

Nom : _____ Groupe : _____

Date : _____

Chimie, 5^e secondaire

L'OXYDORÉDUCTION, partie 2.

Une réaction d'oxydoréduction implique deux demi-réactions simultanées : l'oxydation et la réduction. Une **oxydation** est une réaction chimique au cours de laquelle un réactif **perd (libère)** des électrons. Une **réduction** consiste en une réaction où un réactif **gagne (accepte)** des électrons.

Une substance peut donner des électrons à la condition qu'il existe, dans le même système, une autre substance pour les recevoir.

Définitions :

Agent **oxydant** (oxydant) (substance réduite) : Substance qui **gagne** des électrons.
L'agent oxydant permet la réaction d'oxydation.

Agent **réducteur** (réducteur) (substance oxydée) : Substance qui **donne** des électrons.
L'agent réducteur permet la réaction de réduction.

Exemple :

Demi-réaction d'oxydation, l'oxydation du fer : $\text{Fe}_{(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-}$

Demi-réaction de réduction : $\text{Au}^{3+}_{(aq)} + 3 e^{-} \rightarrow \text{Au}_{(s)}$

Expérience : Réaction entre le cuivre et une solution de nitrate d'argent.



Demi-équation d'oxydation : _____

Demi-équation de réduction : _____

Agent oxydant : _____

Agent réducteur : _____

Substance oxydée : _____

Substance réduite : _____

Équation globale de l'oxydoréduction (Redox) :

Exemple : La réaction entre le zinc et le sulfate de cuivre.

Illustration :

Demi-réaction d'oxydation : $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-}$

Demi-réaction de réduction : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$

Réaction globale (Redox) :

Agent oxydant : _____

Agent réducteur : _____

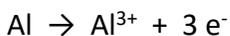
Substance oxydée : _____

Substance réduite : _____

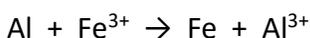
Exemple : La réaction d'une pièce de magnésium dans l'acide chlorhydrique se traduit par la formation de dichlorure de magnésium. On observe aussi un dégagement de dihydrogène. Au cours de cette réaction, le magnésium métallique est oxydé en ions Mg^{2+} aqueux tandis que les ions H^{+} aqueux de la solution acide sont réduits en dihydrogène gazeux. Quelles sont les demi-réactions ? Quelle est l'équation globale d'oxydoréduction ? Déterminez l'oxydant et le réducteur.

Exercices :

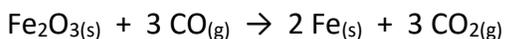
Donne l'équation globale d'oxydoréduction correspondant aux réactions partielles suivantes et identifie l'agent réducteur et l'agent oxydant.



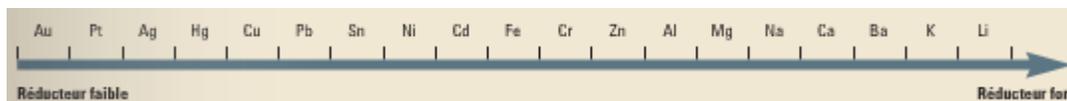
Donne les deux demi-réactions correspondant à la réaction d'oxydoréduction équilibrée donnée et indique quelle réaction est l'oxydation et quelle réaction est la réduction.



Identifie l'agent réducteur et l'agent oxydant dans la réaction suivante :



Le pouvoir réducteur des métaux.



La **réaction spontanée**. Pour qu'une réaction d'oxydoréduction survienne entre deux métaux, il faut que le **réducteur le plus fort soit à l'état solide** et que le **réducteur le plus faible soit en milieu aqueux**, sous forme d'ions.

Détermine lequel des deux métaux est le meilleur réducteur dans chacun des couples suivants.

Cu et Mg

Zn et Fe

La **pile électrochimique** consiste en un dispositif capable d'engendrer spontanément un courant électrique.

Expérience : La pile Zinc-Cuivre

Exemple : La pile Magnésium-Cuivre

Le potentiel de réduction et d'oxydation.

Les potentiels standard de réduction à 25 °C.

Demi-réaction de réduction	E° (V)
Meilleurs oxydants	
$F_{2(g)} + 2 e^- \rightleftharpoons 2 F^-_{(aq)}$	2,87
$Ag^2+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)}$	1,99
$Co^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Co^{2+}_{(aq)}$	1,92
$H_2O_{2(aq)} + 2 H^+_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons 2 H_2O_{(l)}$	1,78
$MnO_4^-_{(aq)} + 4 H^+_{(aq)} + 3 e^- \rightleftharpoons MnO_{2(aq)} + 2 H_2O_{(l)}$	1,68
$2 H^+_{(aq)} + IO_4^-_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons IO_3^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$	1,60
$MnO_4^-_{(aq)} + 8 H^+_{(aq)} + 5 e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 4 H_2O_{(l)}$	1,51
$Au^{3+}_{(aq)} + 3 e^- \rightleftharpoons Au_{(s)}$	1,50
$Cl_{2(g)} + 2 e^- \rightleftharpoons 2 Cl^-_{(aq)}$	1,36
$O_{2(g)} + 4 H^+_{(aq)} + 4 e^- \rightleftharpoons 2 H_2O_{(l)}$	1,23
$MnO_{2(s)} + 4 H^+_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 2 H_2O_{(l)}$	1,22
$Br_{2(l)} + 2 e^- \rightleftharpoons 2 Br^-_{(aq)}$	1,07
$NO_3^-_{(aq)} + 4 H^+_{(aq)} + 3 e^- \rightleftharpoons NO_{(g)} + 2 H_2O_{(l)}$	0,96
$ClO_{2(aq)} + e^- \rightleftharpoons ClO_2^-_{(aq)}$	0,95
$2 Hg^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons Hg_2^{2+}_{(aq)}$	0,92
$Ag^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)}$	0,80
$Hg_2^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons 2 Hg_{(l)}$	0,80
$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$	0,77
$O_{2(g)} + 2 H^+_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons H_2O_{2(aq)}$	0,70
$MnO_4^-_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons MnO_4^{2-}_{(aq)}$	0,56
$I_{2(s)} + 2 e^- \rightleftharpoons 2 I^-_{(aq)}$	0,54
$Cu^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$	0,52
$O_{2(g)} + 2 H_2O_{(l)} + 4 e^- \rightleftharpoons 4 OH^-_{(aq)}$	0,40
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$	0,34
$AgCl_{(s)} + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)} + Cl^-_{(aq)}$	0,22
$Cu^{2+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Cu^+_{(aq)}$	0,15
$2 H^+_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$	0,00
Meilleurs réducteurs	
$Fe^{3+}_{(aq)} + 3 e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	-0,04
$Pb^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons Pb_{(s)}$	-0,13
$Ni^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons Ni_{(s)}$	-0,26
$Cd^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons Cd_{(s)}$	-0,40
$Cr^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Cr^{2+}_{(aq)}$	-0,41
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	-0,45
$Cr^{3+}_{(aq)} + 3 e^- \rightleftharpoons Cr_{(s)}$	-0,74
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons Zn_{(s)}$	-0,76
$2 H_2O_{(l)} + 2 e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} + 2 OH^-_{(aq)}$	-0,83
$Mn^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons Mn_{(s)}$	-1,18
$Al^{3+}_{(aq)} + 3 e^- \rightleftharpoons Al_{(s)}$	-1,66
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons Mg_{(s)}$	-2,37
$Na^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Na_{(s)}$	-2,71
$Ca^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons Ca_{(s)}$	-2,89
$Ba^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons Ba_{(s)}$	-2,91
$K^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons K_{(s)}$	-2,93
$Li^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Li_{(s)}$	-3,04

Le **potentiel d'une pile** (E^0_{pile}) correspond à la somme du potentiel d'oxydation et du potentiel de réduction de la pile.

$$E^0_{\text{pile}} = E^0_{\text{oxydation}} + E^0_{\text{réduction}}$$

Où

E^0_{pile} = Différence de potentiel de la pile, exprimée en volts (V)

$E^0_{\text{oxydation}}$ = Potentiel d'oxydation, exprimé en volts (V)

$E^0_{\text{réduction}}$ = Potentiel de réduction, exprimé en volts (V)

On a :

Réaction spontanée si $E^0_{\text{pile}} > 0$

Réaction non spontanée si $E^0_{\text{pile}} < 0$

Représentation simplifiée d'une pile :

Oxydation Réduction

Mg/Mg²⁺//Ag⁺/Ag

Exemple : Calculer la différence de potentiel de la pile électrochimique composée d'une électrode d'argent et d'une électrode de magnésium.