considère les couples d'oxydo-réduction $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ et $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.

La constante d'équilibre associée à la réaction d'oxydoréduction entre les ions fer(II) et les ions argent vaut $K(T) = 3,2$ à $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

On place dans un erlenmeyer une pièce d'argent et un mélange de solutions contenant les ions suivants :

Espèce chimique	Ag^+	Fe^{3+}	Fe^{2+}
Concentration ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	1,0	0,50	0,40
Volume (mL)	200	100	200

1. Établir l'équation de la réaction modélisant la transformation entre les ions argent et les ions fer(II).

2. Prévoir le sens d'évolution spontanée du système chimique contenu dans l'erlenmeyer.

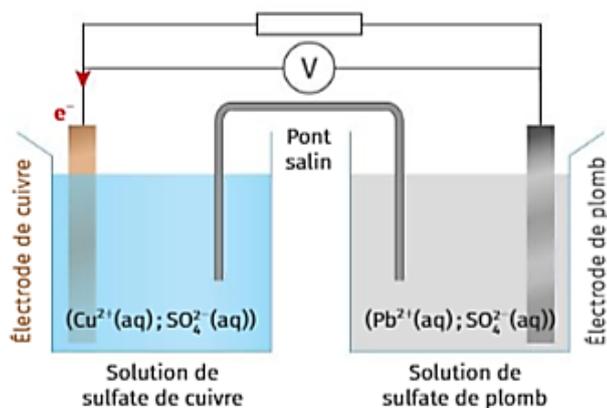
3. Déterminer l'avancement final de la transformation sachant que la concentration finale en ions fer(III) est de $1,4 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

4. En déduire le taux d'avancement final et indiquer si la transformation est totale ou non.

Exercice 5

Pile cuivre-plomb

La borne d'entrée d'un voltmètre est reliée à la lame de cuivre Cu(s) et la borne COM à la lame de plomb Pb(s).



1. Déterminer le sens du courant.
2. Identifier l'anode et la cathode.
3. À l'aide du schéma, écrire les demi-équations d'oxydoréduction.
4. En déduire l'équation de fonctionnement de la pile.

Exercice 8

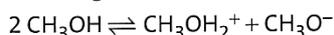
Produits ioniques

1. Cas de l'eau

- a. Quels ions l'eau pure contient-elle ? Pourquoi leur concentration est-elle égale ?
- b. Exprimer le produit ionique de l'eau. En déduire la concentration en ions H_3O^+ de l'eau pure à 25 °C.

2. Cas du méthanol

Le méthanol est le siège de la réaction d'équation



- a. En déduire deux couples acido-basiques du méthanol.
- b. Pourquoi cet équilibre s'appelle-t-il équilibre ionique du solvant méthanol ?
- c. Le produit ionique, dans ce solvant, vaut $K_m = 10^{-16,7}$ à 25 °C. Exprimer K_m en fonction des concentrations des ions à l'équilibre ionique du méthanol.
- d. Pourquoi l'égalité $[\text{CH}_3\text{OH}_2^+] = [\text{CH}_3\text{O}^-]$ est-elle vérifiée dans le méthanol pur ?
- e. Déduire des deux questions précédentes la valeur de $[\text{CH}_3\text{OH}_2^+]$ dans le méthanol pur.
- f. Le pH dans le méthanol comme solvant est défini par $\text{pH}_m = -\log[\text{CH}_3\text{OH}_2^+]$. Déduire de la question précédente la valeur du pH du méthanol pur, pH_m .

Exercice 6

Vélo électrique

Une batterie de vélo à assistance électrique a une capacité électrique de 4 A.h. Sur le plat, la batterie débite un courant de 0,5 A. En montée, le courant est de 3 A.

1. Déterminer la durée de fonctionnement de l'assistance électrique sur une route horizontale.
2. Calculer la durée de fonctionnement de l'assistance pour une route exclusivement en pente ascendante.

Exercice 7

Pile nickel argent

Une pile nickel argent met en jeu les couples $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ et $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})/\text{Ni}(\text{s})$. Dans cette pile, c'est le nickel Ni(s) qui s'oxyde.

1. Identifier l'anode et la cathode.
2. Écrire les demi-équations d'oxydoréduction.
3. En déduire l'équation globale de la réaction de la pile.
4. Donner la relation entre la capacité électrique, l'intensité du courant et la durée de fonctionnement d'une pile.
5. Rappeler la relation entre la capacité électrique et la quantité de matière d'électrons échangés.
6. Calculer la variation de masse de l'anode lorsque la pile a débité un courant continu d'intensité 500 mA pendant 4,0 h.

• Masses molaires atomiques : $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g mol}^{-1}$ et $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g mol}^{-1}$

• Constante de Faraday : $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$

Exercice 9

Couple de l'acide benzoïque

- a. Des deux formes $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ et $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$, laquelle est l'acide benzoïque et laquelle est sa base conjuguée ? Justifier.
- b. Écrire l'équilibre de Brønsted de ce couple.
- c. L'acide benzoïque est un acide faible. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide benzoïque et l'eau.
- d. Exprimer la constante d'acidité K_a du couple, dont la valeur est $K_a = 6,31 \cdot 10^{-5}$.
- e. Que vaut le pH de la solution sachant que la concentration de la forme acide est $3,60 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ et que celle de la forme basique est $1,43 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$?

Exercice 10

Eau de Javel

Une solution d'eau de Javel de pH égal à 11 est un mélange de chlorure de sodium et d'hypochlorite de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{ClO}^-(\text{aq})$.

$\text{ClO}^-(\text{aq})$ est la base conjuguée de l'acide hypochloreux.

- a. Écrire la formule de l'acide hypochloreux puis l'équilibre de Brønsted de ce couple. En déduire l'équation de la réaction de l'acide hypochloreux avec l'eau.
- b. Établir le diagramme de prédominance de ce couple suivant le pH sachant que son $\text{p}K_a$ vaut 7,3.
- c. Quelle forme prédomine dans l'eau de Javel ? Justifier.

Exercice 15

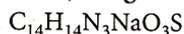
Indicateur coloré à utiliser avec modération

On dispose d'une solution S_1 d'acide chloroéthanoïque $\text{ClCH}_2\text{CO}_2\text{H}$ de concentration apportée $c = 5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, et d'une solution S_2 de sa base conjuguée de même concentration. Pour identifier chaque solution, on en introduit quelques millilitres dans un tube à essais, puis on y ajoute quelques gouttes d'hélianthine.

L'hélianthine est un indicateur coloré de pH. Sa forme acide, notée HIn , est rouge, et sa forme basique jaune. Le $\text{p}K_a$ du couple HIn/In^- est de 3,8.

1. La solution commerciale d'hélianthine utilisée est rouge. L'étiquette du flacon est reproduite ci-dessous.

Hélianthine en teinture (orange de méthyle)



Masse moléculaire : $327,34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Teneur minimale 0,1 % en solution aqueuse

a. Quelle est la forme acido-basique majoritaire de l'hélianthine dans la solution commerciale ?

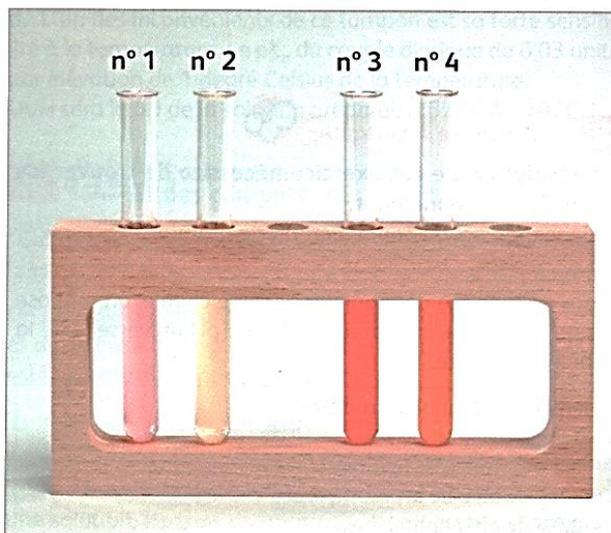
b. Évaluer un ordre de grandeur de la concentration molaire de l'indicateur coloré dans la solution.

Aide. « Teneur 0,1 % » signifie que 100 g de solution contiennent 0,1 g d'hélianthine.

2. Que peut-on dire du pH des deux solutions ?

3. Peut-on prévoir la couleur dans le tube à essais contenant S_2 et quelques gouttes d'hélianthine ?

4. Un élève introduit 5,0 mL de solution S_1 dans un tube à essais noté 1 et 5,0 mL de solution S_2 dans un tube à essais noté 2. Il ajoute quelques gouttes de la solution d'hélianthine dans chaque tube à essais, et obtient les résultats ci-après (tubes à essais n° 1 et 2).



a. Les résultats sont-ils en accord avec les prévisions ?

b. Que peut-on dire des pH des solutions S_1 et S_2 ?

c. Quelle est la forme majoritaire de l'hélianthine dans la solution S_2 ?

5. Un autre élève réalise la même expérience, mais il utilise 1,0 mL de la solution d'hélianthine. Il obtient les résultats ci-dessus (tubes à essais n° 3 et 4).

a. L'hélianthine est-elle sous la même forme dans le tube à essais 1 et dans le tube à essais 3 ?

b. Même question dans le tube à essais 2 et dans le tube à essais 4.

c. Expliquer la réponse de la question b. à l'aide d'une équation de réaction.

6. Pourquoi les indicateurs colorés de pH doivent-ils être utilisés en petite quantité ?

Exercice 16

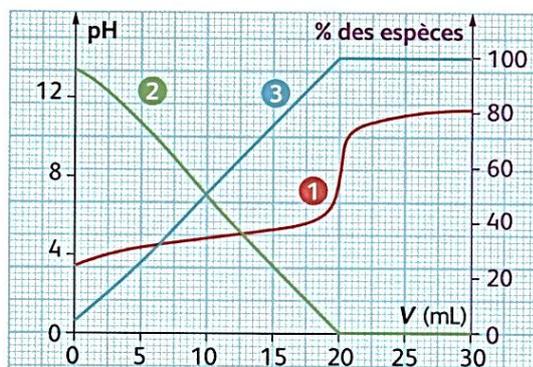
Déterminer une valeur de $\text{p}K_a$

On titre une solution d'acide éthanoïque ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}), \text{HO}^-(\text{aq})$).

Les courbes tracées à l'aide d'un logiciel représentent :

– l'évolution du pH en fonction du volume V de solution d'hydroxyde de sodium ajoutée (courbe ①) ;

– les pourcentages des espèces acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ et ions éthanoate CH_3CO_2^- en fonction du volume V (courbes ② et ③).



a. Écrire l'équation de la réaction support de titrage.

b. Déterminer, grâce à la courbe ①, la valeur du volume V_e versé à l'équivalence.

c. Déterminer la valeur du volume $\frac{V_e}{2}$ correspondant à la demi-équivalence. Quelle est la valeur du pH correspondante ? La comparer à la valeur du $\text{p}K_a$ du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$.

d. Identifier les courbes ② et ③.

e. Que peut-on dire des concentrations des espèces acide et basique conjuguées présentes dans le mélange au point d'intersection des courbes ② et ③ ?

f. Donner la relation entre la constante d'acidité K_a du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ et les concentrations des espèces du milieu.

g. En déduire une valeur approchée du $\text{p}K_a$ du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$.

h. Le pH du milieu varie-t-il de manière significative autour de la demi-équivalence ? Quelle propriété possède alors le milieu ?

Donnée. $\text{p}K_a$ ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$) = 4,8.

Corrections disponibles sur <http://mgendrephyschim.free.fr>