

# 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  $n = \text{ppcm}(n_1, n_2)$
- 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

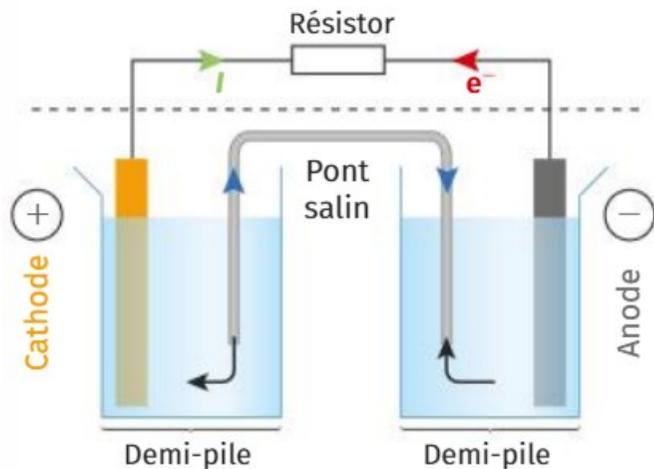
### b. Détermination du nombre d'oxydation

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

$\Delta E$  différence de potentiel aux bornes de la pile

$n$  le nombre d'électrons échangés

$F$  le nombre de Faraday avec  $F = 96500 C$

##### 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

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

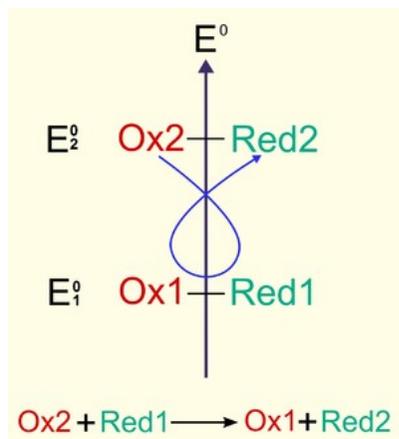
A l'équilibre  $\Delta E^0 = \frac{0,06}{n} \log K$

##### 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  $aOx_1 + xH^+ + ne^- \rightarrow bRéd_1 + H_2O$

$$E = E^0 - 0,06 \frac{x}{n} pH - \frac{0,06}{n} \ln \frac{[Réd_1]^b}{[Ox_1]^a}$$

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