

Oxydoréduction

Corrigé des exercices - niveau 1re

Voici le corrigé détaillé des vingt exercices d'oxydoréduction. Compare chaque démarche avec la tienne : repérer les couples, écrire les demi-équations, égaliser les électrons, puis faire le bilan de matière. Les résultats numériques sont donnés avec trois chiffres significatifs.

Ce corrigé est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

La correction détaillée : corrigé oxydoréduction

Correction de l'exercice 1 : Questions de cours

1. Un **oxydant** est une espèce capable de gagner des électrons ; un **réducteur** est une espèce capable d'en céder.
2. **Oxydation** : perte d'électrons ; **réduction** : gain d'électrons.
3. **Ox + n e⁻ = Red.**
4. Les électrons cédés par le réducteur sont immédiatement captés par l'oxydant : ils se compensent entre les deux demi-équations et ne subsistent pas en solution.

Correction de l'exercice 2 : Vrai ou faux ?

- a. **Vrai.**
- b. **Faux** : Cu²⁺ est l'oxydant, Cu le réducteur.
- c. **Vrai** : l'oxydant d'un couple réagit avec le réducteur d'un autre.
- d. **Faux** : les électrons n'apparaissent pas.
- e. **Vrai.**
- f. **Faux** : le zinc perd des électrons, il est **oxydé**.

Correction de l'exercice 3 : Reconnaître les couples

- a. Couples Cu²⁺/Cu et Fe²⁺/Fe ; Fe est oxydé (réducteur), Cu²⁺ est réduit (oxydant).
- b. Couples Ag⁺/Ag et Zn²⁺/Zn ; Zn est oxydé (réducteur), Ag⁺ est réduit (oxydant).
- c. Couples H⁺/H₂ et Al³⁺/Al ; Al est oxydé (réducteur), H⁺ est réduit (oxydant).
- d. Couples Fe³⁺/Fe²⁺ et I₂/I⁻ ; I⁻ est oxydé (réducteur), Fe³⁺ est réduit (oxydant).

Correction de l'exercice 4 : Demi-équations simples

- a. $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$
- b. $\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Al}$
- c. $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb}$
- d. $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{Cl}^-$
- e. $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{e}^- = 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (charges : $-2 - 2 = -4 = 2 \times (-2)$).

Correction de l'exercice 5 : Demi-équations en milieu acide

- a. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$; 14 H^+ à gauche ; charge : $-2 + 14 = +12$ à gauche, $+6$ à droite : 6 e^- à gauche. **$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$.**
- b. **$\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$.**
- c. **$\text{ClO}^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$** (charge : $-1 + 2 - 2 = -1$).
- d. **$\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2$.**
- e. **$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$** (charge : $-1 + 4 - 3 = 0$).

Correction de l'exercice 6 : Équations de réaction

- a. $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$ ($\times 2$) et $2 \text{I}^- = \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$: **$2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$.**
- b. **$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Fe}^{3+}$.**
- c. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$ et $6 \times (\text{Fe}^{2+} = \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-)$: **$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{Fe}^{3+}$.**
- d. $2 \times (\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O})$ et $5 \times (\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-)$: **$2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$** (16 H^+ à gauche – 10 H^+ à droite = 6 H^+).

Correction de l'exercice 7 : Classer des métaux

- Un métal plongé dans une solution de ses propres ions ne subit aucune transformation observable : l'essai n'a pas d'intérêt.
- $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$ et $\text{Cu} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}$.**
- Le zinc réagit avec les trois autres ions, le fer avec Cu^{2+} et Ag^+ , le cuivre avec Ag^+ , l'argent avec aucun : classement **$\text{Zn} > \text{Fe} > \text{Cu} > \text{Ag}$** .
- L'argent ne réagit pas** avec Zn^{2+} (l'argent est le moins réducteur, comme avec les ions Fe^{2+} et Cu^{2+} du tableau). **Le zinc réagit** avec Cu^{2+} : le tableau indique « réaction ».

Correction de l'exercice 8 : Fil de cuivre dans une solution d'argent

- $n_0(\text{Cu}) = 0,64 \div 63,5 = \mathbf{1,01 \times 10^{-2} \text{ mol}}$; $n_0(\text{Ag}^+) = 0,100 \times 50,0 \times 10^{-3} = \mathbf{5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}}$.
- Pour Cu : $1,01 \times 10^{-2} \div 1$; pour Ag^+ : $5,00 \times 10^{-3} \div 2 = 2,50 \times 10^{-3}$. **$x_{\text{max}} = 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$** ; les **ions Ag^+** sont limitants.
- $n(\text{Ag}) = 2 x_{\text{max}} = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $m = 5,00 \times 10^{-3} \times 107,9 \approx \mathbf{0,540 \text{ g}}$. Cuivre consommé : $2,50 \times 10^{-3} \times 63,5 = 0,159 \text{ g}$; il reste $0,64 - 0,159 \approx \mathbf{0,48 \text{ g}}$.

4. La solution devient **bleue** : il s'est formé $2,50 \times 10^{-3}$ mol d'ions Cu^{2+} , alors que les ions Ag^+ (incolores) ont disparu.

Correction de l'exercice 9 : Zinc en poudre et ions cuivre

- $n_0(\text{Zn}) = 0,50 \div 65,4 = 7,65 \times 10^{-3}$ mol ; $n_0(\text{Cu}^{2+}) = 0,200 \times 40,0 \times 10^{-3} = 8,00 \times 10^{-3}$ mol. **$x_{\text{max}} = 7,65 \times 10^{-3}$ mol** ; le **zinc** est limitant.
- $m(\text{Cu}) = 7,65 \times 10^{-3} \times 63,5 \approx \mathbf{0,486 \text{ g}}$.
- $n(\text{Cu}^{2+})_{\text{final}} = 8,00 \times 10^{-3} - 7,65 \times 10^{-3} = 3,5 \times 10^{-4}$ mol ; $[\text{Cu}^{2+}] = 3,5 \times 10^{-4} \div 0,0400 \approx \mathbf{8,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}}$.
- $n(\text{e}^-) = 2 x_{\text{max}} = \mathbf{1,53 \times 10^{-2} \text{ mol}}$.

Correction de l'exercice 10 : L'eau oxygénée, oxydant et réducteur

- $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$ et $\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2$.
- Oxydant : $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$; réducteur : $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$. Somme : **$2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$** .
- C'est une **dismutation**.

Correction de l'exercice 11 : Eau de Javel et ions iodure

- $\text{ClO}^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$; $2 \text{I}^- = \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$. Équation : **$\text{ClO}^- + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}^- + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$** .
- $n_0(\text{ClO}^-) = 5,0 \times 10^{-2} \times 20,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3}$ mol ; $n_0(\text{I}^-) = 0,30 \times 10,0 \times 10^{-3} = 3,0 \times 10^{-3}$ mol. $\text{ClO}^- : 1,0 \times 10^{-3} \div 1$; $\text{I}^- : 3,0 \times 10^{-3} \div 2 = 1,5 \times 10^{-3}$. **$x_{\text{max}} = 1,0 \times 10^{-3}$ mol, ClO^- limitant.**
- $n(\text{I}_2) = 1,0 \times 10^{-3}$ mol ; $m = 1,0 \times 10^{-3} \times 253,8 \approx \mathbf{0,25 \text{ g}}$. $n(\text{I}^-)_{\text{restant}} = 3,0 \times 10^{-3} - 2 \times 1,0 \times 10^{-3} = \mathbf{1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}}$.

Correction de l'exercice 12 : Suivre la disparition des ions cuivre

- $n_0(\text{Cu}^{2+}) = 0,100 \times 0,1000 = \mathbf{1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}}$; le zinc est en excès, donc **$x_{\text{max}} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$** .
- À $t = 60 \text{ s}$, $[\text{Cu}^{2+}] \approx 0,037 \text{ mol/L}$; $n(\text{Cu}^{2+}) = 0,037 \times 0,1000 = 3,7 \times 10^{-3}$ mol ; $x = 1,00 \times 10^{-2} - 3,7 \times 10^{-3} = \mathbf{6,3 \times 10^{-3} \text{ mol}}$.
- $m(\text{Cu}) = 6,3 \times 10^{-3} \times 63,5 \approx \mathbf{0,40 \text{ g}}$.
- $x = x_{\text{max}} \div 2$ correspond à $[\text{Cu}^{2+}] = 0,050 \text{ mol/L}$: on lit **$t_{1/2} \approx 42 \text{ s}$** .
- $n(\text{Zn})_{\text{consommé}} = x_{\text{max}} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $m = 1,00 \times 10^{-2} \times 65,4 \approx \mathbf{0,654 \text{ g}}$.

Correction de l'exercice 13 : Titrage d'une solution de fer(II)

- $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Fe}^{3+}$** .
- Le permanganate est violet et ses produits sont presque incolores : l'espèce titrante

joue elle-même le rôle d'indicateur. Avant l'équivalence, chaque goutte se décolore ; après, la teinte rose persiste.

3. À l'équivalence : $n(\text{Fe}^{2+}) \div 5 = n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé}} \div 1$, soit **$n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \times n(\text{MnO}_4^-)$** .

4. $n(\text{MnO}_4^-) = 0,0200 \times 15,0 \times 10^{-3} = 3,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$; $n(\text{Fe}^{2+}) = 1,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $C = 1,50 \times 10^{-3} \div 20,0 \times 10^{-3} = \mathbf{7,50 \times 10^{-2} \text{ mol/L}}$; concentration massique : $7,50 \times 10^{-2} \times 55,8 \approx \mathbf{4,19 \text{ g/L}}$.

Correction de l'exercice 14 : Dosage de la vitamine C

1. $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$ et $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{I}^-$.

2. Coefficients tous égaux à 1 : à l'équivalence, **$n(\text{I}_2)_{\text{versé}} = n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)_{\text{initial}}$** .

3. $n(\text{I}_2) = 0,0200 \times 14,0 \times 10^{-3} = 2,80 \times 10^{-4} \text{ mol}$ dans 10,0 mL ; dans le comprimé (100,0 mL) : $10 \times 2,80 \times 10^{-4} = \mathbf{2,80 \times 10^{-3} \text{ mol}}$.

4. $m = 2,80 \times 10^{-3} \times 176,1 \approx \mathbf{0,493 \text{ g} = 493 \text{ mg}}$; écart relatif : $(500 - 493) \div 500 = \mathbf{1,4 \%}$, compatible avec l'indication du fabricant.

Correction de l'exercice 15 : Cuivre déposé en fonction de la masse de zinc

1. $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$; les coefficients valent 1 : **$n(\text{Zn consommé}) = n(\text{Cu formé})$** .

2. Avant la rupture, la courbe est une **droite passant par l'origine** (proportionnalité) ; après, un **plateau**. La rupture se situe à **$m(\text{Zn}) \approx 0,65 \text{ g}$** .

3. Avant : le **zinc** est limitant (entièrement consommé) ; après : les **ions Cu^{2+}** sont limitants (épuisés).

4. À la rupture, mélange stœchiométrique : $n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{Zn}) = 0,65 \div 65,4 = 9,94 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $C = 9,94 \times 10^{-3} \div 50,0 \times 10^{-3} \approx \mathbf{0,20 \text{ mol/L}}$.

5. $m(\text{Cu}) = n \times M = 9,94 \times 10^{-3} \times 63,5 \approx \mathbf{0,63 \text{ g}}$; la valeur lue (environ 0,64 g) est cohérente.

Correction de l'exercice 16 : Corriger les erreurs

a. Un réducteur **cède** des électrons.

b. $\text{MnO}_4^- + \mathbf{8 \text{ H}^+} + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ (il manque les ions H^+).

c. L'ion Cu^{2+} est **réduit** (il gagne des électrons).

d. La réaction a lieu entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un **autre** couple.

e. Elle n'est pas ajustée : **$2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$** (dans l'équation proposée, 1 atome d'iode à gauche et 2 à droite : l'élément iode n'est pas conservé).

Correction de l'exercice 17 : La corrosion du fer

1. $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$ et $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$.

2. $2 \times (\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-) + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$: **$2 \text{Fe} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$** .

3. $n(\text{Fe}) = 5,6 \div 56 = \mathbf{0,10 \text{ mol}}$; $n(\text{O}_2) = 0,10 \div 2 = \mathbf{0,050 \text{ mol}}$.

4. $V(\text{O}_2) = 0,050 \times 24 = \mathbf{1,2 \text{ L}}$; $V(\text{air}) = 1,2 \div 0,20 = \mathbf{6,0 \text{ L}}$.

Correction de l'exercice 18 : Peut-on conserver du sulfate de cuivre dans un seau en fer ?

1. Le fer est plus réducteur que le cuivre : il réagit avec les ions Cu^{2+} . Le seau serait **attaqué** et se recouvrirait de cuivre ; la solution se décolorerait.
2. $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$; $n(\text{Cu}^{2+}) = 0,50 \times 1,0 = 0,50 \text{ mol}$; $n(\text{Fe}) = 0,50 \text{ mol}$; $m = 0,50 \times 55,8 \approx \mathbf{28 \text{ g}}$.
3. $m(\text{Cu}) = 0,50 \times 63,5 \approx \mathbf{32 \text{ g}}$.
4. Il faut un récipient en matériau qui ne réagit pas avec Cu^{2+} : **plastique** ou **verre** (ou à la rigueur du cuivre ou un métal moins réducteur que le cuivre). Le zinc serait encore plus attaqué que le fer.

Correction de l'exercice 19 : Du clou de fer au dosage

1. Couples Fe^{2+}/Fe et H^+/H_2 : $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$ et $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2$.
2. $n_0(\text{Fe}) = 2,79 \div 55,8 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $n_0(\text{H}^+) = 1,00 \times 0,100 = 0,100 \text{ mol}$. Fe : $5,00 \times 10^{-2}$; H^+ : $0,100 \div 2 = 5,00 \times 10^{-2}$. **$x_{\text{max}} = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$** , mélange stœchiométrique : le fer et les ions H^+ sont tous deux épuisés. $n(\text{H}_2) = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $V = 5,00 \times 10^{-2} \times 24,0 = \mathbf{1,20 \text{ L}}$.
3. $n(\text{Fe}^{2+}) = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $C = 5,00 \times 10^{-2} \div 0,100 = \mathbf{0,500 \text{ mol/L}}$.
4. Dans 10,0 mL : $n(\text{Fe}^{2+}) = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $n(\text{MnO}_4^-) = 5,00 \times 10^{-3} \div 5 = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $V_E = 1,00 \times 10^{-3} \div 0,100 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ L} = \mathbf{10,0 \text{ mL}}$.

Correction de l'exercice 20 : Concevoir une expérience

Protocole possible. Mettre dans neuf tubes à essais environ 3 mL de chacune des trois solutions (trois tubes par solution) ; plonger dans chaque série une lame propre de zinc, de fer, puis de cuivre ; attendre quelques minutes ; noter la présence d'un dépôt métallique et la décoloration éventuelle. Tableau prévu : les cases « métal dans ses propres ions » sont sans objet. Observations attendues : zinc $\rightarrow$ dépôt dans Fe^{2+} et Cu^{2+} ; fer $\rightarrow$ dépôt dans Cu^{2+} seulement ; cuivre $\rightarrow$ aucun dépôt. Équations : $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$; $\text{Zn} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Fe}$; $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$. **Raisonnement** : un métal qui réagit avec les ions d'un autre métal est plus réducteur que lui ; le zinc réagit avec deux ions, le fer avec un, le cuivre avec aucun, d'où **Zn > Fe > Cu**. Sécurité : lunettes, gants, solutions de sulfate de cuivre récupérées dans un flacon de déchets.

Comment progresser après ce corrigé

Si tu as hésité, reprends la méthode des demi-équations dans l'ordre : élément, oxygène (H_2O), hydrogène (H^+), charge (e^-). Pour l'équation bilan, égalise toujours le nombre d'électrons avant d'additionner. Refais les exercices 6, 13 et 19 sans regarder la correction et vérifie toujours la conservation de la charge.

[Retour aux énoncés des exercices](#)