

# 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

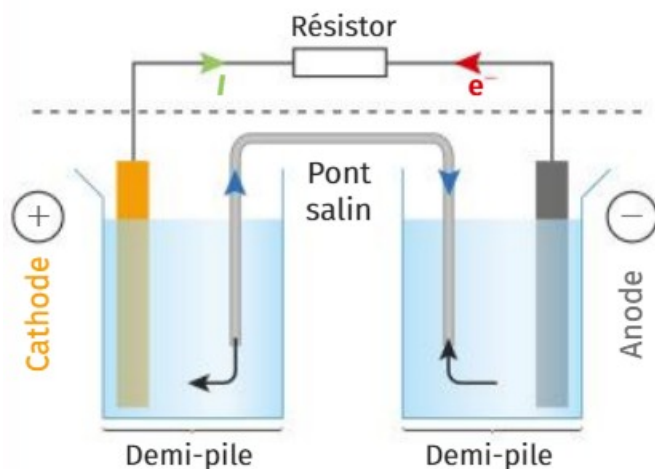
### b. Détermination du nombre d'oxydation

- 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  $F = 96500 \text{ C}$

##### c. Equation de Nernst

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

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

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

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

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

##### d. Potentiels standard et prévision du sens spontané

Oxydant	Réducteur	$E^0 \text{ (V)}$	Oxydant	Réducteur	$E^0 \text{ (V)}$
$\text{F}_2$	$\text{F}^-$	+2.87	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{H}_2 \text{ (g)}$	0.00
$\text{S}_2$	$\text{SO}_4^{2-}$	+2.10	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	$\text{CH}_3\text{CHO}$	-0.12
$\text{MnO}_4^-$	$\text{Mn}^{2+}$	+1.51	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}$	-0.13
$\text{PbO}_2$	$\text{Pb}^{2+}$	+1.45	$\text{Sn}^{2+}$	$\text{Sn}$	-0.14
$\text{Cl}_2 \text{ (aq)}$	$\text{Cl}^-$	+1.39	$\text{Ni}^{2+}$	$\text{Ni}$	-0.23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{Cr}^{3+}$	+1.33	$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Cd}$	-0.40
$\text{O}_2 \text{ (g)}$	$\text{H}_2\text{O}$	+1.23	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}$	-0.44
$\text{NO}_3^-$	$\text{NO} \text{ (g)}$	+0.96	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Zn}$	-0.76
$\text{Ag}^+$	$\text{Ag}$	+0.80	$\text{Al}^{3+}$	$\text{Al}$	-1.66
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{2+}$	+0.77	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Mg}$	-2.37
$\text{I}_2 \text{ (aq)}$	$\text{I}^-$	+0.62	$\text{Na}^+$	$\text{Na}$	-2.71
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Cu}$	+0.34	$\text{K}^+$	$\text{K}$	-2.92
$\text{CH}_3\text{CHO}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	+0.19	$\text{Li}^+$	$\text{Li}$	-3.02
$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{SO}_2$	+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

