

Chapitre 9- Cours- Antiseptiques et désinfectants, réactions d'oxydoréduction

I) Capacités exigibles

I.1) Compétences

1	Rechercher, extraire et organiser l'information utile,
2	Réaliser, manipuler, mesurer, calculer, appliquer des consignes
3	Présenter la démarche suivie, les résultats obtenus, communiquer à l'aide d'un langage adapté
4	Raisonnement, argumenter, pratiquer une démarche expérimentale ou technologique, démontrer,

I.2) Capacités

Thème : Santé

Sous-Thème : Prévention et soins

Notions et Contenus :

29. Antiseptiques et désinfectants

S.29.81.	1	Citer les principaux antiseptiques et désinfectants usuels <i>Ex 1-2-3-11-20-21 Act Doc 1</i>
S.29.82.	2	Montrer expérimentalement le caractère oxydant d'un antiseptique. <i>Ex 11-20-21 Act Doc 1</i>

30. Réactions d'oxydoréduction et transferts d'électrons

S.30.83.	2	Définir les termes suivants : oxydant, réducteur, oxydation, réduction, couple oxydant/réducteur <i>Act Exp 2 Ex résolu, Ex 4-5-6-12-13-14-15-18-19-22-23-24-25</i>
S.30.84.	3	Écrire une réaction d'oxydoréduction, les couples oxydant/réducteur étant donnés. <i>Act Exp 2 Ex résolu, Ex 7-12-13-14-15-18-19-20-21-22-23-24-25</i>

31. Concentrations massique et molaire

S.31.85.	2	Préparer une solution d'antiseptique de concentration molaire donnée par dissolution ou dilution <i>TP Dakin</i> <i>TP dosage bétadine</i> <i>Ex 8-9-10-11-16-17</i>
S.31.86.	3	Doser par comparaison une solution d'antiseptique <i>TP dosage bétadine</i>

II) Questionnements- Investigations

Quels sont les antiseptiques et désinfectants utilisés ?

Comment les choisir ?

Quels sont leurs modes d'action ?

III) Antiseptiques et désinfectants : "Voir Activité 9"

Les antiseptiques et désinfectants ont une action bactéricide, virucide, fongicide, sporicide.

- Les **antiseptiques** sont des substances chimiques que l'on applique sur la peau pour interrompre ou prévenir le développement de bactéries ou d'autres micro-organismes. Ils sont utilisés sur les **tissus vivants** (peau saine, muqueuses et plaies).
Ex : Bétadine : diiode I₂ (additionné d'alcool) (oxydation des protéines membranaires, comme les dérivés chlorés)
Ex : Eosine, Chlorhexidine, eau oxygénée, nitrate d'argent, mercurbutol
- Les **désinfectants** sont des substances qui tuent les micro-organismes et aident ainsi à la prévention des infections. Ces substances sont généralement nocives pour les tissus humains et sont utilisées pour décontaminer les **matières inertes** (sol, mobilier, instruments et matériel médical,...)
Ex : Eau de Javel : (ions hypochlorite ClO⁻)
Ex : Oxyde de calcium (Chaux vive), Alcool, eau oxygénée, Vinaigre, Ozone, Iode



Remarque :

Les antibiotiques sont des produits antibactériens d'origine naturelle, chimique ou semi-synthétique agissant de façon très spécifique sur une cible moléculaire précise de la bactérie.

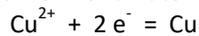
Ils ont une toxicité sélective car ils sont toxiques pour les bactéries mais ne le sont pas pour l'homme et les animaux. Aussi, ils peuvent être administrés par voie générale (voie buccale ou piqûre), passer dans le sang et diffuser pour agir ensuite dans tout l'organisme.

IV) Oxydant et réducteur : "Voir TP sur l'oxydoréduction"

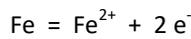
IV.1) Introduction :

Dans la première expérience du TP, on a observé la disparition de la couleur bleue de la solution due aux ions cuivre II et la formation d'un dépôt de métal cuivre.

Par conséquent, un ion cuivre **gagne** deux électrons pour former un atome de métal cuivre :



Le test à la soude a mis en évidence la formation d'ions fer II. Un atome de métal fer **perd** deux électrons pour former un ion fer II :



IV.2) Définitions :

Les ions cuivre subissent une réduction (gain d'électrons), se sont des oxydants.

Un oxydant est une espèce capable de capter-accepter des électrons.

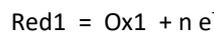
Oxydant Accepte : Voyelle ou Oxydant->Gagnant

Un métal fer a subi une oxydation (perte d'électrons) ; C'est un réducteur.

Un réducteur est une espèce capable de céder-donner des électrons.

Réducteur Donne : Consonne ou Réducteur -> Donneur

Une réaction d'oxydation est historiquement une combinaison d'un métal avec l'oxygène , mais d'une manière plus générale :



Une réaction de réduction est historiquement une extraction d'un métal de son oxyde , mais d'une manière plus générale :



IV.3) Couple oxydant/réducteur (couple redox) :

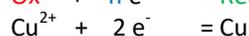
Dans la première expérience du TP :

- on a montré que les ions cuivre sont réduits : $\text{Cu}^{2+} + 2 e^{-} = \text{Cu}$.
- aussi, on a montré que le métal cuivre est oxydé : $\text{Cu} = \text{Cu}^{2+} + 2 e^{-}$.

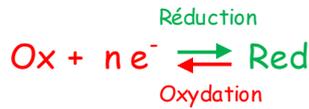
L'ion cuivre Cu^{2+} et le métal cuivre Cu forment un couple oxydant-réducteur ou "couple redox", noté :



On associe à un couple (Ox/Red) une demi-équation électronique :



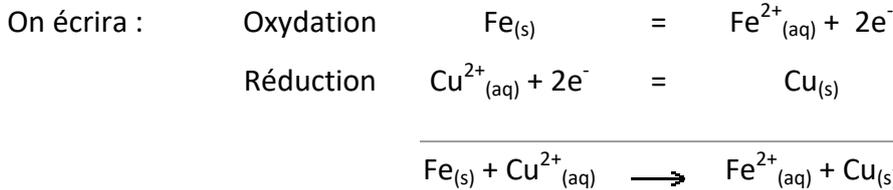
Oxydant Réducteur



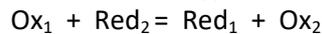
IV.4) Réaction d'oxydoréduction :

IV.4.1) Exemple d'équilibrage d'équation d'oxydoréduction :

Dans les **réactions d'oxydoréduction**, il y a un transfert d'**électrons** entre les deux réactifs de départ : un **oxydant** $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ et un **réducteur** $\text{Fe}_{(s)}$. Cette réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples redox.



Au cours de cette transformation **le réducteur $\text{Fe}_{(s)}$ est oxydé et l'oxydant $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ est réduit.**



Exemple de calcul :

Les alcootests individuels que l'on peut trouver en pharmacie sont constitués d'un sachet gonflable de 1 L et d'un tube de verre contenant des cristaux jaunes de dichromate de potassium (2K^+ , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$), en milieu acide. Au contact de l'alcool, des cristaux se colorent en vert. Si la coloration verte dépasse le trait témoin, le seuil toléré des $0,5\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ est dépassé.



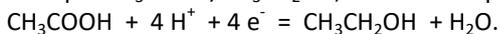
- 1) Ecrire la demi-équation électronique pour le couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$.
- 2) Ecrire la demi-équation électronique pour le couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
- 3) En déduire le bilan de la réaction expliquant le changement de couleur (les ions chrome III Cr^{3+} sont verts). Quelle est l'espèce oxydée ? Quelle est l'espèce réduite ?

Solution de l'exemple :

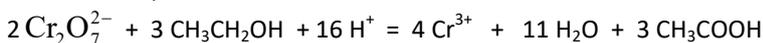
1) Dans le couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ est l'oxydant et Cr^{3+} est le réducteur. La démarche à suivre est :



2) Dans le couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, l'acide acétique CH_3COOH est l'oxydant et l'éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ est le réducteur.



3) L'alcool est le réducteur, il est oxydé et cède 4 électrons. C'est l'ion dichromate qui est l'oxydant, il est réduit lorsqu'il capte 6 électrons. L'équation bilan de la réaction s'écrit avec 12 électrons échangés.



IV.4.2) Exemple d'équilibrage d'équation d'oxydoréduction :

Méthode :

- 1) Toujours commencer par écrire les demi-équations de chacun des couples en mettant à gauche du signe = le réactif effectivement introduit lors de la réaction (pour un des couples il s'agit du réducteur, pour l'autre couple de l'oxydant)
- 2) Si on se trouve en milieu basique (et uniquement dans ce cas), ajouter de part et d'autre du signe = des ions hydroxyde HO^- (qui sont présents dans la solution car le milieu est basique) afin qu'il n'y ait plus d'ions hydrogène H^+ dans la demi-équation électronique.
- 3) Multiplier chacune des demi-équations électroniques par un coefficient afin de traduire le transfert d'électrons entre le réducteur et l'oxydant (le réducteur doit céder autant d'électrons qu'il n'y en a de capter par l'oxydant).
- 4) « Additionner » membre à membre les deux demi-équations et remplacer le signe = par \rightarrow

5) « Simplifier » les molécules trouvées de part et d'autre de la flèche en ne les faisant apparaître que du côté où il y en a le plus grand nombre.

Ecrire une demi-équation :

<p>Pour écrire une demi-équation en milieu acide, il faut :</p> <ul style="list-style-type: none"> - équilibrer l'élément caractéristique du couple considéré - équilibrer l'élément oxygène en ajoutant éventuellement de l'eau H₂O - équilibrer l'élément hydrogène en ajoutant éventuellement des ions hydrogène H⁺ <p>(aq)</p> <ul style="list-style-type: none"> - équilibrer les charges en ajoutant des électrons e⁻ 	<p>ex : couple du permanganate en milieu acide MnO₄</p> <p>-</p> <p>(aq) / Mn²⁺</p> <p>(aq)</p> <p>1 élément Mn de chaque côté donc rien à faire MnO₄</p> <p>- = Mn²⁺</p> <p>MnO₄</p> <p>- = Mn²⁺ + 4 H₂O</p> <p>MnO₄</p> <p>- + 8 H⁺ = Mn²⁺ + 4 H₂O</p> <p>MnO₄</p> <p>- + 8 H⁺ + 5 e⁻ = Mn²⁺ + 4 H₂O</p>
--	--

V) Préparation d'une solution :

V.1) Concentration massique d'une solution "c_m" :

La concentration massique d'une espèce chimique est la masse de cette espèce chimique dissoute dans un litre de solution, elle est

donnée par :
$$c_m = \frac{m}{V}$$

c_m : Concentration massique (en g.L⁻¹)
 m : Masse du constituant considéré (en g)
 V : Volume total de la solution (en L)

V.2) Concentration molaire d'une solution "c" :

La concentration molaire d'une espèce chimique est la quantité de cette espèce chimique dissoute dans un litre de solution, elle est

donnée par :
$$c = \frac{n}{V}$$

c : Concentration molaire (en mol.L⁻¹)
 n : Quantité de matière du constituant considéré (en mol)
 V : Volume total de la solution (en L)

Ces deux grandeurs sont liées par la masse molaire "M" du constituant dissous, exprimée en g.mol⁻¹, et donnée par : $n = \frac{m}{M}$,

on peut écrire : $c_m = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V}$ d'où : $c_m = c \times M$

V.3) Dilution :

V.3.1) Définition :

Diluer une **solution**, c'est augmenter le volume **du solvant** de la solution sans changer la quantité de matière **du soluté**.

La solution que l'on veut diluer est appelée solution **mère**. Son volume sera noté **V_m**, sa concentration sera notée **c_m**.



La ou les solutions obtenues à partir de la solution mère seront appelées solutions **filles**. Leur volume sera notée **V_f** et sa concentration sera notée **c_f**.

V.3.2) Méthode de dilution :

Pour fabriquer une solution diluée à partir d'une solution plus concentrée il faudra prélever un volume connu de la solution mère à l'aide d'une pipette puis diluer dans une fiole.

Par précaution la fiole doit être rincée au préalable avec de l'eau distillée.

On ne doit pas prélever directement dans la solution mère car on risque de la souiller si la pipette n'est pas parfaitement propre : on introduit donc la solution mère dans un bécher à partir duquel on fera les prélèvements.

On peut alors ajuster le niveau de liquide au trait de jauge.

Enfin, la fiole doit être bouchée puis retournée afin d'homogénéiser la solution.

La quantité de matière de soluté dans le volume V_m est : $n = c_m \cdot V_m$.

Cette quantité de matière se retrouve dans la solution après dilution. Cela traduit la **conservation de la matière**. Donc : $n = c_f \cdot V_f$
On en déduit la relation suivante (qu'on appellera par la suite formule de dilution ou équation de conservation de la matière) :

$$c_m \times V_m = c_f \times V_f \quad \text{Le volume à prélever est donc : } V_m = \frac{c_f \times V_f}{c_m}$$

V.4) Degrés, volumes :

V.4.1) Degrés chlorométrique :

Le nombre de degré chlorométrique est le nombre de litres de (di)chlore susceptible d'être dégagé par un litre de solution sous l'action d'un acide à une température de 0 degré centigrade et à une pression de 1013,25 millibars.

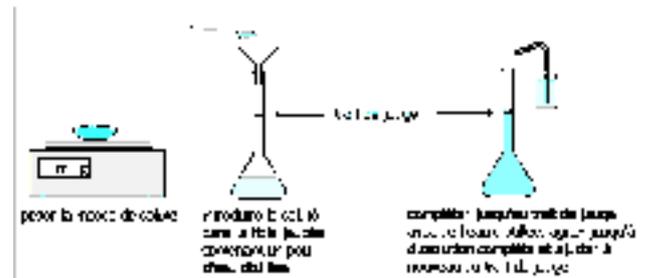
V.4.2) Eau oxygénée concentrée à 10 volumes :

Le terme "10 volumes " signifie qu'un litre de solution peut dégager 10 L de dioxygène actif.

V.5) Dissolution :

Il y a 6 étapes à suivre pour la dissolution :

- 1) Pesée de la masse adéquate de soluté.
- 2) Introduction du soluté dans la fiole jaugée.
- 3) On remplit la fiole jaugée au 2/3 avec de l'eau distillée.
- 4) On agite (homogénéise).
- 5) On complète la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.
- 6) On agite.



Soit à préparer un volume V d'une solution contenant l'espèce X , de masse molaire $M(X)$, à la concentration $[X]$. Il faut, en général, déterminer la masse de l'espèce X à peser.

Soit $m(X)$ cette masse.

$$[X] = \frac{n(X)}{V} \quad \text{or} \quad n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad \text{donc} \quad [X] = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V} \quad \text{et} \quad m(X) = [X] \cdot M(X) \cdot V$$

V.6) Dosage : "Voir TP Dosage du diiode"

Pour déterminer la concentration d'une solution inconnue, on peut procéder à un dosage par comparaison, par exemple, qui consiste à comparer les propriétés de la solution de concentration inconnue avec celles d'une ou de plusieurs solutions de concentration connue

Chapitre 9- TP- Antiseptiques et désinfectants, réactions d'oxydoréduction

I) TP : Dosage du diiode contenu dans la Bétadine

Objectifs : Réaliser une échelle de teintes pour une solution de diiode et d'ions iodure dont la couleur plus ou moins brune dépend de la concentration en diiode et déterminer par comparaison la concentration du diiode dans une solution de Bétadine.

I.1) TP Dispositif expérimental :

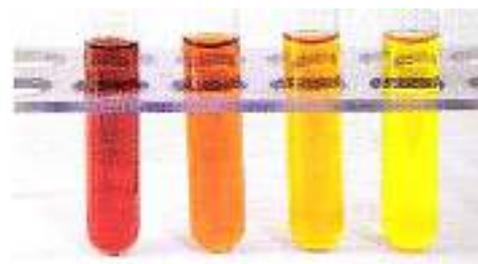
Produit	Matériel
- Bétadine solution dermique (flacon jaune) - $KI + I_3 : 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ de I_2 dissous dans l'iodure de potassium (KI à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$)	- 5 Tubes à essais - 2 béchers - 1 Fiole jaugée de 100 mL - 1 Pipette jaugée de 10 mL

I.2) Réalisation de l'échelle de teinte :

- Peser une masse $m = 1 \text{ g}$ de diiode dans une coupelle.
 - Verser environ 10 mL d'iodure de potassium dans une fiole jaugée de 100 mL.
 - Introduire les cristaux de I_2 pesés préalablement.
 - Rincer la coupelle avec de l'iodure de potassium pour récupérer les cristaux de solide de I_2 .
 - Compléter la fiole avec de l'iodure de potassium jusqu'au trait de jauge et agiter pour homogénéiser.
- la solution mère est distribuée directement
 - Transvaser quelques mL de la solution mère dans un premier tube à essai. Puis le reste dans un premier bécher marqué "mère". Rincer la fiole.
 - Solution fille 1** : à l'aide d'une pipette jaugée, prélever 50 mL de solution mère et les verser dans la fiole préalablement lavée. Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, et agiter. Transvaser dans un deuxième tube à essai et dans un bécher marqué "fille 1"
 - Solution fille 2** : répéter l'opération avec 20 mL de solution mère. Transvaser dans un troisième tube à essai et dans un bécher marqué "fille 2"
 - Solution fille 3** : répéter l'opération avec 10 mL de solution mère. Transvaser dans un quatrième tube à essai et dans un bécher marqué "fille 3"

I.3) Réalisation du dosage par comparaison :

- Diluer la Bétadine dermique (flacon jaune) au $1/10^e$ en versant 10 mL dans une fiole de 100 mL. Compléter avec de l'eau distillée.
- Préparer un tube à essai contenant de la Bétadine diluée.
- Comparer la couleur du tube à ceux de l'échelle de teinte réalisée au préalable.
- Si nécessaire, rediluer la Bétadine de façon à ce que sa teinte se retrouve équivalente ou entre deux teintes étalons, noter la dilution correspondante.



I.4) Exploitation :

- Calculer la concentration massique de diiode, exprimée en g.L^{-1} des 4 solutions mère, fille 1, fille 2 et fille 3.
- En déduire la concentration massique en diiode de la solution de Bétadine étudiée.
- Comparer avec l'indication du flacon.

I.5) Correction

Bétadine 10% ou 4% à diluer au $10^{\text{ème}}$ soit 1% ou 0.4%

C'est un % massique de Polyvidone (et pas de I_2)

Polyvidone iodée $(C_6H_9NO)_{19}(I_2)_1 = 2342 \text{ g/mol}$

Si on est à 10% dilué 10x donc 1%

Donc $\approx 10 \text{ g/L}$ de Polyvidone

soit $10/2342 = 4,27 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ de Polyvidone

soit $10/2342 = 4,27 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ de I_2 pour la solution à 10%

et $1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ de I_2 pour la solution à 4%

solution de lugol : 100 mL Iodure de potassium KI $\gg 10^{-2} \text{ mol/L}$ (nécessaire pour dissoudre le diiode) et 1 g de diiode(solide) :

Pour avoir une solution de I_2 donnée, il faut dissoudre du I_2 dans du KI. (car peu soluble dans l'eau)

On passera sous silence que la forme obtenue est du I_3^- (entre autres) et non du I_2 .

Mais cela absorbe la lumière en gros de la manière.

$KI + I_2 \rightarrow K^+ + I_3^-$

*Si on veut (40 ml/groupe * 15 = 600 mL ramené à 1L) 10^{-2} , il faut 2.54 g de I_2 ($M_{I_2} = 254 \text{ g/mol}$)*

Que l'on diluera dans du KI à 10^{-2} au moins

Comme 100 mL à 10^{-2} mol/L donnent 10^{-3} mol ,

on veut dissoudre la totalité du I_2 donc il faut mettre le KI en excès soit au moins 500 mL pour 1 g (Bien agiter pendant plusieurs 10 min)

Comme chaque KI réagit pour donner un I_3^- KI étant limitant, on est donc sur I_2 à 10^{-2} mol/L

la dilution par 2 ou 5 ou 10

donne $5 \cdot 10^{-3}$ $2 \cdot 10^{-3}$ ou $1 \cdot 10^{-3}$

A ne pas confondre avec Préparation de la teinture d'iode officinale : 5,0 g de diiode sublimé,

3,0 g d'iode de potassium sont dissous dans

85 g d'éthanol à 95° et

7 g d'eau permutée ;

masse volumique de la solution 888 $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$;

concentration molaire $1,75 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,

soit 44,4 $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$;

1) Pour la solution "mère", on a dilué 1 g de diiode dans 100 mL d'iode de potassium, ce qui nous donne une concentration

$$\text{massique de diiode égale à : } c_{\text{mère}} = \frac{m}{V} = \frac{1}{100 \cdot 10^{-3}} = 10 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La première solution "fille 1" correspond à un facteur de dilution $d_{\text{fille1}} = \frac{50}{100} = 0,5$.

La concentration de la solution "fille 1" est donc $c_{\text{fille1}} = c_{\text{mère}} \times d_{\text{fille1}} = 5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

La solution "fille 2" correspond à un facteur de dilution $d_{\text{fille2}} = \frac{20}{100} = 0,2$

soit une concentration de la solution "fille 2" est donc $c_{\text{fille2}} = c_{\text{mère}} \times d_{\text{fille2}} = 2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

La solution « fille 3 » correspond à un facteur de dilution $d_{\text{fille3}} = \frac{10}{100} = 0,1$

soit une concentration de la solution "fille 3" est donc $c_{\text{fille3}} = c_{\text{mère}} \times d_{\text{fille3}} = 1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

2) En déduire la concentration massique en diiode de la solution de Bétadine étudiée.

2) Selon le flacon utilisé, les concentrations peuvent varier. Si le tube à essai contenant la vraie Bétadine diluée est trop foncé par rapport à l'échelle de teinte, diluer encore au $1/10^{\text{e}}$ pour pouvoir faire la comparaison, jusqu'à tomber dans l'échelle de teinte.

3) Comparer avec l'indication du flacon.

3) L'indication du flacon est en concentration de diiode libre (exprimée en pourcentage), ou en concentration en PVPI (Polyvinylpyrrolidone iodée) ce qui peut rendre délicate son interprétation.

On peut au mieux se contenter d'une comparaison qualitative. La forme sous laquelle se trouve le diiode dans la Bétadine n'est pas la même que dans l'échelle de teinte réalisée (ou le diiode est en fait complexé par les ions I^- de l'iode de potassium pour former l'ion I_3^- coloré).

II) TP : Réaction d'oxydoréduction

Préliminaires :

- Les ions cuivre Cu^{2+} sont bleus
- Le métal cuivre est jaune orangé

Test à la soude NaOH :

- En présence d'ions Fe^{2+} , la soude forme avec cet ion un précipité de couleur vert..
- En présence d'ions Cu^{2+} , la soude forme avec cet ion un précipité de couleur bleu.
- En présence d'ions Fe^{3+} , la soude forme avec cet ion un précipité de couleur rouille.

Test au nitrate d'argent AgNO_3

- En présence d'ions Cl^- , le nitrate d'argent forme avec cet ion un précipité de blanc qui noircit à la lumière.

II.1) Action de la solution de sulfate de cuivre " CuSO_4 " sur la laine de fer "Fe" :

Matériel Eleve	Matériel Prof
<ul style="list-style-type: none"> - 4 Tubes à essais - Tournure de cuivre - Laine de fer - Solution de CuSO_4 $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ - Solution de AgNO_3 $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ 	<ul style="list-style-type: none"> - Solution de CuSO_4 : $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ - Solution de AgNO_3 : $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ - Tournure de cuivre - Laine de fer - Montage arbre de diane

Dans un tube à essai, introduisons un morceau de laine de fer ou de la poudre de fer "Fe" puis ajoutons une solution de sulfate de cuivre II " $\text{Cu}^{2+}; \text{SO}_4^{2-}$ " de manière à recouvrir le fer. Puis agiter.

- 1) Observer le changement de couleur de la solution et l'aspect de la laine de fer ?
- 2) Dans un tube à essai, introduisons la soude " NaOH " sur la solution obtenue précédemment. Quels sont les ions mis en évidence par le test à la soude ?
- 3) Quels ions ont disparu ?
- 4) Quel métal s'est déposé sur le fer ?



- 5) Dans un tube à essai, verser quelques mL d'une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) sur des tournures de cuivre. Observer.
- 6) Dans un tube à essai, introduisons la soude " NaOH " sur la solution obtenue précédemment. Quels sont les ions mis en évidence par le test à la soude ?

II.2) Comment agit un antiseptique ? :

II.2.1) Expérience 1 : "Action oxydante du diiode" :

Matériel Eleve	Matériel Prof
<ul style="list-style-type: none"> - 3 Tubes à essais - Diode $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ - poudre de fer - entonnoir - filtre - thiodène 	

- 1) Mettre dans un tube à essais de la poudre de fer et verser une solution de diiode, agiter puis filtrer.
- 2) Verser le filtrat dans deux tubes à essais. Dans l'un, ajouter quelques gouttes de thiodène, dans l'autre quelques gouttes de soude.
- 3) Quelle est la couleur de la solution aqueuse de diiode ?
Rappeler la coloration prise par la solution de diiode en présence de thiodène.
- 4) Que se passe-t-il quand on verse du thiodène dans le filtrat ? Que peut-on en déduire ?
- 5) Que se passe-t-il quand on verse de la soude dans le filtrat ? Quels ions se sont formés ?



II.2.2) Expérience 2 : "Action oxydante de l'eau oxygénée" :

Matériel Eleve	Matériel Prof

- 1 Tube à essais	- Eau oxygénée - Solution de KI : 0,1 mol/L (acide)
-------------------	--

Mettre dans un tube à essais 2 à 3 mL de l'iodure de potassium ($K^+ + I^-$) et quelques gouttes d'acide sulfurique, verser de l'eau oxygénée et ajouter ensuite quelques gouttes de thiodène, Observer.

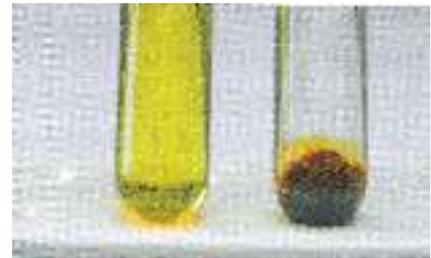
- 1) Quel est le produit formé lors de la transformation chimique, mis en évidence par le thiodène ?
- 2) Au cours de la transformation chimique, de quels ions provient ce produit ?



II.2.3) Expérience 3 : "Action oxydante du permanganate de potassium" :

Matériel Eleve	Matériel Prof
- 1 Tube à essais	- Sulfate de fer II : 0,1 mol/L (déjà acide) - $KMnO_4^-$: 10^{-2} mol/L

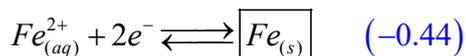
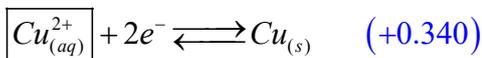
- 1) Verser dans un tube à essais 2 à 3 mL de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$). Verser goutte à goutte du sulfate de fer II ($Fe^{2+} + SO_4^{2-}$) (et quelques gouttes d'acide sulfurique si le mélange n'est pas déjà acide) jusqu'à atteindre le seuil de décoloration.
- 2) Verser ensuite quelques gouttes de soude. Observer.
- 3) Quels ions ont disparu ?
- 4) Quels sont les ions formés lors de la transformation chimique et mis en évidence par la soude ?



II.3) Correction :

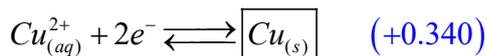
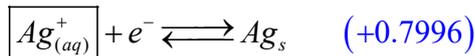
II.3.1) Action de la solution de sulfate de cuivre "CuSO₄" sur la laine de fer "Fe" :

Dans un tube à essai, introduisons un morceau de laine de fer ou de la poudre de fer "Fe" puis ajoutons une solution de sulfate de cuivre II " $Cu^{2+}; SO_4^{2-}$ " de manière à recouvrir le fer. Puis agiter.



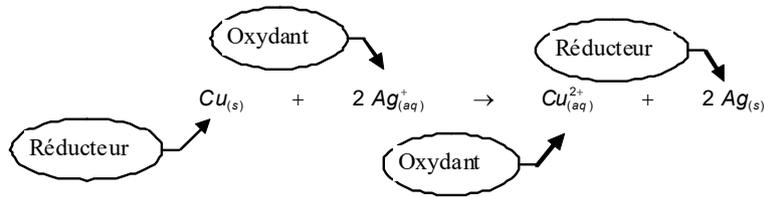
- 1- On observe la disparition de la couleur bleue de la solution due aux ions cuivre II et la formation d'un dépôt orangé de métal cuivre
- 2- Le dépôt de soude NaOH forme un précipité **vert** avec la solution obtenue ce qui met en évidence **les ions fer II**
- 3- Les ions cuivre II ont donc disparu
- 4- Le métal cuivre s'est déposé sur le fer
- 5- Dans un tube à essai, verser quelques mL d'une solution de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$) sur des tournures de cuivre. Observer.

On observe que la solution initialement incolore se teinte en bleue et qu'un dépôt solide gris apparaît sur le cuivre



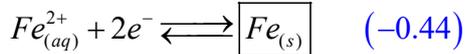
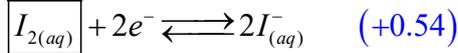
- 6- Dans un tube à essai, introduisons la soude "NaOH" sur la solution obtenue précédemment. Quels sont les ions mis en évidence par le test à la soude ?
En ajoutant quelques gouttes de soude on observe un précipité bleu. On observe ainsi l'apparition des ions Cu^{2+} dans la solution et la formation d'argent métallique sur le cuivre.

Le cuivre métallique Cu a donc perdu 2 électrons pour se transformer en ion Cu^{2+} , alors que l'ion argent Ag^+ a gagné 1 électron pour se transformer en argent métallique Ag. Il y a donc également un échange d'électrons entre le cuivre et l'ion argent mais ici le cuivre libérant 2 électrons, il y aura 2 ions argent qui vont chacun en récupérer 1.



II.3.1) Expérience 1 : "Action oxydante du diiode" :

1- Mettre dans un tube à essais de la poudre de fer et verser une solution de diiode, agiter puis filtrer

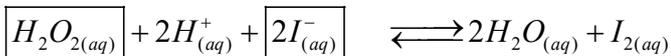
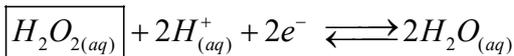
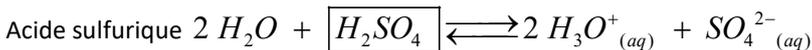
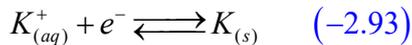
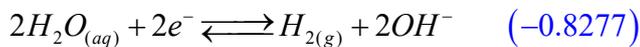
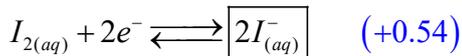
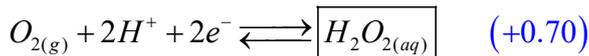
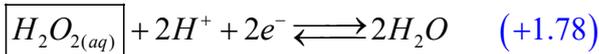


2- Verser le filtrat dans deux tubes à essais.

	quelques gouttes de thiodène	quelques gouttes de soude
Avant dans la solution de diiode jaune-brun	Couleur bleu violacée	Pas d'intérêt
Dans le filtrat	Pas de bleu	Précipité vert
Donc	Diiode a disparu	ions fer II se sont formés

II.3.2) Expérience 2 : "Action oxydante de l'eau oxygénée" ou peroxyde d'hydrogène

Mettre dans un tube à essais 2 à 3 mL de l'iodure de potassium ($K^+ + I^-$) et quelques gouttes d'acide sulfurique ($H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$), verser de l'eau oxygénée et ajouter ensuite quelques gouttes de thiodène, Observer.



1) Quel est le produit formé lors de la transformation chimique, mis en évidence par le thiodène ?

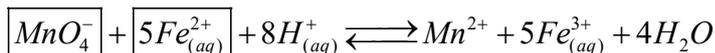
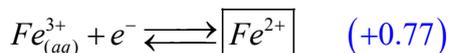
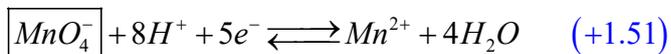
2) Au cours de la transformation chimique, de quels ions provient ce produit ?

1- Le produit formé lors de la transformation chimique et mis en évidence par le thiodène est le diiode.

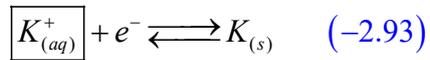
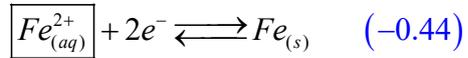
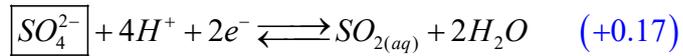
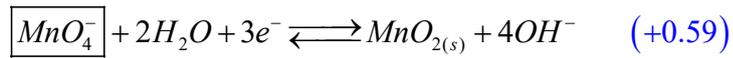
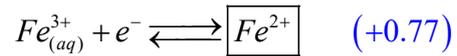
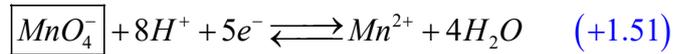
2- Le diiode provient des ions iodure.

II.3.3) Expérience 3 : "Action oxydante du permanganate de potassium" :

1) Mettre dans un tube à essais 2 à 3 mL de sulfate de fer II ($Fe^{2+} + SO_4^{2-}$) (et quelques gouttes d'acide sulfurique si le mélange n'est pas déjà acide), verser une solution de permanganate de potassium (violet) ($K^+ + MnO_4^-$). Observer.



Seule réaction possible de part les espèces présentes



2) Verser ensuite quelques gouttes de soude. Observer.

3) Quels ions ont disparu ?

4) Quels sont les ions formés lors de la transformation chimique et mis en évidence par la soude ?

1- Les ions permanganate et les ions fer II ont disparu.

2- Des ions fer III se sont formés lors de la transformation chimique

III) Aide : tests courants

Autres tests : http://www.ilephysique.net/physique_terminale-tests-reconnaissance-ions.php

Test Ion	Nitrate d'argent : $Ag^+ + NO_3^-$ hydroxyde de sodium : $Na^+ + OH^-$ (Soude) Chlorure de baryum : $Ba^{2+} + 2Cl^-$ Oxalate d'ammonium : $2NH_4^+ + C_2O_4^{2-}$	$Ag^+ + NO_3^-$	$Na^+ + OH^-$	$Ba^{2+} + 2Cl^-$	$2NH_4^+ + C_2O_4^{2-}$	flamme
Chlorure	précipité blanc de chlorure d'argent $AgCl(s)$ noircit à la lumière $Ag^+ + Cl^- = AgCl$	X				
Magnésium	précipité blanc de hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2(s)$ $Mg^{2+} + 2OH^- = Mg(OH)_2$		X			
Sodium	Flamme jaune orangée					X
Potassium	Flamme violette					X
Sulfate	précipité blanc de sulfate de baryum $BaSO_4(s)$ $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$			X		
Cuivre (II)	précipité bleu de hydroxyde de cuivre (II) $Cu(OH)_2(s)$ $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2$		X			
Fer (II)	précipité vert de hydroxyde de fer (II) $Fe(OH)_2(s)$ $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2$		X			
Fer (III)	précipité rouille de hydroxyde de fer (III) $Fe(OH)_3(s)$ $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3$		X			
Zinc	précipité blanc de hydroxyde de zinc $Zn(OH)_2(s)$ soluble dans un excès de soude. $Zn^{2+} + 2OH^- = Zn(OH)_2$		X			
Aluminium	précipité blanc d'hydroxyde d'Aluminium $Al(OH)_3(s)$ $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3$		X			
Cobalt	précipité violet de hydroxyde de Cobalt II $Co(OH)_2(s)$ $Co^{2+} + 2OH^- = Co(OH)_2$		X			
Calcium	précipité blanc d'oxalate de calcium $CaC_2O_4(s)$. $Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} = CaC_2O_4$.				X	
Phosphate	précipité jaune de phosphate d'argent $Ag_3PO_4(s)$ $3Ag^+ + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4$	X				
Iode I_2	thiodène révèle la présence de diiode par une teinte bleue dans une solution même fortement diluée					

IV) Potentiels d'oxydo-réduction

Oxydant	Réducteur	
Ion Permanganate	Ion Manganèse	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O \quad (+1.51)$
Dichlore Cl_2	Ion Chlorure Cl^-	$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^- \quad (+1.36)$
Ion dichromate $Cr_2O_7^{2-}$	Ion Chrome (III) Cr^{3+}	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O \quad (+1.33)$
Dioxyde de Manganèse	Ion Manganèse	$MnO_{2(s)} + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O \quad (+1.23)$
Brome	Ion Bromure	$Br_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Br_{(aq)}^- \quad (+1.066)$
Ion mercurique	Ion mercureux	$2Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg_{2(aq)}^{2+} \quad (+0.91)$
Ion	Ion Chlorure	$ClO_{(aq)}^- + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Cl^- + H_2O \quad (+0.89)$

hypochlorite $\text{ClO}^-(\text{aq})/$	Cl^-	
Ion mercurique	Mercure	$\text{Hg}_{(\text{aq})}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Hg}_{(\text{aq})} \quad (+0.85)$
Ion mercureux	Ion mercurique	$\text{Hg}_{2(\text{aq})}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}_{(\text{aq})}^{2+} \quad (+0.80)$
Ion nitrate	Dioxyde d'azote	$\text{NO}_{3(\text{aq})}^- + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{NO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O} \quad (+0.80)$
Ion argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$	Argent $\text{Ag}(\text{s})$	$\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}_{\text{s}} \quad (+0.7996)$
Ion Fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$	Ion Fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} \quad (+0.77)$
oxygène	Peroxyde d'hydrogène	$\text{O}_{2(\text{g})} + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} \quad (+0.70)$
Ion Permanganate	Dioxyde de Manganèse	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \rightleftharpoons \text{MnO}_{2(\text{s})} + 4\text{OH}^- \quad (+0.59)$
Diode I_2	Ion iodure I^-	$\text{I}_{2(\text{aq})} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}_{(\text{aq})}^- \quad (+0.54)$
Ion cuivre (II) Cu^{2+}	Cuivre Cu	$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{s})} \quad (+0.340)$
Ion sulfate SO_4^{2-}	Dioxyde de soufre SO_2	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{SO}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O} \quad (+0.17)$
Ion Tétrathionate	Ion Thiosulfate	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \quad (+0.08)$
Ion hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$	Dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$	$2\text{H}_{(\text{aq})}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})} \quad (0)$
Ion Nickel (II)	Nickel	$\text{Ni}_{(\text{aq})}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}_{(\text{s})} \quad (-0.25)$
Ion Fer (II) Fe^{2+}	Fer Fe	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{s})} \quad (-0.44)$
Ion Zinc	Zinc	$\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}_{(\text{s})} \quad (-0.76180)$
		$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})} + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})} + 2\text{HO}^- \quad (-0.8277)$
		$\text{Al}_{(\text{aq})}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}_{(\text{s})} \quad (-1.66)$
Ion Potassium	Potassium	$\text{K}_{(\text{aq})}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{K}_{(\text{s})} \quad (-2.93)$

HO^- ion hydroxyde

H_3O^+ ion oxonium (ou hydronium)

Chapitre 9- Exercices- Antiseptiques et désinfectants, réactions d'oxydoréduction

I) Exercices

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9- Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 1 p 134 : QCM	S.29.81	

Enoncé

Pour désinfecter une plaie, on utilise préférentiellement :

- a) du liquide de Dakin
- b) de la Bétadine
- c) de l'eau de Javel concentrée

Solution

a) Et b)

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9- Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 2 p 134 : QCM	S.29.81	

Enoncé

Les antiseptiques et les désinfectants agissent sur les micro-organismes :

- a) en les éliminant
- b) en ralentissant leur prolifération
- c) grâce à leur pouvoir oxydant

Solution

a) b) et c)

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9- Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 3 p 134 : QCM	S.29.81	

Enoncé

Un désinfectant fongicide est particulièrement efficace sur :

- a) les virus
- b) les bactéries
- c) les mycoses (champignons)

Solution

c)

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9- Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 4 p 134 : QCM	S.30.83	

Enoncé

Une espèce chimique est dite oxydante lorsque :

- a) elle gagne des électrons
- b) elle perd des électrons
- c) elle est oxydée

Solution

a)

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 5 p 134 : QCM	S.30.83	

Enoncé

Un composé chimique est dit réducteur lorsque :

- a) il gagne des électrons
- b) il perd des électrons
- c) il est oxydé

Solution

b) et c)

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 6 p 134 : QCM	S.30.83	

Enoncé

On donne les couples du fer : $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$ et $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$. Des trois formes du fer qui apparaissent dans ces couples, lesquelles sont des oxydants ?

- a) $\text{Fe}(\text{s})$ et $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
- b) $\text{Fe}(\text{s})$ et $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$
- c) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$

Solution

c)

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 7 p 134 : QCM	S.30.84	

Enoncé

Dans la demi-équation redox suivante, indiquer combien on doit placer d'électrons, et de quel côté, pour que la réaction soit équilibrée : $\text{Cu}^{2+} + \dots = \text{Cu}(\text{s}) + \dots$

- a) 2 électrons à gauche
- b) 2 électrons à droite
- c) 1 électron à gauche

Solution

a)

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 8 p 134 : QCM	S.31.85	

Enoncé

On a une solution mère de diiode

de concentration $c_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On la dilue 10 fois. On obtient alors une solution fille de concentration :

- a) $c_f = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- b) $c_f = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- c) $c_f = 0,1 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Solution

b)

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants,	Nathan Ex 9 p 134 : QCM	S.31.85	

oxydoréduction			
----------------	--	--	--

Enoncé

Un berlingot d'eau de Javel indique une concentration d'ions ClO^- égale à $c_m = 38 \text{ g.L}^{-1}$. Sachant que la masse molaire de ces ions est $M = 51,5 \text{ g.mol}^{-1}$, déterminer la concentration molaire de ce berlingot.

- a) $c = 0,74 \text{ mol.L}^{-1}$
- b) $c = 1,96 \text{ kg.L}^{-1}$
- c) $c = 7,4 \times 10^2 \text{ mol.L}^{-1}$

Solution

$$a) c = \frac{c_m}{M} = \frac{38}{51.5} = 0,74 \text{ mol.L}^{-1}$$

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 10 p 134 : QCM	S.31.85	

Enoncé

On veut préparer une solution de permanganate de potassium (K^+ ; MnO_4^-) à une concentration $c_m = 2 \text{ g.L}^{-1}$.

Comment procéder ?

- a) on place 2 g de KMnO_4 dans 10 mL d'eau distillée
- b) on place 2 g de KMnO_4 dans 100 mL d'eau distillée
- c) on place 0,2 g de KMnO_4 dans 100 mL d'eau distillée

Solution

c)

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex résolu p 135 : Alcootest	S.30.84	

Enoncé

Les alcootests individuels que l'on peut trouver en pharmacie sont constitués d'un sachet gonflable de 1 L et d'un tube de verre contenant des cristaux jaunes de dichromate de potassium (2K^+ , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$), en milieu acide. Au contact de l'alcool, ces cristaux se colorent en vert. Si la coloration verte dépasse le trait témoin, le seuil toléré des $0,5 \text{ g.L}^{-1}$ est alors dépassé.

1. Écrire la demi-équation électronique pour le couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$
2. Écrire la demi-équation électronique pour le couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
3. En déduire le bilan de la réaction expliquant le changement de couleur (les ions chrome (III) Cr^{3+} sont verts). Quelle est l'espèce oxydée ? Quelle est l'espèce réduite ?

Solution

)

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 11 p 136 : Dégagements gazeux	S.31.85	

Enoncé

1. Un flacon de 100 mL d'eau oxygénée indique que la solution de H_2O_2 est concentrée à 10 volumes. Dans les conditions normales de température et de pression, combien de litres de dioxygène ce flacon peut-il libérer ?
2. Un flacon d'un litre de liquide de Dakin indique un degré chlorométrique égal à 1,5. Combien de litres de dichlore gazeux ce flacon peut-il libérer ?
3. Sachant qu'un degré chlorométrique correspond à une concentration massique en chlore actif de $3,17 \text{ g.L}^{-1}$, donner la concentration massique en chlore actif pour un flacon d'eau de javel à usage ménager dont le degré chlorométrique est de 12.
4. Reprendre cette question pour un berlingot d'extrait de Javel à 48° chlorométrique.

Solution

1) Cette solution est concentrée à 10 volumes donc, le volume dégagé de dioxygène est de 1 L.

2) Le nombre de litre de dichlore gazeux ce flacon contient, correspond à 1,5 L.

3) $c_{m1} = c_m \times d = 3,17 \times 12 \Rightarrow c_{m1} = 38 \text{ g.L}^{-1}$

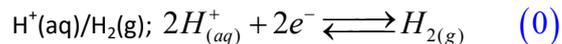
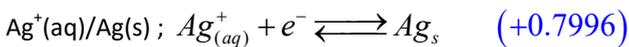
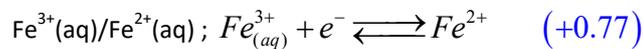
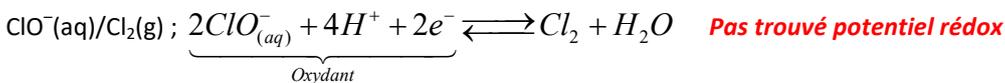
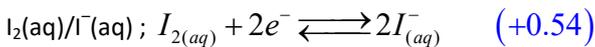
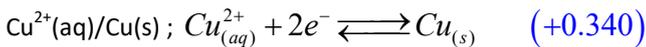
4) $c_{m2} = c_m \times d = 3,17 \times 48 \Rightarrow c_{m2} = 152 \text{ g.L}^{-1}$

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9- Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 12 p 136 : Marions-les	S.30.83/84	

Enoncé

Rassembler les espèces suivantes en couples oxydant/ réducteur : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$; $\text{I}_2(\text{aq})$; $\text{ClO}^-(\text{aq})$; $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$; $\text{Ag}^+(\text{aq})$; $\text{I}^-(\text{aq})$; $\text{H}^+(\text{aq})$; $\text{Ag}(\text{s})$; $\text{Cl}_2(\text{aq})$; $\text{H}_2(\text{g})$; $\text{Cu}(\text{s})$; $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$.

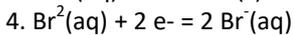
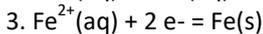
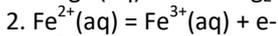
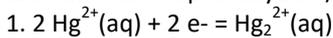
Solution



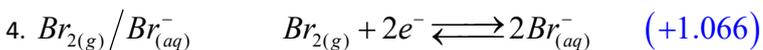
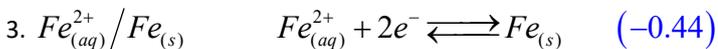
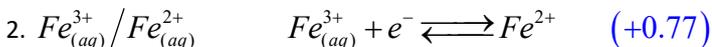
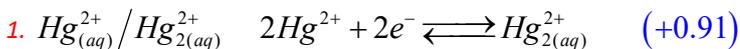
Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9- Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 13 p 136 : Histoires de couples	S.30.83/84	

Enoncé

Identifier les couples oxydant/réducteur intervenant dans chacune des demi-équations électroniques suivantes :



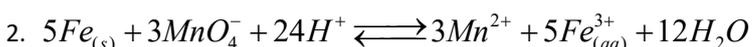
Solution

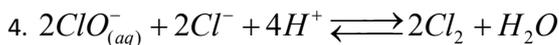
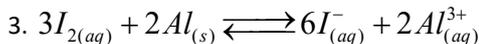


Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9- Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 14p 136 : Identification	S.30.83/84	

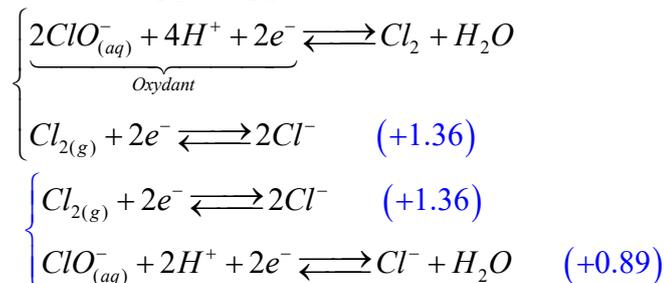
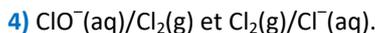
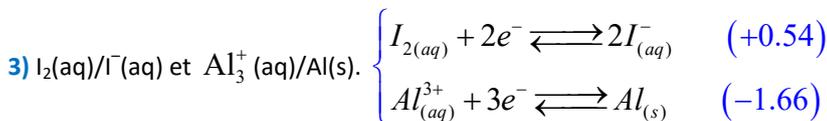
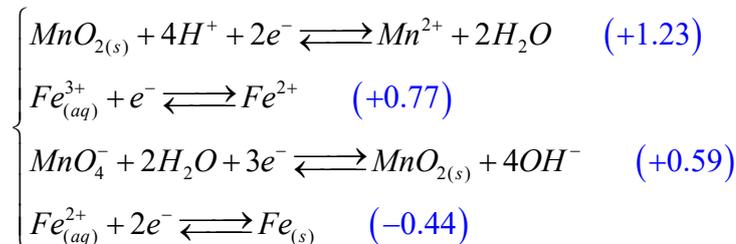
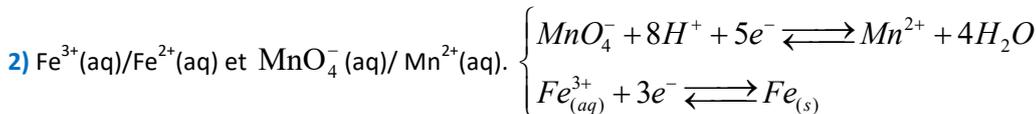
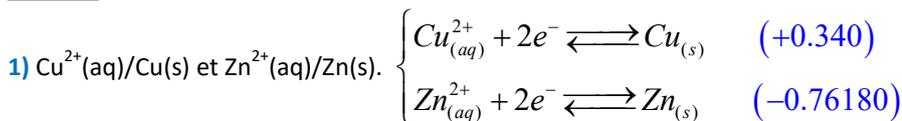
Enoncé

Dans les réactions d'oxydoréduction suivantes, identifier les deux couples oxydant/réducteur mis en jeu.





Solution



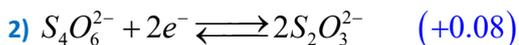
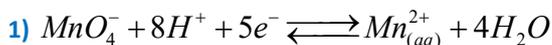
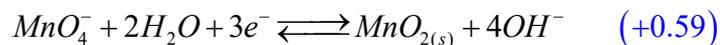
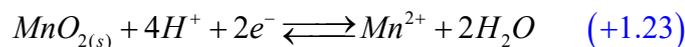
Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 15 p 136 : Équilibriste	S.30.83/84	

Enoncé

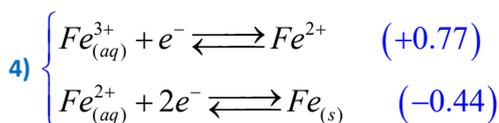
- On considère le couple redox suivant MnO_4^- / Mn^{2+} . Combien d'électrons la demi-équation électronique correspondant à ce couple fait-elle intervenir ?
- Combien d'électrons doit-on placer, et de quel côté, pour équilibrer la réaction redox suivante ?

$$2 S_2O_3^{2-} + \dots = S_4O_6^{2-} + \dots$$
- Identifier l'oxydant et le réducteur de cette équation.
- On considère les deux couples $Fe^{2+}/Fe(s)$ et Fe^{3+}/Fe^{2+} .
 Écrire les deux demi-équations électroniques de ces deux couples,
 Donner le bilan de la réaction des ions fer III (Fe^{3+}) avec le fer solide ($Fe(s)$).
 On précisera qui est l'oxydant et qui est le réducteur.

Solution

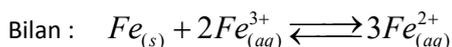


3) L'ion tétrathionate $S_4O_6^{2-}$ est l'oxydant (il accepte les électrons) et l'ion thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ est le réducteur.



Comment faire sans la règle du gamma ? En connaissant les espèces

présentes au départ : les réactifs



L'ion Fer III "Fe³⁺(aq)" est l'oxydant, (car accepte électrons ?) tandis que le fer solide Fe(s) est le réducteur.

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9- Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 16 p 136 Concentrons-nous	S.31.85	

Enoncé

1. On souhaite préparer une solution de diiode aqueux I₂(aq) à 10⁻³ mol.L⁻¹. Pour cela, on va diluer une masse m de diiode solide dans de l'eau distillée.

On donne la masse molaire de l'iode : M(I) = 126,9 g.mol⁻¹.

1. Calculer la concentration massique de la solution qu'on souhaite préparer.

2. En déduire la masse m₀ de solide à dissoudre dans une fiole jaugée de 100 mL pour obtenir la solution voulue.

3. Reprendre ces questions pour la préparation d'une solution de permanganate de potassium KMnO₄ de concentration 10⁻³ mol.L⁻¹.

On donne les masses molaires : M(K) = 39,1 g.mol⁻¹ ; M(Mn) = 54,9 g.mol⁻¹ ; M(O)=16,0 g.mol⁻¹

Solution

$$1) M(I_2) = 2M(I) = 253,8 \text{ g.mol}^{-1}; c_m = c \times M = 10^{-3} \times 253,8$$

$$\Rightarrow c_m = 0,254 \text{ g.L}^{-1}.$$

$$2) m_0 = c_m V = 0,254 \times 100 \cdot 10^{-3} = 2,54 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

$$\Rightarrow m_0 = 25,4 \text{ mg.}$$

$$3) M(KMnO_4) = M(K) + M(Mn) + 4M(O) = 158 \text{ g.mol}^{-1};$$

$$c_m = c \times M = 10^{-3} \times 253,8 \Rightarrow c_m = 0,158 \text{ g.L}^{-1}; m_0 = c_m V = 0,158 \times 100 \cdot 10^{-3}$$

$$\Rightarrow m_0 = 15,8 \text{ mg.}$$

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9- Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 17 p 136 Mère et fille	S.31.85	

Enoncé

On dispose d'une solution de diiode de concentration c₀, que l'on appellera solution « mère ».

1. Peut-on obtenir, à partir de cette solution mère, une solution « fille » plus concentrée ?

2. On dispose d'une fiole jaugée de 100 mL ainsi que d'une pipette jaugée de 10 mL. Décrire le protocole opératoire à suivre pour obtenir un facteur de dilution de 1/10.

3. Comment, avec le même matériel, obtenir un facteur de dilution de 1/100 ?

Solution

1. Non, tant qu'on ne rajoute pas du diiode

2. Prélever 10mL mettre dans 100mL et compléter jusqu'au trait

3. Réaliser deux dilutions au 1/10

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9- Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 18 p 137 Meccano	S.30.83/84	

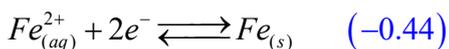
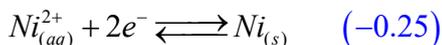
Enoncé

Les pièces de Meccano n'étaient pas, au début du XX^{ème} siècle, peintes comme à l'heure actuelle, mais recouvertes d'une couche de nickel. Le procédé industriel consiste à recouvrir une pièce en fer quelconque d'une mince couche de nickel grâce à une électrolyse. On plonge la pièce en question dans une solution de sulfate de nickel (Ni²⁺, SO₄²⁻). Les ions nickel sont réduits au contact du fer, et il se forme donc du nickel métallique.

1 Écrire les demi-équations électroniques pour les couples concernés : Fe²⁺/Fe(s) et Ni²⁺/Ni(s).

2. En déduire la réaction d'oxydoréduction qui permet le dépôt de nickel.

Solution



Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 19 p 137 Moi aussi, je veux ressembler à un gaz noble	S.30.83/84	

Enoncé

Certains éléments de la classification périodique ont une structure électronique particulièrement stable, ce qui fait d'eux des éléments peu enclins à participer à des réactions chimiques. Il s'agit des gaz nobles.

Les autres éléments chimiques cherchent à former des composés de sorte à obtenir une configuration électronique ressemblant le plus possible à celle d'un gaz noble.

	(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
Première période	1 H							2 He
Deuxième période	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
Troisième période	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar

Ainsi, les éléments de gauche du tableau périodique chercheront à perdre leurs électrons « en trop » pour avoir la structure électronique du gaz noble qui les précède, alors que les éléments de droite du tableau périodique chercheront à gagner les électrons qui leur « manquent » pour atteindre la structure du gaz noble qui les suit.

1. Quels sont les ions que vont former les alcalins (première colonne) ? Les métaux alcalins sont-ils oxydants ou réducteurs ?
2. Quels sont les ions que vont former les alcalino-terreux (deuxième colonne) ? S'agit-il d'éléments chimiques oxydants ou réducteurs ?
3. Quels sont les ions que vont former les éléments de l'avant-dernière colonne ? Les halogènes sont-ils des composés oxydants ou réducteurs ?

Solution

- 1) Les alcalins ont un électron de valence à céder, ils vont former des ions chargés une fois positivement : Li^+ , Na^+ , K^+ . Les métaux alcalins Li, Na, K, ... sont des réducteurs.
- 2) Les alcalino-terreux ont deux électrons de valence à céder, ils vont former des ions chargés deux fois positivement : Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} . Ces éléments chimiques Be, Mg, Ca sont également des métaux, et ils sont également réducteurs.
- 3) Les halogènes n'ont qu'un électron à capter pour avoir la structure électronique du gaz noble suivant, ils vont former des ions chargés une fois négativement : F^- , Cl^- , Br^- . Les halogènes F, Cl, Br sont des oxydants

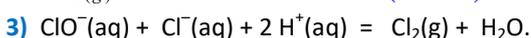
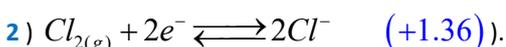
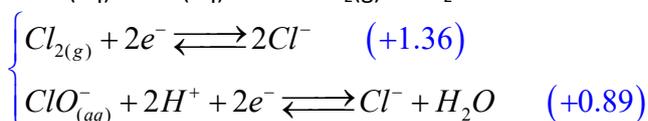
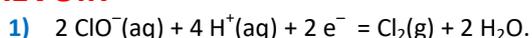
Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 20 p 137 Ménage dangereux	S.29.81/82 S.30.83/84	

Enoncé

1. L'eau de Javel est un désinfectant qui contient des ions hypochlorite ClO^- qui sont l'oxydant du couple $ClO^-/Cl_2(g)$. Écrire la demi-équation électronique de ce couple.
2. L'acide chlorhydrique (HCl) est un détartrant qui contient des ions H_3O^+ et des ions Cl^- , ces derniers jouant le rôle de réducteur dans le couple $Cl_2(g)/Cl^-$. Écrire la demi-équation électronique de ce couple.
3. Écrire l'équation bilan d'échange électronique entre ces deux couples.
4. Sachant que le dichlore gazeux est un produit hautement toxique pour les tissus pulmonaires en particulier, justifier le fait que l'acide chlorhydrique et l'eau de Javel ne font pas bon ménage.

Solution

A REVOIR



4) On observe un dégagement de dichlore gazeux, ce qui présente un risque sanitaire.

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 21 p 137 Eau oxygénée : dismutation	S.29.81/82 S.30.83/84	

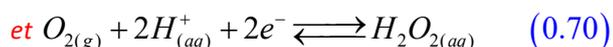
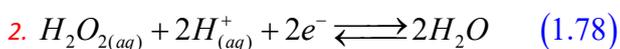
Enoncé

Le peroxyde d'hydrogène intervient dans deux couples oxydant/réducteur : $H_2O_2(aq)/H_2O(l)$ d'une part et $O_2(g)/H_2O_2(aq)$ d'autre part.

1. Le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 est-il un oxydant ou un réducteur ?
2. Écrire les deux demi-équations électroniques associées aux deux couples considérés, en milieu acide.
3. Une solution d'eau oxygénée n'est pas vraiment stable, car il peut se produire une réaction de dismutation (réaction d'oxydoréduction dans laquelle le réactif joue à la fois le rôle d'oxydant et de réducteur). C'est une des raisons pour lesquelles il faut la conserver à l'abri de la lumière et de la chaleur (ces deux facteurs facilitant la dismutation).
À partir des demi-équations de la question précédente, écrire la réaction de dismutation du peroxyde d'hydrogène. Identifier le dégagement gazeux.

Solution

1. Les deux : il est oxydant dans le couple $H_2O_2(aq)/H_2O$ et réducteur dans le couple $O_2(aq)/H_2O_2(aq)$



3. $2H_2O_2(aq) \rightleftharpoons 2H_2O + O_{2(g)}$ La dismutation de l'eau oxygénée s'accompagne d'un dégagement gazeux de dioxygène.

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 22 p 138 Eau : on ne dismute pas !	S.30.83/84	

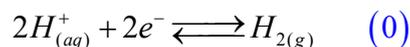
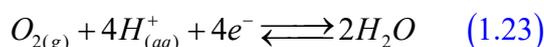
Enoncé

L'eau intervient dans deux couples oxydant/réducteur : $H_2O(l)/H_2(g)$ et $O_2(g)/H_2O(l)$.

1. Écrire les deux demi-équations électroniques associées à ces couples. Montrer que le premier couple de l'eau est équivalent au couple $H^+(aq)/H_2(g)$.
2. Préciser le rôle de l'eau dans chaque couple.
3. Écrire la réaction envisageable de dismutation de l'eau (réaction de l'eau sur elle-même). En réalité, cette réaction ne se produit pas, l'eau est stable (heureusement !).

Solution

1. $H_2O_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} + H_2O$ ou encore plus simplement



Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 23 p 138 Pile bouton au mercure	S.30.83/84	

Enoncé

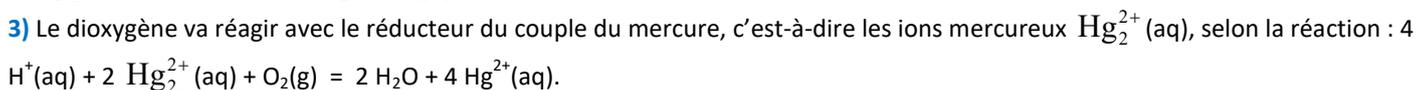
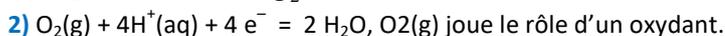
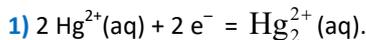
Le mercure présente deux formes ioniques en solution aqueuse l'ion mercurieux Hg_2^{2+} et l'ion mercurique Hg^{2+} .

1. Écrire la demi-équation électronique associée au couple Hg_2^{2+}/Hg^{2+} .
2. Au contact de l'air atmosphérique, du dioxygène gazeux peut se dissoudre dans la solution d'ions mercure. Le couple redox

correspondant est $O_2(g)/H_2O$. Écrire la demi-équation électronique correspondante. Le dioxygène joue-t-il le rôle de réducteur ou d'oxydant ?

3. Avec quel ion du mercure le dioxygène gazeux peut-il réagir ? Donner l'équation bilan associée.
 4. Une solution d'ions mercureux laissée à l'air libre est-elle stable ? Qu'en est-il d'une solution d'ions mercuriques ?
 5. Dans une pile « bouton », le mercure est associé à du zinc. Sachant que le couple du zinc s'écrit $Zn^{2+}/Zn(s)$, est-ce que le dioxygène dissous dans une solution de sulfate de zinc (Zn^{2+}, SO_4^{2-}) perturbe la solution ?
- Remarquons qu'on fabrique aujourd'hui des piles bouton sans mercure, en raison des risques écologiques liés à ce métal lourd.

Solution



4) La solution d'ions mercureux n'est donc pas stable en présence de dioxygène dissous dans l'eau. En revanche, les ions mercuriques $Hg^{2+}(aq)$ étant des oxydants, ils ne peuvent pas réagir avec l'oxydant $O_2(g)$. Une solution d'ions mercuriques est stable.

5) $Zn^{2+}(aq)$ est un oxydant, il ne réagit pas avec l'oxydant $O_2(g)$.

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 24 p 138 Attaque acide sur les métaux	S.30.83/84	

Enoncé

On plonge une lame de zinc $Zn(s)$ dans un bécher contenant de l'acide chlorhydrique (H^+, Cl^-).

1. Écrire les deux demi-équations électroniques correspondant aux deux couples concernés : $Zn^{2+}/Zn(s)$ et $H^+/H_2(g)$.
2. Donner l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction qui se produit dans le bécher.
3. Identifier le constituant gazeux obtenu. Comment peut-on le caractériser ?

Solution

)

Chapitre	Titre	Capacité	Compétence
9– Antiseptiques et désinfectants, oxydoréduction	Nathan Ex 254 p 138 It's in English	S.30.83/84	

Enoncé

1. Identify the oxidizing agent in the following halfreactions :
 - a. $Cr^{2+} + 14H^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O$
 - b. $2I^- = I_2 + 2e^-$
 - c. $2ClO^- + 4H^+ + 2e^- = Cl_2 + 4H_2O$
 - d. $2S_2O_3^{2-} = S_4O_6^{2-} + 2e^-$
2. Identify, in each of the following redox equations, the two participating redox couples :
 - a. $Ni^{2+} + Fe = Ni + Fe^{2+}$
 - b. $2Cu + Cu^{2+} = 3Cu$
 - c. $H_2O_2 + 2H^+ + Zn = Zn^{2+} + 2H_2O$
3. Balance these half-reactions by adding the correct number of electrons on the right handside or the left handside of the equation :
 - a. $Cl_2 + \dots = 2Cl^- + \dots$
 - b. $Al^{3+} + \dots = Al + \dots$
 - c. $H_2O_2 + 2H^+ + \dots = 2H_2O + \dots$

Solution

)