

REACTIONS D'OXYDO- REDUCTION

Prof-TC

www.prof-tc.fr



1 - Oxydant

Un oxydant est une espèce chimique pouvant capter un ou plusieurs électrons e^- .

L'ion tetrathionate $S_4O_6^{2-}{}_{(aq)}$ est un oxydant car il est capable de capter deux électrons en donnant l'ion thiosulfate $S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}$.



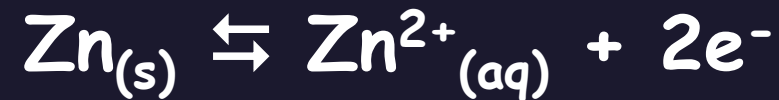
L'ion permanganate $MnO_4^-{}_{(aq)}$ est un oxydant en milieu acide car il est capable de capter cinq électrons en donnant l'ion manganèse (II) $Mn^{2+}{}_{(aq)}$.



2 - Réducteur

Un réducteur est une espèce chimique pouvant donner un ou plusieurs électrons e^- .

Le zinc $\text{Zn}_{(s)}$ est un réducteur car il est capable de donner deux électrons en donnant l'ion zinc (II) $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$.



L'ion fer (II) $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$ est un réducteur car il est capable de donner un électron en donnant l'ion fer (III) $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$.



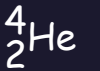
3 - Couples oxydant/réducteur (couples rédox)

Un couple Oxydant/Réducteur est constitué d'un oxydant et d'un réducteur, reliés par la demi-équation électronique:

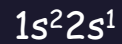
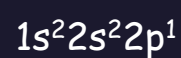
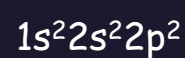
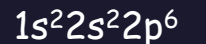
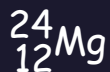
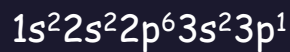
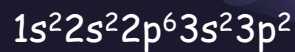
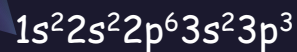
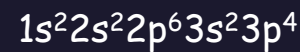
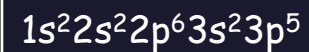
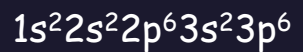
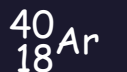


Remarques:

- Dans un couple, on écrit toujours l'oxydant à gauche et le réducteur à droite.
- En donnant des électrons, un réducteur subit une oxydation.
- En recevant des électrons, un oxydant subit une réduction.
- Les principaux oxydants sont les corps simples correspondant aux éléments situés à droite du tableau périodique des éléments (O_2 , Cl_2 , etc...).
- Les principaux réducteurs sont les métaux, en particulier ceux de la colonne I (métaux alcalins) et de la colonne II (métaux alcalino-terreux).

ALCALINS*1 électron sur la couche***ALCALINOS TERREUX***2 électrons sur
la couche externe***HALOGENES***7 électrons sur
la couche externe***GAZ NOBLES***8 électrons sur
la couche externe
Couche externe saturée*1,00g.mol⁻¹

4,00g.mol

6,94g.mol⁻¹9,01g.mol⁻¹10,81g.mol⁻¹12,01g.mol⁻¹14,02g.mol⁻¹16,00g.mol⁻¹19,00g.mol⁻¹20,18g.mol⁻¹23,00g.mol⁻¹24,31g.mol⁻¹26,98g.mol⁻¹28,09g.mol⁻¹30,97g.mol⁻¹32,07g.mol⁻¹35,45g.mol⁻¹39,95g.mol⁻¹

4 - Réactions d'oxydoréduction (réactions rédox)

Chaque couple oxydant / réducteur représente un transfert d'électron(s) réalisable dans les deux sens.

Par exemple pour le couple $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ / $\text{Cu}_{(\text{s})}$ on aura:



On décrit cette double possibilité par une "demi-équation" électronique:



Par exemple pour le couple $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ / $\text{Cu}_{(\text{s})}$ on aura:



Quelques exemples de couples oxydant/réducteur et leur demi-équation associée

Couple Oxydant / Réducteur	Demi-équation rédox associée
$H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$	$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$
$M^{n+}_{(aq)} / M_{(s)}$	$M^{n+}_{(aq)} + ne^- \rightleftharpoons M_{(s)}$
$Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$
$MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$	$MnO_4^-_{(aq)} + 8H^+_{(aq)} + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$
$I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$	$I_{2(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-_{(aq)}$
$S_4O_6^{2-}_{(aq)} / S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	$S_4O_6^{2-}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2S_2O_3^{2-}_{(aq)}$

4 - Les réactions d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction met en présence deux couples Ox / Red et un transfert d'électrons du réducteur d'un couple vers l'oxydant de l'autre couple.

Pour équilibrer une telle réaction d'oxydoréduction, il est essentiel de bien retenir qu'il s'agit d'un transfert d'électrons.

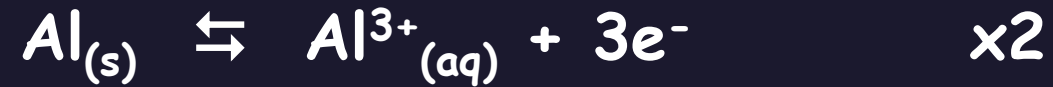
Ce transfert d'électron peut avoir lieu dans le mélange réactionnel, ou via un circuit électrique (cas des piles et les accumulateurs).

Pour établir l'équation bilan d'une réaction d'oxydoréduction, les étapes à suivre sont les suivantes:

- Ecrire les demi-équations électroniques de chaque couple Ox / Red et équilibrer ces demi-équations
- Ecrire ces demi-équations de manière à avoir tous les réactifs à gauche
- Si nécessaire, multiplier les demi-équations par des coefficients de manière que tous les électrons d'une demi-équation puissent être transférés à l'autre demi-équation
- Sommer ces deux demi-équations pour obtenir l'équation bilan de la réaction

On fait réagir les deux couples oxydo-réducteurs $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}$ et $\text{Al}^{3+}_{(aq)} / \text{Al}_{(s)}$, où les réactifs sont $\text{Al}_{(s)}$ et $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$.

- On équilibre des demi équations Ox/Red en plaçant les réactifs à gauche:



- On multiplie les deux demi-équations par 3 et 2 respectivement de manière à échanger le même nombre d'électrons (ici 6 électrons):

- On ajoute les deux demi-équations:



- On enlève les électrons pour avoir l'équation bilan finale:



- On vérifie que l'équation bilan est parfaitement équilibrée.

5 - Composés à la fois oxydant et réducteur

Certaines espèces chimiques peuvent être à la fois des oxydants et des réducteurs. On dira alors qu'il s'agira d'une espèce amphotère.

L'ion ferreux $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ se comporte parfois comme un réducteur, parfois comme un oxydant.

L'ion ferreux $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ est le réducteur du couple oxydant/réducteur $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$:



L'ion ferreux $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ est l'oxydant du couple oxydant/réducteur $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}_{(\text{s})}$:



5 - Composés à la fois oxydant et réducteur

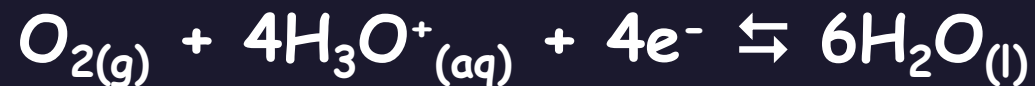
Certaines espèces chimiques peuvent être à la fois des oxydants et des réducteurs. On dira alors qu'il s'agira d'une espèce amphotère.

L'eau $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ se comporte parfois comme un réducteur, parfois comme un oxydant.

L'eau $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ est l'oxydant du couple oxydant/réducteur $\text{H}_2\text{O}_{(l)} / \text{H}_2_{(g)}$:



L'eau $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ est le réducteur du couple oxydant/réducteur $\text{O}_{2(g)} / \text{H}_2\text{O}_{(l)}$:



6 - Conclusion sur les réactions d'oxydo-réduction

Toute réaction d'oxydoréduction fait intervenir l'oxydant d'un couple Oxydant 1/Réducteur 1 qui reçoit un ou plusieurs électrons donnés par le réducteur autre couple Oxydant 2/Réducteur 2:

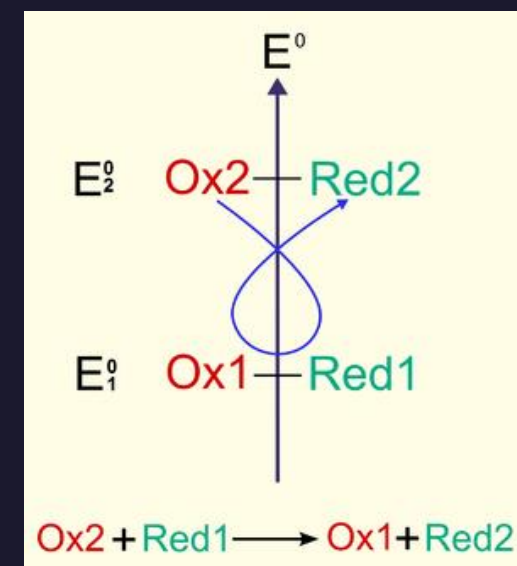


L'équation de toute réaction d'oxydoréduction s'écrit donc:



Pour savoir quelle réaction d'oxydoréduction aura lieu entre deux couples d'oxydant/réducteur, on utilise la règle du gamma direct.

Dans une réaction spontanée, l'oxydant le plus fort des deux couples réagit avec le réducteur le plus fort des deux couples.



L'échelle ci-contre montre que $H_2O_{(l)}$ et $Na_{(s)}$ réagissent de façon naturelle en donnant $H_{2(g)}$ et $Na^+_{(aq)}$ (un gamma direct joint les réactifs et les produits). Par contre, $H_{2(g)}$ et $Na^+_{(aq)}$ ne réagissent pas (gamma indirect)

La réaction spontanée s'écrit alors:



C'est une réaction dangereuse car elle est violente. Le dihydrogène peut s'enflammer au contact de l'oxygène de l'air

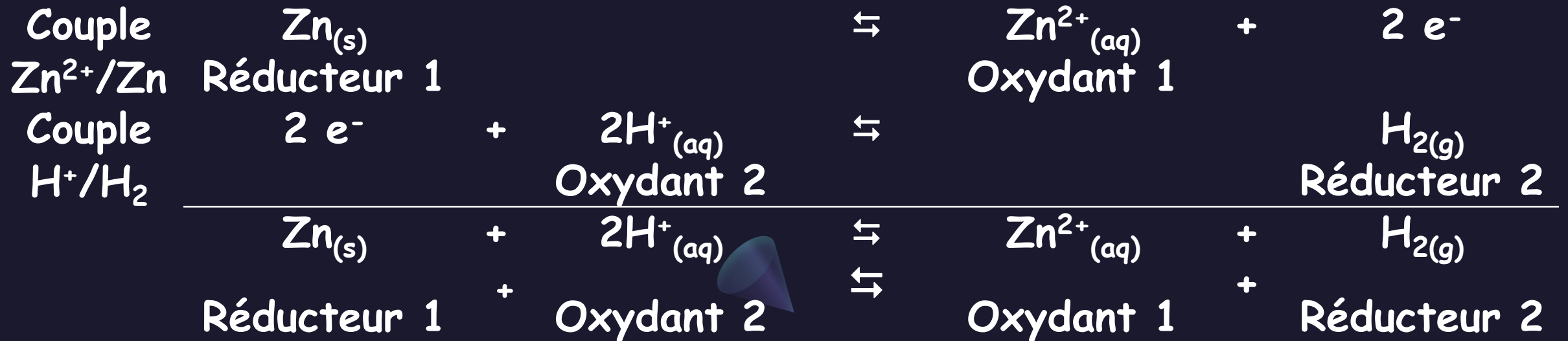
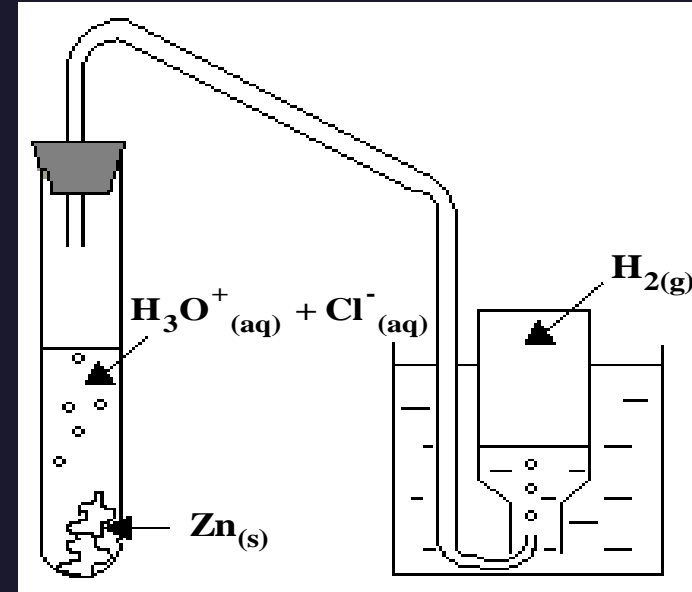
Bons oxydants ↑	E_0 en Volts à 25 °C	
MnO_4^-	1,51	Mn^{++}
O_2	1,23	H_2O
Fe^{+++}	0,77	Fe^{++}
O_2	0,68	H_2O_2
I_2	0,62	I^-
$S_4O_6^{--}$	0,08	$S_2O_3^{--}$
H_2O	0	H_2
Na^+	-2,71	Na
	↓	Bons réducteurs

7 - Action d'une solution d'acide chlorhydrique sur le zinc

Les ions chlorure $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$, présents dans la solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$), sont passifs.

Les atomes de zinc $\text{Zn}_{(\text{s})}$ perdent, chacun, deux électrons e^- et se transforment en ions zinc $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$.

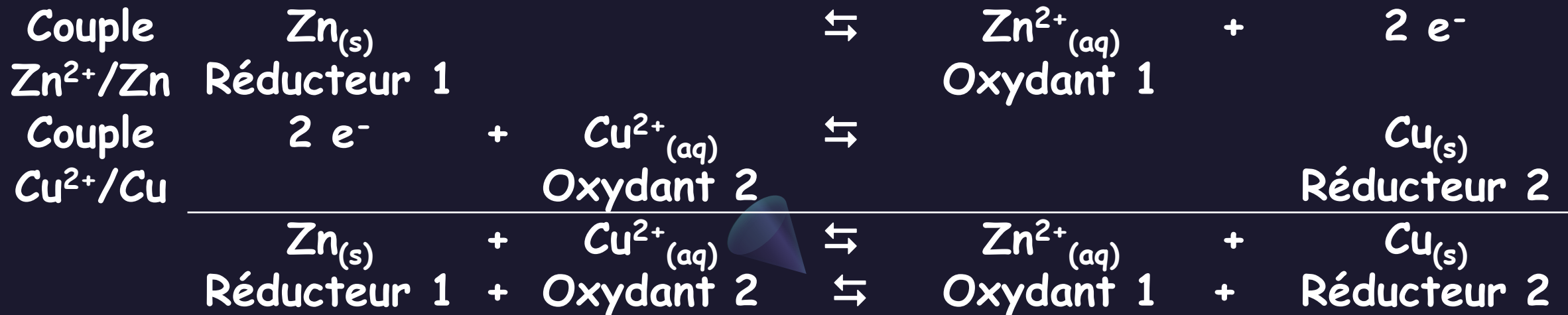
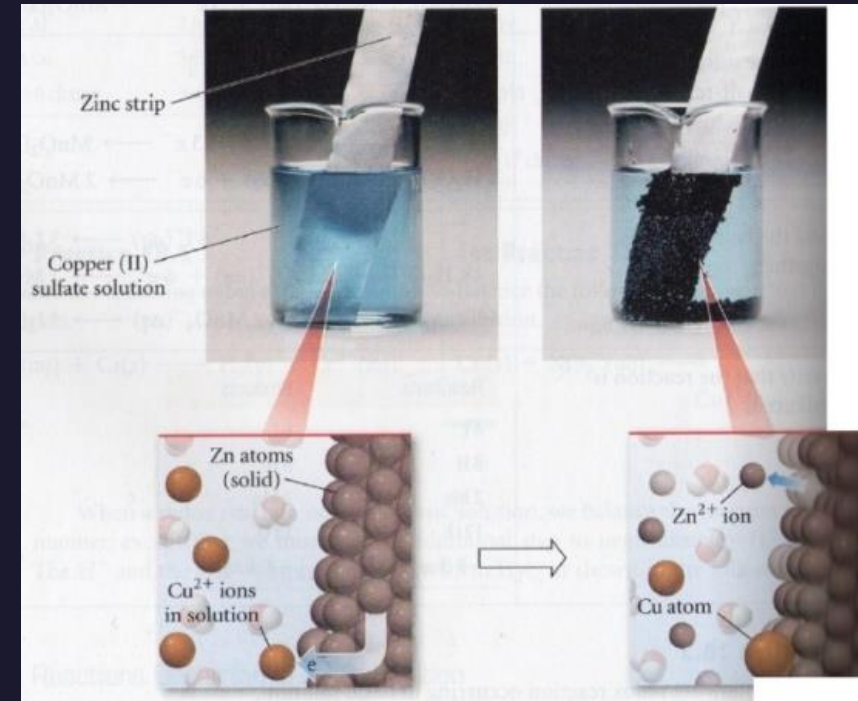
Les ions hydrogène $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ provenant des ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$, gagnent chacun un électrons e^- et se transforment en molécules de dihydrogène $\text{H}_{2(\text{g})}$.



8 - Réduction des ions cuivrique par le métal zinc

On réalise l'expérience schématisée ci-contre. Une plaque de zinc métallique est plongée dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) $\text{CuSO}_4(\text{aq})$ de couleur bleutée.

Après quelques minutes, on observe la disparition de la couleur bleue des ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ et un dépôt de cuivre rouge $\text{Cu}_{(\text{s})}$ sur la plaque de zinc. Si on verse de la soude dans la solution, on observe un précipité blanc d'hydroxyde de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_{2(\text{s})}$.



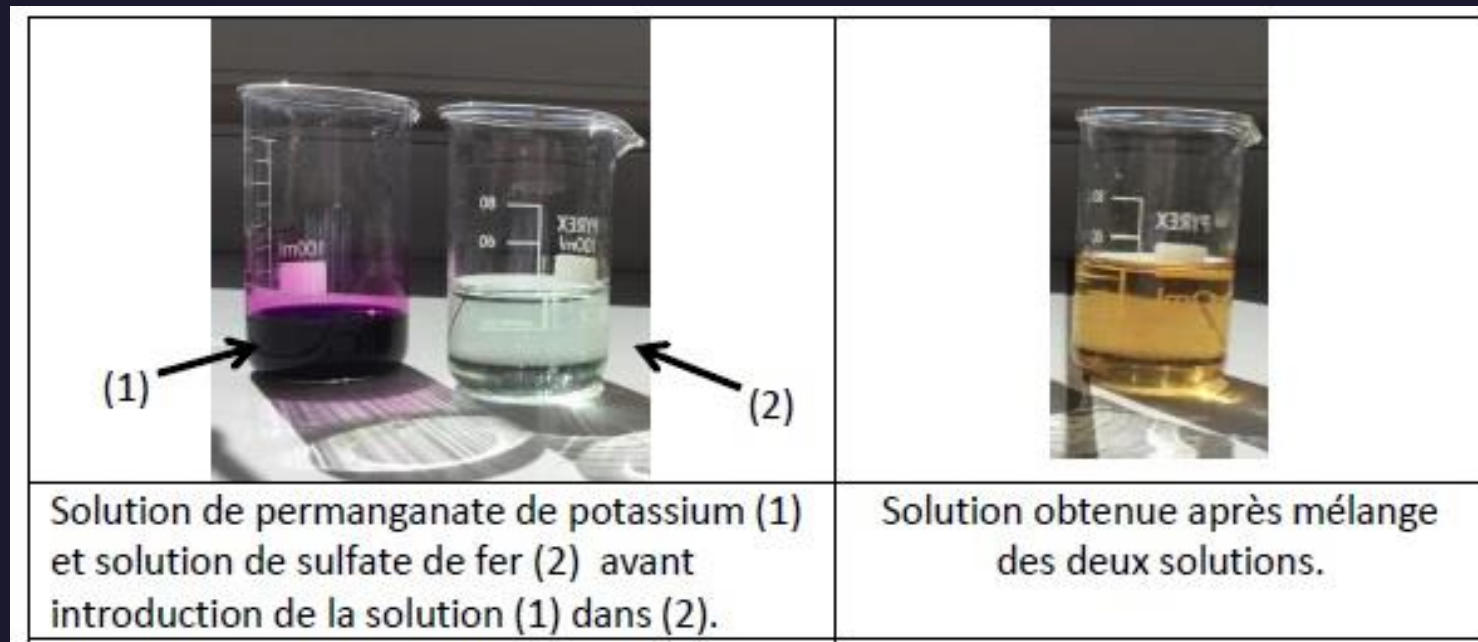
9 - Réduction des ions permanganates par les ions fer II

Dans un bécher on met 10 mL d'une solution de concentration $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de permanganate de potassium $\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$, acidifié par quelques gouttes d'acide sulfurique concentré $2\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$.

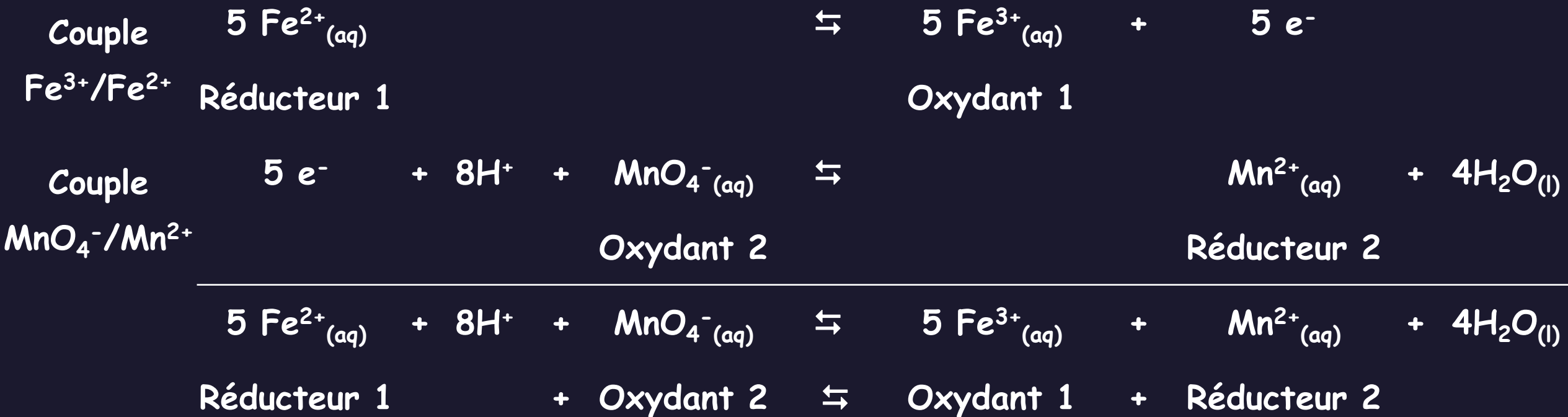
Le mélange possède la couleur violette des ions $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$.

On ajoute progressivement une solution de concentration $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate ferreux $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$.

La couleur violette finit par disparaître.



Les ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ se sont transformés en ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$. Ils ont été oxydés par les ions permanganate $\text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})}$.



REACTIONS D'OXYDO- REDUCTION

Prof-TC

www.prof-tc.fr

