

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 ox_1 / red_1 et le réducteur d'un deuxième couple ox_2 / red_2 avec échange d'électrons.

- pour chaque couple ox_1 / red_1 et ox_2 / red_2 écrire :



- 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 $n = ppcm(n_1, n_2)$
- 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

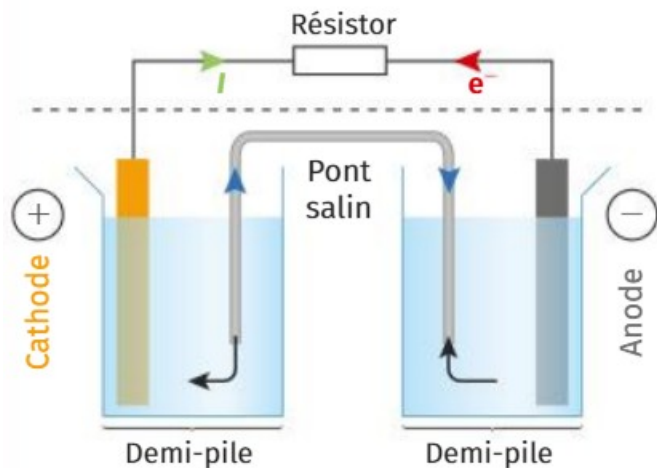
b. Détermination du nombre d'oxydation

- 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 particulier (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 $\Delta_r G = W_{\text{élect}} = -nF \Delta E$

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 $aOx_1 + bRéd_2 \rightleftharpoons cOx_2 + dRéd_1$

$$\Delta_r G = \Delta_r G^0 + RT \ln \frac{[Ox_2]^c [Réd_1]^d}{[Ox_1]^a [Réd_2]^b}$$

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

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Ox_2]^c [Réd_1]^d}{[Ox_1]^a [Réd_2]^b} \quad \text{ou} \quad \Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,06}{n} \log \frac{[Ox_2]^c [Réd_1]^d}{[Ox_1]^a [Réd_2]^b}$$

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

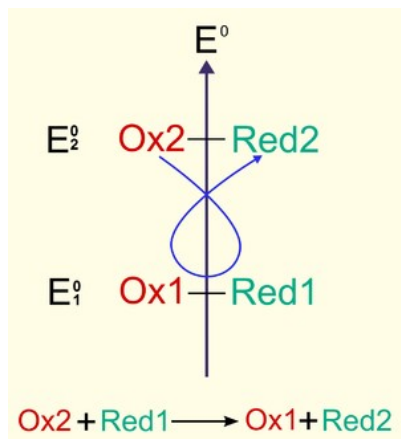
d. Potentiels standard et prévision du sens spontané

Oxydant	Réducteur	E^0 (V)	Oxydant	Réducteur	E^0 (V)
F_2	F^-	+2.87	H_3O^+	$H_{2(g)}$	0.00
S_2	SO_4^{2-}	+2.10	CH_3CO_2H	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
$Cl_{2(aq)}$	Cl^-	+1.39	Ni^{2+}	Ni	-0.23
$Cr_2O_7^{2-}$	Cr^{3+}	+1.33	Cd^{2+}	Cd	-0.40
$O_{2(g)}$	H_2O	+1.23	Fe^{2+}	Fe	-0.44
NO_3^-	$NO_{(g)}$	+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
$I_{2(aq)}$	I^-	+0.62	Na^+	Na	-2.71
Cu^{2+}	Cu	+0.34	K^+	K	-2.92
CH_3CHO	CH_3CH_2OH	+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



e. Variation du potentiel avec le pH

Pour l'équation $aOx_1 + xH^+ + ne^- \rightarrow bRed_1 + H_2O$

$$E = E^0 - 0,06 \frac{x}{n} pH - \frac{0,06}{n} \log \frac{[Red_1]^b}{[Ox_1]^a}$$

$E'^0 = E^0 - 0,06 \frac{x}{n} pH$ est le potentiel standard physiologique