

Oxydoréduction et protection des métaux contre la corrosion

Terminale Bac Pro ICCER (Grpt 1) | Chimie

IC CER — Mise en situation

Protéger les canalisations et les ballons ECS contre la corrosion

Dans une installation de chauffage ou de production d'eau chaude sanitaire, les canalisations en acier et les ballons de stockage sont exposés à l'eau chaude, à l'air dissous et aux sels minéraux. Sans protection, la corrosion perfore les parois en quelques années.

Dans ce chapitre, vous comprendrez les mécanismes chimiques de la corrosion grâce à la notion d'**oxydoréduction**, et vous découvrirez comment les techniciens chauffagistes utilisent les **anodes sacrificielles en magnésium** pour protéger les ballons ECS, et la **galvanisation au zinc** pour protéger les canalisations et structures métalliques.

Objectifs d'apprentissage

- Définir oxydation et réduction en termes de transfert d'électrons ; identifier les espèces oxydantes et réductrices.
- Écrire les demi-équations d'oxydoréduction et les combiner pour obtenir l'équation bilan.
- Utiliser la classification électrochimique pour prévoir le sens d'évolution spontanée d'une réaction.
- Expliquer et illustrer les phénomènes de corrosion des métaux par le dioxygène de l'air.
- Comprendre et distinguer les deux modes de protection : passivation et anode sacrificielle.

1. Oxydation et réduction

DÉFINITION

Une **oxydation** est une **perte d'électrons** par une espèce chimique.

Une **réduction** est un **gain d'électrons** par une espèce chimique.

MOYEN MNÉMOTECHNIQUE — OIL RIG

O I L R I G

Oxidation Is Loss — Reduction Is Gain

(L'oxydation est une perte — La réduction est un gain [d'électrons])

COUPLE OXYDANT / RÉDUCTEUR

Un **couple oxydant/réducteur** (noté **Ox/Red**) regroupe deux espèces conjuguées qui se transforment l'une en l'autre par échange d'électrons. La relation générale est :



avec n le nombre d'électrons échangés (entier positif)

- L'espèce **Ox** (oxydant) est celle qui **capte** des électrons.
- L'espèce **Red** (réducteur) est celle qui **cède** des électrons.

Exemples de couples : Cu^{2+}/Cu , Zn^{2+}/Zn , Fe^{2+}/Fe , $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$.

ATTENTION

Une oxydation et une réduction ont toujours lieu **simultanément** : les électrons cédés par le réducteur sont immédiatement captés par l'oxydant. On ne peut pas avoir l'une sans l'autre. C'est pourquoi on parle de réaction d'**oxydoréduction**.

APPLICATION

Lors de la corrosion d'un tuyau en fer (Fe), le fer perd des électrons : $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$.

S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ? Identifier l'espèce oxydante et réductrice dans ce couple.

2. Demi-équations d'oxydoréduction

Une **demi-équation** traduit le gain ou la perte d'électrons pour un couple Ox/Red. Elle doit être équilibrée en charges électriques et en éléments chimiques.

MÉTHODE — ÉCRITURE D'UNE DEMI-ÉQUATION

Pour écrire la demi-équation de réduction du couple Ox/Red :

1. Écrire l'espèce oxydante à gauche et l'espèce réduite à droite.
2. Équilibrer les éléments autres que O et H.
3. Équilibrer les atomes d'oxygène en ajoutant des molécules H_2O .
4. Équilibrer les atomes d'hydrogène en ajoutant des ions H^+ (milieu acide ou neutre).
5. Équilibrer les charges électriques en ajoutant des électrons e^- du côté le plus chargé positivement.

Pour la demi-équation d'oxydation, écrire le réducteur à gauche et l'oxydant à droite, puis les électrons libérés apparaissent à droite.

EXEMPLES DE DEMI-ÉQUATIONS

Couple Fe^{2+}/Fe — réduction de l'ion fer(II) :



Vérification des charges : gauche $+2 + 2(-1) = 0$; droite 0. ✓

Couple Cu^{2+}/Cu — réduction de l'ion cuivre(II) :



Couple Zn^{2+}/Zn — oxydation du zinc (sens inverse) :



Couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ — réduction du dioxygène en milieu acide :



Vérification : charges à gauche $0 + 4(+1) + 4(-1) = 0$; charges à droite 0. ✓ — atomes O : 2 des deux côtés ✓

Couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ — réduction de l'ion fer(III) en ion fer(II) :



Ce couple intervient notamment dans la corrosion du fer en présence d'ions Fe^{3+} et dans les piles.

3. Écriture de l'équation bilan — combinaison de deux demi-équations

L'équation bilan d'une transformation d'oxydoréduction s'obtient en combinant la demi-équation de **réduction** et la demi-équation d'**oxydation**, de manière à éliminer les électrons de l'équation finale.

MÉTHODE

1. Écrire la demi-équation de **réduction** (l'oxydant capte des électrons).
2. Écrire la demi-équation d'**oxydation** (le réducteur cède des électrons).
3. Multiplier chaque demi-équation par un coefficient entier pour que le nombre d'électrons soit identique dans les deux demi-équations.
4. Additionner membre à membre ; les électrons se compensent et doivent disparaître.

EXEMPLE DÉTAILLÉ : RÉACTION DU ZINC AVEC LES IONS CUIVRE(II)

Situation : On plonge une lame de zinc Zn dans une solution de sulfate de cuivre CuSO_4 . On observe le dépôt d'un solide rougeâtre (cuivre métallique) sur la lame et la décoloration progressive de la solution bleue.

Étape 1 — Demi-équation de réduction (les ions Cu^{2+} sont réduits en Cu) :



Étape 2 — Demi-équation d'oxydation (le zinc Zn est oxydé en Zn^{2+}) :



Étape 3 — Le nombre d'électrons est déjà identique (2 électrons) dans les deux demi-équations : aucun coefficient multiplicateur n'est nécessaire.

Étape 4 — Addition de (1) et (2), puis simplification des 2e^- :



Le zinc (réducteur) est oxydé ; les ions cuivre (oxydant) sont réduits.

Vérification des charges : gauche $0 + (+2) = +2$; droite $+2 + 0 = +2$. ✓

Vérification des éléments : 1 Zn des deux côtés ✓ ; 1 Cu des deux côtés ✓.

ATTENTION

Les électrons ne doivent **jamais apparaître** dans l'équation bilan finale. Si des électrons subsistent après addition des deux demi-équations, les coefficients multiplicateurs ont été mal choisis.

4. Classification électrochimique des couples Ox/Red

Il est possible de **classer expérimentalement** les couples Ox/Red par ordre de pouvoir oxydant croissant (ou de pouvoir réducteur décroissant). Cette classification est établie par rapport à l'**électrode normale à hydrogène (ENH)** et donne le **potentiel standard de réduction E°** de chaque couple.

Classification électrochimique (extrait) — potentiel standard croissant vers le haut			
Oxydant (Ox) ↓ oxydant de + en + fort		réducteur de + en + fort ↑ Réducteur (Red)	E° (V)
Au^{3+}	/	Au	+1,40
Ag^+	/	Ag	+0,80
Cu^{2+}	/	Cu	+0,34
H^+	/	H_2	0,00
Fe^{2+}	/	Fe	-0,44
Zn^{2+}	/	Zn	-0,76
Al^{3+}	/	Al	-1,66
Mg^{2+}	/	Mg	-2,37

Les potentiels standard E° sont donnés par rapport à l'électrode normale à hydrogène (ENH), à 25 °C. Plus E° est élevé, plus l'oxydant est puissant ; plus E° est faible, plus le réducteur est puissant.

RÈGLE DU GAMMA (OU RÈGLE EN CROIX)

Une réaction d'oxydoréduction **spontanée** se produit entre :

- L'**oxydant le plus fort** — celui du couple ayant le potentiel E° le plus élevé (en haut dans la classification)
- Le **réducteur le plus fort** — celui du couple ayant le potentiel E° le plus faible (en bas dans la classification)

En traçant une diagonale (en forme de gamma) entre les deux espèces réactives dans la classification, on visualise directement la réaction qui se produit spontanément.

APPLICATION

On a les couples : Fe^{2+}/Fe ($E^\circ = -0,44 \text{ V}$) et Cu^{2+}/Cu ($E^\circ = +0,34 \text{ V}$). Appliquer la règle du gamma pour déterminer si une plaque de fer plongée dans une solution de Cu^{2+} va réagir. Écrire l'équation bilan.

APPLICATION DE LA RÈGLE DU GAMMA

On dispose des couples Cu^{2+}/Cu ($E^\circ = +0,34 \text{ V}$) et Zn^{2+}/Zn ($E^\circ = -0,76 \text{ V}$).

- Oxydant le plus fort : Cu^{2+} (potentiel le plus élevé)
- Réducteur le plus fort : Zn (potentiel le plus faible)

La réaction spontanée est donc $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$.

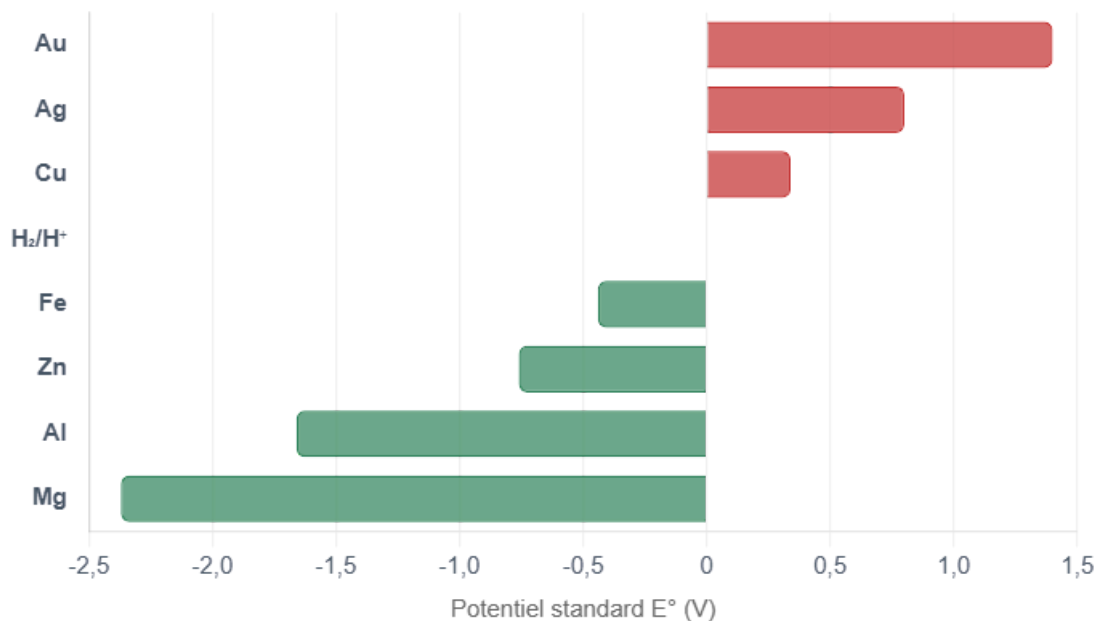
La réaction inverse ($\text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$) n'est **pas spontanée** dans les conditions standard.

ATTENTION

La règle du gamma permet de prévoir le **sens spontané** de la réaction (aspect thermodynamique). La **vitesse** de cette réaction (aspect cinétique) est une information distincte : une réaction peut être spontanée mais extrêmement lente. Par exemple, l'oxydation de l'or par l'air est spontanée mais négligeable en pratique — c'est pourquoi l'or est utilisé en joaillerie et en électronique.

5. Simulateur — Classification électrochimique interactive

Le graphique ci-dessous représente les potentiels standards E° de différents couples. Sélectionnez deux métaux pour voir si leur réaction est spontanée et laquelle se corrode en premier.



Métal 1 : Fer (Fe) $E^\circ = -0,44$ V



Métal 2 : Zinc (Zn) $E^\circ = -0,76$ V



Résultat : Le métal le plus réducteur est **Zn** ($E^\circ = -0,76$ V).

Il se corrode en premier (s'oxyde) : $Zn \rightarrow Zn^{n+} + n e^-$.

Le métal **Fe** ($E^\circ = -0,44$ V) est protégé.

Différence de potentiel : $\Delta E^\circ = 0,32$ V — réaction peu favorable.

Application professionnelle : pour protéger du Fe, utiliser du Zn comme anode sacrificielle.

6. Corrosion des métaux — oxydation par le dioxygène de l'air

DÉFINITION

La **corrosion** est la dégradation spontanée d'un métal par réaction chimique avec son environnement (dioxygène de l'air, eau, acides, sels dissous...). Il s'agit d'une réaction d'**oxydation du métal** par un agent extérieur.

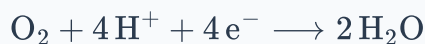
En présence de dioxygène de l'air O_2 et d'eau, le fer se corrode pour former la **rouille**, composée principalement d'oxyde de fer(III) hydraté $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$.

RÉACTION DE CORROSION DU FER PAR LE DIOXYGÈNE (MILIEU ACIDE)

Demi-équation d'oxydation du fer :



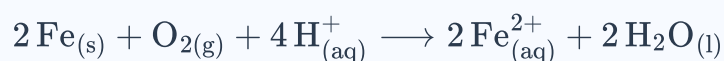
Demi-équation de réduction du dioxygène :



On multiplie la demi-équation du fer par 2 pour équilibrer les électrons (4 de chaque côté) :



Équation bilan (addition des deux demi-équations) :



Le fer est oxydé (réducteur) ; le dioxygène est réduit (oxydant).

Les ions Fe^{2+} sont ensuite ré-oxydés en Fe^{3+} par l'oxygène, puis précipitent en présence d'eau sous forme de rouille $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

CONDITIONS FAVORISANT LA CORROSION

- Présence simultanée d'eau et de dioxygène (milieu humide)
- Milieu acide (pH faible accélère fortement la corrosion)
- Présence de sels dissous : les ions Cl^{-} (eau de mer) accélèrent la corrosion en détruisant les couches protectrices
- Contact entre deux métaux de potentiels différents (corrosion galvanique)
- Températures élevées

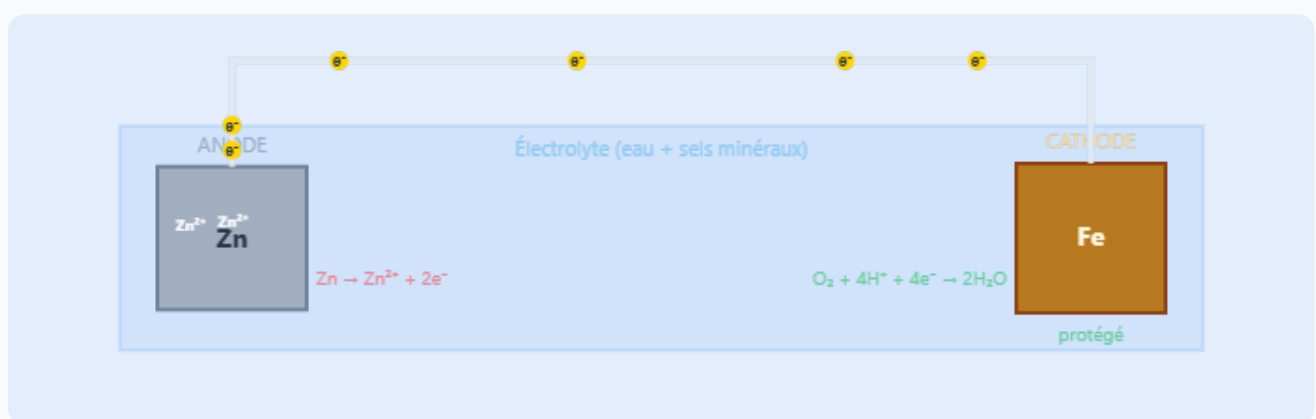
Les canalisations en acier d'un réseau de chauffage sont soumises à la corrosion par :

- L'eau chaude (dioxygène dissous) qui oxyde le fer des parois intérieures
- L'humidité de l'air extérieur qui attaque les parois extérieures non protégées
- Les condensats acides (CO_2 dissous dans l'eau $\rightarrow$ acide carbonique H_2CO_3)

Une fuite non détectée peut provoquer des dégâts importants dans un délai de quelques mois.

7. Animation — Protection par anode sacrificielle (zinc/fer)

L'animation ci-dessous montre le principe de la protection cathodique par anode sacrificielle. Les électrons libérés par l'oxydation du zinc circulent vers le fer, qui reste intact.



Zn s'oxyde

Anode — Zinc ($E^\circ = -0,76 \text{ V}$)

Fe intact

Cathode — Fer protégé

384

Électrons transférés

8. Passivation — formation d'une couche d'oxyde protectrice

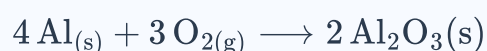
DÉFINITION

La **passivation** est le phénomène par lequel un métal, après avoir été légèrement oxydé, se recouvre d'une **couche d'oxyde fine, dense et très adhérente** qui isole le métal du milieu extérieur et **stoppe ou ralentit fortement** la poursuite de la corrosion. Le métal est dit *passivé*.

MÉTAUX PASSIVABLES ET LEUR OXYDE PROTECTEUR

Métal	Oxyde protecteur	Caractéristiques de la couche
Aluminium (Al)	Al_2O_3 (alumine)	Formée spontanément en quelques secondes à l'air ; épaisseur ~ 4 nm ; très dure, dense et adhérente
Chrome (Cr) / Acier inoxydable	Cr_2O_3	L'ajout de plus de 12 % de chrome à l'acier confère la passivation ; utilisé dans le médical, l'alimentaire et l'architecture
Titane (Ti)	TiO_2	Passivation très robuste et stable ; utilisé en aéronautique et pour les implants médicaux

La réaction de passivation de l'aluminium s'écrit :



Réaction spontanée à température ambiante — la couche d'alumine formée est auto-protectrice.

AVANTAGES DE L'ALUMINIUM EN AÉRONAUTIQUE ET EN INSTALLATION THERMIQUE

L'aluminium (et ses alliages) est massivement utilisé dans la construction aéronautique pour plusieurs raisons conjuguées :

- **Faible densité** : $\rho(\text{Al}) = 2,7 \text{ g/cm}^3$ contre $7,9 \text{ g/cm}^3$ pour l'acier — gain de masse = économies de carburant significatives.
- **Passivation naturelle** : la couche d'alumine Al_2O_3 protège le métal sans traitement supplémentaire coûteux ni entretien permanent.
- **Bonne résistance mécanique** des alliages d'aluminium à haute performance (séries 2xxx au cuivre, 7xxx au zinc).
- **En installation thermique** : les gaines de ventilation en aluminium bénéficient de cette protection naturelle dans les locaux humides.

LIMITES DE LA PASSIVATION

La couche d'oxyde peut être détruite :

- En milieu acide concentré ou en milieu très basique (l'alumine se dissout dans les bases fortes).
- En présence d'ions chlorure Cl^- en concentration élevée (eau de mer) qui perfore localement la couche protectrice.

À noter : pour le fer, la rouille $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ est **poreuse, friable et non adhérente** — elle n'assure aucune protection et la corrosion se poursuit jusqu'à la destruction totale de la pièce.

9. Protection par anode sacrificielle

DÉFINITION

La **protection par anode sacrificielle** (ou protection cathodique par anode galvanique) consiste à mettre en contact électrique le métal à protéger avec un **métal plus réducteur**, c'est-à-dire de potentiel standard E° plus faible. Ce métal "sacrifié" se corrode préférentiellement *à la place* du métal à protéger.

PRINCIPE ÉLECTROCHIMIQUE — POURQUOI L'ANODE SACRIFICIELLE SE CORRODE-T-ELLE EN PREMIER ?

D'après la règle du gamma, la réaction spontanée a lieu entre l'oxydant le plus fort (O_2) et le réducteur le plus fort. Si deux métaux M_1 (moins réducteur, E° plus élevé) et M_2 (plus réducteur, E° plus faible) sont en contact dans un milieu corrosif :

- M_2 (plus réducteur) joue le rôle d'**anode** : il cède ses électrons en premier — il est oxydé préférentiellement.
- M_1 (moins réducteur) joue le rôle de **cathode** : il reçoit les électrons — il est protégé de l'oxydation.

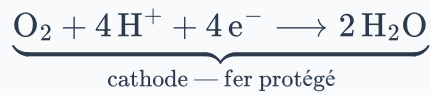
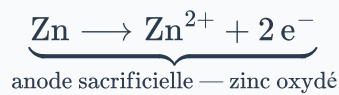
Le métal à protéger est maintenu à un potentiel suffisamment négatif pour ne pas s'oxyder : c'est la **protection cathodique**.

EXEMPLE : PROTECTION DE L'ACIER (FER) PAR LE ZINC — GALVANISATION

Comparaison des potentiels standard :

- $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} : E^\circ = -0,44 \text{ V}$
- $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} : E^\circ = -0,76 \text{ V}$

Le zinc est **plus réducteur** que le fer car $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) < E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$. D'après la règle du gamma, c'est le zinc qui est oxydé spontanément en premier :



Le fer est maintenu cathodique : il n'est pas oxydé. **Même si le revêtement de zinc est rayé et que le fer est localement exposé au milieu corrosif, il reste protégé** tant que du zinc est en contact électrique — contrairement à un simple revêtement de peinture ou d'étain.

APPLICATIONS DES ANODES SACRIFICIELLES EN INSTALLATION THERMIQUE

- **Ballon ECS** : anode en magnésium (Mg , $E^\circ = -2,37 \text{ V}$) à l'intérieur du ballon en acier ; se consume lentement et protège la cuve contre la corrosion par l'eau chaude. À remplacer tous les 2 à 5 ans selon la dureté de l'eau.
- **Galvanisation** : tôles de toiture, garde-corps, canalisations en acier galvanisé (zinc sur acier).
- **Coques de navires** : blocs de zinc boulonnés sur la coque métallique ; remplacés lors de chaque carénage.
- **Pipelines enterrés** : anodes de magnésium Mg connectées aux conduites en acier sur de grandes longueurs.
- **Structures offshore** : plateformes pétrolières, piliers de ponts immergés, éoliennes offshore.

REEMPLACEMENT RÉGULIER OBLIGATOIRE

L'anode sacrificielle se **consomme progressivement** au cours du temps (elle s'oxyde à la place du métal protégé). Elle doit être **inspectée et remplacée régulièrement**. Une anode épuisée ne protège plus le métal principal, qui se corrode alors normalement.

APPLICATION

Un technicien de maintenance énergétique vérifie l'anode magnésium d'un ballon ECS. Les couples sont : Mg^{2+}/Mg ($E^\circ = -2,37 \text{ V}$) et Fe^{2+}/Fe ($E^\circ = -0,44 \text{ V}$). Expliquer pourquoi le magnésium protège le ballon en acier.

10. Tableau récapitulatif des méthodes de protection contre la corrosion

Méthode de protection	Principe chimique	Exemples professionnels	Avantages	Limites
Passivation naturelle	Couche d'oxyde dense et adhérente (Al_2O_3 , Cr_2O_3 , TiO_2)	Gaines aluminium, acier inox robinetterie	Automatique, sans entretien courant	Détruite par Cl^- ou milieu très acide/basique
Revêtement de surface	Isolation physique (barrière mécanique)	Peinture anticorrosion sur charpentes	Simple, économique, esthétique	Inefficace si rayé ou écaillé
Galvanisation (zinc)	Barrière + protection électrochimique si rayure	Canalisations galvanisées, garde-corps	Double protection ; efficace même si rayé	Zinc se consomme ; limité en milieu très agressif
Anode sacrificielle (Mg, Zn)	Métal plus réducteur s'oxyde en premier	Ballon ECS (Mg), canalisations enterrées	Protection active ; simple à poser	À surveiller et remplacer régulièrement
Protection cathodique imposée	Courant électrique maintient le métal cathodique	Grands réseaux de pipelines	Permanente et ajustable	Nécessite énergie continue et surveillance

💡 À retenir absolument

- Une **oxydation** est une perte d'électrons ; une **réduction** est un gain d'électrons.
Mémo : **OIL RIG**.
- Les deux phénomènes sont toujours **simultanés** : transfert d'électrons du réducteur vers l'oxydant.
- La **règle du gamma** : l'oxydant le plus fort (E° élevé) réagit spontanément avec le réducteur le plus fort (E° faible).
- La **corrosion du fer** est due à son oxydation par O_2 ; la rouille est poreuse et n'assure aucune protection.
- La **passivation** ($\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$; acier inox $\rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$) crée une couche d'oxyde dense et protectrice.
- L'**anode sacrificielle** (Mg pour ballon ECS, Zn pour acier) se corrode en premier et protège le métal moins réducteur.

11. Bilan — Synthèse du chapitre

Formules et notions clés

- Oxydation : $\text{Red} \rightarrow \text{Ox} + n \text{e}^-$ (perte d' e^-)
- Réduction : $\text{Ox} + n \text{e}^- \rightarrow \text{Red}$ (gain d' e^-)
- Équation bilan : somme des demi-équations (sans e^- à la fin)
- Règle du gamma : sens spontané = Ox fort + Red fort
- Classification : E° croissant du bas vers le haut

Applications professionnelles

- Anode Mg dans ballon ECS (à changer tous 2-5 ans)
- Galvanisation tuyaux acier/zinc
- Gaines alu passivées naturellement
- Acier inox robinetterie (Cr_2O_3)
- Vérification pH de l'eau du circuit chauffage

12. Mini-exercices corrigés

► ► Exercice 1 — Demi-équations et équation bilan (anode Mg / acier)

► ► Exercice 2 — Règle du gamma : acier en contact avec cuivre

► ► Exercice 3 — Passivation de l'aluminium (gaines CTA)

► ► Exercice 4 — Anode sacrificielle : durée de vie (ballon ECS)

Erreurs fréquentes

✗ Confondre oxydation et réduction

Oxydation = perte d'électrons (OIL). Réduction = gain d'électrons (RIG). Un élève dit souvent qu'un métal qui "rouille" est réduit — c'est faux : il est oxydé (il perd des

électrons).

Conseil : mémoriser OIL RIG (Oxidation Is Loss, Reduction Is Gain).

❌ Oublier d'équilibrer les charges dans les demi-équations

Une demi-équation doit être équilibrée en atomes ET en charges. Vérifier que la somme des charges à gauche = somme des charges à droite.

Conseil : compter les charges des deux côtés avant de valider une demi-équation.

❌ Appliquer la règle du gamma dans le mauvais sens

La réaction spontanée se fait entre l'oxydant du couple de potentiel le PLUS ÉLEVÉ et le réducteur du couple de potentiel le PLUS FAIBLE. Inverser les potentiels donne un sens de réaction faux.

Conseil : dessiner la classification avec les potentiels croissants vers le haut avant d'appliquer la règle.

❌ Croire que l'anode sacrificielle protège par barrière physique

L'anode sacrificielle protège par principe électrochimique (elle est oxydée à la place). Si elle est simplement posée à côté sans contact électrique, elle ne protège pas. Le contact électrique direct est indispensable.

Conseil : vérifier toujours la connexion électrique de l'anode lors d'une maintenance.

Simulations interactives

[Oxydoréduction](#)

[Pile électrochimique](#)

07

Oxydoréduction et protection des métaux contre la corrosion

Oxydoréduction et protection des métaux contre la corrosion | Terminale Bac Pro
ICCER (Grpt 1)

[Socle](#)[Standard](#)[Approfondissement](#)[Tout voir](#)**Objectifs du chapitre**[cliquer pour développer](#)

Rappels du cours — formules essentielles

Demi-équation d'oxydation (réducteur perd des électrons) :



Demi-équation de réduction (oxydant gagne des électrons) :



Équation bilan : on additionne les deux demi-équations en égalisant le nombre d'électrons échangés.

Couples redox classiques et potentiels standard :

Couple	E° (V)	Caractère
Zn^{2+}/Zn	-0,76 V	Zn : réducteur très fort
Fe^{2+}/Fe	-0,44 V	Fe : réducteur fort
H^{+}/H_2	0,00 V	référence
Cu^{2+}/Cu	+0,34 V	Cu^{2+} : oxydant modéré
$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$	+1,23 V	O_2 : oxydant fort

Règle du gamma : la réaction spontanée met en jeu l'oxydant du couple de E° le plus élevé avec le réducteur du couple de E° le plus faible.

Force électromotrice d'une pile : $E = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$ (cathode = réduction, anode = oxydation)

Quantité d'électrons et masse déposée : $Q = I \times t \mid n(e^{-}) = \frac{Q}{F}$ ($F = 96\,500 \text{ C/mol}$) |

$$m = n \times M$$

Protection cathodique : l'anode sacrificielle (métal de E° inférieur) s'oxyde à la place du métal à protéger.

$$\text{Épaisseur de dépôt : } e = \frac{m}{\rho \times S}$$

EXERCICE 1 Vocabulaire de l'oxydoréduction — QCM

SOCLE

Pour chaque affirmation, entourer la bonne réponse.

1. Un **oxydant** est une espèce chimique qui :
a) perd des électrons b) gagne des électrons c) ne change pas
2. Un **réducteur** est une espèce chimique qui :
a) perd des électrons b) gagne des électrons c) ne change pas
3. L'oxydation correspond à :
a) un gain d'électrons b) une perte d'électrons c) un échange de protons
4. Dans le couple Fe^{2+}/Fe , l'oxydant est :
a) Fe b) Fe^{2+} c) les deux
5. La rouille se forme parce que le fer :
a) est réduit b) est oxydé c) ne réagit pas

Mes calculs :

EXERCICE 2 Compléter les demi-équations — texte à trous

SOCLE

Compléter les demi-équations suivantes en remplaçant les cases vides.



4. Pour la question 1, s'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ? Justifier en une phrase.

Mes calculs :

EXERCICE 3 Identifier oxydant et réducteur — réaction Fe / CuSO₄ (guidé)

SOCLE

On plonge un clou en fer dans une solution de sulfate de cuivre CuSO₄. On observe un dépôt rougeâtre (cuivre) sur le clou.

La réaction bilan est : $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$

1. Compléter : « Le fer passe de Fe à Fe²⁺ : il des électrons. C'est donc le . »
2. Compléter : « L'ion Cu²⁺ passe à Cu : il des électrons. C'est donc l'. »
3. Écrire la demi-équation d'oxydation du fer (aide : les électrons sont *à droite* de la flèche).
4. Écrire la demi-équation de réduction du cuivre (aide : les électrons sont *à gauche* de la flèche).

Mes calculs :

EXERCICE 4 Classer les métaux — tableau guidé

SOCLE

On donne les potentiels standard suivants :

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

1. Compléter : « Plus E° est , plus le métal est un bon . »
2. Quel métal est le meilleur réducteur parmi Zn, Fe et Cu ? Justifier.
3. Peut-on utiliser du cuivre comme anode sacrificielle pour protéger le fer ? Répondre par oui ou non et justifier en une phrase.

Mes calculs :

EXERCICE 5 Identifier oxydant et réducteur — réaction Fe / CuSO₄

STANDARD

On plonge un clou en fer dans une solution de sulfate de cuivre CuSO₄. On observe le dépôt d'un solide rougeâtre (cuivre) sur le clou et la disparition progressive des ions Cu²⁺ en solution.

La réaction bilan observée est : $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

1. Identifier l'oxydant et le réducteur dans cette réaction. Justifier en indiquant quelle espèce perd ou gagne des électrons.
2. Écrire la demi-équation d'oxydation (le réducteur cède ses électrons).
3. Écrire la demi-équation de réduction (l'oxydant capte les électrons).
4. Vérifier que la somme des deux demi-équations redonne bien l'équation bilan.

Mes calculs :

EXERCICE 6 Comparer le pouvoir réducteur et oxydant — Zn^{2+}/Zn et Cu^{2+}/Cu

STANDARD

On donne les potentiels standard des couples redox :

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

1. Lequel des deux métaux (Zn ou Cu) est le meilleur réducteur ? Justifier en utilisant les valeurs de E° .
2. Lequel des deux ions (Zn^{2+} ou Cu^{2+}) est le meilleur oxydant ? Justifier.
3. D'après la règle du gamma, la réaction entre Zn et Cu^{2+} est-elle spontanée ? Et la réaction entre Cu et Zn^{2+} ?

Mes calculs :

EXERCICE 7 La rouille — réaction de corrosion du fer en milieu aéré

STANDARD

Le fer se corrompt en présence d'eau et de dioxygène O_2 dissous. Les deux couples redox en jeu sont :

Fe^{2+}/Fe ($E^\circ = -0,44$ V) et O_2/H_2O ($E^\circ = +1,23$ V)

1. D'après les valeurs de E° , quel est l'oxydant et quel est le réducteur dans la réaction de corrosion ?
2. Écrire la demi-équation de réduction de O_2 en milieu acide :
 $O_2 + 4H^+ + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$. Vérifier l'équilibre des charges.
3. Écrire la demi-équation d'oxydation du fer.
4. En équilibrant le nombre d'électrons échangés, écrire l'équation bilan de la corrosion du fer. Identifier l'étape d'oxydation et l'étape de réduction.

Mes calculs :

Exercices guidés

EXERCICE 8 Pile zinc-cuivre — calcul guidé pas à pas

SOCLE

On réalise une pile avec une électrode de zinc et une électrode de cuivre.

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

Méthode

Rappel :

l'

anode

= oxydation = E° le plus faible. La

cathode

= réduction = E° le plus élevé. La fem est $E = E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}}$.

1. Compléter : « $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ est le plus donc le zinc est l'. »
2. Compléter : « $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ est le plus donc le cuivre est la . »
3. Calculer la fem de la pile en complétant :
 $E = E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}} = \text{} - \text{} = \text{} \text{ V}$
4. Quel métal se dissout pendant le fonctionnement de la pile ? L'anode ou la cathode ?

Mes calculs :

EXERCICE 9 Chauffe-eau — anode sacrificielle (guidé)

SOCLE

Un installateur thermique remplace l'anode en magnésium d'un chauffe-eau. La cuve est en acier (fer).

Données : $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$ | $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$

1. Comparer les valeurs de E° : quel métal est le meilleur réducteur ?
2. Compléter : « Le magnésium s'oxyde du fer. La cuve est . »
3. Pourquoi faut-il remplacer l'anode régulièrement ?

Mes calculs :

EXERCICE 10 Pile zinc-cuivre — calcul de la fem

STANDARD

On réalise une pile électrochimique avec :

- une électrode de zinc (Zn) plongée dans une solution de ZnSO_4 ;
- une électrode de cuivre (Cu) plongée dans une solution de CuSO_4 .

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

Méthode

Méthode :

Dans une pile, l'

anode

est le siège de l'

oxydation

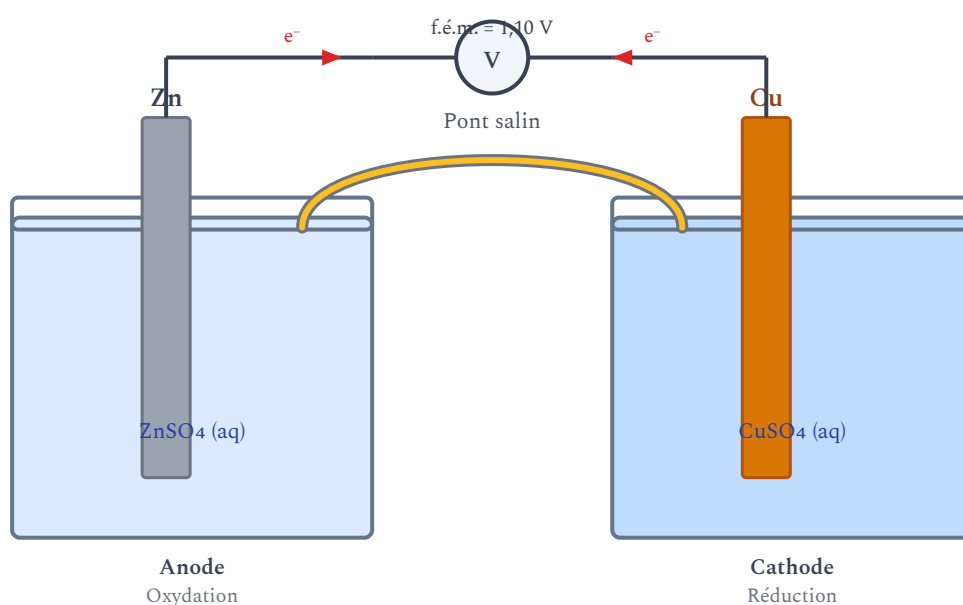
(le métal le plus réducteur, E° le plus faible). La

cathode

est le siège de la

réduction

(E° le plus élevé). La fem est $E = E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}}$.



1. Identifier l'anode et la cathode. Justifier avec les valeurs de E° .
2. Écrire la demi-réaction à l'anode.

3. Écrire la demi-réaction à la cathode.

4. Écrire l'équation bilan de la réaction de la pile.

5. Calculer la force électromotrice E de la pile. Quel métal se dissout lors du fonctionnement de la pile ?

Mes calculs :

EXERCICE 11 Protection par anode sacrificielle — masse de zinc consommée

STANDARD

Une canalisation en acier (fer) enterrée est protégée par une anode sacrificielle en zinc fixée à la paroi.

Données : $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ | $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ |

$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$

$M_{\text{Zn}} = 65 \text{ g/mol}$ | lors du fonctionnement, $n(e^-) = 0,5 \text{ mol}$ ont été échangés.

1. Expliquer le principe de protection cathodique par anode sacrificielle.
2. Pourquoi utilise-t-on du zinc et non du cuivre comme anode sacrificielle pour protéger le fer ? Justifier à l'aide des potentiels standard.
3. Écrire la demi-réaction à l'anode sacrificielle (zinc) et à la cathode (fer).
4. Si $n(e^-) = 0,5 \text{ mol}$ ont été échangés, calculer la quantité de matière de zinc consommée, puis la masse de zinc m_{Zn} .

Mes calculs :

Exercices d'application

EXERCICE 12 Galvanisation — calcul de l'épaisseur de zinc déposée

STANDARD

La galvanisation est un procédé de protection de l'acier par dépôt d'une couche de zinc en surface. Une pièce en acier est plongée dans un bain de zinc fondu.

Données : masse de zinc déposée $m_{\text{Zn}} = 50 \text{ g}$, surface de la pièce $S = 0,5 \text{ m}^2$, densité du zinc $\rho_{\text{Zn}} = 7\,133 \text{ kg/m}^3$.

Formule de l'épaisseur : $e = \frac{m}{\rho \times S}$

1. Citer deux avantages de la galvanisation par rapport à la protection par peinture seule.
2. Expliquer brièvement pourquoi la galvanisation protège l'acier même si le revêtement est légèrement rayé (aspect redox).
3. Convertir la masse de zinc en kg, puis calculer l'épaisseur de zinc déposée en mètres. Exprimer le résultat en micromètres (μm).

Mes calculs :

EXERCICE 13 Électrolyse — dépôt de cuivre (cuivrage)

APPROFONDISSEMENT

On réalise un dépôt électrolytique de cuivre (cuivrage) sur une pièce en acier.

Données : tension $U = 6 \text{ V}$, intensité $I = 2 \text{ A}$, durée $t = 30 \text{ min}$.

Demi-équation cathodique : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$

$M_{\text{Cu}} = 64 \text{ g/mol}$ | $F = 96\,500 \text{ C/mol}$

1. Calculer la charge Q (en coulombs) ayant traversé le circuit.
2. En déduire la quantité de matière d'électrons $n(\text{e}^-)$.
3. D'après la demi-équation, calculer la quantité de matière de cuivre déposée $n(\text{Cu})$.
4. Calculer la masse de cuivre déposée m_{Cu} .

Mes calculs :

EXERCICE 14 Corrosion dans une installation de chauffage — vrai ou faux

SOCLE

Un plombier chauffagiste intervient sur un circuit de chauffage. Répondre par **vrai** ou **faux** et corriger les affirmations fausses.

1. La rouille se forme quand le fer est réduit.
2. Une anode sacrificielle en zinc protège l'acier car le zinc s'oxyde à la place du fer.
3. Le cuivre peut servir d'anode sacrificielle pour protéger l'acier.
4. La galvanisation consiste à recouvrir l'acier d'une couche de zinc.
5. En présence d'eau, le contact direct acier/cuivre dans un circuit de chauffage ne pose aucun problème.

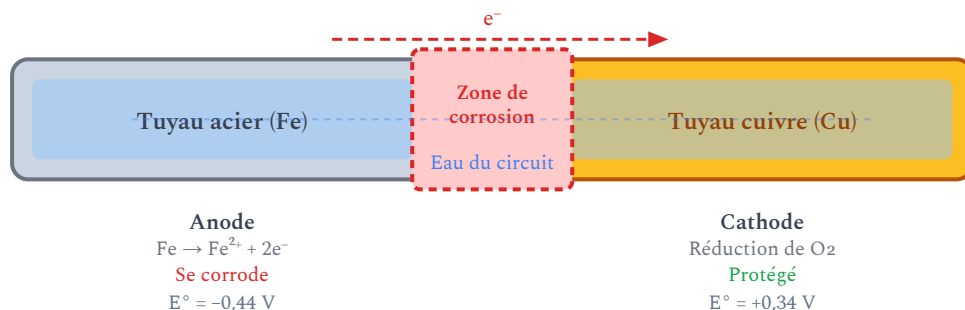
Mes calculs :

EXERCICE 15 Circuit de chauffage mixte acier/cuivre — corrosion galvanique

STANDARD

Un plombier chauffagiste installe un circuit de chauffage central comprenant des canalisations en acier (fer) et des raccords en cuivre. Il sait que la mise en contact direct de deux métaux différents en présence d'eau peut provoquer une corrosion galvanique accélérée.

Données : $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ | $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$



1. Expliquer le phénomène de corrosion galvanique en termes redox : lorsque les deux métaux sont en contact électrique via l'eau, quel métal joue le rôle d'anode et lequel joue le rôle de cathode ?
2. Quel métal se corrode préférentiellement ? Justifier avec les valeurs de E° .
3. Écrire la demi-réaction à l'anode et à la cathode.
4. Quelle solution technique le plombier chauffagiste doit-il adopter pour limiter la corrosion galvanique ? Expliquer le rôle de chaque solution.

Mes calculs :

EXERCICE 16

Traitement de l'eau d'un circuit de chauffage — inhibiteurs de corrosion

APPROFONDISSEMENT

Un technicien de maintenance énergétique contrôle l'eau d'un circuit de chauffage fermé. L'analyse révèle une concentration en ions fer(II) de $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,01 \text{ mol/L}$. Il ajoute un traitement à base de polyphosphates pour réduire la corrosion interne des canalisations en acier.

Données : $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g/mol}$

1. La présence d'ions Fe^{2+} dans l'eau de circuit est-elle le signe d'une oxydation ou d'une réduction du fer ? Justifier en écrivant la demi-équation correspondante.
2. Expliquer en termes redox pourquoi l'ajout de polyphosphates ralentit la corrosion. (Les polyphosphates forment une couche protectrice en précipitant à la surface du métal, réduisant le contact entre le fer et l'eau/oxygène.)
3. Calculer la concentration massique $\gamma(\text{Fe}^{2+})$ en g/L sachant que $c = 0,01 \text{ mol/L}$. Ce taux est-il préoccupant ? (Valeur indicative : au-delà de 0,2 mg/L soit 0,0002 g/L, l'eau est considérée comme corrosive.)

Mes calculs :

EXERCICE 17 Dimensionnement d'une anode sacrificielle de chauffe-eau

APPROFONDISSEMENT

Un installateur thermique doit choisir une anode sacrificielle en magnésium pour un chauffe-eau de 200 L dont la cuve est en acier. Le fabricant indique que le courant de corrosion moyen mesuré dans l'eau de ville locale est $I = 15 \text{ mA}$.

Données : $M_{\text{Mg}} = 24,3 \text{ g/mol}$ | $F = 96\,500 \text{ C/mol}$

Demi-équation d'oxydation du magnésium : $\text{Mg} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$

L'anode disponible a une masse initiale de 400 g.

1. Justifier le choix du magnésium comme anode sacrificielle pour protéger l'acier, en utilisant les potentiels standard : $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$ et $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.
2. Calculer la charge Q (en coulombs) débitée en un an, sachant que $I = 15 \text{ mA}$ et que l'on considère 1 an = 365,25 jours.
3. En déduire la quantité de matière d'électrons échangés en un an.
4. Calculer la masse de magnésium consommée en un an.
5. L'anode de 400 g pourra-t-elle assurer la protection pendant 5 ans sans remplacement ? Justifier par le calcul et proposer une fréquence de remplacement adaptée.

Mes calculs :

EXERCICE 18 Galvanisation et protection d'une canalisation — problème complet

APPROFONDISSEMENT

Un technicien CVC doit protéger une canalisation en acier de diamètre extérieur $d = 50 \text{ mm}$ et de longueur $L = 12 \text{ m}$ par galvanisation à chaud. Le cahier des charges impose une épaisseur minimale de zinc de $e = 80 \text{ }\mu\text{m}$.

Données : $\rho_{\text{Zn}} = 7\,133 \text{ kg/m}^3$ | $M_{\text{Zn}} = 65 \text{ g/mol}$ | $F = 96\,500 \text{ C/mol}$

Prix du zinc : 2,80 euros/kg | Surface latérale d'un cylindre : $S = \pi \times d \times L$

1. Calculer la surface extérieure de la canalisation en m^2 .
2. Calculer la masse de zinc nécessaire pour obtenir l'épaisseur minimale de $80 \text{ }\mu\text{m}$ sur toute la surface. (Utiliser $m = \rho \times e \times S$)
3. En déduire le coût matière du zinc pour cette protection.
4. Calculer la quantité de matière de zinc correspondante et en déduire la charge totale Q qu'il faudrait fournir pour réaliser ce dépôt par électrolyse (au lieu de la galvanisation à chaud). Commenter la faisabilité.
5. Expliquer pourquoi, même si la couche de zinc est rayée accidentellement lors de la pose, la canalisation reste protégée. Comparer avec une simple peinture anticorrosion.

Mes calculs :

EXERCICE 19 Associer oxydant et réducteur**SOCLE**

Pour chaque couple redox ci-dessous, indiquer qui est l'oxydant et qui est le réducteur :

Couple	Oxydant	Réducteur
Cu^{2+}/Cu	...	...
Fe^{2+}/Fe	...	...
Zn^{2+}/Zn	...	...
$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$	...	...

Mes calculs :

EXERCICE 20 Compléter des demi-équations**SOCLE**

Compléter les demi-équations suivantes :



Mes calculs :

EXERCICE 21 Vrai ou faux – corrosion et protection

SOCLE

Affirmation	Vrai	Faux
La rouille est de l'oxyde de fer produit par oxydation du fer.	☐	☐
Le cuivre rouille comme le fer.	☐	☐
La galvanisation consiste à recouvrir l'acier de zinc.	☐	☐
Une anode sacrificielle est un métal plus noble que le métal à protéger.	☐	☐
L'oxygène et l'eau sont nécessaires à la corrosion du fer.	☐	☐

Mes calculs :

EXERCICE 22 Classer les métaux par réactivité

SOCLE

Voici quatre métaux avec leur potentiel standard :

- Cuivre : $E^\circ = +0,34 \text{ V}$
- Fer : $E^\circ = -0,44 \text{ V}$
- Zinc : $E^\circ = -0,76 \text{ V}$
- Aluminium : $E^\circ = -1,66 \text{ V}$

1. Classer ces métaux du plus réducteur au moins réducteur.
2. Lequel s'oxyde le plus facilement ?
3. Lequel peut servir d'anode sacrificielle pour protéger le fer ?

Mes calculs :

EXERCICE 23 Corrosion d'un tuyau en acier – écrire l'équation bilan

STANDARD

Un plombier chauffagiste constate de la rouille sur un tuyau en acier d'un circuit de chauffage. La corrosion fait intervenir les couples Fe^{2+}/Fe ($E^\circ = -0,44 \text{ V}$) et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ ($E^\circ = +1,23 \text{ V}$).

1. Quel est l'oxydant ? Quel est le réducteur ? Justifier avec les potentiels.
2. Écrire la demi-équation d'oxydation du fer.
3. Écrire la demi-équation de réduction de l'oxygène : $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$.
4. Écrire l'équation bilan en égalisant les électrons.

Mes calculs :

EXERCICE 24 Couplage galvanique cuivre-acier en plomberie

STANDARD

Un installateur thermique raccorde un tuyau en acier à un tuyau en cuivre sans raccord diélectrique. Les deux métaux sont en contact direct dans l'eau du circuit.

Données : $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.

1. Quel métal va se corroder en priorité ? Justifier.
2. Écrire les demi-équations des réactions qui se produisent.
3. Que risque-t-on pour l'installation de chauffage ?
4. Proposer une solution technique pour éviter ce problème.

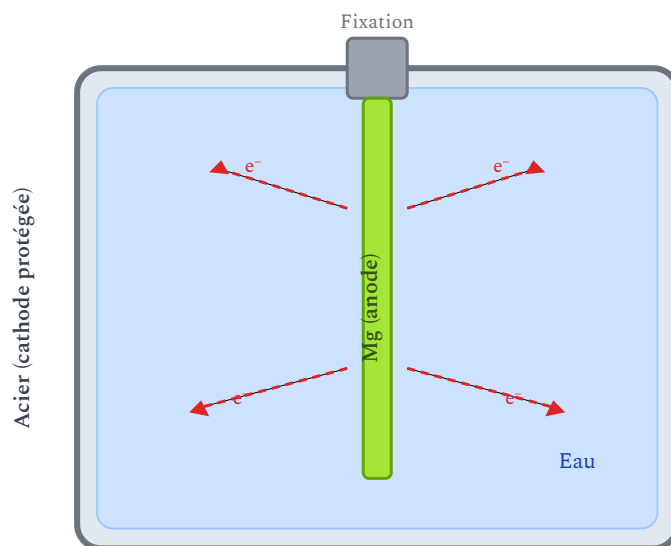
Mes calculs :

EXERCICE 25 Anode sacrificielle d'un ballon d'eau chaude

STANDARD

Un technicien de maintenance remplace l'anode en magnésium d'un ballon d'eau chaude sanitaire en acier émaillé. L'anode pèse 500 g quand elle est neuve.

Données : $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $M(\text{Mg}) = 24 \text{ g/mol}$.



Le Mg s'oxyde à la place de l'acier : protection cathodique

1. Pourquoi le magnésium protège-t-il l'acier ? Justifier avec les potentiels.
2. Écrire la demi-équation d'oxydation du magnésium.
3. Calculer la quantité de matière de magnésium dans l'anode neuve.
4. L'anode pèse 180 g après 3 ans. Quelle masse de magnésium a été consommée ? L'anode doit-elle être remplacée ?

Mes calculs :

EXERCICE 26 Prédire une réaction avec la règle du gamma

STANDARD

On plonge une lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre (Cu^{2+}).

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

1. Identifier l'oxydant et le réducteur mis en présence.
2. La réaction est-elle spontanée ? Justifier avec les potentiels.
3. Écrire les deux demi-équations et l'équation bilan.
4. Qu'observe-t-on expérimentalement ?

Mes calculs :

EXERCICE 27 Pile cuivre-zinc – calcul de la f.é.m.**APPROFONDISSEMENT**

On réalise une pile cuivre-zinc (pile Daniell). Les deux demi-piles sont reliées par un pont salin.

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

1. Identifier la cathode et l'anode. Justifier.
2. Calculer la f.é.m. de la pile : $E = E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}}$.
3. Écrire les réactions à chaque électrode et l'équation bilan.
4. La pile débite un courant de $I = 0,5 \text{ A}$ pendant 2 heures. Calculer la charge Q , le nombre de moles d'électrons échangées et la masse de zinc consommée ($M(\text{Zn}) = 65 \text{ g/mol}$).

Mes calculs :

EXERCICE 28 Durée de vie d'une anode sacrificielle**APPROFONDISSEMENT**

Un technicien de maintenance installe une anode en zinc de masse $m = 2$ kg sur un échangeur thermique en acier. Le courant de corrosion moyen est estimé à $I = 15$ mA.

Données : $M(\text{Zn}) = 65$ g/mol ; $F = 96\,500$ C/mol ; $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$.

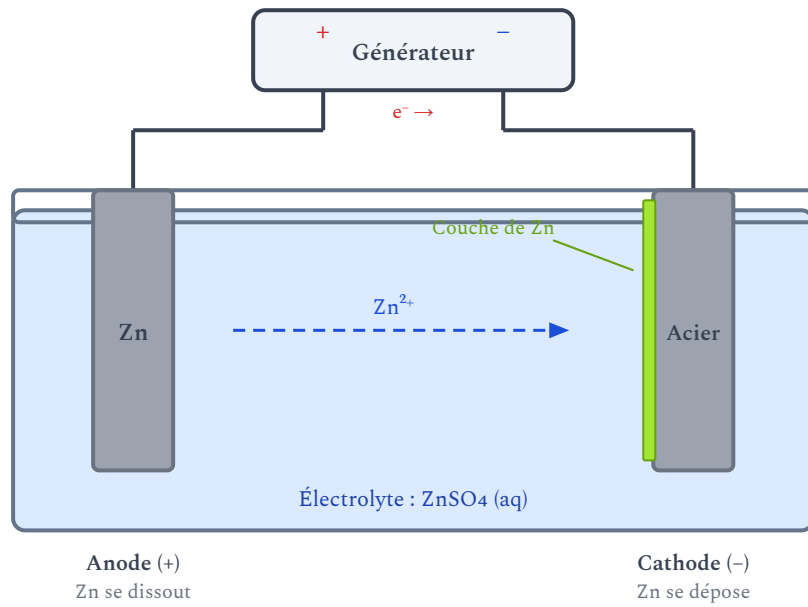
1. Calculer la quantité de matière de zinc dans l'anode.
2. Calculer le nombre de moles d'électrons que l'anode peut fournir.
3. Calculer la charge totale Q correspondante.
4. Calculer la durée de vie de l'anode en secondes, puis en années.
5. Quand faut-il prévoir le remplacement ?

Mes calculs :

EXERCICE 29 Zingage électrolytique d'un raccord**APPROFONDISSEMENT**

Un technicien doit déposer une couche de zinc de $e = 25 \mu\text{m}$ sur un raccord en acier de surface $S = 80 \text{ cm}^2$. L'électrolyse est réalisée avec un courant de $I = 2 \text{ A}$.

Données : $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g/mol}$; $\rho_{\text{Zn}} = 7\,133 \text{ kg/m}^3$; $F = 96\,500 \text{ C/mol}$; $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$.



1. Calculer le volume de zinc à déposer : $V = e \times S$.
2. Calculer la masse de zinc correspondante : $m = \rho \times V$.
3. Calculer la quantité de matière de zinc, puis le nombre de moles d'électrons nécessaires.
4. Calculer la charge Q et la durée de l'électrolyse.

Mes calculs :

EXERCICE 30 Étude complète – protection d'un circuit de chauffage

APPROFONDISSEMENT

Un ingénieur thermicien doit choisir la protection anticorrosion pour un circuit de chauffage collectif en acier. Il compare trois solutions :

Solution	Principe	Coût installation	Durée de vie	Entretien
A – Anode Mg	Protection cathodique	400 €	8 ans	Remplacement anode tous les 8 ans (200 €)
B – Inhibiteur chimique	Film passivant	150 €	Renouvellement annuel	150 €/an
C – Tuyaux inox	Acier inoxydable	3 500 €	30 ans	Aucun

1. Expliquer le principe de protection de chaque solution.
2. Calculer le coût total sur 30 ans pour chaque solution.
3. Calculer le coût annualisé (coût total / 30).
4. Quelle solution recommander ? Discuter des avantages et inconvénients.

Mes calculs :

À retenir — Oxydoréduction et protection des métaux

- L'**oxydation** est une perte d'électrons ; la **réduction** est un gain d'électrons.
 - L'**oxydant** capte des électrons ($\text{Ox} + n e^- \rightarrow \text{Red}$) ; le **réducteur** en cède ($\text{Red} \rightarrow \text{Ox} + n e^-$).
 - Plus le **potentiel standard** E° est faible, plus l'espèce réduite est un bon **réducteur**.
 - La **règle du gamma** prédit la réaction spontanée : oxydant (E° élevé) + réducteur (E° faible).
 - La **force électromotrice** d'une pile : $E = E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}} > 0$.
 - L'**anode sacrificielle** (Zn) protège le fer car $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) < E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$: le zinc s'oxyde en premier.
 - En circuit de chauffage, le contact acier/cuivre sans isolation électrique provoque une **corrosion galvanique** de l'acier → utiliser des **manchons diélectriques**.
-

Oxydoréduction et protection des métaux contre la corrosion

Oxydoréduction et protection des métaux contre la corrosion | Terminale Bac Pro
ICCER (Grpt 1)

Socle

Standard

Approfondissement

Tout voir



Objectifs du chapitre

[cliquer pour développer](#)**Durée**

55 minutes

Barème

20 points

Documents

Non autorisés (sauf fiche de données fournie)

Calculatrice

Non nécessaire

Fiche de données — Classification électrochimique (extrait)

Couple Ox/Red	Potentiel standard E° (V)
Au^{3+}/Au	+1,50
$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$	+1,23
Ag^+/Ag	+0,80
Cu^{2+}/Cu	+0,34
Fe^{2+}/Fe	-0,44
Zn^{2+}/Zn	-0,76
Mg^{2+}/Mg	-2,37

Plus E° est élevé $\rightarrow$ oxydant plus fort | Plus E° est faible $\rightarrow$ réducteur plus fort

EXERCICE 1 Vocabulaire de l'oxydoréduction — QCM et texte à trous**7 points****SOCLE****Partie A — QCM (entourer la bonne réponse)**

1. Un oxydant est une espèce qui :
a) perd des électrons b) gagne des électrons c) n'échange pas d'électrons (0,5 pt)
2. Un réducteur est une espèce qui :
a) perd des électrons b) gagne des électrons c) n'échange pas d'électrons (0,5 pt)
3. Dans le couple Cu^{2+}/Cu , l'oxydant est :
a) Cu b) Cu^{2+} c) les deux (0,5 pt)
4. La rouille se forme parce que le fer :
a) est réduit b) est oxydé c) est inerte (0,5 pt)

Partie B — Compléter les phrases

5. Compléter la demi-équation d'oxydation du fer :
 $\text{Fe} \longrightarrow \square + \square \text{e}^-$ (1 pt)
6. Compléter la demi-équation de réduction du cuivre :
 $\square + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$ (1 pt)
7. D'après la fiche de données, classer les métaux Cu, Fe et Zn du **moins bon** au **meilleur** réducteur :
 $\square < \square < \square$ (1 pt)
8. Compléter : « Plus le potentiel standard E° est $\square$, plus le métal est un bon $\square$. » (1 pt)
9. La demi-équation d'oxydation du zinc s'écrit : $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$.
En additionnant avec la réduction du cuivre (question 6), écrire l'équation bilan. (1 pt)

EXERCICE 2 Corrosion du fer — étapes guidées

8 points

SOCLE

Un plombier chauffagiste observe de la rouille sur une canalisation en acier (fer) exposée à l'air humide dans un local technique.

Données : $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ V}$ | $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$

Demi-équation de réduction de O_2 (fournie) : $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

1. Compléter : « $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ V}$ est à $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$. Donc O_2 est l' et Fe est le . » (1,5 pt)

2. Compléter la demi-équation d'oxydation du fer :



3. La demi-équation de réduction de O_2 consomme 4e^- . La demi-équation du fer n'en libère que 2e^- . Par quel nombre faut-il multiplier la demi-équation du fer pour équilibrer ? (1 pt)

4. Compléter l'équation bilan en ajoutant les coefficients manquants :



5. La rouille protège-t-elle le fer de la corrosion ? Justifier en une phrase. (1 pt)

6. Citer deux moyens de protéger cette canalisation contre la corrosion. (1,5 pt)

EXERCICE 3 Anode sacrificielle d'un chauffe-eau — questions guidées**5 points****SOCLE**

Un installateur thermique remplace l'anode en magnésium d'un chauffe-eau dont la cuve est en acier.

Données : $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$ | $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$

1. Comparer les valeurs de E° et compléter : « Le magnésium est un réducteur que le fer car $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg})$ est plus que $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$. » (1 pt)
2. Compléter : « Le magnésium s'oxyde du fer. La cuve en acier est donc . » (1 pt)
3. Écrire la demi-équation d'oxydation du magnésium : $\text{Mg} \longrightarrow \text{} + \text{} \text{e}^-$ (1 pt)
4. Pourquoi faut-il remplacer l'anode régulièrement ? (1 pt)
5. Le cuivre ($E^\circ = +0,34 \text{ V}$) pourrait-il servir d'anode sacrificielle pour protéger l'acier ? Répondre par oui ou non et justifier en une phrase. (1 pt)

TOTAL : 20 points

EXERCICE 1 Couples oxydant/réducteur et demi-équations

7 points

STANDARD

On s'intéresse aux trois couples : Cu^{2+}/Cu , Fe^{2+}/Fe et Zn^{2+}/Zn .

1. Rappeler la signification du terme « oxydant » et du terme « réducteur » en termes de transfert d'électrons. (1 pt)
2. Énoncer le moyen mnémotechnique OIL RIG en français. (0,5 pt)
3. Écrire la demi-équation de **réduction** du couple Cu^{2+}/Cu . (1 pt)
4. Écrire la demi-équation d'**oxydation** du zinc. (1 pt)
5. Combiner les deux demi-équations pour obtenir l'équation bilan de la réaction entre le zinc et les ions Cu^{2+} . (1,5 pt)
6. Vérifier l'équilibre des charges de l'équation bilan. (1 pt)
7. Classer les couples Fe^{2+}/Fe , Cu^{2+}/Cu et Zn^{2+}/Zn par ordre de pouvoir **réducteur** croissant. (1 pt)

EXERCICE 2 Corrosion d'une structure métallique en milieu industriel

8 points

STANDARD

Un technicien de maintenance inspecte une charpente en acier (fer) exposée à l'air humide et acide d'un site industriel. Il observe des traces de rouille orangée sur les pièces non traitées.

Données : $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ V}$ | $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$

Demi-équation de réduction de O_2 (milieu acide) : $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

1. Identifier l'oxydant et le réducteur dans la réaction de corrosion du fer. Justifier avec les potentiels standard. (1,5 pt)
2. Écrire la demi-équation d'oxydation du fer. (1 pt)
3. Combiner les deux demi-équations pour écrire l'équation bilan de la corrosion du fer par le dioxygène. (Indiquer les coefficients multiplicateurs utilisés.) (2 pt)
4. Nommer la couche formée sur le fer et expliquer pourquoi elle n'assure aucune protection. (1 pt)
5. Citer deux facteurs présents sur ce site industriel qui peuvent accélérer la corrosion. (1 pt)
6. Le technicien propose de fixer des blocs de zinc sur la charpente. Expliquer, en utilisant la classification électrochimique, pourquoi cette solution protège efficacement le fer. (1,5 pt)

EXERCICE 3 Passivation et choix des matériaux en installation thermique

5 points

STANDARD

Un bureau d'études compare deux solutions pour la robinetterie d'une installation de traitement d'eau :

Solution 1 : robinets en acier ordinaire (Fe) peints en extérieur.

Solution 2 : robinets en acier inoxydable (contenant plus de 12 % de chrome Cr).

On rappelle que la réaction de passivation du chrome est : $4 \text{Cr} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Cr}_2\text{O}_3$

1. Expliquer ce qu'est la passivation et quel est son intérêt pour la protection des métaux. (1 pt)
2. Dans la réaction de passivation du chrome, le chrome est-il oxydé ou réduit ? Justifier. (1 pt)
3. Comparer la protection offerte par la couche Cr_2O_3 de l'acier inoxydable à celle offerte par la peinture de la solution 1. Quel est l'avantage décisif de l'acier inoxydable en cas de choc ou de rayure ? (1,5 pt)
4. Citer un autre métal qui se passive spontanément à l'air et donner l'oxyde protecteur formé. (0,5 pt)
5. Citer une limite de la passivation qui pourrait poser problème dans une installation de traitement d'eau de mer. (1 pt)

TOTAL : 20 points

EXERCICE 1 Demi-équations, équation bilan et classification**6 points****APPROFONDISSEMENT**

On considère les couples suivants : Ag^+/Ag ($E^\circ = +0,80 \text{ V}$), Cu^{2+}/Cu ($E^\circ = +0,34 \text{ V}$), Fe^{2+}/Fe ($E^\circ = -0,44 \text{ V}$) et Zn^{2+}/Zn ($E^\circ = -0,76 \text{ V}$).

1. Classer ces quatre couples par pouvoir réducteur croissant du métal. (1 pt)
2. Un fil d'argent est plongé dans une solution de sulfate de cuivre CuSO_4 . Observe-t-on une réaction ? Justifier à l'aide de la règle du gamma. (1 pt)
3. On plonge une lame de zinc dans une solution de nitrate d'argent AgNO_3 . D'après la règle du gamma, la réaction est-elle spontanée ? Écrire les deux demi-équations et l'équation bilan en équilibrant le nombre d'électrons. (2 pt)
4. On réalise une pile Ag/Zn . Calculer sa fem. Identifier l'anode et la cathode. (2 pt)

EXERCICE 2 Corrosion galvanique et protection d'un circuit de chauffage**8 points****APPROFONDISSEMENT**

Un technicien CVC intervient sur un circuit de chauffage collectif. Le réseau comporte des canalisations en acier (fer) raccordées à des échangeurs en cuivre. Après 3 ans de fonctionnement, une analyse de l'eau du circuit révèle une concentration en ions Fe^{2+} de $c = 8,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$. Le volume total du circuit est $V = 500 \text{ L}$.

Données : $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g/mol}$ | $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ | $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ | $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ V}$

1. Expliquer pourquoi le contact direct acier/cuivre en milieu aqueux accélère la corrosion de l'acier. Préciser quel métal joue le rôle d'anode et lequel joue le rôle de cathode. (1,5 pt)
2. Écrire les demi-équations à l'anode et à la cathode, puis l'équation bilan de la corrosion. (2 pt)
3. Calculer la quantité de matière totale d'ions Fe^{2+} dans le circuit, puis la masse de fer corrodé correspondante. (1,5 pt)
4. Le technicien propose d'installer des manchons diélectriques entre les canalisations en acier et les raccords en cuivre. Expliquer le principe de cette solution en termes électrochimiques. (1 pt)
5. Une alternative serait d'ajouter des anodes sacrificielles en zinc dans le circuit. Justifier le choix du zinc à l'aide des potentiels standard. Expliquer pourquoi cette solution nécessite une maintenance régulière. (2 pt)

EXERCICE 3 Dimensionnement d'une anode sacrificielle de chauffe-eau**6 points****APPROFONDISSEMENT**

Un installateur thermique doit vérifier la durée de vie d'une anode sacrificielle en magnésium installée dans un chauffe-eau de 300 L. Le courant de corrosion moyen mesuré est $I = 12 \text{ mA}$. L'anode a une masse initiale de 500 g.

Données : $M_{\text{Mg}} = 24,3 \text{ g/mol}$ | $F = 96\,500 \text{ C/mol}$ | 1 an = 365,25 jours

Demi-équation : $\text{Mg} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$

$E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$ | $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$

1. Justifier le choix du magnésium plutôt que du zinc pour ce chauffe-eau, sachant que la différence de potentiel avec le fer doit être suffisante pour assurer un courant de protection dans une eau peu conductrice. (1 pt)
2. Calculer la charge Q débitée en un an (en coulombs). (1 pt)
3. En déduire la quantité de matière d'électrons échangés, puis la masse de magnésium consommée par an. (2 pt)
4. Déterminer la durée de vie théorique de l'anode (en années). Le fabricant recommande un remplacement quand l'anode a perdu 75 % de sa masse. Calculer l'intervalle de remplacement recommandé. (2 pt)

TOTAL : 20 points