Réactions d'oxydoréduction

Fiche méthode

(Physique-chimie 1re spécialité · Constitution et transformations de la matière · Suivi de l'évolution d'un système)

La démarche pour une réaction d'oxydoréduction

1. Je repère les couples : pour chaque élément, la forme consommée et la forme formée ; l'oxydant s'écrit en premier.

2. J'écris les demi-équations : élément, puis O avec H_2O, H avec H^+, charge avec e^- du côté de l'oxydant.

3. Je les oriente : réduction pour l'oxydant, oxydation pour le réducteur.

4. Je combine : électrons captés = électrons cédés, j'additionne, je simplifie H^+ et H_2O.

5. Je vérifie éléments et charge, puis je fais le bilan avec un tableau d'avancement si on me le demande.

Le réflexe — l'oxydant capte des électrons et il est réduit ; aucun électron ne reste dans l'équation finale.

Cas 1 · Reconnaître l'oxydant et le réducteur

Réflexe — métal et ion : charge qui diminue, électrons gagnés, oxydant ; avec O ou H, j'écris la demi-équation.

Exemple. $Sn(s) + 2\ Ag^+(aq) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + 2\ Ag(s)$. Qui est l'oxydant ?

$Ag^+ \rightarrow Ag$: gain d'un électron, l'ion argent est **l'oxydant**, il est réduit (couple Ag^+/Ag). $Sn \rightarrow Sn^{2+}$: l'étain cède 2 électrons, c'est **le réducteur**, oxydé (couple Sn^{2+}/Sn).

Attention — l'oxydant est réduit, pas oxydé ; un couple s'écrit Ox/Red.

Cas 2 · Demi-équation d'un couple simple

Réflexe — éléments d'abord, puis électrons = écart de charge, du côté de l'oxydant.

Exemple. Couple Co^{2+}/Co, écrit dans le sens de l'oxydation.

Charge +2 et 0 : 2 électrons. $Co^{2+} + 2\ e^- = Co$, soit $\mathbf{Co \rightarrow Co^{2+} + 2\ e^-}$.

Attention — les électrons restent du côté de l'oxydant, même dans le sens de l'oxydation.

Cas 3 · Demi-équation en milieu acide

Réflexe — élément, O avec H_2O, H avec H^+, charge avec e^-.

Exemple. Couple IO_3^-/I_2 (ion iodate / diiode).

$2\ IO_3^- = I_2$; 6 O : $+\ 6\ H_2O$ à droite ; 12 H : $+\ 12\ H^+$ à gauche. Charges : $-2 + 12 = +10$ et 0. $\mathbf{2\ IO_3^- + 12\ H^+ + 10\ e^- = I_2 + 6\ H_2O}$.

Attention — jamais d'O_2 ni de H_2 pour ajuster : seulement H_2O, H^+ et e^-.

Cas 4 · Équation de la réaction

Réflexe — multiplier pour égaliser les électrons, additionner, simplifier.

Exemple. Le zinc réduit les ions fer(III) : couples Zn^{2+}/Zn et Fe^{3+}/Fe^{2+}.

$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$; $Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$, $\times 2$. $\mathbf{Zn + 2\ Fe^{3+} \rightarrow Zn^{2+} + 2\ Fe^{2+}}$. Charges : +6 de chaque côté.

Attention — multiplier toutes les espèces de la demi-équation ; aucun e^- dans le résultat.

Cas 5 · Exploiter des observations

Réflexe — espèce consommée + espèce formée du même élément = un couple.

Exemple. De l'eau de Javel (ions ClO^-) est versée dans une solution incolore d'iodure de potassium en excès, puis on acidifie : le mélange brunit et bleuit avec l'empois d'amidon. Il se forme aussi des ions Cl^-.

> Empois d'amidon : du diiode s'est formé à partir de I^-, qui a perdu des électrons : I^- est le réducteur (I_2/I^-). ClO^- devient Cl^- : oxydant (ClO^-/Cl^-). $\mathbf{ClO^- + 2\,I^- + 2\,H^+ \rightarrow Cl^- + I_2 + H_2O}$.

Attention — une couleur qui apparaît ou disparaît ne suffit pas : il faut savoir quelle espèce elle signale.

Cas 6 · Bilan de matière et couleur

Réflexe — tableau d'avancement ; réactif coloré limitant : la couleur disparaît.

Exemple. $2\,Fe^{3+} + Sn^{2+} \rightarrow 2\,Fe^{2+} + Sn^{4+}$, avec 0,030 mol de Fe^{3+} (jaune-orangé) et 0,020 mol de Sn^{2+} ; transformation totale.

> $0{,}030 - 2x = 0$ donne $x = 0{,}015$; $0{,}020 - x = 0$ donne $x = 0{,}020$. $x_{max} = 0{,}015$ mol, **Fe^{3+} limitant** : la teinte jaune-orangé disparaît. Il reste $0{,}020 - 0{,}015 = 0{,}005$ mol de Sn^{2+}.

Attention — les nombres stœchiométriques de l'équation, pas les nombres d'électrons, entrent dans le tableau.

Les pièges

- Dire que l'oxydant est oxydé.
- Écrire les électrons du côté du réducteur ou oublier d'ajuster l'élément avant la charge.
- Ajuster l'oxygène avec O_2 au lieu de H_2O.
- Laisser des électrons dans l'équation finale, ou multiplier seulement les électrons.
- Oublier de simplifier les H^+ ou les H_2O présents des deux côtés.

Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).