

Fiche de cours Réactions d'oxydoréduction

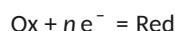
L'essentiel du chapitre en deux pages

définitions · lois · méthodes · à savoir par cœur

1 OXYDANT, RÉDUCTEUR, COUPLE OX/RED

Définition. Un **oxydant** est une espèce chimique capable de *capter* un ou plusieurs électrons. Un **réducteur** est une espèce capable d'en *céder*.

Définition. Deux espèces qui se transforment l'une en l'autre par gain ou perte d'électrons forment un **couple oxydant/réducteur**, noté Ox/Red (l'oxydant *toujours* en premier). On lui associe sa **demi-équation électronique** :



Notation. Le signe $=$ rappelle que la demi-équation se lit dans les deux sens : **réduction** de gauche à droite (l'oxydant capte des électrons), **oxydation** de droite à gauche (le réducteur en cède). Les électrons n'existent pas libres en solution : une demi-équation n'est pas une réaction, c'est une écriture formelle.

2 AJUSTER UNE DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE

Méthode — en milieu acide. ① ajuster les éléments autres que O et H ; ② ajuster l'élément oxygène avec des molécules H_2O ; ③ ajuster l'élément hydrogène avec des ions H^+ ; ④ ajuster les charges avec des électrons e^- , que l'on place du côté de l'oxydant.

Propriété. Une demi-équation est correctement ajustée lorsqu'il y a, de part et d'autre du signe $=$, le même nombre d'atomes de chaque élément et la même charge électrique totale.

3 ÉQUATION D'UNE RÉACTION D'OXYDORÉDUCTION

Définition. Une **réaction d'oxydoréduction** est un **transfert d'électrons** entre l'oxydant d'un couple Ox_1/Red_1 et le réducteur d'un autre couple Ox_2/Red_2 :



Le réducteur Red_2 est **oxydé** (il perd des électrons), l'oxydant Ox_1 est **réduit** (il les capte).

Méthode — écrire l'équation. écrire les deux demi-équations dans le sens où elles se produisent ; les multiplier par des entiers pour que le nombre d'électrons *cédés* soit égal au nombre d'électrons *captés* ; les additionner : les électrons se simplifient et n'apparaissent pas dans l'équation finale. Vérifier la conservation des éléments et des charges. Le transfert est *direct* : oxydant et réducteur sont en contact dans le même récipient.

4 RECONNAÎTRE UNE OXYDORÉDUCTION

Méthode — à partir d'observations. repérer les espèces qui disparaissent et celles qui apparaissent (couleur, dépôt métallique, dégagement gazeux, test des ions formés) ; écrire les couples correspondants ; le *réducteur* qui disparaît est oxydé, l'*oxydant* qui disparaît est réduit.

■ DONNÉES — Couples usuels et demi-équations à connaître

- Métal / ion métallique : $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- = \text{Cu}$ · $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- = \text{Zn}$ · $\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$ · $\text{Al}^{3+} + 3 e^- = \text{Al}$ · $\text{Fe}^{2+} + 2 e^- = \text{Fe}$
- $\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$ · $\text{I}_2 + 2 e^- = 2 \text{I}^-$ · $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 e^- = 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ · $2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{H}_2$
- $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ · $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 e^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 e^- = 2 \text{H}_2\text{O}$ · $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = 2 \text{H}_2\text{O}$ · $\text{ClO}^- + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- Couleurs utiles : Cu^{2+} bleu, Fe^{2+} vert pâle, Fe^{3+} rouille, MnO_4^- violet, Mn^{2+} incolore, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ orange, Cr^{3+} vert, I_2 brun.

5 SAVOIR-FAIRE DU CHAPITRE

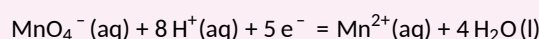
► SAVOIR-FAIRE

- Identifier l'oxydant et le réducteur d'un couple et écrire le couple sous la forme Ox/Red.
- Écrire et ajuster une demi-équation électronique, y compris en milieu acide (avec H_2O et H^+).
- Écrire l'équation de la réaction entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple.
- Identifier l'espèce oxydée et l'espèce réduite, à partir de l'équation ou d'observations.
- Exploiter l'équation ajustée pour un bilan de matière (quantités, masse d'un dépôt, volume de gaz).

6 EXEMPLES TYPES

★ EXEMPLE — ajuster une demi-équation en milieu acide

Couple $\text{MnO}_4^- (\text{aq})/\text{Mn}^{2+} (\text{aq})$. ① l'élément Mn est déjà ajusté; ② quatre O à gauche : $\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$; ③ huit H à droite : $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$; ④ charges : $-1 + 8 = +7$ à gauche, $+2$ à droite, il faut donc 5 électrons à gauche :



★ EXEMPLE — écrire l'équation d'une réaction

Réaction des ions permanganate sur les ions fer(II) en milieu acide; couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$. On multiplie par 5 la demi-équation du fer pour échanger 5 électrons, puis on additionne :



Charges : $-1 + 10 + 8 = +17$ des deux côtés. Les ions Fe^{2+} sont oxydés, les ions MnO_4^- réduits : la disparition de la teinte violette montre que les ions permanganate ont été consommés.

★ EXEMPLE — interpréter une observation

Un clou en fer plongé dans une solution bleue de sulfate de cuivre se recouvre d'un dépôt rouge et la solution verdit. Le cuivre métallique apparaît (Cu^{2+} réduit) et des ions Fe^{2+} apparaissent (Fe oxydé) : couples Cu^{2+}/Cu et Fe^{2+}/Fe , d'où



★ EXEMPLE — un métal attaqué par un acide

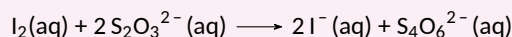
Couples $\text{H}^+ (\text{aq})/\text{H}_2 (\text{g})$ et $\text{Zn}^{2+} (\text{aq})/\text{Zn} (\text{s})$. Le zinc cède des électrons aux ions hydrogène :



Le gaz qui se dégage est du dihydrogène. Si $n(\text{Zn}) = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ réagit totalement dans un excès d'acide, il se forme autant de H_2 , soit $V = n V_m = 0,24 \text{ L}$ ($V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$).

★ EXEMPLE — deux couples sans H_2O ni H^+

Couples $\text{I}_2 (\text{aq})/\text{I}^- (\text{aq})$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} (\text{aq})/\text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$: chacun échange 2 électrons, aucune multiplication n'est nécessaire. L'addition donne



Le diiode brun est réduit en ions iodure incolores : la décoloration signale que tout le diiode a été consommé.

✗ PIÈGES

- Écrire le couple à l'envers : la notation Ox/Red impose l'oxydant en premier ($\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, et non l'inverse).
- Laisser des électrons dans l'équation de la réaction : ils sont échangés, donc ils se simplifient toujours.
- Additionner les demi-équations sans les avoir multipliées : le nombre d'électrons cédés doit être égal au nombre d'électrons captés.
- Ajuster l'oxygène avec O_2 ou l'hydrogène avec H_2 : en milieu acide, on utilise H_2O puis H^+ .
- Oublier de vérifier les charges, ou dire que « le réducteur est réduit » : le réducteur cède des électrons, il est oxydé.