

Oxydoréduction

Exercices de sciences physiques - niveau 1re

Vingt exercices d'oxydoréduction du plus simple au plus ouvert : vocabulaire, demi-équations, équations bilan, classement de métaux, bilans de matière, lecture de graphiques et dosages. Cherche seul(e) avec ton cours, puis vérifie avec le corrigé séparé.

Cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices d'oxydoréduction

Exercice 1 : Questions de cours

1. Définis un oxydant et un réducteur.
2. Qu'appelle-t-on oxydation ? réduction ?
3. Écris la forme générale de la demi-équation d'un couple Ox/Red.
4. Pourquoi les électrons n'apparaissent-ils pas dans l'équation d'une réaction d'oxydoréduction ?

Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifie.

- a. Un oxydant est une espèce capable de gagner des électrons.
- b. Dans le couple Cu^{2+}/Cu , Cu^{2+} est le réducteur.
- c. Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples.
- d. Des électrons libres figurent dans l'équation d'une réaction d'oxydoréduction.
- e. Une oxydation est une perte d'électrons.
- f. Dans la réaction $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$, le zinc est réduit.

Exercice 3 : Reconnaître les couples

Pour chaque réaction, identifie les deux couples Ox/Red, l'espèce oxydée, l'espèce réduite, l'oxydant et le réducteur qui réagissent.

- a. $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$
- b. $\text{Zn} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}$
- c. $2 \text{Al} + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{H}_2$



Exercice 4 : Demi-équations simples

Écris la demi-équation électronique de chacun des couples suivants.

- a. Ag^+/Ag
- b. Al^{3+}/Al
- c. Pb^{2+}/Pb
- d. Cl_2/Cl^-
- e. $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

Exercice 5 : Demi-équations en milieu acide

Écris la demi-équation de chaque couple en milieu acide, en vérifiant la conservation des éléments et de la charge.

- a. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$
- b. $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$
- c. ClO^-/Cl^-
- d. $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$
- e. NO_3^-/NO

Exercice 6 : Équations de réaction

Écris l'équation de chaque réaction à partir des demi-équations des deux couples.

- a. Les ions Fe^{3+} oxydent les ions iodure I^- (couples $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ et I_2/I^-).
- b. Les ions MnO_4^- oxydent les ions Fe^{2+} en milieu acide (couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$).
- c. Les ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ oxydent les ions Fe^{2+} en milieu acide (couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$).
- d. Les ions MnO_4^- oxydent l'eau oxygénée H_2O_2 en milieu acide (couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$).

Exercice 7 : Classer des métaux

On plonge des lames de métaux dans des solutions d'ions métalliques. Le tableau indique si une réaction est observée (dépôt métallique).

Métal ↓	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺
Zinc	—	réaction	réaction	réaction
Fer	aucune	—	réaction	réaction
Cuivre	aucune	aucune	—	réaction
Argent	aucune	aucune	aucune	—

Résultats des expériences : le tiret indique que le métal est plongé dans une solution de ses propres ions (essai sans objet).

1. Pourquoi les cases en diagonale sont-elles sans objet ?
2. Écris l'équation de la réaction entre le fer et les ions cuivre(II), puis entre le cuivre et les ions argent.
3. Classe les métaux du plus réducteur au moins réducteur.
4. Prévois, en justifiant, si l'argent réagit avec les ions Zn²⁺ et si le zinc réagit avec les ions Cu²⁺.

Exercice 8 : Fil de cuivre dans une solution d'argent

Un fil de cuivre de masse 0,64 g est plongé dans 50,0 mL de solution de nitrate d'argent à 0,100 mol/L. Équation : $\text{Cu(s)} + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag(s)}$. Données : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$; $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g/mol}$.

1. Calcule les quantités initiales de cuivre et d'ions argent.
2. Dresse le tableau d'avancement ; détermine x_{max} et le réactif limitant.
3. Calcule la masse d'argent déposée et la masse de cuivre restante.
4. Quelle couleur prend la solution à la fin ? Pourquoi ?

Exercice 9 : Zinc en poudre et ions cuivre

On ajoute 0,50 g de zinc en poudre à 40,0 mL d'une solution de sulfate de cuivre à 0,200 mol/L : $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$. Données : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$.

1. Détermine x_{max} et le réactif limitant.
2. Calcule la masse de cuivre formée.
3. Calcule la concentration finale en ions Cu²⁺, le volume restant 40,0 mL.
4. Quelle quantité d'électrons a été transférée ?

Exercice 10 : L'eau oxygénée, oxydant et réducteur

L'eau oxygénée H_2O_2 appartient à deux couples : $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$.

1. Écris les deux demi-équations en milieu acide.
2. Dans la décomposition de l'eau oxygénée, une molécule joue le rôle d'oxydant et une autre celui de réducteur. Écris l'équation de la réaction.
3. Quel est le nom de ce type de réaction où une même espèce est à la fois oxydant et réducteur ?

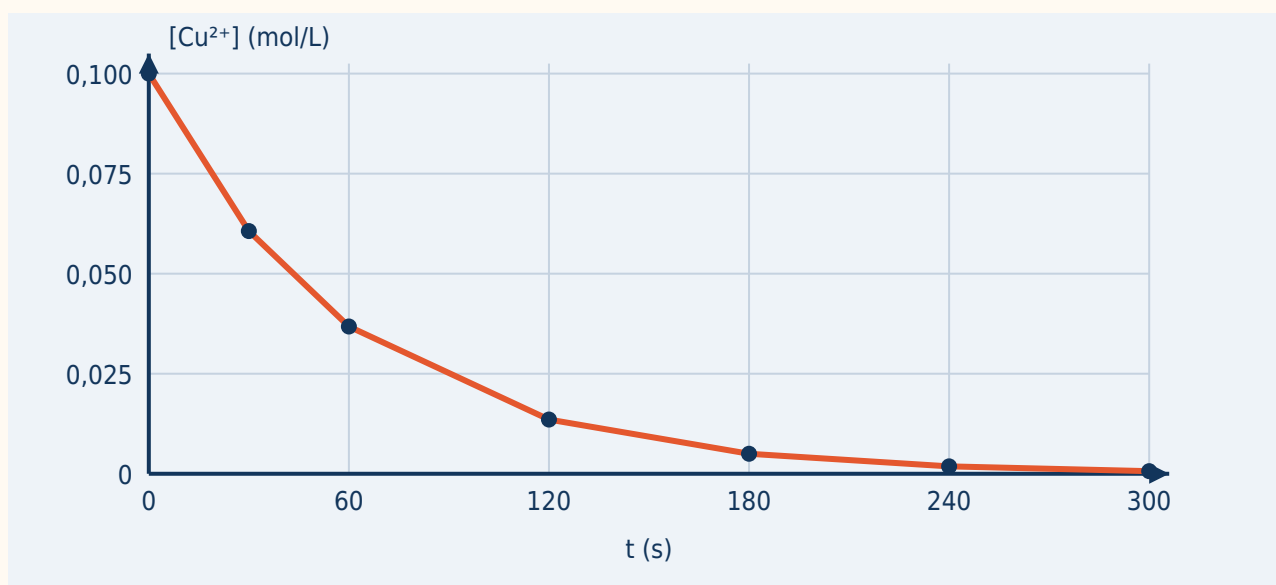
Exercice 11 : Eau de Javel et ions iodure

En milieu acide, les ions hypochlorite ClO^- de l'eau de Javel oxydent les ions iodure I^- en diiode I_2 , qui colore la solution en brun. Couples : ClO^-/Cl^- et I_2/I^- . Données : $M(\text{I}_2) = 253,8 \text{ g/mol}$.

1. Écris les demi-équations puis l'équation de la réaction.
2. On mélange 20,0 mL de solution contenant ClO^- à $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ avec 10,0 mL de solution d'iodure de potassium à 0,30 mol/L ; l'acide est en excès. Détermine x_{max} et le réactif limitant.
3. Calcule la masse de diiode formée et la quantité d'ions I^- restants.

Exercice 12 : Suivre la disparition des ions cuivre

On ajoute un excès de zinc en poudre à $V = 100,0 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de cuivre de concentration initiale 0,100 mol/L. On mesure la concentration en ions Cu^{2+} au cours du temps. Données : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$; $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$.



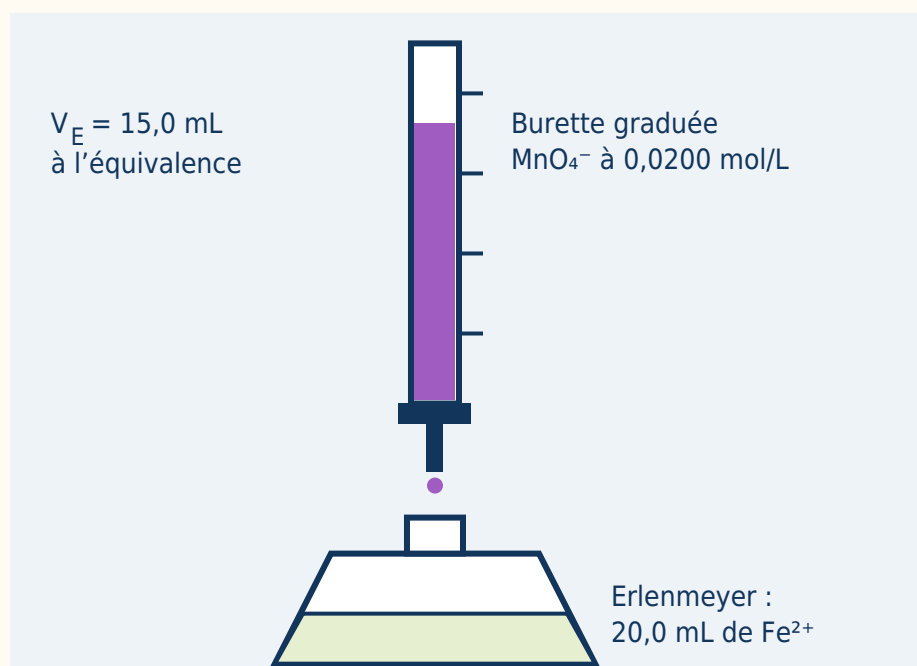
Concentration en ions cuivre(II) au cours du temps.

1. Calcule la quantité initiale d'ions Cu^{2+} et la valeur de x_{max} .
2. Lis $[\text{Cu}^{2+}]$ à $t = 60 \text{ s}$; déduis-en l'avancement x à cet instant.
3. Calcule la masse de cuivre déposée à $t = 60 \text{ s}$.

4. Détermine graphiquement le temps de demi-réaction.
5. Quelle masse de zinc a été consommée à la fin ?

Exercice 13 : Titrage d'une solution de fer(II)

On dose $V_A = 20,0$ mL d'une solution acidifiée contenant des ions Fe^{2+} par une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) de concentration $0,0200$ mol/L. La solution titrante est violette ; l'équivalence est repérée par la persistance d'une teinte rose pâle. Il faut verser $V_E = 15,0$ mL. Donnée : $M(\text{Fe}) = 55,8$ g/mol.



Dosage des ions fer(II) par les ions permanganate.

1. Écris l'équation de la réaction support du titrage (couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$).
2. Pourquoi n'a-t-on pas besoin d'indicateur de fin de réaction ?
3. Écris la relation entre $n(\text{Fe}^{2+})$ initiale et $n(\text{MnO}_4^-)$ versée à l'équivalence.
4. Calcule la concentration en ions Fe^{2+} puis la concentration massique correspondante.

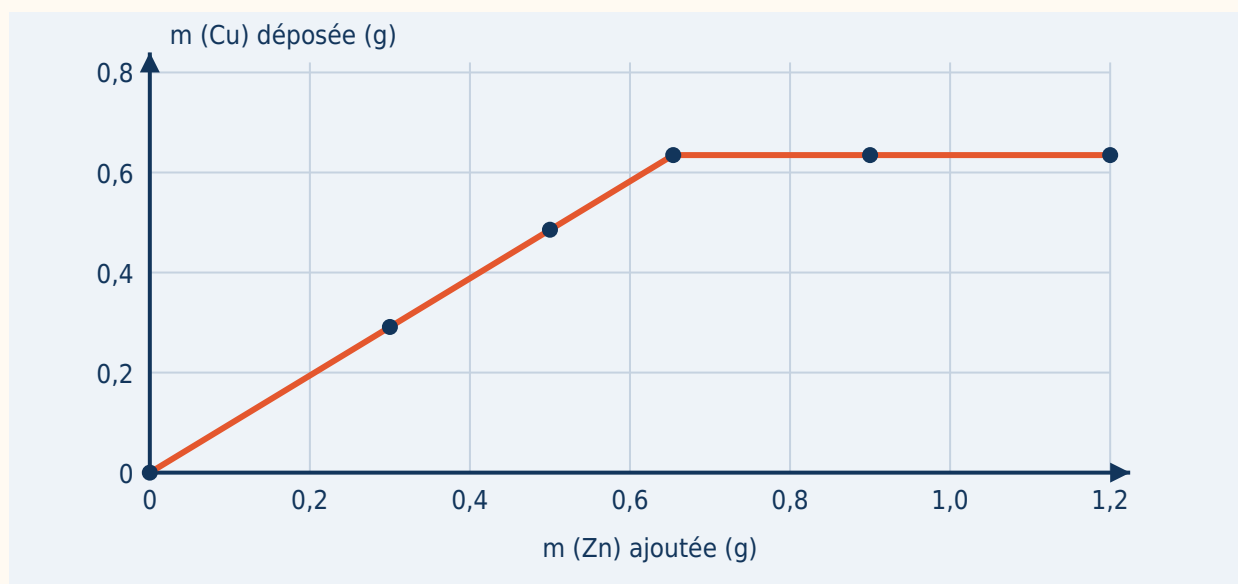
Exercice 14 : Dosage de la vitamine C

Un comprimé de vitamine C (acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) annoncé à 500 mg est dissous dans une fiole jaugée de $100,0$ mL. On dose $V_A = 10,0$ mL de cette solution par du diiode de concentration $0,0200$ mol/L. L'équivalence est repérée par l'apparition d'une couleur persistante, pour $V_E = 14,0$ mL. Équation : $\text{I}_2 + \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{I}^- + \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2 \text{H}^+$. Donnée : $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176,1$ g/mol.

1. Écris la demi-équation du couple $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6/\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ et celle du couple I_2/I^- .
2. Quelle relation lie $n(\text{I}_2)$ versé à l'équivalence et $n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)$ initial dans la prise d'essai ?
3. Calcule la quantité d'acide ascorbique dans $10,0$ mL puis dans le comprimé.
4. Calcule la masse dans le comprimé et compare à 500 mg (écart relatif).

Exercice 15 : Cuivre déposé en fonction de la masse de zinc

On ajoute des masses croissantes de zinc à 50,0 mL d'une solution de sulfate de cuivre de concentration inconnue et on mesure la masse de cuivre déposée. Données : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$.



Masse de cuivre déposée en fonction de la masse de zinc ajoutée.

1. Écris l'équation de la réaction. Quelle est la relation entre les quantités de zinc consommé et de cuivre formé ?
2. Quelle est la nature de la courbe avant et après la rupture de pente ? Lis la masse de zinc au changement de pente.
3. Quel est le réactif limitant avant la rupture ? après ?
4. Détermine la concentration en ions Cu^{2+} de la solution.
5. Vérifie la valeur du plateau par un calcul.

Exercice 16 : Corriger les erreurs

Chaque affirmation contient une erreur. Recopie-la en la corrigeant.

- a. Un réducteur est une espèce qui gagne des électrons.
- b. La demi-équation du couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ est $\text{MnO}_4^- + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$.
- c. Dans $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$, l'ion Cu^{2+} est oxydé.
- d. Une réaction d'oxydoréduction peut avoir lieu entre l'oxydant et le réducteur d'un même couple.
- e. L'équation $\text{Fe}^{3+} + \text{I}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$ est correctement ajustée.

Exercice 17 : La corrosion du fer

En présence d'eau acide et de dioxygène, le fer se corrode. Couples : Fe^{2+}/Fe et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$. Données : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$; $V_m = 24 \text{ L/mol}$; l'air contient 20 % de dioxygène en volume.

1. Écris les deux demi-équations en milieu acide.
2. Dédus l'équation de la réaction.
3. Une pièce de fer de masse 5,6 g est entièrement corrodée. Calcule la quantité de fer, puis la quantité de dioxygène consommée.
4. Quel volume de dioxygène puis d'air cela représente-t-il ?

Exercice 18 : Peut-on conserver du sulfate de cuivre dans un seau en fer ?

Un jardinier prépare 1,0 L de solution de sulfate de cuivre à 0,50 mol/L pour traiter ses plantes et veut la stocker dans un seau en acier (essentiellement du fer). Données : $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$.

1. Utilise le classement des métaux pour dire ce qui va se passer.
2. Écris l'équation et calcule la masse de fer qui serait consommée si tous les ions cuivre réagissaient.
3. Quelle masse de cuivre se déposerait ?
4. Propose un matériau plus adapté pour le récipient et justifie.

Exercice 19 : Du clou de fer au dosage

Un clou de fer de masse 2,79 g est introduit dans 100 mL d'acide chlorhydrique à 1,00 mol/L : $\text{Fe(s)} + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$. Données : $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$; $V_m = 24,0 \text{ L/mol}$.

1. Identifie les couples et écris les demi-équations.
2. Détermine x_{max} et décris l'état final ; calcule le volume de dihydrogène.
3. La solution finale (100 mL) contient des ions Fe^{2+} . Calcule leur concentration.
4. On dose 10,0 mL de cette solution, acidifiée, par une solution de permanganate à 0,100 mol/L. Quel volume équivalent attend-on ?

Exercice 20 : Concevoir une expérience

On dispose de lames de zinc, de fer et de cuivre et de solutions de sulfate de zinc, de sulfate de fer(II) et de sulfate de cuivre(II) à 0,10 mol/L, de tubes à essais et de lunettes de protection.

Propose un protocole expérimental permettant de classer les trois métaux selon leur pouvoir réducteur. Indique le tableau de résultats que tu prévois, les équations des réactions attendues et le raisonnement qui conduit au classement.