

Les réactions d'oxydo-réduction

L'essentiel sur une page

Reconnaître un transfert d'électrons, identifier oxydant et réducteur, écrire demi-équations et bilan, prévoir une réaction avec l'échelle des métaux, expliquer la corrosion et ses parades.

1 Définitions

- **Oxydoréduction** : transfert d'**électrons** d'un réducteur vers un oxydant (pas forcément d'oxygène).
- **Réducteur** : perd des électrons, il est **oxydé** ($\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$).
- **Oxydant** : gagne des électrons, il est **réduit** ($\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$).
- **Couple Ox/Red** : Cu^{2+}/Cu , Fe^{2+}/Fe , Zn^{2+}/Zn , Ag^+/Ag , Al^{3+}/Al , $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, H^+/H_2 , O_2/O^{2-} .
- Pas d'oxydation sans réduction ; aucun électron dans le bilan.

2 Méthode : le bilan

1. Demi-équation d'oxydation du réducteur, de réduction de l'oxydant (électrons = charge).
2. Multiplier pour égaliser les électrons cédés et captés.
3. Additionner, les électrons disparaissent.
4. Vérifier atomes et charges.
5. Ex. : $\text{Zn} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}$; $2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu}$; $\text{Cu} + 2 \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Fe}^{2+}$.

3 Échelle de réactivité

Mg, Al, Zn > Fe > (H) > Cu > Ag > Au

- Un métal réduit les ions des métaux placés après lui : $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+}$ oui ; $\text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$ non.
- Seuls les métaux avant H réagissent avec les acides (dihydrogène).
- Signes : dépôt métallique, solution qui change de couleur (Cu^{2+} bleu, Fe^{2+} vert, Fe^{3+} orangé).

4 Le dioxygène, oxydant

- Combustions : $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$.
- Rouille : $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$, il faut O_2 **et** eau ; le sel accélère ; $112 \text{g Fe} \rightarrow 160 \text{g rouille}$.
- Respiration : glucose oxydé par O_2 .
- Antioxydant = réducteur sacrifié (vitamine C) ; désinfectants = oxydants (Javel, eau oxygénée).

5 Protéger un métal

- **Isoler** : peinture, graisse, étain (boîtes) : inefficace dès qu'il y a une rayure.
- **Sacrifier** un métal plus réducteur : zinc (galvanisation, anode sacrificielle) : efficace même rayé.
- Un métal **moins** réducteur en contact (étain rayé, cuivre) accélère la corrosion du fer.
- Oxyde protecteur : alumine sur l'aluminium, chrome de l'inox, vert-de-gris du cuivre ; la rouille, poreuse, ne protège pas.
- Pile = redox spontanée ; électrolyse = redox forcée ; métallurgie = réduction d'un oxyde.

6 Pièges à éviter

- Oxydation $\neq$ réaction avec l'oxygène.
- Écrire des électrons dans l'équation bilan.
- Oublier de multiplier une demi-équation ($\text{Zn} + \text{Ag}^+$ est faux : il faut 2Ag^+).
- Le cuivre : réducteur face à Ag^+ ou Fe^{3+} , mais Cu^{2+} est oxydant face au fer.
- Croire que l'étain protège une boîte rayée.

L'ESSENTIEL

- Le réducteur rend des électrons (oxydé), l'oxydant les obtient (réduit).
- Demi-équations : nombre d'électrons = charge ; bilan sans électrons, charges conservées.
- $\text{Zn} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}$; $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$.

- Échelle $\text{Mg, Al, Zn} > \text{Fe} > \text{H} > \text{Cu} > \text{Ag} > \text{Au}$: un métal réduit les ions des métaux placés après lui.
- Rouille = fer + dioxygène + eau ; le zinc protège le fer en s'oxydant à sa place.
- Pile : réaction spontanée ; électrolyse : réaction forcée.