

Oxydoréduction – Fiche de cours

1. Vocabulaire

a. Oxydant

Un oxydant est une espèce chimique pouvant gagner des électrons

b. Oxydation

Une oxydation est une transformation chimique qui s'accompagne d'une perte d'électrons

c. Réducteur

Un réducteur est une espèce chimique pouvant perdre des électrons

d. Réduction

Une réduction est une transformation chimique qui s'accompagne d'un gain d'électrons

2. Méthode pour équilibrer une équation d'oxydoréduction

Une oxydoréduction est la réaction chimique entre l'oxydant d'un premier couple $\text{ox}_1 / \text{réd}_1$ et le réducteur d'un deuxième couple $\text{ox}_2 / \text{réd}_2$ avec échange d'électrons.

- pour chaque couple $\text{ox}_1 / \text{réd}_1$ et $\text{ox}_2 / \text{réd}_2$ écrire :

$$\text{ox}_1 + n_1 e^- = \text{réd}_1 \quad \text{et} \quad \text{ox}_2 + n_2 e^- = \text{réd}_2$$

- équilibrer les éléments autres que H et O

- équilibrer les éléments O en ajoutant des molécules H_2O si nécessaire

- équilibrer les éléments H en ajoutant des ions H^+ si nécessaire
- équilibrer les charges électriques
- écrire chaque demi équation dans le sens où elle se produit réellement (oxydation ou réduction)
- multiplier chaque équation par un coefficient de sorte que le nombre d'électrons échangé par les demi équations soit
 $n = \text{ppcm}(n_1, n_2)$
- ajouter les 2 demi équations et simplifier si nécessaire
- remplacer H^+ par $H_3O^+ - H_2O$

3. Nombre d'oxydation

a. Définition

Le nombre d'ionisation est la charge prise par un atome lors d'une ionisation réelle ou fictive, conduisant à la configuration du gaz rare le plus proche

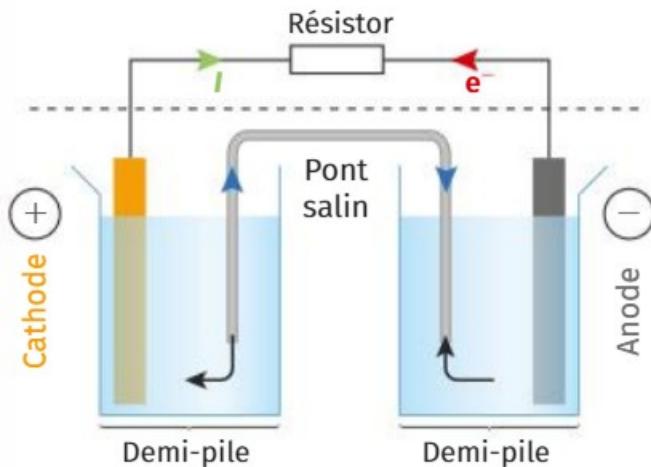
b. Détermination du nombre d'oxydation

- corps pur simple : $n.o.=0$
- corps pur composé moléculaire $n.o.=0$
- ion $n.o.=\text{charge de l'ion}$
- hydrogène H $n.o.=+I$
- alcalins $n.o.=+I$
- alcalino-terreux $n.o.=+II$

- oxygène O $n.o. = -II$; sauf cas particuliers (carboxyle, alcool, peroxyde, $n.o. = -I$)
- halogènes F $n.o. = -I$

4. Potentiel d'oxydoréduction et électrochimie

a. Pile électrochimique



- transfert d'électrons par échange indirect en solution

b. Potentiel d'électrode

On suppose que $\Delta_r G = W_{\text{elect}} = -nF \Delta E$

ΔE différence de potentiel aux bornes de la pile

n le nombre d'électrons échangés

F le nombre de Faraday avec $F = 96500 \text{ C}$

c. Equation de Nernst

Si l'on pose $a\text{Ox}_1 + b\text{Réd}_2 \rightleftharpoons c\text{Ox}_2 + d\text{Réd}_1$

$$\Delta_r G = \Delta_r G^0 + RT \ln \frac{[\text{Ox}_2]^c [\text{Réd}_1]^d}{[\text{Ox}_1]^a [\text{Réd}_2]^b}$$

en divisant par $-nF$ on obtient l'équation de Nernst

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Ox}_2]^c [\text{Réd}_1]^d}{[\text{Ox}_1]^a [\text{Réd}_2]^b} \quad \text{ou} \quad \Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{Ox}_2]^c [\text{Réd}_1]^d}{[\text{Ox}_1]^a [\text{Réd}_2]^b}$$

$$\text{A l'équilibre} \quad \Delta E^0 = \frac{0,06}{n} \log K$$

d. Potentiels standard et prévision du sens spontané

Oxydant	Réducteur	$E^0 \text{ (V)}$	Oxydant	Réducteur	$E^0 \text{ (V)}$
F_2	F^-	+2.87	H_3O^+	$\text{H}_{2(\text{g})}$	0.00
S_2	SO_4^{2-}	+2.10	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	CH_3CHO	-0.12
MnO_4^-	Mn^{2+}	+1.51	Pb^{2+}	Pb	-0.13
PbO_2	Pb^{2+}	+1.45	Sn^{2+}	Sn	-0.14
$\text{Cl}_2 \text{(aq)}$	Cl^-	+1.39	Ni^{2+}	Ni	-0.23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cr^{3+}	+1.33	Cd^{2+}	Cd	-0.40
$\text{O}_2 \text{(g)}$	H_2O	+1.23	Fe^{2+}	Fe	-0.44
NO_3^-	$\text{NO}_{(\text{g})}$	+0.96	Zn^{2+}	Zn	-0.76
Ag^+	Ag	+0.80	Al^{3+}	Al	-1.66
Fe^{3+}	Fe^{2+}	+0.77	Mg^{2+}	Mg	-2.37
$\text{I}_2 \text{(aq)}$	I^-	+0.62	Na^+	Na	-2.71
Cu^{2+}	Cu	+0.34	K^+	K	-2.92
CH_3CHO	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	+0.19	Li^+	Li	-3.02
SO_4^{2-}	SO_2	+0.17			

Pouvoir oxydant →

↓ Pouvoir réducteur

Pour prévoir le sens spontané d'évolution de la réaction entre 2 couples rédox, on peut utiliser la règle de gamma

