

Version professeur

Physique-chimie – Terminale Bac Pro — ERA / MA (groupement 3)**Cours****Chapitre 5****Oxydoréduction et protection des métaux**

Édition : 1 — 6 octobre 2026 – Naïm Azzouz

Rappel de cours — Avant de commencer

Reconnaître atomes et ions ; conserver atomes et charges ; connaître les électrons.

Repères et ordre de travail

Les codes désignent les capacités du chapitre, pas des codes officiels.

Capacité et intitulé complet	Partie du cours	Page
P1 — Classer expérimentalement des couples oxydant/réducteur	Partie 1	2 él. 2
P2 — Écrire une équation de réaction à partir de deux demi-équations	Partie 2	4 él. 4
P3 — Identifier l'oxydant et le réducteur	Partie 3	6 él. 6
P4 — Prévoir le sens d'évolution spontané à partir d'une classification électrochimique	Partie 4	8 él. 8
P5 — Réaliser et interpréter une transformation d'oxydoréduction en lien avec la corrosion	Partie 5	10 él. 10
P6 — Illustrer la passivation	Partie 6	12 él. 12
P7 — Mettre en évidence la protection par anode sacrificielle	Partie 7	14 él. 14

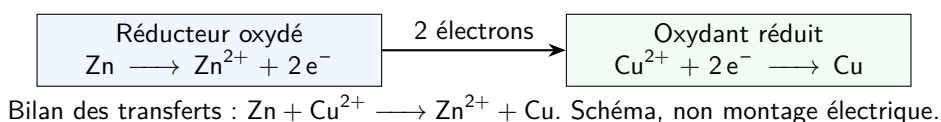
« él. » : page du cours élève de cette même édition.

Méthode — Mode d'emploi

Lire la notion et l'exemple résolu, puis chercher l'application avant de passer à la notion suivante. Le travail peut être accompagné en classe ou repris seul. Les corrections suivent les applications dans cette version. Les repères P1, P2, etc. sont propres à ces PDF et suivent le programme ; les activités expérimentales se réalisent en classe.

Méthode — Fil conducteur

Choisir et expliquer une protection pour des pièces métalliques.



P1 — Classer expérimentalement des couples oxydant/réducteur

Définition — Notion

Un couple Ox/Red relie un oxydant et son réducteur conjugué. L'oxydant capte des électrons ; le réducteur en cède. Des expériences de déplacement entre un métal et des ions d'un autre métal permettent de proposer un classement. Dépôt métallique et dissolution sont des observations à interpréter, pas des preuves indépendantes de toute condition.

Méthode — Méthode

Observer métal et solution, identifier ce qui se transforme, écrire les transferts et comparer les couples ; croiser plusieurs essais.

Erreur fréquente — Point de vigilance

Une absence de réaction visible peut résulter d'une cinétique lente ou d'une couche passive. Ne pas en faire une règle universelle.

Exemple — Exemple résolu — Dédire un classement d'une expérience

Observations fictives : une lame de Zn plongée dans une solution contenant Fe^{2+} se couvre du métal Fe. La lame perd une partie de sa matière. Dans l'essai inverse, aucune transformation visible n'est constatée dans la durée de l'essai.

- a) Quelle espèce cède des électrons ?
- b) Quel oxydant est le plus fort parmi les deux couples, dans ce modèle ?

Résolution :

- a) Zn cède des électrons et devient Zn^{2+} .
- b) L'oxydant Fe^{2+} est plus fort que Zn^{2+} ; les couples sont classés d'après les transformations observées.

P1 — Application

Déduire un classement d'une expérience

Observations fictives : une lame de Fe plongée dans une solution contenant Cu^{2+} se couvre du métal Cu. La lame perd une partie de sa matière. Dans l'essai inverse, aucune transformation visible n'est constatée dans la durée de l'essai.

- a) Quelle espèce capte des électrons ?
- b) Quelle espèce cède des électrons ?
- c) Quel oxydant est le plus fort parmi les deux couples, dans ce modèle ?
- d) Quelle limite faut-il préciser à propos de l'essai sans transformation visible ?

Correction — Application P1

- a) Cu^{2+} capte des électrons et devient Cu.
- b) Fe cède des électrons et devient Fe^{2+} .
- c) L'oxydant Cu^{2+} est plus fort que Fe^{2+} ; les couples sont classés d'après les transformations observées.
- d) L'absence de modification visible ne prouve pas une impossibilité : cinétique, passivation et durée peuvent intervenir. Le classement proposé suppose les conditions adaptées.

À retenir

Je sais classer expérimentalement des couples oxydant/réducteur. Je peux expliquer ma démarche et préciser les limites du résultat.

P2 — Écrire une équation de réaction à partir de deux demi-équations

Définition — Notion

Une oxydation est une perte d'électrons, une réduction un gain. Une réaction d'oxydoréduction combine les deux : le nombre d'électrons cédés doit égaler le nombre d'électrons captés. Les électrons s'éliminent de l'équation globale. Les coefficients multiplient toutes les espèces d'une demi-équation.

Méthode — Méthode

Repérer perte et gain ; égaliser les électrons ; additionner ; simplifier ; vérifier atomes et charges.

Erreur fréquente — Point de vigilance

Ne jamais modifier une formule chimique pour ajuster une équation : seuls les coefficients stœchiométriques changent.

Exemple — Exemple résolu — Assembler deux demi-équations

Demi-équations données : $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$; $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$.

- Combien d'électrons doivent être échangés et quel ajustement faut-il faire ?
- Écrire l'équation globale sans électrons.

Résolution :

- Deux électrons. Aucun multiplicateur nécessaire.
- $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$.

P2 — Application

Assembler deux demi-équations

Demi-équations données : $\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$; $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$.

- Identifier la demi-équation d'oxydation.
- Combien d'électrons doivent être échangés et quel ajustement faut-il faire ?
- Écrire l'équation globale sans électrons.
- Vérifier la conservation des atomes et des charges.

Correction — Application P2

- $\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$: perte d'électrons.
- Deux électrons. Multiplier la demi-équation de réduction de Ag^+ par 2.
- $\text{Fe} + 2\text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Ag}$.
- Un atome de Fe de chaque côté et deux atomes d'argent ; charges +2 de chaque côté.

À retenir

Je sais écrire une équation de réaction à partir de deux demi-équations. Je peux expliquer ma démarche et préciser les limites du résultat.

P3 — Identifier l'oxydant et le réducteur

Définition — Notion

L'oxydant réactif est réduit ; le réducteur réactif est oxydé. Les mots désignent des rôles dans une réaction. Dans une demi-équation de réduction, les électrons sont du côté des réactifs. Dans une demi-équation d'oxydation, ils sont du côté des produits.

Méthode — Méthode

Comparer chaque réactif à son produit conjugué ; repérer le gain ou la perte d'électrons ; nommer le rôle du réactif.

Erreur fréquente — Point de vigilance

Ne pas appeler le métal formé « oxydant consommé » : il est le produit de réduction de l'oxydant.

Exemple — Exemple résolu — Repérer le transfert d'électrons

Transformation donnée : $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$. On rappelle qu'un oxydant capte des électrons et qu'un réducteur en cède.

- a) Quel est le réducteur consommé ?
- b) Quel réactif est oxydé et quel réactif est réduit ?

Résolution :

- a) Zn.
- b) Zn est oxydé ; Cu^{2+} est réduit.

P3 — Application

Repérer le transfert d'électrons

Transformation donnée : $\text{Fe} + 2\text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Ag}$. On rappelle qu'un oxydant capte des électrons et qu'un réducteur en cède.

- a) Quel est l'oxydant consommé ?
- b) Quel est le réducteur consommé ?
- c) Quel réactif est oxydé et quel réactif est réduit ?
- d) Écrire la demi-équation montrant la perte d'électrons.

Correction — Application P3

- a) Ag^+ .
- b) Fe.
- c) Fe est oxydé ; Ag^+ est réduit.
- d) $\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$.

À retenir

Je sais identifier l'oxydant et le réducteur. Je peux expliquer ma démarche et préciser les limites du résultat.

P4 — Prévoir le sens d'évolution spontané à partir d'une classification électrochimique

Définition — Notion

Dans la classification fournie et des conditions adaptées, l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus fort. Plus le pouvoir oxydant d'un couple est fort, plus le pouvoir réducteur de son réducteur conjugué est faible. Cette prévision de sens ne fixe ni la durée de la transformation ni son rendement réel.

Méthode — Méthode

Repérer les deux couples et les espèces présentes ; comparer leurs forces ; vérifier que le meilleur oxydant et le meilleur réducteur sont effectivement disponibles.

Erreur fréquente — Point de vigilance

Une transformation thermodynamiquement favorisée peut être lente ou empêchée par passivation ; la classification ne prédit pas tout le protocole.

Exemple — Exemple résolu — Prévoir une réaction spontanée

Classement donné du plus faible au plus fort pouvoir oxydant : Zn^{2+}/Zn ; Fe^{2+}/Fe ; Cu^{2+}/Cu . On met en présence Zn et Cu^{2+} . Prévision dans des conditions usuelles adaptées, hors obstacle cinétique.

- a) Quel est le réducteur le plus fort ?
- b) La transformation proposée est-elle spontanée selon ce classement ?

Résolution :

- a) Zn.
- b) Oui : zinc avec Cu^{2+} .

P4 — Application

Prévoir une réaction spontanée

Classement donné du plus faible au plus fort pouvoir oxydant : Zn^{2+}/Zn ; Fe^{2+}/Fe ; Cu^{2+}/Cu . On met en présence Cu et Zn^{2+} . Préviation dans des conditions usuelles adaptées, hors obstacle cinétique.

- Quel est l'oxydant le plus fort de ce classement ?
- Quel est le réducteur le plus fort ?
- La transformation proposée est-elle spontanée selon ce classement ?
- Justifier en précisant le rôle des deux réactifs.

Correction — Application P4

- Cu^{2+} .
- Zn.
- Non dans le sens proposé : cuivre avec Zn^{2+} .
- Zn^{2+} est un oxydant plus faible que Cu^{2+} et Cu un réducteur plus faible que Zn ; le sens inverse est favorisé.

À retenir

Je sais prévoir le sens d'évolution spontané à partir d'une classification électrochimique. Je peux expliquer ma démarche et préciser les limites du résultat.

P5 — Réaliser et interpréter une transformation d'oxydoréduction en lien avec la corrosion

Définition — Notion

La corrosion correspond à une dégradation par réaction avec le milieu. Le fer peut s'oxyder en présence d'eau et de dioxygène. Des ions fer apparaissent ; les dépôts de rouille comportent différents oxydes ou hydroxydes hydratés. Humidité, dioxygène, sels et état de surface influencent le phénomène.

Méthode — Méthode

Comparer des échantillons identiques dans des milieux contrôlés ; suivre pendant plusieurs jours ; interpréter l'oxydation du métal.

Erreur fréquente — Point de vigilance

Ne pas donner à la rouille une formule unique ni confondre dépôt visible et quantité exacte de métal oxydé.

Exemple — Exemple résolu — Étudier les conditions de corrosion

Comparaison fictive sur des clous en fer identiques et nettoyés : A en air sec, B en air humide. Après plusieurs jours, A présente peu de changement et B des dépôts de rouille. Aucun courant extérieur n'est imposé.

- a) Identifier une condition dont le rôle est étudié.
- b) Écrire l'oxydation du fer en ions Fe^{2+} .

Résolution :

- a) L'humidité.
- b) $\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$.

P5 — Application

Étudier les conditions de corrosion

Comparaison fictive sur des clous en fer identiques et nettoyés : A en eau pauvre en dioxygène, tube fermé, B en eau aérée. Après plusieurs jours, A présente peu de changement et B des dépôts de rouille. Aucun courant extérieur n'est imposé.

- a) Quel clou montre davantage de corrosion ?
- b) Identifier une condition dont le rôle est étudié.
- c) Écrire l'oxydation du fer en ions Fe^{2+} .
- d) La rouille protège-t-elle généralement le fer aussi bien qu'une couche passive compacte ?

Correction — Application P5

- a) Le clou B.
- b) La présence de dioxygène dissous ; les autres conditions doivent être comparables.
- c) $\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$.
- d) Non : la rouille est généralement poreuse et peu protectrice. Elle est un mélange de composés, pas nécessairement un produit unique.

À retenir

Je sais réaliser et interpréter une transformation d'oxydoréduction en lien avec la corrosion. Je peux expliquer ma démarche et préciser les limites du résultat.

P6 — Illustrer la passivation

Définition — Notion

Certaines surfaces métalliques forment une couche d'oxyde compacte et adhérente qui ralentit fortement l'oxydation ultérieure : c'est la passivation. L'aluminium et les aciers inoxydables peuvent présenter ce comportement dans des conditions adaptées. Une oxydation initiale crée donc une protection relative.

Méthode — Méthode

Relier couche, propriétés et protection ; comparer les comportements dans le même milieu ; préciser les conditions de stabilité.

Erreur fréquente — Point de vigilance

« Inoxydable » ne signifie pas invulnérable : des milieux agressifs peuvent altérer la couche et provoquer des attaques localisées.

Exemple — Exemple résolu — Comprendre la passivation

Un objet en aluminium possède, dans certaines conditions, une couche d'oxyde compacte et adhérente. Elle réduit les échanges entre le métal et le milieu. Un défaut important ou un milieu agressif peut déstabiliser cette protection.

- a) Une oxydation initiale a-t-elle eu lieu ? Expliquer.
- b) Pourquoi la corrosion ultérieure peut-elle ralentir ?

Résolution :

- a) Oui : la formation de la couche implique l'oxydation d'espèces du métal.
- b) La couche limite l'accès des réactifs et les échanges avec le métal sous-jacent.

P6 — Application

Comprendre la passivation

Un objet en acier inoxydable possède, dans certaines conditions, une couche d'oxyde compacte et adhérente. Elle réduit les échanges entre le métal et le milieu. Un défaut important ou un milieu agressif peut déstabiliser cette protection.

- a) Nommer le mécanisme de protection.
- b) Une oxydation initiale a-t-elle eu lieu ? Expliquer.
- c) Pourquoi la corrosion ultérieure peut-elle ralentir ?
- d) Peut-on garantir l'absence de corrosion dans tous les milieux ?

Correction — Application P6

- a) La passivation.
- b) Oui : la formation de la couche implique l'oxydation d'espèces du métal.
- c) La couche limite l'accès des réactifs et les échanges avec le métal sous-jacent.
- d) Non. La stabilité de la couche dépend du matériau et du milieu ; certains milieux ou défauts peuvent provoquer une corrosion locale.

À retenir

Je sais illustrer la passivation. Je peux expliquer ma démarche et préciser les limites du résultat.

P7 — Mettre en évidence la protection par anode sacrificielle

Définition — Notion

Un métal plus réducteur que le métal à protéger peut s'oxyder à sa place lorsqu'ils sont en contact électrique dans un milieu adapté. Cette anode est consommée. Le zinc peut protéger le fer. Le dispositif exige un trajet électronique et un milieu permettant les échanges ioniques.

Méthode — Méthode

Choisir un métal plus réducteur ; vérifier le contact et le milieu ; comparer un témoin ; contrôler la consommation et remplacer l'anode.

Erreur fréquente — Point de vigilance

Un métal plus noble, comme le cuivre couplé au fer, n'est pas une anode sacrificielle du fer et peut aggraver sa corrosion.

Exemple — Exemple résolu — Choisir une anode pour protéger l'acier

Une pièce en fer immergée est reliée électriquement à une pièce en zinc. Classement donné des réducteurs du plus fort au plus faible : Zn, Fe, Cu. Les pièces sont dans le même électrolyte.

- Le métal choisi protège-t-il le fer par sacrifice ?
- Écrire la demi-équation d'oxydation du métal qui s'oxyde en priorité.

Résolution :

- Oui, le zinc joue le rôle d'anode sacrificielle.
- $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$.

P7 — Application

Choisir une anode pour protéger l'acier

Une pièce en fer immergée est reliée électriquement à une pièce en cuivre. Classement donné des réducteurs du plus fort au plus faible : Zn, Fe, Cu. Les pièces sont dans le même électrolyte.

- Quel métal doit céder les électrons en priorité ?
- Le métal choisi protège-t-il le fer par sacrifice ?
- Écrire la demi-équation d'oxydation du métal qui s'oxyde en priorité.
- Citer deux conditions de fonctionnement ou d'entretien de cette protection.

Correction — Application P7

- Le fer, plus réducteur que le cuivre.
- Non : le cuivre n'est pas un choix d'anode sacrificielle pour le fer ; le couplage peut favoriser la corrosion du fer.
- $\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$.
- Contact électrique continu et milieu permettant les échanges ioniques ; vérifier et remplacer une anode consommée.

À retenir

Je sais mettre en évidence la protection par anode sacrificielle. Je peux expliquer ma démarche et préciser les limites du résultat.

Bilan – Je sais faire

- a) P1 — Classer expérimentalement des couples oxydant/réducteur.
- b) P2 — Écrire une équation de réaction à partir de deux demi-équations.
- c) P3 — Identifier l'oxydant et le réducteur.
- d) P4 — Prévoir le sens d'évolution spontané à partir d'une classification électrochimique.
- e) P5 — Réaliser et interpréter une transformation d'oxydoréduction en lien avec la corrosion.
- f) P6 — Illustrer la passivation.
- g) P7 — Mettre en évidence la protection par anode sacrificielle.

Références et suite du travail

Programme officiel : physique-chimie, Terminale Bac Pro, groupement 3, arrêté du 3 février 2020. Les activités du pack précédent ou accompagnent le cours ; le cahier poursuit les applications. Les valeurs d'exercice sont fictives et ne constituent pas des mesures.

- a) <https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/17-6-corrosion>