

C8 — Forcer l'évolution d'un système

Thème 1 · Matière · Physique-Chimie Terminale

Table des matières

1	Pourquoi ce chapitre ?	1
2	Ce que tu vas apprendre	2
3	1. Transformation spontanée vs transformation forcée	2
3.1	a. Rappel : évolution spontanée	2
3.2	b. Transformation forcée	2
4	2. L'électrolyse	2
4.1	a. Constitution d'un électrolyseur	2
4.2	b. Anode et cathode	3
4.3	c. Équation globale	3
5	3. Quantité d'électricité et relations de conservation	3
5.1	a. Charge, courant, temps	3
5.2	b. Lien avec les électrons	4
5.3	c. Lien avec les quantités de matière des espèces	4
6	4. Conversion et stockage d'énergie	4
7	Carte mentale	5
8	À retenir absolument	5
9	Pour aller plus loin	5

1 Pourquoi ce chapitre ?

Une pile fournit du courant « toute seule » : c'est une transformation **spontanée** qui libère de l'énergie. Mais un téléphone qui se recharge ? On a besoin d'un **générateur extérieur** pour forcer la réaction inverse, celle qui n'a pas envie de se produire. C'est une **transformation forcée**, et c'est exactement ce qui se passe dans une **électrolyse** : on impose un sens d'évolution contre la « volonté » thermodynamique du système.

Ce chapitre explique comment et pourquoi on peut forcer un système à évoluer dans le sens inverse de son évolution spontanée, avec des applications essentielles : recharge de batteries, production de dihydrogène, galvanoplastie, purification des métaux.

2 Ce que tu vas apprendre

- Identifier une transformation **limitée** ou très peu avancée
 - Comprendre le fonctionnement d'une **électrolyse**
 - Distinguer **anode** et **cathode**, oxydation et réduction
 - Calculer les **quantités de matière** transformées grâce à $Q = I\Delta t$
 - Relier cela au **stockage et à la conversion d'énergie**
-

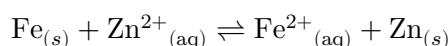
3 1. Transformation spontanée vs transformation forcée

3.1 a. Rappel : évolution spontanée

D'après le chapitre C5, un système évolue spontanément vers l'équilibre caractérisé par K :

- $Q_{r,i} < K \rightarrow$ sens direct
- $Q_{r,i} > K \rightarrow$ sens inverse

Mais certaines réactions sont **très limitées** : leur K est petit, ou alors on voudrait les faire évoluer dans le sens inverse. Exemple : tremper un clou en fer dans une solution de Zn^{2+} : la réaction



a $K \approx 10^{-11}$. L'évolution spontanée est quasi nulle dans le sens direct.

3.2 b. Transformation forcée

Une **transformation forcée** est une réaction non spontanée qu'on impose **en fournissant de l'énergie électrique**. Le dispositif qui réalise cela s'appelle un **électrolyseur**.

Analogie — Remonter une rivière

Une réaction spontanée, c'est une rivière qui descend : elle le fait toute seule, en libérant de l'énergie (qu'on peut récupérer, comme dans une pile). Une réaction forcée, c'est faire **remonter l'eau** : il faut une pompe (un générateur) qui fournit de l'énergie. Arrête la pompe, et l'eau redescend.

4 2. L'électrolyse

4.1 a. Constitution d'un électrolyseur

Un électrolyseur comporte :

- Deux **électrodes** (tiges conductrices) plongées dans un **électrolyte** (solution ionique).
- Un **générateur** relié aux électrodes, qui impose un courant et donc force le transfert d'électrons.

4.2 b. Anode et cathode

Règles d'un électrolyseur

- L'**anode** est l'électrode reliée à la borne + du générateur : c'est là que se produit l'**oxydation** (perte d'électrons).
- La **cathode** est l'électrode reliée à la borne - du générateur : c'est là que se produit la **réduction** (gain d'électrons).

Moyen mnémotechnique : « **Anode** = oxydation (on écrit l'A et le D dans le même ordre que « oxydation »). Ou plus simple : **AN-OX** / **CAT-RED**.

Piège — Pile vs électrolyse

Dans une **pile** (spontanée) : la borne + est la cathode (réduction).

Dans une **électrolyse** (forcée) : la borne + (du générateur extérieur) est l'anode (oxydation).

Les lettres ne bougent pas (oxydation toujours à l'anode, réduction toujours à la cathode), mais le lien avec le signe du générateur est **inversé** entre pile et électrolyse.

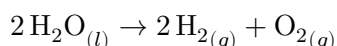
4.3 c. Équation globale

L'équation globale d'une électrolyse est la **somme** des deux demi-équations (oxydation à l'anode, réduction à la cathode), équilibrée en électrons.

Exemple — Électrolyse de l'eau acidulée

- À la **cathode** (-) : $2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}$
- À l'**anode** (+) : $6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_{2(g)} + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 4e^-$

Bilan global (en équilibrant les électrons) :



On peut récupérer le **dihydrogène** à la cathode et le **dioxygène** à l'anode. C'est une voie propre pour produire H_2 , surtout si l'électricité provient d'énergies renouvelables.

5 3. Quantité d'électricité et relations de conservation

5.1 a. Charge, courant, temps

L'**intensité** I du courant qui circule dans l'électrolyseur pendant Δt est :

Formule charge-courant

$$I = \frac{Q}{\Delta t} \iff Q = I \cdot \Delta t$$

- Q : quantité d'électricité (C)
- I : intensité (A)

- Δt : durée (s)

5.2 b. Lien avec les électrons

Chaque électron transporte une charge élémentaire $e = 1,60 \times 10^{-19}$ C. Pour **1 mole d'électrons**, on a :

$$F = N_A \cdot e \approx 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

C'est la **constante de Faraday**. Ainsi :

Quantité de matière d'électrons

$$Q = n(e^-) \cdot F$$

- Q : charge (C)
- $n(e^-)$: quantité d'électrons échangés (mol)
- $F = 96500 \text{ C/mol}$

5.3 c. Lien avec les quantités de matière des espèces

À partir de la demi-équation, on relie $n(e^-)$ à la quantité de matière des espèces consommées ou formées. Exemple : $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$. Pour former 1 mol de Cu, il faut 2 mol d'électrons.

Exemple — Cuivrage électrolytique

On veut déposer $m = 1,0$ g de cuivre sur une pièce par électrolyse d'une solution de Cu^{2+} , avec un courant de $I = 0,50$ A.

$n(\text{Cu}) = 1,0/63,5 \approx 1,57 \times 10^{-2}$ mol.

Il faut 2 mol d'électrons par mol de Cu : $n(e^-) = 3,15 \times 10^{-2}$ mol.

$Q = n(e^-) \cdot F = 3,15 \times 10^{-2} \times 96500 \approx 3040$ C.

Durée : $\Delta t = Q/I = 3040/0,50 \approx 6080$ s **1 h 40 min.**

6 4. Conversion et stockage d'énergie

Les dispositifs qui convertissent une forme d'énergie en une autre sont appelés **convertisseurs d'énergie** :

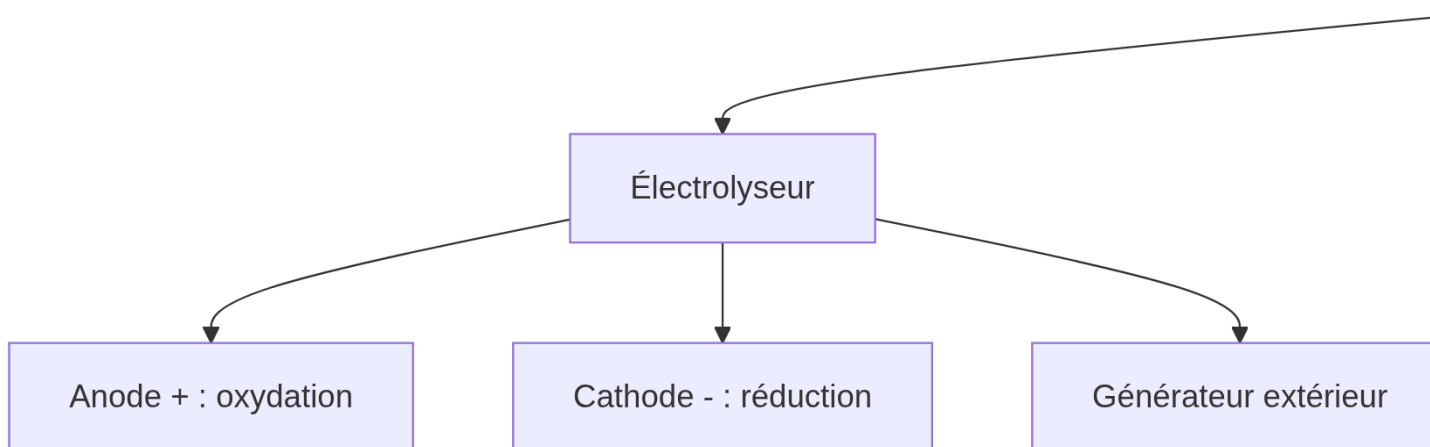
- **Pile / accumulateur** : énergie chimique → électrique
- **Photovoltaïque** : lumière → électrique
- **Turbine** : mécanique → électrique
- **Moteur électrique** : électrique → mécanique

Une **batterie rechargeable** alterne décharge spontanée (pile) et charge forcée (électrolyse) : c'est donc un **système réversible** qui permet de **stocker** de l'énergie électrique sous forme chimique. Enjeu majeur pour le stockage des énergies renouvelables.

Analogie — Le château d'eau

Un château d'eau, c'est un stockage d'énergie mécanique : on **pompe** de l'eau en haut (décharge de la réaction forcée, comme une charge de batterie) quand il y a de l'énergie disponible ; on la **laisse couler** ensuite pour alimenter la ville (décharge spontanée, comme une pile qui se vide). Dans les deux cas, c'est le même principe : convertir et stocker.

7 Carte mentale



8 À retenir absolument

- Une **transformation forcée** = non spontanée imposée par un générateur.
- **Anode (+) = oxydation ; cathode (-) = réduction.** (Pour une électrolyse.)
- **Relations** : $Q = I\Delta t$ et $Q = n(e^-) \cdot F$, avec $F = 96500 \text{ C/mol}$.
- Électrolyse de l'eau : produit H_2 à la cathode, O_2 à l'anode.
- Les batteries rechargeables alternent **décharge spontanée** et **charge forcée**.

9 Pour aller plus loin

- [Cours officiel \(PDF\)](#)
- Sens d'évolution spontanée (C5)
- Applications : hydrogène vert, galvanoplastie, affinage du cuivre