

Oxydant, réducteur, nombre d'oxydation, applications aux traitements

Introduction

Expérience : On plonge un fil de cuivre dans une solution de nitrate d'argent

Observation :

-
-
-

État initial :

État final :

Equation-bilan :

Mécanisme :

Attention les électrons n'existent pas en solution. Ils sont absents du bilan final.

1. Oxydants et réducteur

1.1. Oxydant

Un oxydant est une espèce chimique susceptible de capter 1 ou plusieurs électrons.

1.2. Réducteur

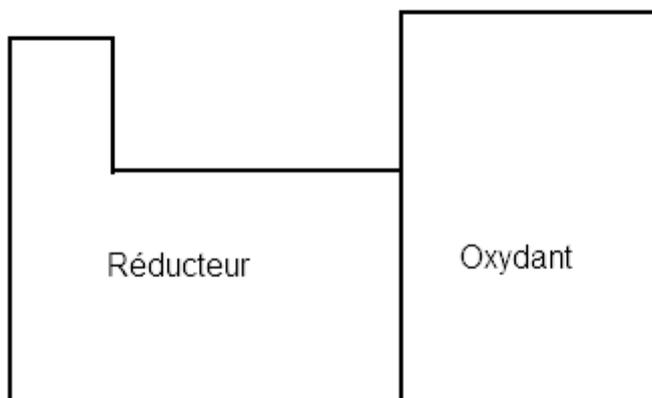
Un réducteur est une espèce chimique susceptible de céder 1 ou plusieurs électrons.

1.3. Réduction et oxydation

Une réduction transforme un oxydant en réducteur, c'est un gain d'électrons.

Une oxydation transforme un réducteur en oxydant, c'est une perte d'électrons.

1.4. Position dans la classification périodique



Les métaux sont, dans leur état d'atome, des réducteurs : Na, Ca, Cu, Fe

Les composés diatomiques à droite du tableau sont des oxydants : O₂, F₂, Cl₂

2. Couple oxydant/réducteur

2.1. Définition

Un couple oxydant/réducteur est l'ensemble d'un oxydant et d'un réducteur, noté Ox/Red susceptible de s'échanger des électrons selon la $\frac{1}{2}$ équation suivante :

Remarque :

La $\frac{1}{2}$ équation d'oxydoréduction vérifie les lois de conservation

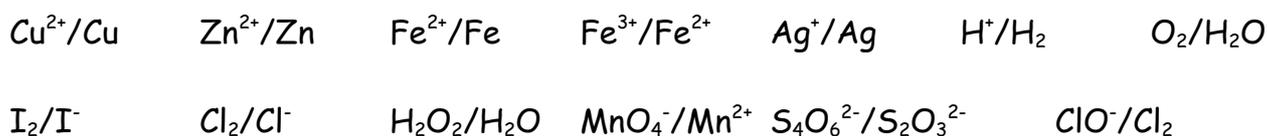
- conservation de la **masse**
- conservation de la **nature des éléments**
- conservation de la **charge**

Lorsque l'on équilibre les $\frac{1}{2}$ équations, on équilibre :

- O (élément oxygène) avec des molécules **H₂O**
- H (élément hydrogène) avec des ions **H⁺**
- les charges avec des **électrons e⁻**

2.2. Exemples de couple

Écrire les $\frac{1}{2}$ équation des couples suivants :

**2.3. Nombre d'oxydation (n.o)**

Le nombre d'oxydation (n.o.) (ou degré d'oxydation) caractérise l'état électronique d'un élément chimique en considérant la charge réelle (dans le cas d'un ion monoatomique) ou fictive si cet élément est combiné (molécule ou ion polyatomique). Les nombres d'oxydation se note en chiffres romains.

- pour un ion monoatomique : le nombre d'oxydation correspond à la charge de l'ion
- pour un ion polyatomique ou une molécule : on attribue fictivement le doublet de liaison à l'élément de plus électronégatif. La charge portée par l'ion fictif est par définition son nombre d'oxydation.

- Pour une molécule, la somme des nombre d'oxydation est **nulle**.
- Pour un ion polyatomique, la somme des nombres d'oxydation est égale à la **charge de l'ion**.

Remarque :

- $\text{no}_{(\text{H})} = +\text{I}$ sauf dans H_2 ($\text{no}_{(\text{H})} = 0$)
- $\text{no}_{(\text{O})} = -\text{II}$ sauf dans O_2 ($\text{no}_{(\text{O})} = 0$) et H_2O_2 ($\text{no}_{(\text{O})} = -\text{I}$)

Exemple :

Calculer le nombre d'oxydation de l'élément Cr (chrome) dans l'ion dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

2.4. Nombre d'oxydation et demi-équation

Le nombre d'électrons mis en jeu dans une demi équation est égal à la variation du nombre d'oxydation de l'élément considéré.

Exercice :

Classer par ordre croissant, de nombre d'oxydation de l'élément azote, les composés suivants

$\text{N}_2, \text{NO}, \text{NO}_2, \text{N}_2\text{O}_4, \text{NO}_3^-, \text{NO}_2^-, \text{N}_2\text{O}_3, \text{N}_2\text{O}$

3. Potentiel standard E° (V)

Le potentiel standard d'oxydo-réduction, ou potentiel redox, est une grandeur exprimée en volt (V) et notée E° . Ce potentiel appliquée aux couples d'oxydo-réduction permet de prévoir la réactivité des espèces chimiques entre elles. Par convention, le potentiel standard E° est mesuré par rapport au couple proton/hydrogène (H^+ / H_2), de potentiel nul.

3.1. Classification

Quelques potentiels redox standard à 25°C :

	Oxydant	Réducteur	E° (V)	
	F_2	F^-	2,87	
	$S_2O_8^{2-}$	SO_4^{2-}	2,01	
	H_2O_2	H_2O	1,77	
	MnO_4^-	MnO_2	1,69	
	MnO_4^-	Mn^{2+}	1,51	
	Au^{3+}	Au	1,50	
	PbO_2	Pb^{2+}	1,45	
	$Cl_2(g)$	Cl^-	1,36	
	$Cr_2O_7^{2-}$	Cr^{3+}	1,33	
	MnO_2	Mn^{2+}	1,23	
	$O_2(g)$	H_2O	1,23	
	$Br_2(aq)$	Br^-	1,08	
	NO_3^-	$NO(g)$	0,96	
	Hg^{2+}	Hg	0,85	
	NO_3^-	NO_2^-	0,84	
	Ag^+	Ag	0,80	
	Fe^{3+}	Fe^{2+}	0,77	
	$O_2(g)$	H_2O_2	0,68	
	$I_2(aq)$	I^-	0,62	
	Cu^{2+}	Cu	0,34	
	CH_3CHO	C_2H_5OH	0,19	
	SO_4^{2-}	$SO_2(aq)$	0,17	
	$S_4O_6^{2-}$	$S_2O_3^{2-}$	0,09	
	H^+	$H_2(g)$	0,00	
	CH_3COOH	CH_3CHO	-0,12	
	Pb^{2+}	Pb	-0,13	
	Sn^{2+}	Sn	-0,14	
	Ni^{2+}	Ni	-0,23	
	Co^{2+}	Co	-0,29	
	Cd^{2+}	Cd	-0,40	
	Fe^{2+}	Fe	-0,44	
	Zn^{2+}	Zn	-0,76	
	Al^{3+}	Al	-1,66	
	Mg^{2+}	Mg	-2,37	
	Na^+	Na	-2,71	
	K^+	K	-2,92	

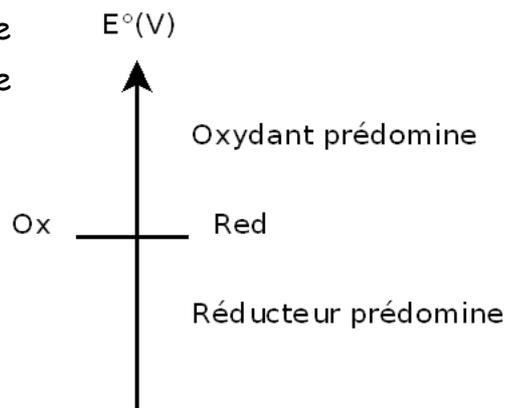
pouvoir oxydant
croissant

pouvoir réducteur
croissant

3.2. Diagramme de prédominance

On peut mesurer le potentiel d'oxydoréduction d'une solution avec une sonde redox. On estime alors l'espèce majoritaire du couple Ox/Red :

- $E_{\text{mesuré}} > E^{\circ}$: l'oxydant prédomine
- $E_{\text{mesuré}} < E^{\circ}$: le réducteur prédomine



3.3. Diagramme de Pourbaix - (potentiel pH)

Les diagrammes de Pourbaix, aussi appelés diagrammes potentiel-[pH] indiquent sur un graphique (pH ; E(V)) les domaines d'existence ou de prédominance d'un élément sous ses différentes formes.

Voir photocopie Application à l'élimination du fer et du manganèse

4. Réactions d'oxydoréduction

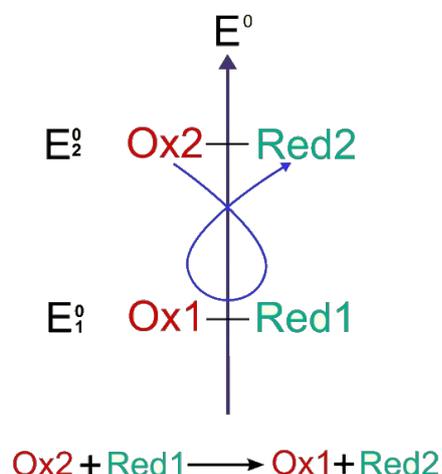
4.1. Prévion du sens de réaction

La réaction d'oxydoréduction se fait toujours entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.

Soit deux couples Ox1/Red1 et Ox2/Red2 tel que :

- $E^{\circ}_2 > E^{\circ}_1$
- alors l'oxydant le plus fort est Ox2
- et le réducteur le plus fort est Red1

La réaction se fait entre Ox2 et Red1.



4.2. Savoir écrire l'équation bilan

Une réaction d'oxydoréduction doit être équilibrée pour assurer un décompte exact des électrons mis en jeu, il faut donc combiner linéairement les demi-réactions (oxydation et réduction) de manière que le nombre d'électrons donnés soit exactement le nombre d'électrons acceptés : la réaction d'oxydoréduction est un échange strict d'électrons.

4.3. Applications aux traitements

Exercice 1 : On traite l'eau brute d'une station d'eau potable, afin d'éliminer la présence d'ions manganèse Mn^{2+} , à la concentration initiale $[Mn^{2+}] = 0,100 \text{ mg/L}$.

Les ions manganèse seront précipités sous forme de dioxyde de manganèse $MnO_{2(s)}$ par action du dichlore gazeux $Cl_{2(g)}$.

Les couples oxydant-réducteur mis en jeu sont les suivants :



- Justifier qu'une réaction d'oxydoréduction puisse se produire
- Écrire les $\frac{1}{2}$ équations d'oxydoréduction mises en jeu
- Écrire l'équation bilan de cette réaction
- Calculer la masse de dichlore nécessaire pour éliminer 1 mg d'ions manganèse
- En déduire la masse de dichlore nécessaire pour traiter 250 m^3 d'eau brute

Exercice 2 :

L'eau brute contient, par moment, des ions Fe^{2+} à la concentration de $0,120 \text{ mg.L}^{-1}$.

On souhaite alors ramener cette valeur à $0,050 \text{ mg.L}^{-1}$. Pour éliminer les ions Fe^{2+} , on effectue un traitement au permanganate de potassium.

Les produits de cette opération peuvent facilement être éliminés par filtration.

- Justifier qu'une réaction d'oxydoréduction puisse se produire.
- Écrire les demi-équations d'oxydoréduction relatives à chaque couple.
- En déduire l'équation de la réaction mise en jeu dans le traitement.
- Calculer la masse de permanganate de potassium nécessaire pour traiter un litre d'eau.

Couples	E° en V
MnO_4^- / MnO_2	1,68
Fe^{3+} / Fe^{2+}	0,77