

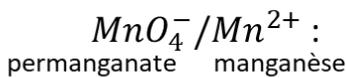
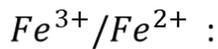


### 3. Règles d'écriture d'une demi-équation électronique

→ assurer les conservations des éléments chimiques et des charges électriques

- 1) Assurer les conservations des éléments autres que l'oxygène et l'hydrogène
- 2) Assurer la **conservation de l'oxygène avec  $H_2O$**  (en solution aqueuse)
- 3) Assurer la **conservation de l'hydrogène avec  $H^+$**  (en milieu acide)
- 4) Assurer la **conservation des charges électriques avec des électrons  $e^-$**

Exemples :



Et si le milieu est basique ( $H^+$  minoritaires et  $HO^-$  majoritaires) :

- 5) Poursuivre les étapes en milieu acide en ajoutant autant de  $HO^-$  qu'il y a de  $H^+$
- 6) Remplacer  $H^+ + HO^-$  par  $H_2O$  et simplifier les  $H_2O$



### 4. Écriture d'une équation d'oxydo-réduction

Équation de la réaction d'oxydo-réduction entre les ions  $Fe^{2+}$  et  $MnO_4^-$  (milieu acide) ?

- 1) Écrire les 2 couples *Redox* en jeu et entourer les réactifs
- 2) Écrire les 2 demi-équations avec les réactifs à gauche
- 3) Afin d'avoir le **même nombre d'électrons cédés et gagnés** :  
→ multiplier chaque demi-équation par un coefficient
- 4) Superposer les 2 demi-équations ainsi multipliées :



Une réaction d'oxydo-réduction est un modèle de transformation chimique au cours de laquelle des électrons s'échangent entre les réactifs. Dans ce modèle, on appelle **oxydant**, le réactif qui gagne des électrons et **réducteur**, le réactif qui les cède. L'objectif est ici d'identifier au cours d'une transformation chimique l'oxydant et le réducteur grâce aux observations et à des tests d'identification.

**1<sup>ère</sup> expérience : transformation entre le fer métallique  $Fe_{(s)}$  et les ions cuivre  $Cu^{2+}$**

- Introduire dans un tube à essais environ 2 mL (soit environ 2 cm en hauteur dans le tube) de solution aqueuse de sulfate de cuivre ( $Cu^{2+} + SO_4^{2-}$ ) contenant des ions cuivre  $Cu^{2+}$  responsables d'une coloration bleue en solution aqueuse.
- Ajouter une pointe de spatule de fer métallique  $Fe_{(s)}$  en poudre. Boucher et agiter. Noter les changements de coloration de la solution et du solide.
- Récupérer un peu de solution seule et y tester la présence d'un nouvel ion en ajoutant quelques gouttes de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ( $Na^+ + HO^-$ ). (Voir le tableau des tests ci-dessous). Quel est ce nouvel ion ?

1. Schématiser l'expérience.
2. Proposer une équation de la réaction en accord avec les observations.
3. Identifier l'oxydant et le réducteur de la réaction.

**2<sup>ème</sup> expérience : transformation entre le fer métallique  $Fe_{(s)}$  et les ions hydrogène  $H^+$  (solution acide)**

- Introduire dans un tube à essais une pointe de spatule de fer en poudre et ajouter environ 2 mL de solution d'acide chlorhydrique (contenant des ions  $H^+$ ).
- L'effervescence révèle la formation d'un gaz. Boucher le tube pour en récupérer suffisamment puis présenter la flamme d'une allumette au-dessus du tube débouché. Quel est ce gaz ?
- Récupérer un peu de solution seule et y tester la présence d'un nouvel ion en ajoutant quelques gouttes de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ( $Na^+ + HO^-$ ). Quel est ce nouvel ion ?

4. Schématiser l'expérience.
5. Proposer une équation de la réaction en accord avec les observations.
6. Identifier l'oxydant et le réducteur de la réaction.

**Quelques tests d'identification :**

Ion mis en évidence	Ion Cuivre II	Ion Fer II (Ferreux)	Ion Fer III (Ferrique)	Ion Zinc	Ion chlorure
Formule	$Cu^{2+}$	$Fe^{2+}$	$Fe^{3+}$	$Zn^{2+}$	$Cl^-$
Réactif testeur utilisé	Hydroxyde de sodium (Soude) ( $Na^+ + OH^-$ )	Hydroxyde de sodium (Soude) ( $Na^+ + OH^-$ )	Hydroxyde de sodium (Soude) ( $Na^+ + OH^-$ )	Hydroxyde de sodium (Soude) ( $Na^+ + OH^-$ )	Nitrate d'Argent ( $Ag^+ + NO_3^-$ )
Schéma de l'expérience					
Observation effectuée	Précipité bleu	Précipité Vert	Précipité Rouille	Précipité Blanc	Précipité blanc qui noircit à la lumière.

tests d'identification de quelques gaz courants		
dihydrogène	dioxygène	dioxyde de carbone
<p align="center"><b>détonation</b></p>	<p align="center"><b>flamme ravigée</b></p>	<p align="center"><b>trouble</b></p>

## EXERCICES. LES RÉACTIONS D'OXYDO-RÉDUCTION

### Exercice 1.

1. Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction entre le zinc métallique  $Zn_{(s)}$  et les ions fer (II)  $Fe^{2+}$  sachant que les couples *Redox* en jeu sont  $Zn^{2+}/Zn_{(s)}$  et  $Fe^{2+}/Fe_{(s)}$ .
2. Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction entre l'étain métallique  $Sn_{(s)}$  et les ions or (III)  $Au^{3+}$  sachant que les couples *Redox* en jeu sont  $Sn^{2+}/Sn_{(s)}$  et  $Au^{3+}/Au_{(s)}$ .
3. Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction entre le diiode  $I_2$  et les ions thiosulfate  $S_2O_3^{2-}$  sachant que les couples *Redox* en jeu sont  $I_2/I^-$  et  $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$ .
4. Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction entre le cuivre métallique  $Cu_{(s)}$  et les ions nitrate  $NO_3^-$  en milieu acide sachant que les couples *Redox* en jeu sont  $Cu^{2+}/Cu_{(s)}$  et  $NO_3^-/NO_{(g)}$ .
5. Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction entre les ions fer (II)  $Fe^{2+}$  et les ions permanganate  $MnO_4^-$  sachant que les couples *Redox* en jeu étant  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$  et  $MnO_4^-/Mn^{2+}$  (en milieu acide).

### Exercice 2. Identification de l'oxydant et du réducteur dans une réaction

1. Dans chacune des équations suivantes, entourer en rouge l'oxydant et en vert le réducteur :
  - a)  $2 Ag^+ + H_{2(g)} \rightarrow 2 Ag_{(s)} + 2 H^+$
  - b)  $S_2O_8^{2-} + Cu_{(s)} \rightarrow 2 SO_4^{2-} + Cu^{2+}$
  - c)  $Au^{3+} + 3 Fe^{2+} \rightarrow Au_{(s)} + 3 Fe^{3+}$
2. Donner pour chaque réaction, les deux couples en jeu.

### Exercice 3. Interprétation de l'expérience du liquide magique faite en TP

Rappel : Dans une solution aqueuse d'acide ascorbique ( $C_6H_8O_6$ ) contenue dans un erlenmeyer, on ajoute du bleu de méthylène ( $BM^+$ ) qui donne à la solution une coloration bleue. On constate que la solution bleue devient alors progressivement incolore. Quand on bouche l'erlenmeyer et qu'on agite vigoureusement, la solution devient immédiatement bleue puis se décolore de nouveau lentement.

#### Données :

Les couples *Redox* en jeu sont ceux :

de l'acide ascorbique :  $C_6H_6O_6/C_6H_8O_6$  du bleu de méthylène :  $BM^+/BMH$  du dioxygène :  $O_2/H_2O$

La seule espèce colorée dans le mélange réactionnel est la forme oxydée du bleu de méthylène ( $BM^+$ ) qui donne une coloration bleue.

1. Écrire l'équation de la réaction (n°1) d'oxydo-réduction entre l'acide ascorbique et le bleu de méthylène sous sa forme  $BM^+$ . Cette réaction est lente.
2. Écrire l'équation de la réaction (n°2) d'oxydo-réduction entre le dioxygène dissous en solution et la forme réduite du bleu de méthylène  $BMH$ . Cette réaction est rapide.
3. Interpréter l'expérience du liquide magique en expliquant :
  - pourquoi la solution bleue se décolore-t-elle ? Et pourquoi progressivement ?
  - pourquoi se recoloré-t-elle lors de l'agitation ? Et pourquoi immédiatement ?
  - si l'expérience peut être renouvelée ou non indéfiniment.