



## Plan de travail Chapitre 2 : Les réactions d'oxydoréduction

<http://perramondphysique.e-monsite.com/>

Découvrir	<p>Les Ressources :</p> <p>Q1 : <a href="#">Les réactions d'oxydoréduction</a> </p>		
S'entraîner	<p><b>Pour s'échauffer :</b> </p> <p>Ex. 1 Ex. 2 Ex. 3 Ex. 4 Ex. 5 Ex. 6</p> <p><b>Pour commencer :</b> </p> <p>Ex. 7 Ex. 8</p> <p>Quizlet </p> <p>Liens utiles </p> <p>Voir sur le site </p> <p>Il y a beaucoup de jeu, d'exercices interactifs à votre disposition.</p>	<p><b>Pour s'entraîner :</b></p> <p>Ex. 9 Ex. 10 Ex. 11 Ex. 12</p> <p><b>Vers l'oral :</b></p> <p>N°4 </p> <p>N°5</p>	<p><b>Pour aller plus loin :</b> </p> <p>Ex. 13 Ex. 14 Ex. 15</p> <p><b>TP's :</b></p> <p>TP n°3 : Les réactions d'oxydoréduction</p>
S'autoévaluer	<p><b>Avant l'évaluation, suis-je capable de :</b> </p> <ul style="list-style-type: none"> <li>○ À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydo-réduction.</li> <li>○ Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés.</li> <li>○ Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction.</li> </ul>		

## Les bons réflexes :

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  $\text{H}_2\text{O}$ ) ;
  - de l'élément chimique H (avec  $\text{H}^+$ ).
- **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.

« D'après Hachette 2019 »

### Exercice 1 :

Faire une phrase en reprenant la question et compléter avec la bonne réponse.

1. Dans la réaction  $2 \text{Mg(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{MgO(s)}$  le magnésium est :

- a.  oxydé.
- b.  réduit.
- c.  ni l'un ni l'autre.

2. Dans la réaction  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ba(s)} \rightarrow \text{Zn(s)} + \text{Ba}^{2+}(\text{aq})$ , quelle espèce est réduite ?

- a.  Le baryum  $\text{Ba(s)}$ .
- b.  L'ion zinc  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ .
- c.  Le zinc  $\text{Zn(s)}$ .

### Exercice 2 :

Faire une phrase en reprenant la question et compléter avec la bonne réponse.

1. Quel couple redox a pour demi-équation  $\text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 e^- = \text{C(s)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)}$  ?

- a.   $\text{H}_2\text{O(l)}/\text{H}^+(\text{aq})$ .
- b.   $\text{CO}_2(\text{g})/\text{C(s)}$ .
- c.   $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2\text{O(l)}$ .

2. La demi-équation  $\text{HSO}_4^-(\text{aq}) + 3 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^- = \text{SO}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O(l)}$  met en jeu le couple :

- a.   $\text{HSO}_4^-(\text{aq})/\text{H}_2\text{O(l)}$ .
- b.   $\text{HSO}_4^-(\text{aq})/\text{SO}_2(\text{g})$ .
- c.   $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ .

3. La demi-équation du couple  $\text{Al(OH)}_4^-(\text{aq})/\text{Al(s)}$  est :

- a.   $\text{Al(OH)}_4^-(\text{aq}) + 3 e^- = \text{Al(s)} + 4 \text{OH}^-(\text{aq})$ .
- b.   $\text{Al(s)} + 4 \text{OH}^-(\text{aq}) = \text{Al(OH)}_4^-(\text{aq}) + 3 e^-$ .
- c.   $\text{Al(OH)}_4^-(\text{aq}) = \text{Al(s)} + 4 \text{OH}^-(\text{aq}) + 3 e^-$ .

### Exercice 3 :

Faire une phrase en reprenant la question et compléter avec la bonne réponse.

1. La demi-équation du couple  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  est :

- a.  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ .
- b.  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ .
- c.  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ .

2. Quelle est l'équation bilan de la réaction de l'ion  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$  sur le plomb  $\text{Pb}(\text{s})$  ?

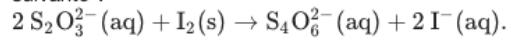
- a.  $2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Pb}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ .
- b.  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Pb}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^-$ .
- c.  $2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Pb}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 3 \text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ .

3. La demi-équation du couple  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$  est :

- a.  $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{O}_2(\text{g})$ .
- b.  $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+(\text{aq}) = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .
- c.  $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{e}^- + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq})$ .

### Exercice 4 :

♦ Quelles sont les espèces oxydée et réduite dans la réaction suivante ?



### Exercice 5 :

♦ Écrire la demi-équation d'oxydoréduction correspondant à chaque couple oxydant-réducteur en milieu aqueux.

a.  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$ .

b.  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al}(\text{s})$ .

c.  $\text{MnO}_4^-(\text{aq})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ .



### Exercice 6 :

♦ Équilibrer les équations suivantes.

a.  $\text{Zn}(\text{s}) + \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ .

b.  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ .

### Exercice 7 :

✓ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

♦ Établir les équations bilans des réactions :

a. du cuivre  $\text{Cu}(\text{s})$  avec le dibrome  $\text{Br}_2(\text{aq})$ .

b. de l'acide iodhydrique ( $\text{H}^+(\text{aq})$  ;  $\text{I}^-(\text{aq})$ ) avec le chlorure ferrique ( $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$  ;  $3 \text{Cl}^-(\text{aq})$ ).

c. du thiosulfate de sodium ( $2 \text{Na}^+(\text{aq})$  ;  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ ) avec le diiode  $\text{I}_2(\text{s})$ .

d. de l'acide nitrique ( $\text{H}^+(\text{aq})$  ;  $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ ) avec le fer  $\text{Fe}(\text{s})$ .

Écrivez votre réponse ici ...

$f(x)$

e. du nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+(\text{aq})$  ;  $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ ) avec le cuivre  $\text{Cu}(\text{s})$ .

Écrivez votre réponse ici ...

$f(x)$

f. du permanganate de potassium ( $\text{K}^+(\text{aq})$  ;  $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ ) avec le chlorure de fer II ( $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  ;  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ ).

### Données

- $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$  ;
- $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  ;
- $\text{Br}_2(\text{g})/\text{Br}^-(\text{aq})$  ;
- $\text{I}_2(\text{s})/\text{I}^-(\text{aq})$  ;
- $\text{MnO}_4^-(\text{aq})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$  ;
- $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$  ;
- $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$  ;
- $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$  ;
- $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$ .



Source colorée par l'oxyde de fer (John Bryan State Park, États-Unis)

### Exercice 8 :

L'oxyde de fer  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$  est une poudre rouge. Il s'agit d'un solide ionique composé d'ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}$  et d'ions oxyde  $\text{O}^{2-}$ . Il peut être réduit par un flux de dihydrogène  $\text{H}_2(\text{g})$ . Il se forme alors du fer métallique  $\text{Fe}(\text{s})$  et de l'eau  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .

1. Écrire l'équation bilan de la réduction de l'oxyde de fer par le dihydrogène.

Écrivez votre réponse ici ...

2. L'élément fer subit-il une oxydation ou une réduction ?

Écrivez votre réponse ici ...

3. La masse de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  placée dans le tube à essais au départ est  $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2,00 \text{ g}$ . En déduire la masse de fer formé.

### Exercice 9 :

✓ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

Un objet en fer laissé à l'air libre se dégrade et rouille. C'est une oxydation lente.



La rouille est un composé complexe. Sa formation peut être décrite par la succession des réactions suivantes :

1. Étape 1 : formation de l'hydroxyde de fer (II). Les couples qui interviennent sont  $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})/\text{Fe}(\text{s})$  et  $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .

a. Écrire les demi-équations des couples.

b. En déduire l'équation bilan de la réaction.

Écrivez votre réponse ici ...

$f(x)$

Aide : les ions  $\text{H}^+$  réagissent avec les ions  $\text{HO}^-$  en produisant de l'eau  $\text{H}_2\text{O}$ .

2. Étape 2 : formation de l'hydroxyde de fer (III). Les couples qui interviennent sont  $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})/\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$  et  $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .

a. Écrire les demi-équations des couples.

Écrivez votre réponse ici ...

$f(x)$

b. En déduire l'équation bilan de la réaction.

Écrivez votre réponse ici ...

$f(x)$

3. Étape 3 : l'hydroxyde de fer se transforme en oxyde de fer (III). La réaction s'écrit  $2 \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ . Conclure sur le rôle de la molécule d'eau  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  dans ces trois équations bilan.

## Exercice 10 :

✓ APP : Maîtriser le vocabulaire du cours

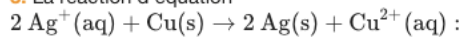
1. Entre l'atome de cuivre  $\text{Cu(s)}$  et l'ion cuivrique  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ , le réducteur est :

- a. l'atome de  $\text{Cu(s)}$ .
- b. l'ion  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ .
- c. ni l'un ni l'autre.

2. Dans la demi-équation redox de l'ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)}$  :

- a. le sulfate  $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  est l'oxydant.
- b. l'acide sulfureux  $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$  est le réducteur.
- c. le sulfate  $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  est oxydé en acide sulfureux  $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$ .
- d. le proton  $\text{H}^+(\text{aq})$  est un oxydant.

3. La réaction d'équation

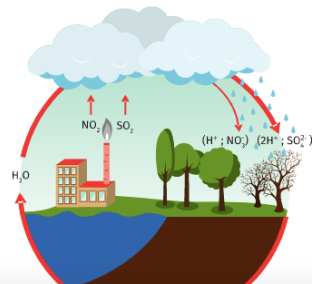


- a. met en jeu les couples  $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag(s)}$  ;  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu(s)}$ .
- b. met en jeu les couples  $\text{Ag(s)}/\text{Ag}^+(\text{aq})$  ;  $\text{Cu(s)}/\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ .
- c. correspond à la réduction de l'ion argent  $\text{Ag}^+(\text{aq})$  par l'atome de cuivre  $\text{Cu(s)}$ .

## Exercice 11 :

✓ APP : Extraire l'information utile sur supports variés/ schéma/texte

Les industries et l'emploi massif des énergies fossiles entraînent notamment des émissions de dioxyde de soufre  $\text{SO}_2(\text{g})$  et de dioxyde d'azote  $\text{NO}_2(\text{g})$ . Ces composés, naturellement toxiques, réagissent avec le dioxygène  $\text{O}_2(\text{g})$  et l'eau  $\text{H}_2\text{O(l)}$  dans l'atmosphère. Les produits issus de ces réactions causent d'importants dégâts écologiques en retombant sur le sol avec les eaux de pluie.



Voir les

1.  $\text{SO}_2(\text{g})$  fait partie du couple  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})/\text{SO}_2(\text{g})$ . Ecrire la demi-équation correspondante.
2.  $\text{NO}_2(\text{g})$  fait partie du couple  $\text{HNO}_3(\text{aq})/\text{NO}_2(\text{g})$ . Ecrire la demi-équation correspondante.
3. Déterminer l'équation de la réaction entre le dioxyde de soufre  $\text{SO}_2(\text{g})$  et le dioxygène  $\text{O}_2(\text{g})$  sachant que le dioxygène fait partie du couple  $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O(l)}$ .
4. Déterminer la réaction de l'oxyde d'azote  $\text{NO}_2(\text{g})$  et le dioxygène  $\text{O}_2(\text{g})$ .

Une usine a eu un incident et du dioxyde de soufre  $\text{SO}_2(\text{g})$  a été rejeté. Dans les jours suivants, des averses ont eu lieu à raison de 3,0 mm de pluie. La concentration mesurée dans les eaux de pluie donne une concentration en quantité de matière d'acide sulfurique  $c = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

5. Calculer la quantité d'acide qu'un champ d'un hectare a reçue lors de ces averses.

Écrivez votre réponse ici ...

$f(x)$

6. Quel volume de dioxyde de soufre émis correspond à la quantité retrouvée dans le champ ?

Écrivez votre réponse ici ...

$f(x)$

### Données

- Volume molaire :  $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;
- 1 mm de pluie équivaut à  $1 \text{ L}/\text{m}^2$  ;
- 1 ha =  $10\,000 \text{ m}^2$ .

## Exercice 12 :

✓ RAI/ANA : Utiliser des observations/des documents pour répondre à une problématique

Du glucose  $C_6H_{12}O_6$  en poudre est dissous dans une solution d'hydroxyde de sodium ( $Na^+(aq)$  ;  $HO^-(aq)$ ). La solution est incolore. On ajoute un peu de bleu de méthylène et la solution devient bleue. Puis, quelques secondes plus tard, elle devient incolore. Mais si on agite le flacon, elle devient bleue à nouveau, puis incolore lorsqu'on cesse l'agitation. L'expérience peut être reproduite de nombreuses fois.

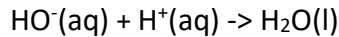
Le bleu de méthylène est une molécule organique dont le couple redox est noté  $B^{2+}(aq)/BH^+(aq)$ . C'est la forme  $B^{2+}(aq)$  qui est bleue. Le couple redox du glucose, quant à lui, sera noté  $C_6H_{11}O_7^-(aq)/C_6H_{12}O_6(aq)$ . En milieu basique, le couple du dioxygène est :  $O_2(g)/HO^-(aq)$ .

1. Écrire les demi-équations de ces trois couples redox.

Attention : Équilibrer le couple  $C_6H_{11}O_7^-(aq)/C_6H_{12}O_6(aq)$  en milieu basique, c'est-à-dire avec des  $HO^-(aq)$  plutôt que des ions  $H^+(aq)$ .

2. En déduire la cause de la disparition de la couleur bleue dans un premier temps.

**Pour info :** vous pouvez simplifier sachant que :



3. Expliquer pourquoi, en agitant, elle redevient bleue.

4. L'expérience peut-elle être réalisée indéfiniment ?

### Exercice 13 :

✓ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique/physique : écrire l'équation/l'ajuster

Georges Leclanché a été un des précurseurs des piles en proposant en 1868 une pile saline zinc/dioxyde de manganèse. De nombreux autres types de piles électrochimiques ont depuis été inventés, comme la pile alcaline. La différence entre la pile saline et la pile alcaline réside dans l'électrolyte (corps entre les électrodes). Ainsi, il peut exister des piles zinc  $Zn$ /dioxyde de manganèse  $MnO_2$  salines et alcalines. Celles-ci mettent en jeu les couples  $ZnO(s)/Zn(s)$  et  $MnO_2(s)/Mn_2O_3(s)$  en milieu basique.

1. Écrire les demi-équations des couples  $ZnO(s)/Zn(s)$  et  $MnO_2(s)/Mn_2O_3(s)$ .

Écrivez votre réponse ici ...

$f(x)$

2. En déduire l'équation de la réaction.

### L'expérience de la bouteille bleue



Le mélange est préparé, la couleur bleue disparaît après quelques dizaines de secondes.



Il est secoué, la couleur bleue réapparaît, puis disparaît à nouveau. Le processus peut être répété plusieurs fois.

### Méthode pour équilibrer des réactions

Pour équilibrer des demi-équations redox en milieu basique, il faut faire intervenir l'ion  $HO^-(aq)$  du côté du réducteur et la molécule d'eau  $H_2O(l)$  du côté de l'oxydant.

## Exercice 14 :

✓ RAI/ANA : Utiliser des observations/des mesures/des documents pour répondre à une problématique

Les propriétés optiques de certains matériaux peuvent changer quand la taille des particules est inférieure aux longueurs d'onde du spectre visible (nanoparticules) : l'or est un de ces matériaux. La technologie et l'emploi des nanoparticules se sont fortement développés depuis peu, mais leur fabrication était déjà connue sous l'Empire romain. Elle était notamment développée pour la coloration du verre. Une des méthodes de formation a été développée en 1951. C'est une réaction d'oxydoréduction entre l'acide tétrachloroaurique ( $\text{H}^+(\text{aq})$  ;  $\text{Au}^{3+}(\text{aq})$  ;  $4\text{Cl}^-(\text{aq})$ ) et une solution aqueuse de citrate de sodium ( $3\text{Na}^+(\text{aq})$  ;  $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}(\text{aq})$ ) à la température d'ébullition de l'eau.

1. Quel montage faut-il réaliser pour éviter de perdre l'eau qui va se vaporiser lors de l'ébullition ?

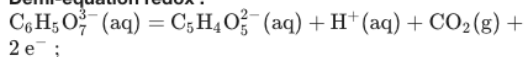
2. Déterminer la réaction qui a lieu.

3. Le mélange obtenu a un pic d'absorbance à la longueur d'onde  $\lambda = 600 \text{ nm}$ . Quelle couleur perçoit-on en l'observant (on peut s'aider du cercle chromatique sur le rabat de fin).

### Données

• **Couples** :  $\text{C}_5\text{H}_4\text{O}_5^{2-}(\text{aq})/\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}(\text{aq})$  ;

• **Demi-équation redox** :



L'ion citrate est oxydé en ion 1,3-acétonedicarboxylate, en éliminant du  $\text{CO}_2$ .

**Couple** :  $\text{Au}^{3+}(\text{aq})/\text{Au}(\text{s})$

## Exercice 15 :

L'acide chlorhydrique ( $\text{H}^+(\text{aq})$  ;  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ ) attaque le fer  $\text{Fe}(\text{s})$  et l'aluminium  $\text{Al}(\text{s})$  pour donner des solutions de chlorure de fer ( $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  ;  $2\text{Cl}^-(\text{aq})$ ) et de chlorure d'aluminium ( $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$  ;  $3\text{Cl}^-(\text{aq})$ ), accompagnées dans les deux cas d'un dégagement de dihydrogène.

1. Écrire les demi-équations électroniques des couples  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al}(\text{s})$ ,  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$ ,  $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ .

2. Écrire les équations bilans de la réaction entre ces deux métaux et l'acide chlorhydrique.

Le cuivre  $\text{Cu}(\text{s})$ , plongé dans une solution d'acide chlorhydrique, reste intact. Mais, avec l'acide nitrique ( $\text{H}^+(\text{aq})$  ;  $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ ), le cuivre disparaît, la solution devient bleue et un dégagement de monoxyde d'azote  $\text{NO}(\text{g})$  apparaît.

3. Écrire les demi-équations des couples  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$  et  $\text{NO}_3^-(\text{aq})/\text{NO}(\text{g})$ .

4. Écrire l'équation bilan de la transformation chimique entre le cuivre et l'acide nitrique.