

Exemples de transformations forcées : l'électrolyse

Cadre de référence de la leçon

- CH3.3.1** Définir une transformation forcée et la distinguer d'une transformation spontanée.
- CH3.3.2** Écrire les équations des réactions aux électrodes et l'équation bilan d'une électrolyse.
- CH3.3.3** Déterminer la polarité des électrodes (anode et cathode) et le sens de déplacement des porteurs de charge.
- CH3.3.4** Interpréter le fonctionnement d'un électrolyseur en utilisant le critère d'évolution spontanée.
- CH3.3.5** Établir et exploiter la relation entre la quantité d'électricité, l'intensité du courant, la durée de l'électrolyse et les quantités de matière formées ou consommées.

Travaux pratiques

- TP-CH7** Réalisation d'une électrolyse.

Compétence ciblée

- CC7** Sens d'évolution d'un système chimique. Utiliser le critère d'évolution pour déterminer le sens de l'évolution spontanée d'un système et exploiter ce sens pour récupérer de l'énergie électrique dans le cas des réactions d'oxydoréduction. Analyser une transformation chimique forcée et appliquer l'électrolyse pour charger des accumulateurs, purifier les métaux et les protéger de la rouille.

1

Les transformations forcées

Cadre de référence : CH3.3.1

1) Définition

Cadre de référence : CH3.3.1

Une **transformation forcée** est une transformation qui se déroule dans le **sens opposé** au sens d'évolution spontanée du système, grâce à un **générateur** qui impose un courant électrique dans le sens inverse.

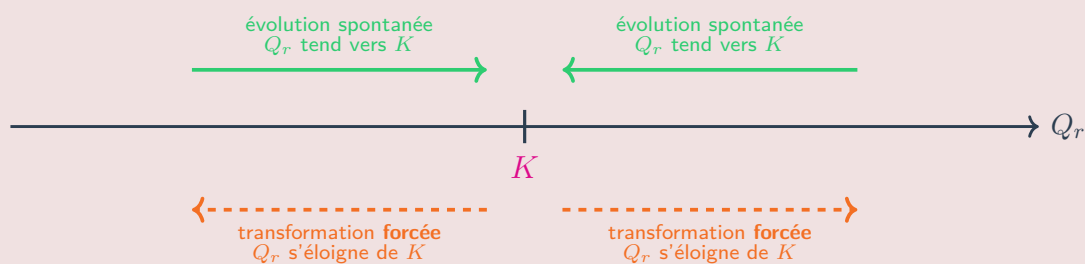
2) Rappel : critère d'évolution spontanée

Cadre de référence : CH3.1.1, CH3.1.2

Pour un système chimique de quotient de réaction Q_r et de constante d'équilibre K :

- si $Q_{r,i} < K$: évolution **spontanée** dans le sens direct (1) ;
- si $Q_{r,i} > K$: évolution **spontanée** dans le sens inverse (2) ;
- si $Q_{r,i} = K$: le système est **à l'équilibre**, il n'évolue pas.

Une transformation forcée impose au système d'évoluer **dans l'autre sens** que celui prévu par ce critère : le quotient de réaction **s'éloigne** de K .



2

L'électrolyse

Cadre de référence : CH3.3.1, CH3.3.2, CH3.3.3

1) Principe

Cadre de référence : CH3.3.1

- L'électrolyse est une transformation forcée due au courant électrique imposé par un **générateur**.
- Le générateur impose au système un sens d'évolution **inverse** du sens d'évolution spontanée.
- Le dispositif dans lequel se produit l'électrolyse s'appelle un **électrolyseur**.

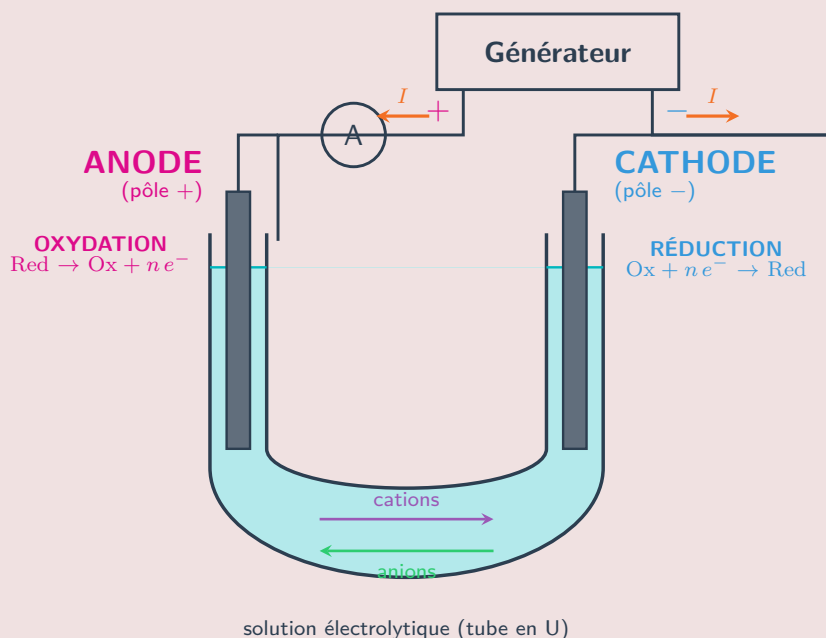
2) Fonctionnement de l'électrolyseur

Cadre de référence : CH3.3.2, CH3.3.3

Dans une électrolyse :

- l'électrode reliée au pôle $-$ du générateur est le siège d'une **réduction** : c'est la **cathode** ;
- l'électrode reliée au pôle $+$ du générateur est le siège d'une **oxydation** : c'est l'**anode**.

Schéma du montage expérimental de l'électrolyse



3) Quantité d'électricité – bilan de matière

Cadre de référence : CH3.3.5

Lorsque le générateur débite un courant d'intensité I pendant une durée Δt , le système est traversé par la quantité d'électricité Q :

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

$$\begin{cases} Q \text{ en coulombs (C)} ; & I \text{ en ampères (A)} ; & \Delta t \text{ en secondes (s)} \\ n(e^-) : \text{quantité de matière d'électrons échangés (mol)} \\ F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} : \text{constante de Faraday} \end{cases}$$

Exploitation : à partir de $n(e^-) = \frac{I \Delta t}{F}$ et du tableau d'avancement, on détermine :

- l'**avancement** x de la réaction ;
- la **variation de masse** d'une électrode : $\Delta m = n \cdot M$;
- le **volume d'un gaz** formé : $V = n \cdot V_m$.

Pour une demi-équation faisant intervenir p électrons, la quantité de matière d'espèce formée ou consommée vaut :

$$n = \frac{n(e^-)}{p} = \frac{I \Delta t}{p F}$$

4) Quelques applications de l'électrolyse

Cadre de référence : CH3.3.4

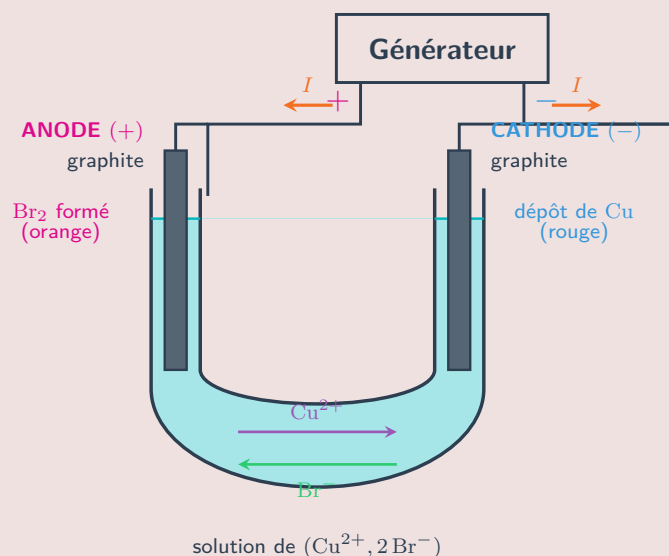
- **Préparation de métaux** : le zinc, l'aluminium, le cuivre.
- **Protection des objets** : galvanisation, nickelage, chromage (dépôt d'une couche métallique protectrice).
- **Les accumulateurs** : la recharge d'une batterie est une électrolyse.

3

Exemple d'électrolyse : solution de bromure de cuivre

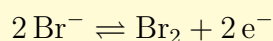
Cadre de référence : CH3.3.2, CH3.3.4, CH3.3.5

Dans un tube en U, on introduit une solution de **bromure de cuivre** ($\text{Cu}^{2+}, 2\text{Br}^-$). Deux électrodes en **graphite** plongent dans la solution et sont reliées chacune à l'une des bornes d'un générateur.

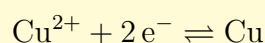


Réactions aux électrodes (écrites avec une double flèche) :

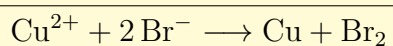
- À l'**anode** (électrode reliée au pôle +), il se produit une **oxydation** :



- À la **cathode** (électrode reliée au pôle -), il se produit une **réduction** :



Équation bilan de l'électrolyse (écrite avec une simple flèche) :



Application numérique

Le générateur débite un courant d'intensité $I = 0,50 \text{ A}$ pendant $\Delta t = 30 \text{ min}$. Déterminons la masse de cuivre déposée à la cathode ($M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Quantité d'électricité :

$$Q = I \Delta t = 0,50 \times (30 \times 60) = 9,0 \times 10^2 \text{ C}$$

Quantité de matière d'électrons :

$$n(e^{-}) = \frac{Q}{F} = \frac{9,0 \times 10^2}{9,65 \times 10^4} = 9,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

D'après la demi-équation $\text{Cu}^{2+} + 2 e^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}$, il faut 2 électrons par atome de cuivre :

$$n(\text{Cu}) = \frac{n(e^{-})}{2} = 4,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \times M(\text{Cu}) = 4,7 \times 10^{-3} \times 63,5 \approx 0,30 \text{ g}$$