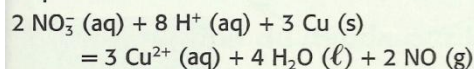


Exercices du chapitre Chimie 2 : Transformations lentes ou rapides ?**Applications directes****Définir une réaction d'oxydoréduction** 

(§ 1 du cours)

3. Reconnaître un oxydant et un réducteur

L'appellation *eau-forte* vient du nom donné par les alchimistes à l'acide nitrique dilué à l'eau : l'*aqua-fortis*. Dans un procédé de gravure à l'eau forte d'une plaque de cuivre, on utilise la réaction de l'acide nitrique selon l'équation :



1. Cette réaction est-elle une réaction d'oxydoréduction ? Justifier.
2. Quels sont les couples oxydant / réducteur mis en jeu ? Écrire leurs demi-équations d'oxydoréduction.
3. Identifier l'oxydant et le réducteur qui réagissent.

**4. Identifier des couples d'oxydoréduction**

Les ions argent Ag^+ réagissent sur le métal cuivre pour donner des arborescences d'argent métallique et des ions cuivre (II).

1. Écrire directement l'équation de la réaction observée.
2. Quels sont les couples oxydant / réducteur mis en jeu ? Écrire les demi-équations d'oxydoréduction.

5. Établir une équation d'oxydoréduction

Les ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ réagissent avec les ions fer (II) pour donner des ions chrome (III) et fer (III).

1. Quels sont les couples oxydant / réducteur mis en jeu ? Écrire les demi-équations d'oxydoréduction.
2. Établir l'équation de cette réaction.

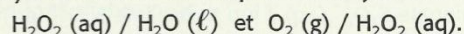
Distinguer les transformations rapides et lentes 

(§ 2 du cours)

(pour les exercices 6 et 7, voir les difficultés des chapitres)

6. Justifier une durée de conservation

L'eau oxygénée H_2O_2 (aq) présente des propriétés à la fois d'oxydant et de réducteur. Elle se décompose par une réaction de *dismutation* ou d'*auto-oxydoréduction*. Les couples mis en jeu sont :

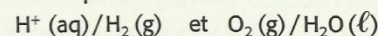


1. Établir l'équation de la réaction de *dismutation*.
2. Pourquoi la qualifie-t-on d'*auto-oxydoréduction* ?
3. Comment expliquer qu'en dépit de cette *dismutation*, on peut conserver plusieurs mois des flacons d'eau oxygénée dans sa pharmacie ?

7. Étudier une réaction explosive

En 1775, le chimiste anglais Joseph PRIESTLEY réalise pour la première fois la synthèse de l'eau. Expérimentalement, il introduit les gaz dihydrogène et dioxygène dans un tube épais, puis amorce la réaction à l'aide d'une flamme. Une explosion retentit et des gouttelettes d'eau se forment sur les parois du tube.

1. Les couples mis en présence sont :



Écrire les demi-équations d'oxydoréduction correspondantes.

2. En déduire l'équation de la réaction de synthèse de l'eau.
3. La réaction est-elle lente ou rapide ?

8. Interpréter une expérience

On verse, sur de la limaille de fer, une solution de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$ et on agite régulièrement. Il se produit une réaction d'oxydoréduction et la teinte de la solution évolue progressivement.

1. Les couples mis en jeu sont $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) / \text{Cu} (\text{s})$ et $\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) / \text{Fe} (\text{s})$. Écrire les demi-équations d'oxydoréduction correspondantes et en déduire l'équation de la réaction.
2. a. Quels changements observe-t-on ?
b. Est-ce une réaction lente ou rapide ?
3. a. Quel test mettrait en évidence les ions formés ? Écrire l'équation de la réaction.
b. La réaction serait-elle lente ou rapide ?

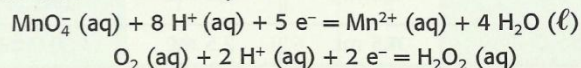
Réaliser un titrage d'oxydoréduction

(§ 3 du cours)

9. Repérer l'équivalence d'un titrage

On réalise le titrage de $V = 20,0$ mL d'une solution d'eau oxygénée H_2O_2 (aq) de concentration C , par une solution de permanganate de potassium de concentration $C' = 0,010$ mol.L⁻¹.

1. Établir l'équation de la réaction connaissant les demi-équations d'oxydoréduction mises en jeu :



2. Comment repère-t-on l'équivalence du titrage ?
3. L'équivalence est obtenue pour $V'_E = 16,8$ mL de solution de permanganate de potassium versée. Calculer la concentration de l'eau oxygénée.

10. Étudier un titrage iodométrique 

On considère les couples suivants :

- diiode I_2 (aq) / ion iodure I^- (aq) ;
- ion peroxodisulfate $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ (aq) / ion sulfate SO_4^{2-} (aq) ;
- ion tétrathionate $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ (aq) / ion thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (aq).

1. On dose une solution de thiosulfate de sodium (incolore) par une solution de diiode (brune).
a. Écrire l'équation de la réaction.
b. Décrire l'évolution de la coloration.
c. La transformation est-elle rapide ?
d. Comment repère-t-on l'équivalence ?
2. On fait agir une solution de peroxodisulfate de potassium (incolore) avec une solution d'iodure de potassium (incolore). La transformation est lente.
a. Écrire l'équation de la réaction.
b. Décrire l'évolution de la coloration.
c. Peut-on utiliser cette réaction pour un titrage ?

Exercices du chapitre Chimie 2 : Transformations lentes ou rapides ?

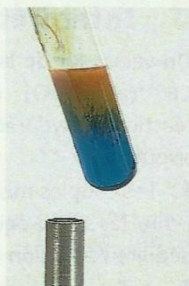
Identifier des facteurs cinétiques

(§ 4 du cours)

11. Interpréter une réaction

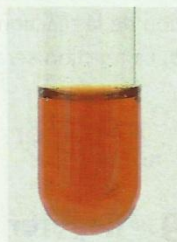
Dans 5 mL de liqueur de Fehling, on introduit 1 mL d'éthanal CH_3CHO (aq). On répartit le mélange dans deux tubes à essai. On chauffe doucement l'un des tubes : un précipité rouge brique se forme. Dans l'autre tube, aucune réaction n'est détectable.

1. Quel groupe caractéristique a-t-on mis en évidence ?
2. Quel est le facteur cinétique étudié ?



12. Rechercher un facteur cinétique

On étudie la réaction entre les ions iode I^- (aq) et le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 (aq) en milieu acide. Pour cela, on prépare un tube témoin [Doc. 1] dans lequel on verse une solution de diiode de concentration $1,5 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$. On réalise ensuite les mélanges suivants à partir d'une solution d'eau oxygénée à $0,060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, et d'acide sulfurique à $0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$:



	$V(\text{H}_2\text{O}_2)$	$V(\text{H}^+)$	$V(\text{H}_2\text{O})$
Tube A	1,5 mL	2,5 mL	3,0 mL
Tube B	2,5 mL	2,5 mL	2,0 mL
Tube C	4,5 mL	2,5 mL	0,0 mL

On verse alors dans chaque tube 3,0 mL de solution d'iodure de potassium à $0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et on relève le temps nécessaire pour que la coloration de chaque mélange coïncide avec la teinte du tube témoin :

	Tube A	Tube B	Tube C
Temps (s)	36	23	12

1. À quelle espèce est due la teinte brune qui apparaît ?
2. a. Pourquoi ajoute-t-on de l'eau dans les tubes A et B ?
b. Calculer les concentrations initiales $[\text{H}_2\text{O}_2]_0$ et $[\text{I}^-]_0$ dans chacun des tubes après mélange.
3. Quel est le facteur cinétique mis en évidence ?

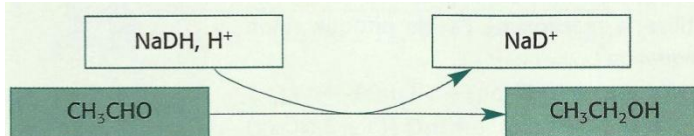
Utilisation des acquis

13. Le temps de fermentation

(voir les difficultés du chapitre)

Les raisins destinés à la fabrication de l'eau de vie de cognac sont pressés et le jus de raisin est stocké dans des cuves où il fermente entre 24 et 48 heures.

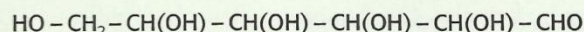
Les sucres sont alors progressivement transformés en éthanal CH_3CHO (aq), puis en éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (aq) grâce à la présence d'une coenzyme, la nicotinamide adénine dinucléotide NADH, selon le schéma d'oxydoréduction suivant :



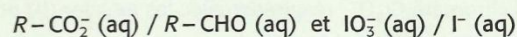
1. Quels sont les couples oxydant / réducteur mis en jeu ? Écrire les demi-équations d'oxydoréduction.
2. En déduire l'équation de la réaction.
3. S'agit-il, pour l'éthanal, d'une oxydation ou d'une réduction ?
4. S'agit-il d'une réaction rapide, lente ou infiniment lente ?
5. La durée de fermentation sera-t-elle plus ou moins grande dans une cave ou en plein soleil ?

14. Oxydation du glucose

Le glucose est un sucre de formule semi-développée :



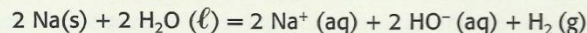
Les ions iodate IO_3^- oxydent le glucose en ions gluconate, notés $\text{R}-\text{CO}_2^-$ (aq) en milieu basique. Les couples mis en jeu sont :



1. Écrire les demi-équations d'oxydoréduction en milieu acide.
2. En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction en milieu basique. **SOS**

15. Réaction du sodium avec l'eau

Dès qu'il est en contact avec l'eau, le métal sodium réagit vivement : on observe un dégagement de dihydrogène tandis que des ions sodium Na^+ (aq) et hydroxyde HO^- (aq) apparaissent dans la solution. L'équation de la réaction est :

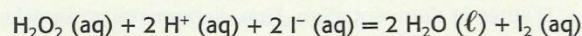


1. Cette réaction est-elle une réaction d'oxydoréduction ? Justifier.
2. Quels sont les couples oxydant / réducteur mis en jeu ? Écrire leurs demi-équations d'oxydoréduction.
3. Identifier l'oxydant et le réducteur qui réagissent.

20. État final d'un système

On mélange 10 mL d'une solution d'iodure de potassium à $0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, 10 mL d'une solution d'acide sulfurique à $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et 20 mL d'eau oxygénée à $0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Après avoir homogénéisé le mélange, on en prélève 10 mL auxquels on ajoute 20 mL d'une eau prise à la même température que les solutions utilisées.

Les ions iodure sont oxydés lentement par l'eau oxygénée, en milieu acide, selon la réaction d'équation :



1. Au bout de 1 min, on compare la coloration des deux mélanges et l'on remarque que la solution non diluée est nettement plus colorée que la solution diluée. Quel(s) facteur(s) cinétique(s) cette manipulation permet-elle de mettre en évidence ?
2. Si la dilution était effectuée avec de l'eau glacée, la différence de coloration entre les deux mélanges serait-elle plus grande ou moins grande que dans l'expérience précédente ?
3. Même question si la dilution était effectuée avec de l'eau chaude. Peut-on répondre sans ambiguïté ?
4. Quand la réaction est achevée, les deux solutions ont-elles la même coloration ? Justifier la réponse.