

1 ^{ère} Spécialité Physique-chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M.GINEYS M.KUNST-MEDICA Hachette éducation Cours livre p 38 à 39	 Frères des Écoles Chrétiennes
Chapitre 2 : : Réactions d'oxydo-réduction			

Nom :	Prénom :	Classe :
PLAN DE TRAVAIL DU CHAPITRE 2 Site internet : http://www.lasallesciences.com		

Les « attendus » du chapitre

Capacités visées :	Mon ressenti
Cours I et AD 2.1 : Qu'est-ce qu'une réaction d'oxydoréduction et AD 2.2: Protection d'un métal contre la corrosion	
A partir de données expérimentales, identifier un transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydo-réduction.	
Définir et distinguer un oxydant, un réducteur, une oxydation, une réduction.	
Définir un couple oxydant/réducteur.	
Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant réducteur étant donnés.	
Cours II et AE 2.3 : Fonctionnement d'une pile à combustible	
Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydoréduction.	
Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant réducteur étant donnés.	

Les bons réflexes pour les exercices

Si l'énoncé demande de...	Il est nécessaire de...
Établir une demi-équation électronique.	Réflexe 1 Ex. 6, p. 43 - Écrire, de part et d'autre de la double flèche, l'oxydant et le réducteur conjugué. - Assurer, si nécessaire, la conservation : - des éléments chimiques autres que H et O ; - de l'élément chimique O (avec H₂O) ; - de l'élément chimique H (avec H⁺). - Assurer la conservation de la charge électrique avec des électrons e⁻.
Établir une équation d'oxydoréduction.	Réflexe 2 Ex. 13, p. 44 - Déterminer, à partir des couples oxydant / réducteur fournis et de l'énoncé, les réactifs et les produits. - Écrire les demi-équations électroniques (Utiliser le réflexe 1) en mettant les réactifs à gauche. - Établir l'équation de la réaction d'oxydoréduction en combinant les demi-équations électroniques de telle sorte que les électrons échangés n'apparaissent pas dans l'écriture finale.

A faire dès la semaine où le chapitre commence en classe.

1. **Aller** sur Lasalle science et **ouvrir** le fichier « fiche de révision seconde »
2. **Visionner** la vidéo : « équilibrer une équation »
3. **Réaliser** une fiche synthèse de cette vidéo
4. **Étudier** la carte mentale proposée
5. **Faire** les exercices de la fiche de révision puis **comparer** vos résultats avec la correction disponible sur le site

À faire après les activités 2.1 et 2.2 :

- **Lire** les corrections des AD 2.1 et 2.2 une fois disponibles en ligne
- **Étudier** la **partie I** du cours et **réaliser** les entraînements dans le cours en comparant les résultats avec le cours complet sur lasalle science

Exercices : 2-3-4-5-6-8-9 p 43

2 Identifier des oxydants et des réducteurs
| Restituer ses connaissances.

1. Définir un oxydant et un réducteur.
2. Déterminer les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :
$$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$$
$$\text{Co}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$$
$$2 \text{ClO}_4^{-}(\text{aq}) + 16 \text{H}^{+}(\text{aq}) + 14 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\ell)$$

4 Recomposer des couples oxydant / réducteur
| Mobiliser ses connaissances.

On donne deux listes, l'une d'oxydants et l'autre de réducteurs :

Oxydants : $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$; $\text{H}^{+}(\text{aq})$; $\text{F}_2(\text{g})$; $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$; $\text{O}_2(\text{g})$; $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$.

Réducteurs : $\text{Zn}(\text{s})$; $\text{F}^{-}(\text{aq})$; $\text{Cr}^{2+}(\text{aq})$; $\text{Ag}(\text{s})$; $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$; $\text{H}_2(\text{g})$.

1. Définir un couple oxydant / réducteur.
2. Déterminer les couples oxydant / réducteur.

3 Reconnaître des oxydants et des réducteurs
| Exploiter des observations ; mobiliser ses connaissances.



Solution de permanganate de potassium $\text{K}^{+}(\text{aq}) + \text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$

Solution contenant des ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

- Parmi les réactifs de l'expérience photographiée ci-dessus, identifier l'oxydant et le réducteur.

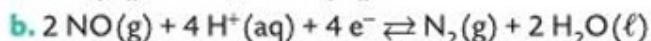
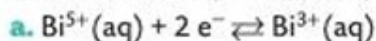
Données

- L'ion permanganate $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$ est responsable de la coloration violette de la solution aqueuse.
- Couples oxydant / réducteur : $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) / \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.

5 Identifier des couples oxydant / réducteur

| Mobiliser ses connaissances.

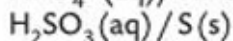
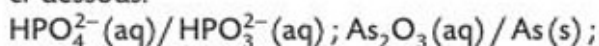
• Préciser pour chacune des demi-équations électroniques suivantes, le couple oxydant / réducteur correspondant.



8 Établir des demi-équations électroniques (1)

| Mobiliser ses connaissances.

• Écrire les demi-équations associées aux couples ci-dessous.



9 Établir des demi-équations électroniques (2)

| Utiliser un modèle pour expliquer

Le diazote $\text{N}_2(\text{g})$ peut se réduire en ammoniac $\text{NH}_3(\text{g})$ tandis que l'eau $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ peut s'oxyder en dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$.

• Écrire les demi-équations d'oxydoréduction.

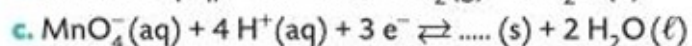
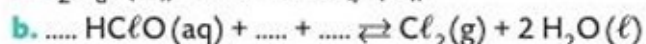


6 Compléter des demi-équations électroniques

| Utiliser un modèle.

• Recopier et compléter les demi-équations électroniques suivantes :

Utiliser le réflexe 1



À faire après l'activité 2.3 :

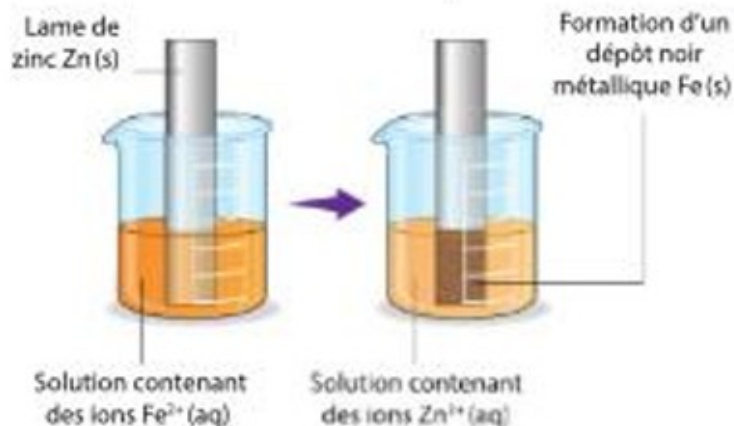
- **Lire** la correction de l'AE 2.3 une fois disponible en ligne
- **Étudier** la **partie II** du cours et **réaliser** l'exercice dans le cours en comparant les résultats avec le cours complet sur lasalle science

Exercices d'application : 10-11-12-13 p 44

10 Identifier des couples oxydant / réducteur

| Utiliser un modèle.

On réalise la transformation chimique suivante :



1. Identifier les couples oxydant / réducteur mis en jeu.
2. Écrire l'équation de la réaction.

11 Identifier des couples oxydant / réducteur

| Mobiliser ses connaissances.

L'éthanol, de formule $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}(\ell)$, peut être oxydé par le dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$ de l'air. Les produits de la réaction sont l'éthanal $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\ell)$ et l'eau $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

1. Préciser, pour chacune des espèces chimiques, s'il s'agit d'un oxydant ou d'un réducteur.
2. Identifier les couples oxydant / réducteur mis en jeu au cours de cette réaction.
3. Écrire l'équation de la réaction.

12 Établir une réaction d'oxydoréduction

Exploiter des observations et des informations.

En chimie, on appelle arbre de Diane une végétation d'argent $\text{Ag}(s)$. Un fil de cuivre $\text{Cu}(s)$ est plongé dans une solution aqueuse contenant des ions argent $\text{Ag}^+(aq)$:



$t = 0$

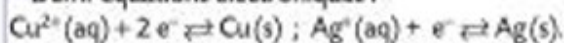
$t = 10 \text{ min}$

- Établir l'équation de la réaction étudiée.

Données

• L'ion cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(aq)$ est responsable de la coloration bleue d'une solution aqueuse.

• Demi-équations électroniques :



13 Établir et prévoir une réaction d'oxydoréduction

Utiliser un modèle.

On donne les couples oxydant / réducteur suivants : $\text{Au}^{3+}(aq)/\text{Au}(s)$; $\text{Sn}^{2+}(aq)/\text{Sn}(s)$; $\text{Cl}_2(g)/\text{Cl}^-(aq)$.

1. Établir l'équation de la réaction entre l'étain $\text{Sn}(s)$ et les ions or (III) $\text{Au}^{3+}(aq)$.

2. Pourrait-il se produire une réaction d'oxydoréduction entre :

- $\text{Sn}(s)$ et $\text{Cl}_2(g)$?
- $\text{Au}(s)$ et $\text{Cl}^-(aq)$?
- $\text{Au}(s)$ et $\text{Au}^{3+}(aq)$?

Utiliser le réflexe 2

Préparation au DS

Je visionne les vidéos suivantes et je revois mon cours :



[Équilibrer une équation](#)



[Équation d'oxydoréduction](#)

Gravure chimique du cuivre

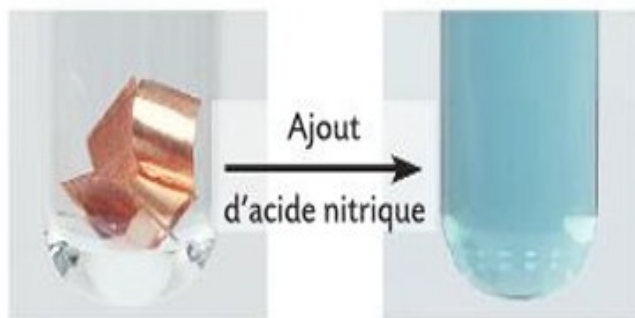
| Extraire et exploiter des informations.

L'eau-forte est un procédé de gravure sur une plaque de cuivre qui utilise de l'acide nitrique $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$. Il s'effectue une réaction chimique entre le cuivre $\text{Cu}(\text{s})$ et l'ion nitrate $\text{NO}_3^-(\text{aq})$.

1. Établir la demi-équation électronique associée à l'ion nitrate.
2. Établir l'équation de la réaction chimique qui a lieu.

Données

• $\text{NO}_3^-(\text{aq}) / \text{NO}(\text{g})$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$.



1. $\text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g})$

$\text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

2. Le cuivre Cu et l'ion nitrate NO_3^- sont les réactifs. Les produits sont l'ion cuivre (II) Cu^{2+} et l'oxyde d'azote NO .

$\text{Cu}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$

$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

On combine les demi-équations électroniques de sorte qu'il n'y ait pas d'électrons dans l'équation bilan.

$(\text{Cu}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-) \times 3$

$(\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)) \times 2$

$3 \text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{NO}(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 6 \text{e}^-$

L'équation s'écrit donc :

$3 \text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{NO}(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

Solution rédigée

• On utilise le **Réflexe 1**.

Écriture de l'oxydant et d'autre d'une double flèche

Conservation de l'élément O

Conservation de l'élément H

Conservation de la charge avec des électrons

• On utilise le **Réflexe 2**.

Détermination des réactifs et les produits

Écriture des demi-équations électroniques

Combinaison des demi-équations électroniques

1 Les oxydants et les réducteurs

Si erreur, revoir § 1, p. 38.

1. Un oxydant est :	un accepteur d'électrons.	un donneur d'électrons.	un accepteur ou un donneur d'électrons, selon le cas.
2. Pour le couple $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$:	le réducteur est $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$.	l'oxydant est $\text{Zn}(\text{s})$.	$\text{Zn}(\text{s})$ est un donneur d'électrons.
3. Pour le couple $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(\text{s})$, la demi-équation électronique peut s'écrire :	$\text{Al}(\text{s}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq})$	$\text{Al}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^-$	$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$
4. La demi-équation électronique $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$ correspond au couple :	$2 \text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g}) / \text{H}^+(\text{aq})$	$\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$
5. Dans la demi-équation électronique $\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Hg}(\ell)$:	$\text{Hg}(\ell)$ est le réducteur.	$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$ donne des électrons.	$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$ est l'oxydant.
6. Dans la demi-équation électronique $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$:	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ est oxydé.	$\text{Cu}(\text{s})$ est oxydé.	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ est réduit.
7. La transformation de Al^{3+} en Al :	est une oxydation.	est une réduction.	est une réaction d'oxydoréduction.
8. Pour le couple $\text{Ag}^+(\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})$:	$\text{Ag}^+(\text{aq})$ peut être oxydé en $\text{Ag}(\text{s})$.	$\text{Ag}(\text{s})$ peut être réduit en $\text{Ag}^+(\text{aq})$.	la transformation de $\text{Ag}^+(\text{aq})$ en $\text{Ag}(\text{s})$ est une réduction.

2 Les réactions d'oxydoréduction

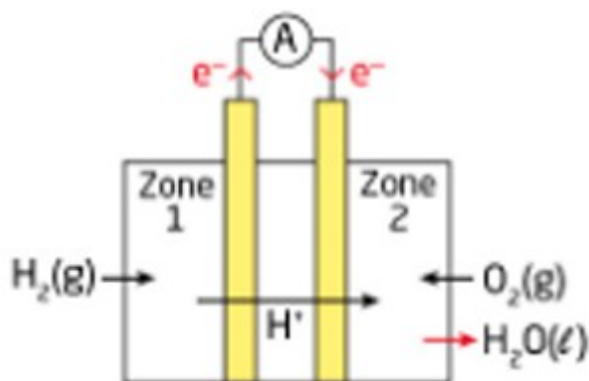
Si erreur, revoir § 2, p. 39.

9. Au cours d'une réaction d'oxydoréduction :	le réducteur cède des électrons à l'oxydant.	un transfert d'électrons est mis en jeu.	un transfert d'ions $\text{H}^+(\text{aq})$ est mis en jeu.
10. La réaction mettant en jeu les couples $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(\text{s})$ et $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$ peut s'écrire :	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) + \text{Al}^{3+}(\text{aq})$	$3 \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Al}(\text{s}) \rightarrow 3 \text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq})$	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Al}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) + \text{Al}(\text{s})$
11. Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, les ions hydrogène H^+ captent des électrons tandis que le fer Fe en donne. L'équation peut s'écrire :	$\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s})$	$2 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
12. Au cours d'une réaction entre l'ion iodure I^- et le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 mettant en jeu les couples $\text{I}_2(\text{aq}) / \text{I}^-(\text{aq})$ et $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$:	des électrons sont transférés de I^- vers H_2O_2 .	H_2O_2 a cédé des électrons.	I^- a capté des électrons.
13. Au cours de la réaction d'équation : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	Cu^{2+} a été réduit par Fe .	Fe a été oxydé par Cu^{2+} .	Cu est le produit de l'oxydation de Cu^{2+} .
14. La réaction d'équation : $2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Ag}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	traduit la perte d'électrons par l'ion argent.	met en jeu les couples $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$ et $\text{Ag}^+(\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})$.	traduit l'oxydation de $\text{Zn}(\text{s})$ par $\text{Ag}^+(\text{aq})$.

Exercice 1 : La pile Génépac

Le principe de la pile à combustible telle que la pile Génépac (GÉNérateur Électrique à Pile à Combustible) est le suivant : une réaction d'oxydoréduction impliquant du dihydrogène et le dioxygène de l'air génère de l'eau, et est à l'origine d'un mouvement d'électrons à l'extérieur de la pile.

Lorsqu'un ampèremètre est relié aux bornes de la pile, un courant est mesuré qui correspond à un passage des électrons comme indiqué sur le schéma ci-dessus.



Données : couples oxydant-réducteur, $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$ et $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

1. D'après le mouvement des électrons, indiquer dans quelle zone (1 ou 2) de la pile a lieu l'oxydation et dans quelle zone a lieu la réduction.
2. En déduire les demi-équations électroniques correspondant à chacune des zones.
3. Déterminer l'équation de réaction modélisant la transformation ayant lieu au sein de la pile.
4. Justifier l'appellation de « pile propre » pour la pile Génépac.

Exercice 2 : Biopile

En 2010, des chercheurs ont mis au point une biopile uniquement alimentée par le glucose de l'organisme et le dioxygène. Ce dispositif de quelques millimètres permet au dioxygène et au sucre présents dans différents liquides physiologiques du corps de réagir entre eux : dans un premier compartiment le glucose est oxydé ; l'oxydant est le dioxygène présent dans un deuxième compartiment. Cette transformation, qui libère des électrons, conduit à la production de courant électrique pouvant faire fonctionner un pacemaker.

Données : couples oxydant-réducteur, $\text{O}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ et $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_6(\text{aq}) / \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq})$.

1. Déterminer les demi-équations électroniques correspondant à ces deux couples.
2. Déterminer l'équation de réaction modélisant la transformation ayant lieu dans une biopile.
3. Déterminer le compartiment par lequel sortent les électrons. Justifier.

Exercice 3 : Autotest

Afin de contrôler leur alcoolémie individuellement avant de prendre la route, les conducteurs peuvent utiliser un autotest acheté en grande surface ou dans les stations-services. L'air expiré par l'automobiliste passe dans un tube contenant l'ion dichromate qui réagit avec l'éthanol (de formule brute C_2H_6O) éventuellement présent dans cet air expiré. La réaction est modélisée en solution aqueuse.

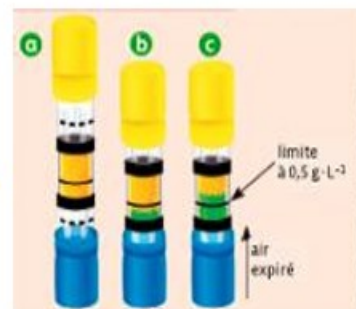
Données :

- solution d'ion dichromate $Cr_2O_7^{2-}(aq)$: orange ; solution d'ion chrome (III) $Cr^{3+}(aq)$: verte ;
- couple oxydant-réducteur : $C_2H_4O_2(aq) / C_2H_6O(aq)$;
- demi-équation électronique : $Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^- = 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$.

1. Déterminer la demi-équation électronique associée au couple dont l'éthanol est le réducteur.

2. En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu dans le tube d'autotest.

3. Les résultats de deux tests **b** et **c** sont montrés ci-contre. Déterminer l'automobiliste qui peut reprendre le volant. Justifier.



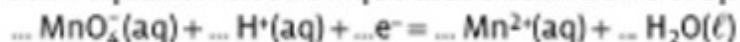
Exercice 4 : Le contrôle du vigneron

Pour déterminer la concentration de l'ion $Fe^{2+}(aq)$ dans un vin préalablement décoloré, on peut procéder à un dosage colorimétrique avec l'ion permanganate $MnO_4^-(aq)$ de couleur violette. Ces deux espèces appartiennent aux couples $MnO_4^-(aq) / Mn^{2+}(aq)$ et $Fe^{3+}(aq) / Fe^{2+}(aq)$.

$Mn^{2+}(aq)$, $Fe^{3+}(aq)$ et $Fe^{2+}(aq)$ sont quasiment incolores.

1. Écrire la demi-équation électronique associée au couple de l'élément fer.

2. Ajuster la demi-équation électronique associée à l'autre couple :



3. En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation.

4. Dans un bécher A contenant une solution d'ion $Fe^{2+}(aq)$ en quantité $n_1 = 0,70 \text{ mol}$, est ajoutée une solution d'ion $MnO_4^-(aq)$ en quantité $n_2 = 0,10 \text{ mol}$. Dans un bécher B contenant une solution d'ion $Fe^{2+}(aq)$ en quantité $n_3 = 0,10 \text{ mol}$, est ajoutée une solution d'ion $MnO_4^-(aq)$ en quantité $n_4 = 0,70 \text{ mol}$. Le contenu de l'un des deux béchers est violet. Déterminer lequel. Justifier.

Faire le DS de l'année N-1 si disponible

- **Se mettre** en situation pour le réaliser puis **comparer** sa copie avec la correction.

Après mes révisions, je me sens dans l'état d'esprit suivant pour aborder le devoir surveillé :

