

Objectifs du chapitre

- Identifier l'oxydant et le réducteur dans un couple redox
- Écrire des demi-équations électroniques et l'équation de réaction
- Prévoir le sens d'évolution spontanée d'une transformation redox
- Comprendre la corrosion des métaux et les méthodes de protection

1. Introduction – La corrosion, un enjeu majeur en métallerie

Dans le bâtiment et la métallerie, la corrosion est un problème quotidien. Les charpentes métalliques, les garde-corps, les escaliers en acier, les armatures en béton armé... tous ces éléments sont soumis à l'oxydation par l'humidité et l'air. En France, la corrosion coûte plusieurs milliards d'euros par an en maintenance et remplacement.

APPLICATION PROFESSIONNELLE

Un menuisier métallier installe des garde-corps en acier sur une terrasse exposée aux intempéries. Sans traitement, ces éléments vont rouiller en quelques années. Choisir la bonne protection (galvanisation, peinture, inox) repose sur la compréhension de la chimie des métaux : l'**oxydoréduction**.

2. Notions essentielles – L'oxydoréduction**DÉFINITION**

Une réaction d'**oxydoréduction** (ou réaction redox) est une réaction chimique avec **transfert d'électrons** entre deux espèces. Elle associe toujours une oxydation et une réduction.

DÉFINITION

L'**oxydant** est une espèce qui *accepte* des électrons (il se réduit).

Le **réducteur** est une espèce qui *donne* des électrons (il s'oxyde).

Demi-équation de **réduction** (oxydant reçoit des e^-) :



Demi-équation d'**oxydation** (réducteur perd des e^-) :



DÉFINITION

Un **couple redox** est noté *Ox/Red*. Les deux formes sont liées par la demi-équation de réduction.

Exemples : Fe^{2+}/Fe | Cu^{2+}/Cu | Zn^{2+}/Zn | H^+/H_2

MÉTHODE

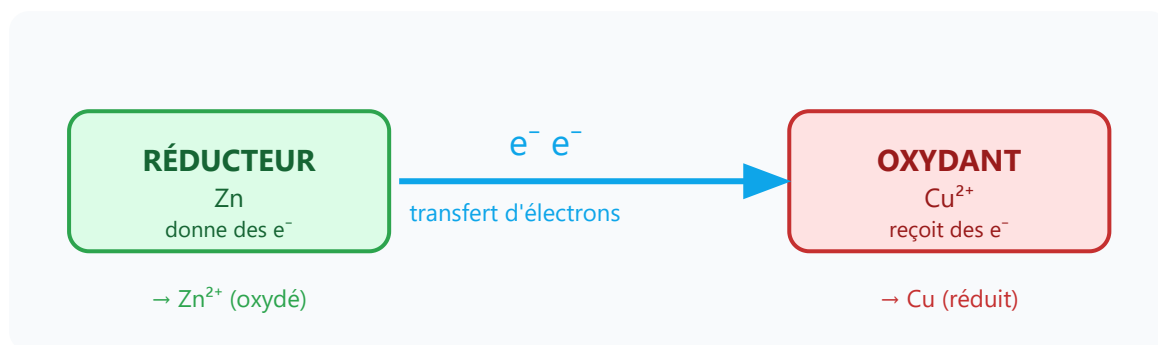
Écrire les demi-équations électroniques d'un couple redox

1. Identifier le couple Ox/Red concerné (ex : Cu^{2+}/Cu).
2. Écrire l'espèce oxydante (Ox) à gauche et l'espèce réductrice (Red) à droite de la flèche : $\text{Ox} \rightarrow \text{Red}$.
3. Équilibrer les éléments chimiques autres que O et H.
4. Équilibrer les charges en ajoutant des électrons e^- du côté de l'oxydant :
$$\text{Ox} + n e^- \rightarrow \text{Red}.$$
5. Vérifier que le nombre de charges est identique des deux côtés de la flèche.

APPLICATION

Écrire les demi-équations du couple Fe^{2+}/Fe et du couple H^+/H_2 .

3. Transfert d'électrons - Schéma



Réaction : $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ (le zinc réduit les ions cuivre)

4. Classification électrochimique des métaux

PROPRIÉTÉ - RÈGLE DE LA GAMMA (Γ)

L'oxydant du couple situé **en haut** de la classification réagit spontanément avec le réducteur du couple situé **en bas**.

En résumé : le réducteur le plus fort réduit l'oxydant le plus fort en face de lui (règle en croix ou règle γ).

Couple Ox/Red	Potentiel standard E° (V)	Caractère
$\text{Au}^{3+} / \text{Au}$	+1,50	Oxydant très fort
Ag^+ / Ag	+0,80	Oxydant fort
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	+0,34	Oxydant moyen
H^+ / H_2	0,00	Référence
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	-0,44	Réducteur moyen
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	-0,76	Réducteur fort
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	-1,66	Réducteur très fort

ATTENTION AUX ERREURS FRÉQUENTES

Ne pas confondre **oxydant** et **réducteur** ! L'oxydant se réduit (il reçoit des électrons), et le réducteur s'oxyde (il perd des électrons). L'oxydant n'est pas forcément un oxygène !

MÉTHODE

Prévoir si une réaction redox est spontanée (règle γ)

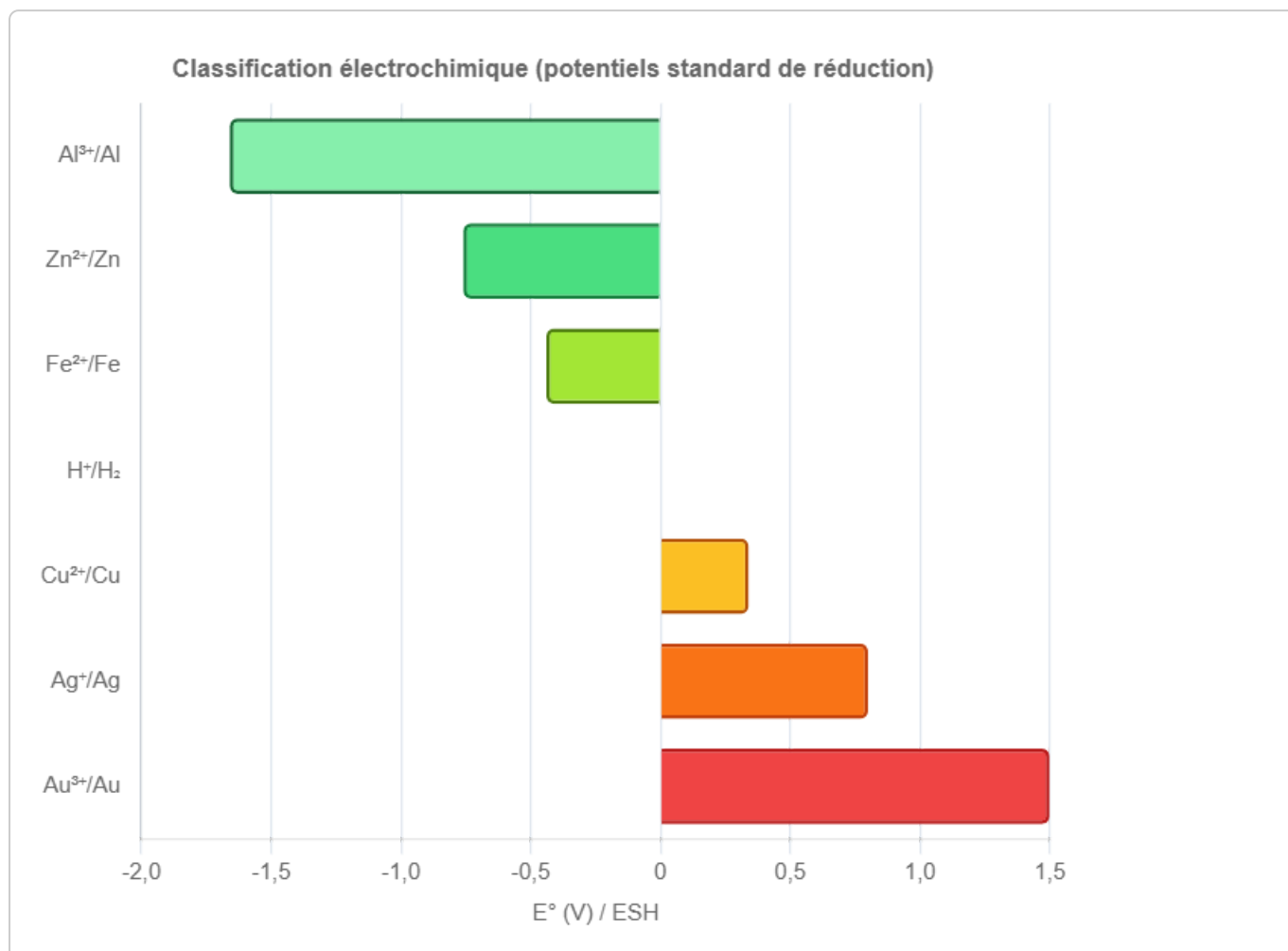
1. Repérer les deux couples redox en présence et leurs potentiels standard E° .
2. Identifier le couple avec le E° le plus élevé : son oxydant est l'oxydant de la réaction.
3. Identifier le couple avec le E° le plus faible : son réducteur est le réducteur de la réaction.
4. Écrire la demi-équation de réduction (oxydant + $e^- \rightarrow$ réducteur) pour le couple à E° élevé.
5. Écrire la demi-équation d'oxydation (réducteur $\rightarrow$ oxydant + e^-) pour le couple à E° faible.
6. Équilibrer le nombre d'électrons échangés, puis additionner les deux demi-équations pour obtenir l'équation bilan.

APPLICATION

En utilisant la règle γ, prévoir si la réaction entre le zinc (Zn) et les ions cuivre (Cu^{2+}) est spontanée. Écrire l'équation bilan.

Données : $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$

5. Potentiels standard de réduction (graphique)



6. Écrire une réaction redox – Méthode étape par étape

EXEMPLE RÉSOLU

Écrire la réaction entre le fer (Fe) et les ions cuivre (Cu^{2+}).

1 Identifier les couples : Cu^{2+}/Cu ($E^\circ = +0,34 \text{ V}$) et Fe^{2+}/Fe ($E^\circ = -0,44 \text{ V}$).

2 Appliquer la règle γ : Cu^{2+} est l'oxydant (E° plus grand), Fe est le réducteur (E° plus petit). La réaction est spontanée.

3 Demi-équation de réduction : $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$

4 Demi-équation d'oxydation : $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$

Additionner les deux demi-équations (les électrons se compensent) :

5
$$\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$$

7. La corrosion des métaux

DÉFINITION

La **corrosion** est la dégradation d'un métal par réaction chimique avec son environnement (humidité, oxygène, sel...). La corrosion humide du fer donne de la **rouille**.

Réaction de corrosion du fer (simplifiée) :



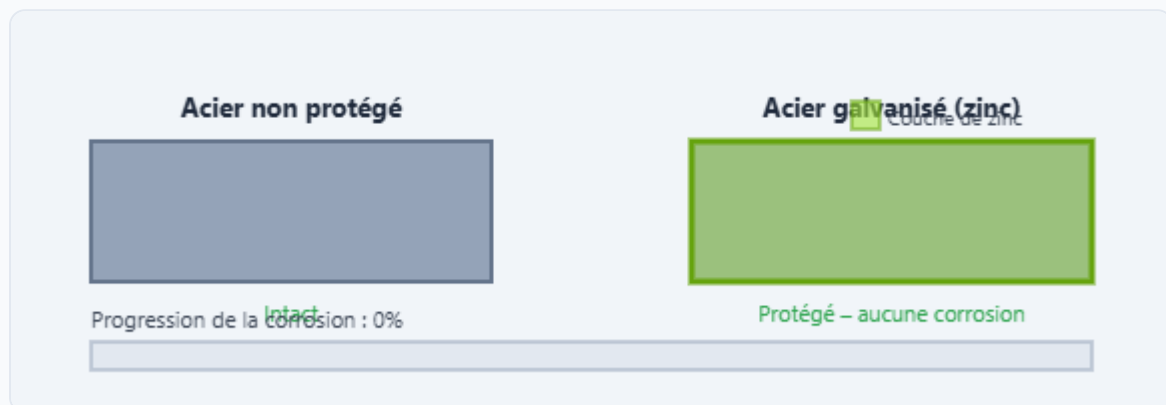
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ = rouille (hydroxyde de fer III) – couleur brun-orange caractéristique

ATTENTION

La corrosion est accélérée par : la présence d'eau salée (bord de mer), les écarts de pH (acide/basique), les contacts entre métaux différents (pile galvanique), les chocs mécaniques qui détériorent les revêtements protecteurs.

8. Animation – Simulation de la corrosion

Observez la progression de la corrosion sur l'acier non protégé (gauche) vs l'acier galvanisé (droite).



9. Méthodes de protection contre la corrosion

1 – GALVANISATION

Dépôt d'une couche de **zinc** sur l'acier (par immersion dans un bain de zinc fondu ou électrodéposition). Le zinc forme une barrière physique ET protège chimiquement l'acier (protection sacrificielle).

Exemples : tôles de couverture, boulons, profilés pour charpente légère.

2 – ANODE SACRIFICIELLE (PROTECTION CATHODIQUE)

Un bloc de zinc (ou magnésium) est fixé sur la structure métallique. Étant un réducteur plus fort, le **zinc se corrode à la place de l'acier** (le zinc est "sacrifié").

Exemples : coques de bateaux, pipelines, structures métalliques immergées.

3 - PEINTURE ANTICORROSION

Barrière physique isolant le métal de l'humidité et de l'air. Souvent combinée à un **primaire époxy** (adhérence) + peinture de finition.

Exemples : garde-corps, portails, escaliers métalliques extérieurs.

4 - PASSIVATION (COUCHE D'OXYDE PROTECTRICE)

Certains métaux forment naturellement une couche d'oxyde fine et adhérente qui bloque la corrosion : **aluminium** (Al_2O_3), **inox** (Cr_2O_3).

Exemples : menuiseries aluminium, raccords inox, plans de travail cuisine.

MÉTHODE

Choisir une protection anticorrosion adaptée

1. Identifier le métal à protéger et son environnement (intérieur/extérieur, humidité, bord de mer, contact avec l'eau...).
2. Si le métal est de l'acier en milieu très agressif (eau de mer, enterré) : privilégier la **protection cathodique** (anode sacrificielle en zinc ou magnésium).
3. Si le métal est de l'acier exposé aux intempéries : choisir la **galvanisation** (barrière physique + protection sacrificielle).
4. Si l'aspect esthétique est important (garde-corps, portail) : appliquer une **peinture anticorrosion** (primaire + finition).
5. Si possible, choisir un métal qui se passive naturellement (**aluminium** ou **inox**) pour éviter tout traitement supplémentaire.

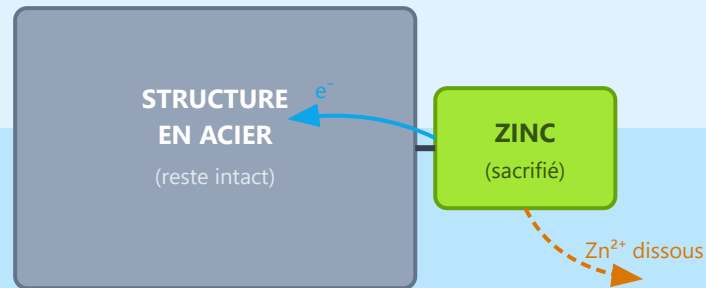
APPLICATION

Un artisan menuisier fabrique des garde-corps en acier pour une terrasse en bord de mer. Quelle protection choisir, et pourquoi ?

10. Schéma – Protection par anode sacrificielle

Protection par anode sacrificielle (zinc)

Le zinc (réducteur plus fort que le fer) se corrode en premier, protégeant l'acier.



À retenir – Règle fondamentale

- L'oxydant accepte des électrons → il se **réduit**
- Le réducteur donne des électrons → il s'**oxyde**
- La réaction spontanée met en jeu l'oxydant du couple à E° le plus élevé et le réducteur du couple à E° le plus faible
- Zinc ($E^\circ = -0,76$ V) protège l'acier/fer ($E^\circ = -0,44$ V) car le zinc est réducteur plus fort

11. Applications métiers – Agencement et menuiserie

CHARPENTE MÉTALLIQUE

Les profilés acier utilisés en charpente sont galvanisés à chaud (couche de zinc de 85 μm minimum selon norme EN ISO 1461). Le zinc protège l'acier même si la couche est rayée (protection cathodique active).

MENUISERIE ALUMINIUM

L'aluminium se passive naturellement (couche Al_2O_3). Les profils sont souvent anodisés (épaississement artificiel de la couche d'oxyde) pour améliorer la résistance et permettre la coloration.

BÉTON ARMÉ

Les armatures acier dans le béton sont protégées par le milieu alcalin du béton ($\text{pH} \approx 13$). Si de l'eau salée pénètre (carbonatation, chlorures), la corrosion démarre et fait éclater le béton par gonflement de la rouille (augmentation de volume de l'ordre de $\times 3$).

12. Mini exercices

Exercice 1

Dans le couple Fe^{2+}/Fe , quel est l'oxydant ? Quel est le réducteur ?

► Voir la réponse

Exercice 2

Écrire la demi-équation de réduction de Cu^{2+} (couple Cu^{2+}/Cu).

► Voir la réponse

Exercice 3

Une structure en acier est protégée par des blocs de zinc. Lequel se corrode en premier ? Pourquoi ?

► Voir la réponse

Exercice 4

Citez deux méthodes de protection des métaux contre la corrosion utilisées en métallerie et expliquez brièvement leur principe.

► Voir la réponse

ERREURS FRÉQUENTES À ÉVITER

- Confondre oxydation et réduction : l'oxydation = perte d'électrons (le réducteur s'oxyde)
- Oublier d'équilibrer les charges en écrivant les demi-équations
- Croire que l'aluminium ne se corrode pas : il se corrode mais la couche d'oxyde est protectrice
- Penser que la galvanisation ne protège que par barrière physique : non, il y a aussi protection cathodique active

Terminale Bac Pro ERA-MA – Groupement 3 – Chimie – Ch.5

Erreurs fréquentes



Confondre oxydant et réducteur

L'oxydant se réduit (il reçoit des électrons), le réducteur s'oxyde (il perd des électrons). Ce sont deux opérations inverses toujours couplées.

Conseil : retenir "OIL RIG" → Oxidation Is Loss, Reduction Is Gain (d'électrons).



Ne pas équilibrer les électrons avant d'additionner les demi-équations

Il faut multiplier les demi-équations pour que le nombre d'électrons échangés soit identique dans les deux demi-réactions avant de les additionner.

Conseil : vérifier que les électrons disparaissent bien dans l'équation bilan finale.



Croire que la rouille protège l'acier

Contrairement à l'aluminium (qui se passive), la rouille est poreuse et laisse passer l'humidité — elle ne protège pas, elle accélère la corrosion.

Conseil : comparer avec l'aluminium qui forme une couche d'oxyde protectrice et imperméable.



Choisir une protection inadaptée au milieu

Une simple peinture est insuffisante en milieu marin ou enterré. La protection doit être choisie selon l'agressivité du milieu (humidité, sel, pH...).

Conseil : en milieu agressif, privilégier la galvanisation, l'inox ou la protection cathodique.

Simulation interactive

[Oxydoréduction](#)

Oxydoréduction et protection des métaux

Exercices – Terminale Bac Pro ERA-MA (Grpt 3) | Physique-Chimie

Socle

Standard

Approfondissement

Tout voir



Objectifs du chapitre

[cliquer pour développer](#)

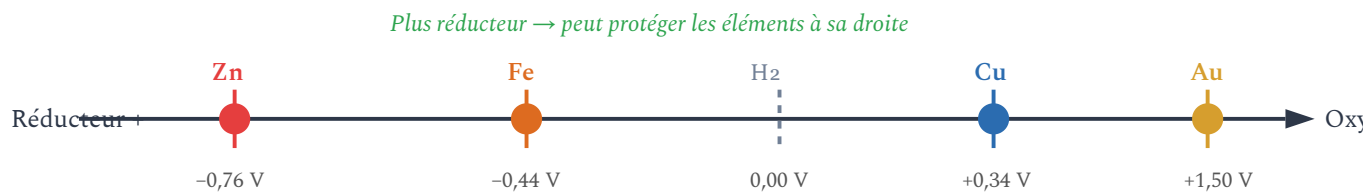
Rappel du cours

- **Oxydation** : perte d'électrons — **Réduction** : gain d'électrons (mnémo : OIL RIG)
- **Couple redox** Ox/Réd : l'oxydant capte des électrons, le réducteur en cède (ex : Fe^{2+}/Fe , Cu^{2+}/Cu , Zn^{2+}/Zn)
- **Réaction redox** : $\text{Ox}_1 + \text{Réd}_2 \rightarrow \text{Réd}_1 + \text{Ox}_2$ — le plus oxydant réagit avec le plus réducteur
- **Classification réductrice** : $\text{Zn} < \text{Fe} < \text{Cu} \rightarrow \text{Zn}$ est le plus réducteur $\rightarrow$ protège Fe (anode sacrificielle)
- **Protections** : galvanisation, protection cathodique, peinture/revêtement, acier inoxydable

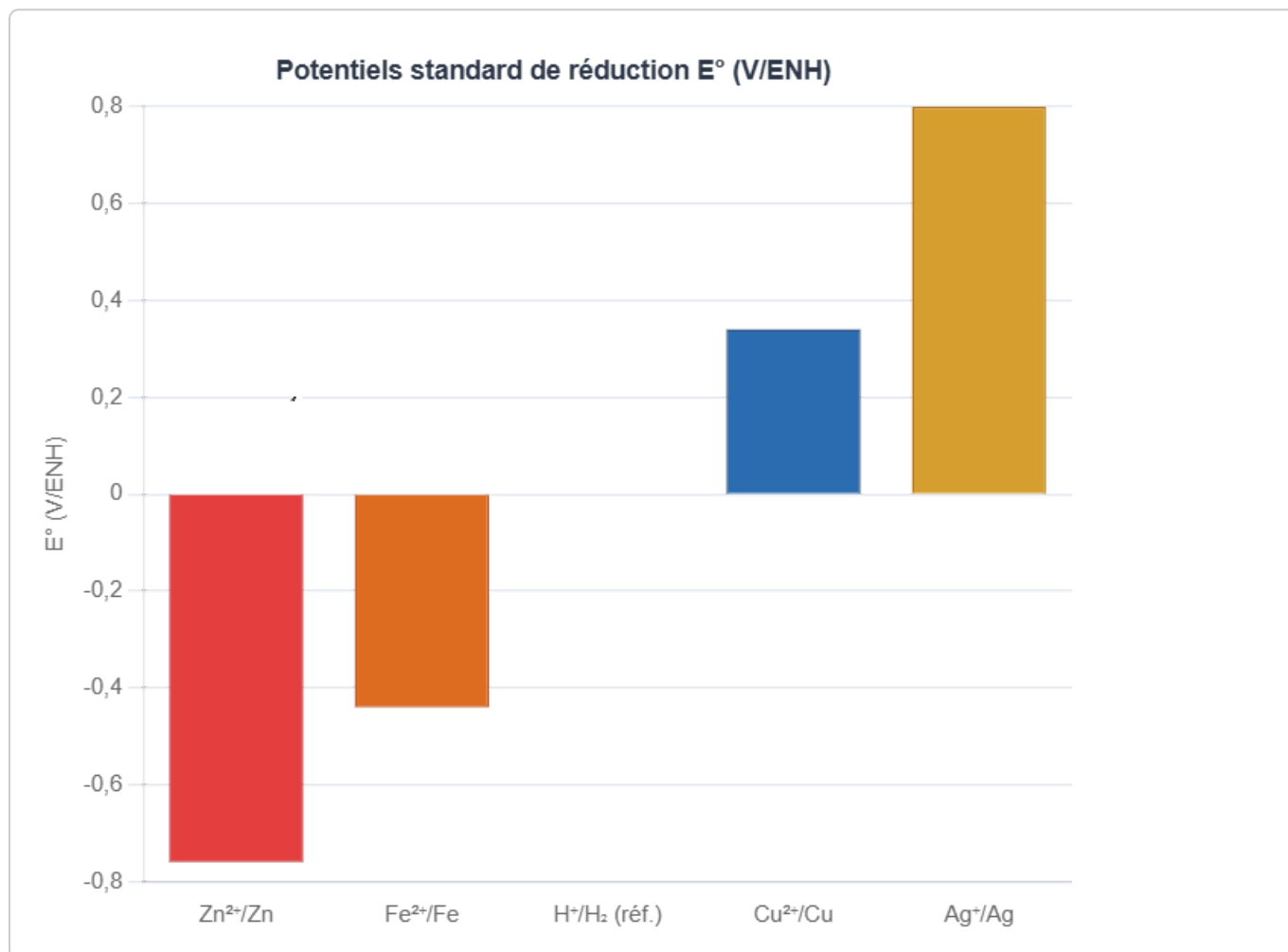
Formules clés

Grandeur	Formule	Unités
Demi-équation d'oxydation	$\text{Réd} \rightarrow \text{Ox} + n \cdot e^-$	—
Demi-équation de réduction	$\text{Ox} + n \cdot e^- \rightarrow \text{Réd}$	—
Masse déposée (électrolyse)	$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{n \cdot F}$	g ; g/mol ; A ; s ; — ; 96 485 C/mol

Classification électrochimique simplifiée



Potentils standard de réduction E° (V/ENH)



Méthode – Écrire une demi-équation redox

1. Écrire l'espèce oxydante à gauche (ou réductrice si oxydation).
2. Équilibrer les atomes de l'élément principal.
3. Équilibrer l'oxygène avec H₂O, l'hydrogène avec H⁺.
4. Équilibrer les charges avec des électrons (e⁻) du côté des produits si oxydation, des réactifs si réduction.
5. Vérifier la conservation de la charge totale.

Attention ! Ne pas confondre oxydant et réducteur : l'oxydant *se réduit* (il capte des e^-), le réducteur *s'oxyde* (il cède des e^-). Dans la réaction globale, c'est le métal de potentiel le plus *bas* qui est oxydé.

À retenir : Pour qu'une réaction redox soit spontanée, il faut que l'oxydant soit *plus fort* (potentiel plus élevé) que le réducteur. Zn est meilleur réducteur que Fe : il s'oxyde en premier et protège le fer (principe de l'anode sacrificielle).

Pile de corrosion : métal A + métal B dans un électrolyte

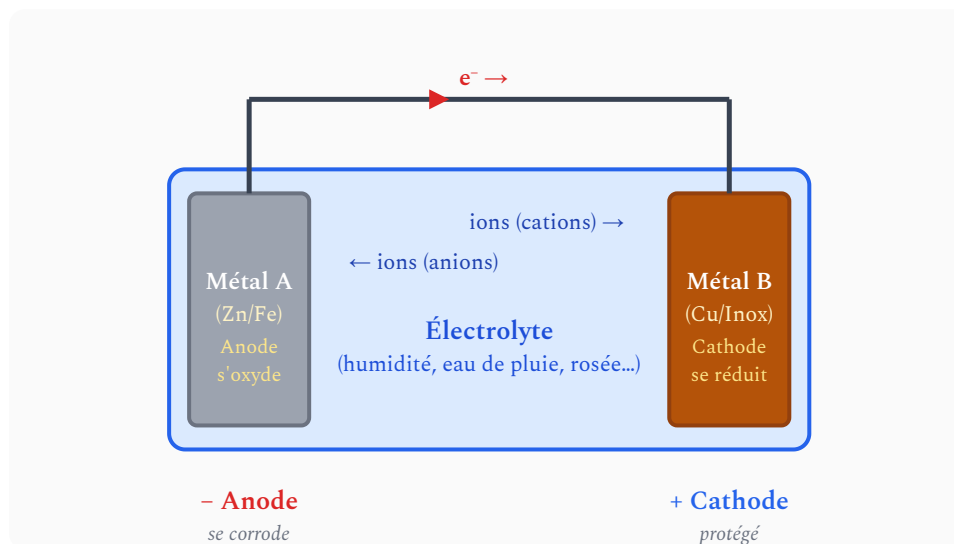


Figure 2 — Pile de corrosion : le métal le plus réducteur (Métal A) joue le rôle de l'anode et se corrode, le métal B est protégé

Protection cathodique par anode sacrificielle

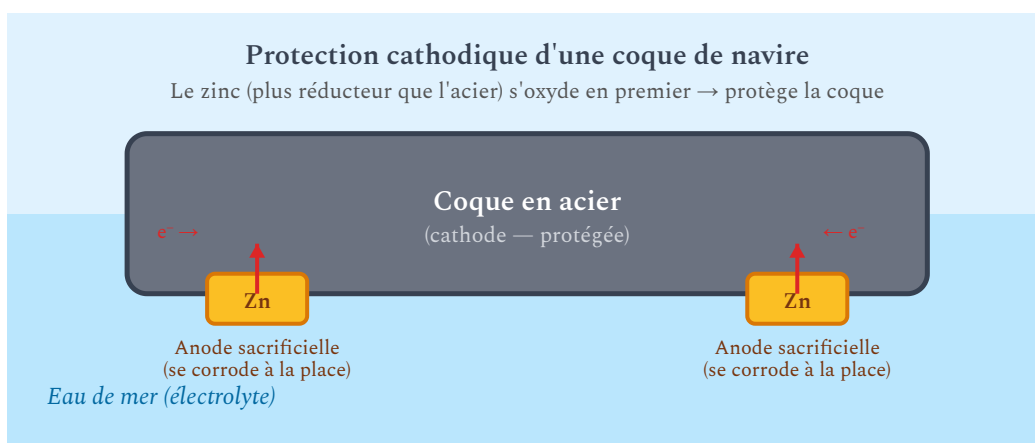
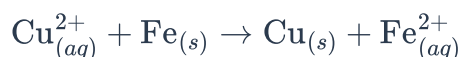


Figure 3 — Protection cathodique : les anodes de zinc fixées sur la coque en acier se corrodent à la place de l'acier

EXERCICE 1 Identifier oxydant et réducteur – À compléter

SOCLE

Un menuisier agenceur plonge un clou en fer dans une solution bleue de sulfate de cuivre (CuSO_4). La réaction qui se produit est :



1. Complète les phrases suivantes en entourant la bonne réponse :

a) L'espèce qui **perd** des électrons est : Cu^{2+} / **Fe**

b) Cette espèce subit une : **oxydation** / réduction

c) On appelle cette espèce le : **oxydant** / **réducteur**

d) L'espèce qui **gagne** des électrons est : **Cu^{2+}** / Fe

e) Cette espèce subit une : **oxydation** / **réduction**

f) On appelle cette espèce l' : **oxydant** / réducteur

2. Complète le moyen mnémotechnique : OIL RIG

OIL = Oxidation Is _____

RIG = Reduction Is _____

Mes calculs :

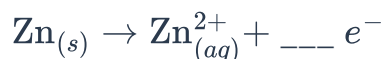
EXERCICE 2 Écrire des demi-équations – Étape par étape

SOCLE

Un technicien agenceur étudie la corrosion du zinc et du fer. Complète les demi-équations en remplissant les cases vides.

1. Oxydation du zinc (couple Zn^{2+}/Zn) :

Le zinc *perd* des électrons :



Aide : La charge de Zn est 0. La charge de Zn^{2+} est +2. Combien d'électrons faut-il pour équilibrer les charges ?

2. Réduction de l'ion cuivre (couple Cu^{2+}/Cu) :

L'ion cuivre *gagne* des électrons :



Aide : Cu^{2+} a une charge +2. Le cuivre solide Cu a une charge 0. Combien d' e^{-} doit-on ajouter à gauche ?

3. Réduction de l'ion fer(II) (couple Fe^{2+}/Fe) :

4. Pour la réaction globale entre Zn et Cu^{2+} , additionne les demi-équations des questions 1 et 2. Les électrons doivent se simplifier. Écris la réaction globale :



Mes calculs :

EXERCICE 3 Classer les métaux – Tableau guidé

SOCLE

En atelier de menuiserie, on utilise différents métaux (visserie, quincaillerie, ferrures). Pour comprendre la corrosion, il faut savoir classer les métaux selon leur pouvoir réducteur.

1. Voici les potentiels standard de réduction. Complète la dernière colonne du tableau :

Couple redox	E° (V/ENH)	Classement réducteur (1 = le plus réducteur)
Zn^{2+}/Zn	-0,76 V	---
Fe^{2+}/Fe	-0,44 V	---
Cu^{2+}/Cu	+0,34 V	---

Aide : Plus le potentiel E° est **bas** (négatif), plus le métal est un bon **réducteur**.

2. Complète la phrase : « Le métal qui s'oxyde en premier pour protéger le fer est _____ car son potentiel E° = _____ est plus _____ que celui du fer. »

3. Entoure la bonne réponse : pour protéger une poutre en acier (fer), on peut la recouvrir de :

☐ cuivre ($E^\circ = +0,34$ V)

☐ zinc ($E^\circ = -0,76$ V)

☐ or ($E^\circ = +1,50$ V)

Aide : Il faut un métal de potentiel **inférieur** à celui du fer pour qu'il s'oxyde à sa place.

Mes calculs :

EXERCICE 4 Reconnaître une réaction redox – Vrai ou Faux

SOCLE

Pour chaque affirmation, indique si elle est **vraie** ou **fausse**. Corrige les affirmations fausses.

- a. « L'oxydant est l'espèce qui perd des électrons. »
- b. « La réduction correspond à un gain d'électrons. »
- c. « Dans le couple Cu^{2+}/Cu , le cuivre métallique Cu est l'oxydant. »
- d. « Le zinc protège le fer car il est un meilleur réducteur que le fer. »
- e. « La galvanisation consiste à recouvrir l'acier d'une couche de cuivre. »
- f. « La rouille est le résultat de l'oxydation du fer par l'humidité et le dioxygène. »

Mes calculs :

EXERCICE 5 Couples redox – Relier oxydant et réducteur

SOCLE

Un menuisier agenceur doit comprendre la corrosion pour choisir la bonne quincaillerie. Relie chaque oxydant à son réducteur correspondant.

Oxydant (forme ionique)		Réducteur (métal)
Cu^{2+}	• •	Zn
Fe^{2+}	• •	Fe
Zn^{2+}	• •	Al
Al^{3+}	• •	Cu

2. Écris le nom du couple redox pour chacune des paires que tu as formées (format : Ox/Réd).

Mes calculs :

EXERCICE 6 Protection des métaux – Exercice à trous

SOCLE

Complète les phrases suivantes en choisissant parmi les mots : *zinc, rouille, oxydation, réducteur, galvanisation, anode sacrificielle, barrière, peinture*.

1. La corrosion du fer produit de la _____ de couleur brun-orange.
2. La corrosion est une réaction d'_____ du métal par l'eau et le dioxygène.
3. La _____ consiste à recouvrir l'acier d'une couche de zinc fondu.
4. Le zinc protège le fer car il est un meilleur _____ (il s'oxyde en premier).
5. Un bloc de zinc fixé sur une structure en acier s'appelle une _____.
6. La _____ anticorrosion isole le métal de l'humidité : c'est une protection par _____.

Mes calculs :

EXERCICE 7 Lire la classification électrochimique – Questions guidées**SOCLE**

Voici les potentiels standard de réduction de quatre métaux :

Couple	E° (V/ENH)
Al^{3+}/Al	-1,66 V
Zn^{2+}/Zn	-0,76 V
Fe^{2+}/Fe	-0,44 V
Cu^{2+}/Cu	+0,34 V

1. Quel métal a le potentiel le plus bas ? Est-il le meilleur oxydant ou le meilleur réducteur ?

Aide : Plus le potentiel est bas $\rightarrow$ meilleur réducteur.

2. Un artisan menuisier hésite entre une vis en aluminium et une vis en cuivre pour fixer un élément sur un support en acier. Quel métal risque de corroder l'acier s'il est en contact direct avec lui ?

Aide : Le métal de potentiel plus élevé que le fer fera corroder le fer.

3. Peut-on protéger le fer en le recouvrant d'aluminium ? Justifie.

Mes calculs :

EXERCICE 8 Corrosion en atelier – Identifier les causes

SOCLE

Un ébéniste constate que les charnières en acier de meubles stockés dans un atelier humide sont couvertes de rouille après quelques mois.

1. Coche les conditions nécessaires à la formation de rouille :

- ☐ Présence de fer
- ☐ Présence d'eau (humidité)
- ☐ Présence de dioxygène (O_2)
- ☐ Présence de lumière
- ☐ Température élevée

2. Propose deux solutions simples pour éviter la corrosion des charnières dans l'atelier.

3. L'ébéniste hésite entre des charnières en acier galvanisé et des charnières en acier inoxydable. Quel est le principe de protection de chacune ?

Aide : Galvanisé = couche de zinc. Inox = alliage avec du chrome.

Mes calculs :

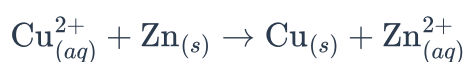
Exercices de base

EXERCICE 9 Identifier oxydant et réducteur

STANDARD

On réalise l'expérience suivante : on plonge une lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre CuSO_4 . La lame se recouvre d'un dépôt rougeâtre et la solution se décolore progressivement.

La réaction globale est :



1. Quel est l'oxydant de cette réaction ? Justifier.
2. Quel est le réducteur de cette réaction ? Justifier.
3. Que subit le zinc au cours de cette réaction (oxydation ou réduction) ? Écrire la demi-équation correspondante.
4. Que subit l'ion Cu^{2+} ? Écrire la demi-équation correspondante.

Mes calculs :

EXERCICE 10 Demi-équations des couples Fe^{2+}/Fe et Zn^{2+}/Zn

STANDARD

On considère les deux couples redox : Fe^{2+}/Fe et Zn^{2+}/Zn .

1. Écrire la demi-équation de réduction du couple Fe^{2+}/Fe .
2. Écrire la demi-équation d'oxydation du couple Zn^{2+}/Zn .
3. Ces deux demi-équations font intervenir combien d'électrons chacune ? Ces nombres sont-ils compatibles pour écrire la réaction globale directement ?
4. Écrire la réaction globale entre Fe^{2+} et Zn .

Mes calculs :

EXERCICE 11 Classer Fe, Cu, Zn selon leur caractère réducteur

STANDARD

On dispose des données de potentiels standard de réduction (par rapport à l'électrode normale à hydrogène) :

Couple	E° (V/ENH)
Zn^{2+}/Zn	-0,76 V
Fe^{2+}/Fe	-0,44 V
Cu^{2+}/Cu	+0,34 V

1. Rappeler la règle reliant potentiel standard et caractère réducteur/oxydant.
2. Classer Zn, Fe, Cu par caractère réducteur croissant.
3. Lequel de ces trois métaux est le plus oxydant (sous forme ionique) ?
4. La réaction $\text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$ est-elle spontanée ? Justifier.

Mes calculs :

Exercices guidés

EXERCICE 12 Équilibrer la réaction $\text{Zn} + \text{Fe}^{2+}$

STANDARD

On considère la réaction entre le zinc métallique et des ions fer(II) en solution.

1. Écrire les demi-équations d'oxydation et de réduction impliquées, en précisant le couple redox de chacune.
2. Vérifier que les électrons échangés sont en nombre égal de part et d'autre, puis écrire la réaction globale équilibrée.
3. Vérifier la conservation de la charge électrique et de la matière dans la réaction globale.
4. Cette réaction est-elle possible spontanément ? Utiliser les valeurs $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ et $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ pour justifier.

Mes calculs :

EXERCICE 13 Anode sacrificielle : pourquoi le zinc protège le fer

STANDARD

Des pieux métalliques en acier (fer) sont implantés dans un sol humide et corrosif. Pour les protéger, on soude des plaques de zinc à leur surface.

1. En présence d'humidité (eau + O_2 dissous), quel métal va s'oxyder en premier, le fer ou le zinc ? Justifier à l'aide des potentiels standard.
2. Expliquer le principe de l'anode sacrificielle. Quel est le rôle de la liaison métallique entre les deux métaux ?
3. Nommer deux autres exemples industriels d'utilisation du zinc pour protéger l'acier.
4. Quand doit-on remplacer les anodes sacrificielles ? Quelle surveillance effectuer sur un chantier de construction ?

Mes calculs :

Exercices d'application

EXERCICE 14 Galvanisation – Calcul de masse déposée

STANDARD

Un atelier de galvanisation électrolytique dépose du zinc sur des tôles d'acier. La cellule d'électrolyse fonctionne avec :

- Intensité du courant : $I = 50 \text{ A}$
- Durée : $t = 30 \text{ min}$
- Masse molaire du zinc : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$
- Nombre d'électrons échangés : $n = 2$
- Constante de Faraday : $F = 96\,485 \text{ C/mol}$

1. Rappeler la formule de la loi de Faraday pour la masse déposée lors d'une électrolyse.
2. Convertir la durée en secondes, puis calculer la masse de zinc déposée.
3. Si la tôle à galvaniser a une surface de $0,5 \text{ m}^2$, calculer l'épaisseur de la couche de zinc déposée. (Donnée : masse volumique du zinc $\rho = 7\,133 \text{ kg/m}^3$)
4. Cette épaisseur est-elle suffisante pour une protection anticorrosion standard (épaisseur minimale recommandée : $8 \text{ }\mu\text{m}$) ?

Mes calculs :

EXERCICE 15 Prévoir le sens d'une réaction redox

STANDARD

On considère les couples suivants :

Couple	E° (V/ENH)
Ag^+/Ag	+0,80 V
Cu^{2+}/Cu	+0,34 V

1. On plonge un fil de cuivre dans une solution de nitrate d'argent (contenant des ions Ag^+). Prévoir si une réaction spontanée se produit. Justifier à l'aide des potentiels standard.
2. Écrire la demi-équation de réduction et la demi-équation d'oxydation.
3. Équilibrer le nombre d'électrons échangés et écrire la réaction globale.
4. Décrire ce que l'on observerait expérimentalement (aspect du fil, couleur de la solution).

Mes calculs :

EXERCICE 16 Corrosion d'un portail en fer forgé

STANDARD

Un artisan menuisier installe un portail en fer forgé dans un jardin. Après deux hivers, des traces de rouille apparaissent aux points de soudure.

1. Écrire la demi-équation d'oxydation du fer lors de la corrosion.
2. Le dioxygène dissous dans l'eau de pluie joue le rôle d'oxydant. Écrire la demi-équation de réduction du dioxygène en milieu neutre :



3. Combiner les deux demi-équations pour écrire la réaction globale de corrosion (équilibrer les électrons).
4. Pourquoi les points de soudure sont-ils plus vulnérables à la corrosion ?
5. Proposer un traitement adapté pour restaurer et protéger ce portail.

Mes calculs :

EXERCICE 17 Expérience du clou de fer dans le gel

STANDARD

En TP, on place trois clous en fer dans un gel contenant un indicateur coloré :

- **Clou A** : clou seul (sans protection)
- **Clou B** : clou entouré d'un fil de zinc
- **Clou C** : clou entouré d'un fil de cuivre

Après 24 heures, on observe : le clou A présente de la rouille, le clou B n'a pas de rouille (mais le zinc est attaqué), le clou C présente une rouille plus importante qu'un clou seul.

1. Expliquer pourquoi le clou B est protégé de la corrosion.
2. Expliquer pourquoi le clou C rouille encore plus vite qu'un clou seul.
3. Quel est le métal qui joue le rôle d'anode sacrificielle pour le clou B ? Justifier avec les potentiels standard.
4. Quelle conclusion pratique peut-on tirer pour le choix de la quincaillerie en atelier de menuiserie ?

Mes calculs :

EXERCICE 18 Calcul de masse – Loi de Faraday (application directe)

STANDARD

Un poseur de cuisines fait déposer par électrolyse une couche de nickel sur des poignées en acier pour les protéger et leur donner un aspect brillant. Les conditions sont :

- Intensité : $I = 3 \text{ A}$
- Durée : $t = 20 \text{ min}$
- Masse molaire du nickel : $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g/mol}$
- Nombre d'électrons échangés : $n = 2$ (couple Ni^{2+}/Ni)
- Constante de Faraday : $F = 96\,485 \text{ C/mol}$

1. Écrire la demi-équation de réduction lors du dépôt de nickel.
2. Convertir la durée en secondes.
3. Calculer la masse de nickel déposée en appliquant la loi de Faraday.
4. Si la poignée a une surface de 80 cm^2 et que la masse volumique du nickel est $\rho = 8\,900 \text{ kg/m}^3$, calculer l'épaisseur de la couche déposée (en μm).

Mes calculs :

EXERCICE 19 Choisir la méthode de protection – Tableau comparatif

STANDARD

Un technicien d'agencement doit protéger différentes pièces métalliques contre la corrosion. Pour chaque situation, indiquer la méthode de protection la plus adaptée et justifier.

Situation	Méthode recommandée	Justification
Boulons de charpente exposés à la pluie	---	---
Rampe d'escalier intérieure (esthétique importante)	---	---
Canalisation enterrée en acier	---	---
Étagère métallique dans un local sec	---	---

2. Quelle est la différence fondamentale entre une protection par barrière et une protection électrochimique ?
3. Pourquoi la galvanisation offre-t-elle une « double protection » ?

Mes calculs :

EXERCICE 20 Réaction redox avec équilibrage des électrons

STANDARD

On étudie la réaction entre l'aluminium métallique (Al) et les ions cuivre (Cu^{2+}) en solution.

Données : $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$.

1. Cette réaction est-elle spontanée ? Justifier.
2. Écrire la demi-équation d'oxydation de l'aluminium (couple Al^{3+}/Al).
3. Écrire la demi-équation de réduction des ions cuivre (couple Cu^{2+}/Cu).
4. Combien d'électrons sont échangés dans chaque demi-équation ? Trouver les coefficients multiplicateurs pour que le nombre d'électrons soit identique.
5. Écrire la réaction globale équilibrée.

Mes calculs :

Exercices avancés et contextualisés

EXERCICE 21 Choisir la protection adaptée en milieu humide et marin

APPROFONDISSEMENT

Un bureau d'études doit choisir le système de protection anticorrosion pour une structure métallique en acier destinée à être installée dans un environnement côtier (embruns salés, humidité permanente, pH légèrement acide).

Méthode	Principe	Avantages	Inconvénients
Peinture époxy	Barrière physique	Facile à appliquer	Peut s'écailler, non conductrice
Galvanisation à chaud	Dépôt Zn + anode sacrificielle	Durable, double protection	Coût, impossibilité sur grandes pièces soudées
Protection cathodique (courant imposé)	Alimentation en e^- externe	Efficace, contrôlable	Nécessite alimentation électrique
Acier inoxydable (304/316L)	Couche passive Cr_2O_3	Très résistant	Coût élevé, soudure délicate

1. Expliquer la différence entre une protection par *barrière* et une protection *électrochimique*.
2. Pourquoi l'inox 316L est-il préféré au 304 en milieu marin ?
3. Proposer et justifier le système de protection le plus adapté pour cette structure côtière. On peut combiner plusieurs méthodes.
4. Indiquer les contrôles périodiques à effectuer pour garantir l'efficacité de la protection choisie.

Mes calculs :

EXERCICE 22 Rouille sur structure de bâtiment industriel

APPROFONDISSEMENT

Lors d'une intervention de maintenance dans un bâtiment industriel, vous constatez que des poutres métalliques en acier présentent d'importantes traces de rouille. La rouille ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) résulte de l'oxydation du fer en présence d'eau et de dioxygène dissous.

La réaction de corrosion peut s'écrire en deux étapes :

Étape 1 (zone anodique) : $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$

Étape 2 (zone cathodique) : $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightarrow 4\text{OH}^-$

1. Identifier l'oxydation et la réduction dans ce processus. Quel est l'oxydant, quel est le réducteur ?
2. Écrire la réaction globale de corrosion en combinant les deux demi-équations (multiplier de façon à équilibrer les électrons).
3. Pourquoi la rouille est-elle particulièrement dangereuse pour la solidité d'une structure ? Quel est le risque principal dans un atelier de charpente métallique ?
4. Proposer trois mesures préventives concrètes pour éviter la formation de rouille sur les structures métalliques de l'atelier.

Mes calculs :

EXERCICE 23 Corrosion galvanique : boulonnerie inox sur structure acier

APPROFONDISSEMENT

Un technicien d'agencement installe des boulons en acier inoxydable 304 pour fixer des éléments de structure sur des poutrelles en acier ordinaire (S235). Quelques mois plus tard, les poutrelles présentent une corrosion accélérée autour des têtes de boulons.

1. Expliquer le phénomène de corrosion galvanique. Pourquoi le contact entre deux métaux différents favorise-t-il la corrosion ?
2. Dans cette situation, quel métal se corrode préférentiellement : l'acier ordinaire ou l'inox ? Justifier à l'aide de la notion de potentiel électrochimique. (E° inox $\approx +0,1$ à $+0,2$ V ; E° acier ordinaire $\approx -0,44$ V)
3. Le rapport de surface joue un rôle important : expliquer pourquoi une petite cathode avec une grande anode est moins dangereuse que l'inverse (petite anode / grande cathode).
4. Proposer deux solutions techniques pour résupprimer le risque de corrosion galvanique dans cette installation.

Mes calculs :

EXERCICE 24 Galvanisation électrolytique d'une ferrure de meuble

APPROFONDISSEMENT

Un fabricant de mobilier doit protéger des ferrures en acier par électrodéposition de zinc. La surface totale à traiter est $S = 120 \text{ cm}^2$. On souhaite déposer une couche de zinc d'épaisseur $e = 15 \text{ }\mu\text{m}$. Données : $\rho_{\text{Zn}} = 7\,140 \text{ kg/m}^3$, $M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g/mol}$, $F = 96\,485 \text{ C/mol}$, $n = 2$, $I = 2 \text{ A}$.

1. Écrire la demi-équation de réduction du zinc lors du dépôt électrolytique.
2. Calculer le volume de zinc à déposer (en m^3), puis sa masse (en g).
3. Appliquer la loi de Faraday $m = M \cdot I \cdot t / (n \cdot F)$. Calculer la durée t nécessaire (en minutes).
4. Calculer la densité de courant $j = I/S$ en A/dm^2 . Vérifier que la valeur est dans la plage recommandée pour le zinc : $0,5\text{--}3 \text{ A/dm}^2$.
5. Comment augmenter la vitesse de dépôt sans dégrader la qualité du revêtement ?

Mes calculs :

EXERCICE 25 Protection cathodique d'une charpente métallique — type BTS

APPROFONDISSEMENT

La charpente en acier d'un atelier de menuiserie ($A = 80 \text{ m}^2$) est protégée par des anodes sacrificielles en zinc. La densité de courant cathodique requise est $j = 10 \text{ mA/m}^2$. Données : $M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g/mol}$, $n = 2$, $F = 96\,485 \text{ C/mol}$, $1 \text{ an} = 3,15 \times 10^7 \text{ s}$.

1. Rappeler le principe de la protection cathodique par anode sacrificielle. Quel couple galvanique est mis en jeu ?
2. Calculer le courant total de protection I_{prot} (en A).
3. Calculer la masse de zinc consommée par an (loi de Faraday).
4. Des anodes de zinc de 500 g sont disponibles. Combien en faut-il pour 3 ans de protection ?
5. Dans quels cas préférer la protection cathodique plutôt que la galvanisation ?

Mes calculs :

EXERCICE 26 Pile électrochimique Cu/Zn – Calcul de f.é.m.**APPROFONDISSEMENT**

Un technicien d'agencement étudie une pile constituée de deux demi-piles :

- Demi-pile 1 : lame de zinc dans une solution de ZnSO_4 (1 mol/L)
- Demi-pile 2 : lame de cuivre dans une solution de CuSO_4 (1 mol/L)

Données : $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$.

1. Identifier l'anode et la cathode de cette pile. Justifier à l'aide des potentiels standard.
2. Écrire les demi-équations aux électrodes et la réaction globale de fonctionnement de la pile.
3. Calculer la force électromotrice (f.é.m.) de cette pile : $E_{\text{pile}} = E_{\text{cathode}}^\circ - E_{\text{anode}}^\circ$.
4. Cette pile est-elle utilisable dans la pratique ? Citer une pile du quotidien basée sur un principe similaire.
5. Expliquer le rôle du pont salin dans cette pile.

Mes calculs :

EXERCICE 27 Durée de vie d'une anode sacrificielle en atelier**APPROFONDISSEMENT**

Un fabricant de mobilier métallique protège un portique en acier ($A = 12 \text{ m}^2$) par des anodes sacrificielles en zinc. La densité de courant de corrosion mesurée est $j = 5 \text{ mA/m}^2$. Chaque anode a une masse de 200 g. On dispose de 4 anodes.

Données : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$; $n = 2$; $F = 96\,485 \text{ C/mol}$; $1 \text{ an} = 3,15 \times 10^7 \text{ s}$.

1. Calculer le courant total de protection $I = j \times A$.
2. Calculer la masse de zinc consommée par an à l'aide de la loi de Faraday.
3. Déterminer la durée de vie des 4 anodes (masse totale disponible / consommation annuelle).
4. Le fabricant souhaite une autonomie de 5 ans. Combien d'anodes de 200 g doit-il installer ?
5. Proposer une alternative à la protection par anode sacrificielle pour ce portique.

Mes calculs :

EXERCICE 28 Corrosion bimétallique – Assemblage aluminium/acier

APPROFONDISSEMENT

Un architecte d'intérieur conçoit un meuble alliant une structure en acier (fer) et des panneaux décoratifs en aluminium. Les fixations mettent les deux métaux en contact direct.

Données : $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.

1. En milieu humide, une pile galvanique se forme entre l'aluminium et l'acier. Quel métal joue le rôle d'anode ? Lequel joue le rôle de cathode ? Justifier.
2. Écrire les demi-équations aux deux électrodes et la réaction globale.
3. Quel est le métal qui se corrode ? La structure est-elle en danger ?
4. La différence de potentiel entre Al et Fe est $\Delta E^\circ = |(-0,44) - (-1,66)| = 1,22 \text{ V}$. Comparer avec la différence Fe/Cu ($\Delta E^\circ = 0,78 \text{ V}$). Quel couplage est le plus dangereux ?
5. Proposer deux solutions pour éviter la corrosion bimétallique dans cet assemblage.

Mes calculs :

EXERCICE 29 Dépôt électrolytique de chrome – Problème complet

APPROFONDISSEMENT

Un installateur d'agencement fait chromer des poignées de portes en acier par électrolyse. Le chromage dépose du chrome métallique à partir d'ions Cr^{3+} en solution.

Données : $M(\text{Cr}) = 52,0 \text{ g/mol}$; $n = 3$ (couple Cr^{3+}/Cr) ; $F = 96\,485 \text{ C/mol}$; $\rho(\text{Cr}) = 7\,190 \text{ kg/m}^3$.

Les poignées ont une surface totale de $S = 50 \text{ cm}^2$. L'intensité est $I = 5 \text{ A}$. On souhaite une épaisseur de chrome de $e = 10 \mu\text{m}$.

1. Écrire la demi-équation de réduction lors du dépôt de chrome.
2. Calculer le volume de chrome à déposer (en m^3), puis sa masse (en g).
3. Déterminer la durée d'électrolyse nécessaire (en minutes) à l'aide de la loi de Faraday.
4. Comparer la durée obtenue avec celle du dépôt de zinc de l'exercice 6. Expliquer pourquoi le chromage est plus lent (à intensité et épaisseur comparables).
5. Le chrome est-il une protection sacrificielle pour l'acier ? Justifier en sachant que $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$ et $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.

Mes calculs :

EXERCICE 30 Étude complète – Escalier métallique en environnement agressif

APPROFONDISSEMENT

Un conducteur de travaux doit concevoir un escalier extérieur en acier pour un bâtiment situé à 500 m de la mer. L'environnement est classé C4 (forte corrosivité) selon la norme ISO 12944. La surface totale de la structure est $A = 25 \text{ m}^2$.

Trois options de protection sont envisagées :

Option	Description	Coût estimé	Durée de vie estimée
A	Galvanisation à chaud (épaisseur Zn : 85 μm)	45 €/m ²	15-25 ans
B	Galvanisation + peinture époxy (2 couches)	70 €/m ²	25-40 ans
C	Acier inoxydable 316L	120 €/m ²	50+ ans

1. Pour chaque option, préciser le type de protection (barrière, sacrificielle, passive) et le principe chimique associé.
2. Calculer le coût total de chaque option.
3. L'option A prévoit une épaisseur de zinc de 85 μm . Si la vitesse de corrosion du zinc en environnement C4 est d'environ 4 $\mu\text{m}/\text{an}$, estimer la durée de vie de la couche de zinc.
4. Calculer le coût annualisé de chaque option (coût total / durée de vie moyenne). Quelle option est la plus économique à long terme ?
5. Le conducteur de travaux choisit l'option B. Rédiger un argumentaire technique justifiant ce choix.

Mes calculs :

Bilan – Ce qu'il faut maîtriser en agencement

- Reconnaître une oxydation (perte d'e⁻) et une réduction (gain d'e⁻).
- Écrire et équilibrer les demi-équations redox.
- Utiliser la classification électrochimique pour prévoir quelle réaction est spontanée.
- Appliquer la loi de Faraday : $m = \frac{M \cdot I \cdot t}{n \cdot F}$.
- Choisir et justifier un système de protection adapté à l'environnement.
- Identifier et prévenir la corrosion galvanique sur des assemblages multi-matériaux.

Oxydoréduction et protection des métaux

ERA-MA — Groupement 3 — Terminale Bac Pro

Socle

Standard

Approfondissement

Tout voir



Objectifs du chapitre

[cliquer pour développer](#)**Durée :** 1 heure **Barème :** /20 points **Documents :** Calculatrice autorisée — aucun document**Nom :** _____

APP - S'Approprier

ANA - Analyser/Raisonner

REA - Réaliser

VAL - Valider

COM - Communiquer

SOCLE

Exercice	Questions	Compétences	Points
Exercice 1 — Corrosion d'un clou en acier	Q1 à Q5	APP, ANA, REA	10 pts
Exercice 2 — Protection par le zinc	Q1 à Q5	APP, ANA, REA, COM	10 pts
Total			20 pts

EXERCICE 1 Corrosion d'un clou en acier

10 points

Contexte : Un menuisier agenceur remarque que des clous en acier utilisés pour fixer des panneaux de bois dans un local humide présentent de la rouille au bout de quelques semaines. La corrosion du fer en milieu acide suit la réaction : $\text{Fe} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$.

Rappels importants :

- Un **oxydant** est une espèce qui **gagne** des électrons (elle se **réduit**).
- Un **réducteur** est une espèce qui **perd** des électrons (elle s'**oxyde**).
- **Oxydation** = perte d'électrons | **Réduction** = gain d'électrons.

1. **APP** Dans la réaction $\text{Fe} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$, compléter les phrases suivantes :

a) Le fer Fe passe à Fe^{2+} : il a _____ (gagné / perdu) des électrons. Le fer est donc le _____ (oxydant / réducteur).

b) Les ions H^+ deviennent H_2 : ils ont _____ (gagné / perdu) des électrons. H^+ est donc l'_____ (oxydant / réducteur). 2 pts

...

2. **ANA** Voici les deux demi-équations de la réaction. Compléter les trous :

Demi-équation d'oxydation : $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{_____ } e^-$

Demi-équation de réduction : $2\text{H}^+ + \text{_____ } e^- \rightarrow \text{H}_2$ 2 pts

...

3. **APP** La corrosion du fer en présence d'eau et d'oxygène suit la réaction :



Compter le nombre d'atomes de chaque côté et compléter le tableau :

Atome	Côté gauche (réactifs)	Côté droit (produits)	Équilibré ?
Fe	_____	_____	oui / non
O	_____ + _____ = _____	_____	oui / non
H	_____	_____	oui / non

3 pts

...

4. **APP** Quelles sont les conditions qui favorisent la corrosion du fer ? Cocher les bonnes réponses :

- ☐ Milieu sec
 ☐ Milieu humide
- ☐ Présence de sel
 ☐ Absence de sel
- ☐ Présence de dioxygène
 ☐ Absence de dioxygène

1,5 pts

...

5. **REA** Un installateur d'agencement constate que sur un chantier en bord de mer, la corrosion est plus rapide. Donner une explication en une phrase. 1,5 pts

...

EXERCICE 2 Protection par le zinc

10 points

Contexte : Un fabricant de mobilier métallique protège ses structures en acier en les recouvrant d'une couche de zinc (galvanisation). On réalise cette galvanisation par électrolyse dans un bain de sulfate de zinc (ZnSO_4).

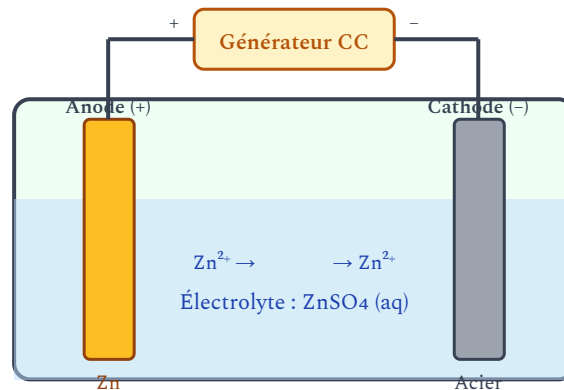


Schéma d'une cellule d'électrolyse pour la galvanisation au zinc

1. **APP** En observant le schéma, compléter les phrases suivantes :

- a) L'électrode reliée au pôle + du générateur s'appelle l'_____. Elle est en _____ (zinc / acier).
- b) L'électrode reliée au pôle - du générateur s'appelle la _____. Elle est en _____ (zinc / acier).
- c) Le liquide dans la cuve s'appelle l'_____. Il contient des ions _____. 2 pts

...

2. **ANA** Les ions Zn^{2+} se déplacent vers la cathode et se déposent sous forme de zinc métal. Compléter la demi-équation :



Ce phénomène est une _____ (oxydation / réduction) car les ions Zn^{2+} _____ (gagnent / perdent) des électrons. 2 pts

...

3. **REA** La masse de zinc déposée est donnée par la formule : $m = \frac{M \times I \times t}{n \times F}$.

Données : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$; $n = 2$; $F = 96\,500 \text{ C/mol}$; $I = 5 \text{ A}$; $t = 30 \text{ min}$.

a) Convertir le temps en secondes : $t = 30 \times 60 = \text{_____ s}$

b) Remplacer dans la formule :

$$m = \frac{65,4 \times \text{_____} \times \text{_____}}{2 \times 96\,500}$$

c) Calculer le numérateur : _____. Puis diviser par le dénominateur pour obtenir $m = \text{_____ g}$. 3 pts

...

4. **APP** Pourquoi dit-on que le zinc assure une « protection sacrificielle » de l'acier ?

Choisir la bonne réponse :

- ☐ Le zinc empêche l'eau de toucher l'acier uniquement par barrière physique.
- ☐ Le zinc, plus facilement oxydable que le fer, se corrode à la place du fer.
- ☐ Le zinc rend l'acier plus dur et donc plus résistant.

1,5 pts

...

5. **COM** Citer un autre moyen de protéger l'acier contre la corrosion (autre que la galvanisation). 1,5 pts

...

Total : /20 points

STANDARD

Exercice	Questions	Compétences	Points
Exercice 1 — Corrosion d'une tuyauterie acier	Q1 à Q4	APP, ANA, REA, VAL	10 pts
Exercice 2 — Électrolyse et galvanisation	Q1 à Q4	APP, ANA, REA, COM	10 pts
Total			20 pts

EXERCICE 1 Corrosion d'une tuyauterie acier**10 points**

Contexte : Des tuyauteries en acier d'une installation industrielle présentent des traces de corrosion. Le technicien de maintenance analyse le phénomène chimique de corrosion du fer en milieu acide (par exemple en présence de condensats acides). La réaction globale observée est : $\text{Fe} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$.

1. **APP** Dans la réaction $\text{Fe} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$, identifier :

- Le réducteur (espèce qui se fait oxyder) et l'oxydant (espèce qui se fait réduire).
- Préciser la variation du nombre d'oxydation de chaque espèce concernée. 2 pts

...

2. **ANA** Écrire les deux demi-équations électroniques correspondant à cette réaction globale :

- Demi-équation d'oxydation (oxydation du fer).
- Demi-équation de réduction (réduction des ions H^+).

Vérifier que la somme des deux demi-équations redonne bien la réaction globale. 2 pts

...

3. **REA** En milieu neutre ou basique, le fer se corrode également en présence de dioxygène dissous selon :



Vérifier que cette équation est bien équilibrée en comptant les atomes de Fe, O et H de chaque côté. 3 pts

...

4. **VAL** Un test à la phénolphthaléine est réalisé autour d'une pièce en acier immergée dans de l'eau légèrement salée : la solution prend une coloration rose autour de la pièce.

a) La phénolphthaléine est rose en milieu basique. Quelle espèce produite lors de la

corrosion peut rendre le milieu basique ?

b) Conclure sur ce que révèle ce test en termes de corrosion. 3 pts

...

EXERCICE 2 Électrolyse et galvanisation

10 points

Contexte : Pour protéger les pièces en acier de la corrosion, l'atelier de traitement de surface réalise une galvanisation au zinc par électrolyse. Une pièce en acier est plongée dans un bain de sulfate de zinc (ZnSO_4) et reliée à une source de courant continu.

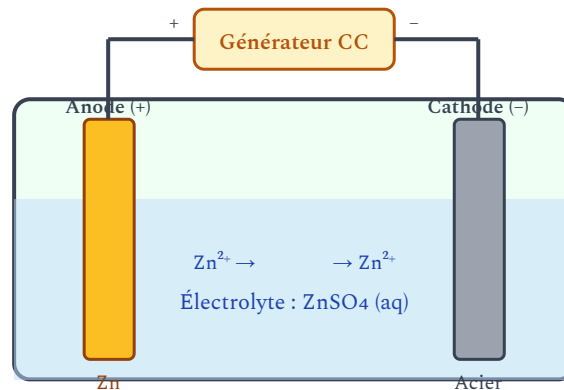


Schéma d'une cellule d'électrolyse pour la galvanisation au zinc

1. **APP** En vous aidant du schéma de la cellule d'électrolyse, légender les éléments suivants : l'anode, la cathode, l'électrolyte, le générateur. Préciser la polarité (+ ou -) de chaque électrode. 2 pts

...

2. **ANA** Dans la galvanisation au zinc : les ions zinc Zn^{2+} présents dans le bain migrent vers l'une des électrodes pour s'y déposer. À quelle électrode (anode ou cathode) le zinc métallique se dépose-t-il ? Écrire la demi-équation de dépôt : $\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$. S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ? 2 pts

...

3. **REA** La masse de zinc déposée est donnée par la loi de Faraday : $m = \frac{M \cdot I \cdot t}{n \cdot F}$.

Données : $I = 5 \text{ A}$, $t = 30 \text{ min}$, $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$, $n = 2$ (nombre d'électrons échangés), $F = 96\,500 \text{ C/mol}$.

a) Convertir $t = 30$ min en secondes. b) Calculer la masse de zinc déposée m en grammes. 3 pts

...

4. **COM** Expliquer en quelques lignes en quoi la galvanisation au zinc protège efficacement l'acier de la corrosion. Mentionner la notion de protection cathodique (le zinc étant un métal plus facilement oxydable que le fer). 3 pts

...

Total : /20 points

APPROFONDISSEMENT

Exercice	Questions	Compétences	Points
Exercice 1 — Corrosion d'une structure métallique en milieu marin	Q1 à Q4	APP, ANA, REA, VAL	10 pts
Exercice 2 — Dimensionnement d'un bain de galvanisation	Q1 à Q4	APP, ANA, REA, COM	10 pts
Total			20 pts

EXERCICE 1 Corrosion d'une structure métallique en milieu marin

10 points

Contexte : Un installateur d'agencement intervient sur un chantier en bord de mer pour poser du mobilier métallique en acier sur une terrasse de restaurant. Après 18 mois, certaines ferrures présentent de la rouille. Le bureau d'études souhaite analyser quantitativement la corrosion pour choisir une protection adaptée. L'acier est un alliage contenant environ 98 % de fer en masse.

Données : $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g/mol}$; Constante de Faraday $F = 96\,500 \text{ C/mol}$.

Couples redox : Fe^{2+}/Fe avec $E^\circ = -0,44 \text{ V}$; $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ avec $E^\circ = +1,23 \text{ V}$; Zn^{2+}/Zn avec $E^\circ = -0,76 \text{ V}$.

1. **APP** a) Écrire les demi-équations électroniques des deux couples impliqués dans la corrosion du fer en milieu aéré (neutre) : le couple Fe^{2+}/Fe et le couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$.
b) En comparant les potentiels standard, identifier quelle espèce joue le rôle d'oxydant et laquelle joue le rôle de réducteur. Justifier. 2,5 pts

...

2. **ANA** a) Écrire l'équation bilan de la corrosion du fer en milieu neutre aéré en combinant les deux demi-équations (équilibrer les électrons).
b) Le produit initial $\text{Fe}(\text{OH})_2$ se transforme ensuite en rouille $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ par oxydation supplémentaire. Expliquer pourquoi la rouille, poreuse et non adhérente, ne protège pas le fer (contrairement à l'alumine Al_2O_3 qui protège l'aluminium). 2,5 pts

...

3. **REA** On estime que 15 g de fer ont été corrodés sur l'ensemble des ferrures en 18 mois.
a) Calculer la quantité de matière de fer corrodé $n(\text{Fe})$.
b) En déduire la quantité d'électrons échangés $n(e^-)$, sachant que chaque atome de fer perd

2 électrons.

c) Calculer la charge totale $Q = n(e^-) \times F$ en coulombs. Exprimer ensuite le courant moyen de corrosion I en ampères, sachant que $t = 18$ mois. 3 pts

...

4. **VAL** Le bureau d'études hésite entre deux solutions de protection : une peinture anticorrosion ou la fixation d'une anode sacrificielle en zinc.

a) En comparant les potentiels standard de Zn^{2+}/Zn ($E^\circ = -0,76$ V) et Fe^{2+}/Fe ($E^\circ = -0,44$ V), expliquer pourquoi le zinc se corrode à la place du fer lorsqu'ils sont en contact.

b) Argumenter le choix entre les deux solutions en tenant compte du contexte (milieu marin, mobilier extérieur, durabilité). 2 pts

...

EXERCICE 2 Dimensionnement d'un bain de galvanisation

10 points

Contexte : Un atelier de fabrication de mobilier métallique souhaite dimensionner un bain d'électrolyse pour galvaniser des pièces en acier destinées à l'aménagement intérieur et extérieur. Le cahier des charges impose un dépôt de zinc d'épaisseur minimale $e = 20 \mu\text{m}$ sur une surface totale $S = 0,5 \text{ m}^2$ par lot.

Données : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$; $\rho(\text{Zn}) = 7\,140 \text{ kg/m}^3$; $n = 2$ électrons par ion Zn^{2+} ;
 $F = 96\,500 \text{ C/mol}$; rendement faradique du bain : $\eta = 0,85$ (85 %).
Couples redox à l'anode : Zn^{2+}/Zn et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$.

1. **APP** a) Écrire la demi-équation de réduction à la cathode (dépôt de zinc).
b) Écrire la demi-équation d'oxydation à l'anode, sachant qu'on utilise une anode soluble en zinc.
c) En déduire l'équation bilan de l'électrolyse. Commenter : y a-t-il consommation nette de zinc dans l'électrolyte ? 2,5 pts

...

2. **REA** a) Calculer le volume de zinc à déposer : $V = S \times e$ (convertir les unités).
b) En déduire la masse de zinc à déposer : $m = \rho \times V$.
c) Calculer la quantité de matière de zinc correspondante $n(\text{Zn})$. 3 pts

...

3. **ANA** Le rendement faradique $\eta = 0,85$ signifie que seuls 85 % du courant servent au dépôt de zinc (le reste provoque un dégagement de H_2 parasite).

a) Calculer la charge théorique nécessaire : $Q_{\text{théo}} = n(\text{Zn}) \times n_e \times F$.

b) En tenant compte du rendement, calculer la charge réelle à fournir : $Q_{\text{réel}} = \frac{Q_{\text{théo}}}{\eta}$.

c) Si le générateur fournit un courant $I = 20 \text{ A}$, calculer la durée de l'électrolyse en heures. 3 pts

...

4. **COM** Le responsable de l'atelier envisage d'augmenter le courant à $I = 40 \text{ A}$ pour réduire le temps de traitement.

a) Quel serait le nouveau temps d'électrolyse ?

b) En pratique, un courant trop élevé provoque un dépôt rugueux, peu adhérent et poreux. Rédiger un court argumentaire (5 lignes max) à destination du responsable, expliquant pourquoi il est préférable de respecter la densité de courant recommandée, en utilisant le vocabulaire technique adapté (densité de courant, rendement cathodique, adhérence, porosité). 1,5 pts

...

Total : /20 points