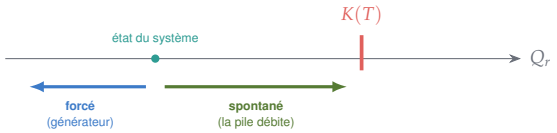
ÉVOLUTION FORCÉE

— TERMINALE – PHYSIQUE-CHIMIE —

1. FORCER LE SENS D'ÉVOLUTION

Une **transformation forcée** se produit dans le sens **opposé** au sens spontané. Elle exige un apport d'énergie : un **générateur** impose le courant.

Tant que le générateur fonctionne, Q_r **s'éloigne** de K. Dès qu'on le coupe, le système repart spontanément vers K (chapitre 4).



2. CONSTITUTION ET FONCTIONNEMENT D'UN ÉLECTROLYSEUR

Cuve contenant un **électrolyte**, deux **électrodes** et un **générateur** : la transformation forcée est une **électrolyse**.

anode → oxydation **cathode** → réduction

Ces règles ne changent jamais ; seule la **polarité** change. Les électrons partent toujours de l'électrode où a lieu l'oxydation : le générateur les y arrache.

	Pile	Électrolyseur
Évolution	spontanée	forcée
Énergie	chimique → électrique	électrique → chimique
Anode (oxydation)	borne −	reliée au + du générateur
Cathode (réduction)	borne +	reliée au − du générateur

3. IDENTIFIER LES PRODUITS FORMÉS : ÉLECTROLYSE DE L'EAU

Solution de sulfate de sodium (ions **spectateurs**, rendent l'eau conductrice), électrodes de graphite. Gaz aux **deux** électrodes ; volume **double** à la cathode.

- cathode : le gaz **détone** à la flamme : H_2 ;
- anode : il ravive une bûchette incandescente : O_2.

Réactions aux électrodes

cathode (réduction) : $2\,H_2O + 2\,e^- \longrightarrow H_2 + 2\,HO^-$

anode (oxydation) : $2\,H_2O \longrightarrow O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^-$

On égalise les électrons (×2 pour la cathode) puis on additionne ; H^+ et HO^- se neutralisent :

$$2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_2 + O_2$$

Deux fois plus de H_2 que de O_2 : rapport des volumes expliqué.

4. DURÉE, INTENSITÉ ET QUANTITÉS DE MATIÈRE 5. STOCKER L'ÉNERGIE CHIMIQUE

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

Δt en **secondes**, $F = 9{,}65 \times 10^4\,C/mol$. Le nombre d'électrons par produit se lit sur la **demi-équation** de l'électrode.

$I = 2{,}0$ A pendant 30 min

$Q = 2{,}0 \times 1800 = 3{,}6 \times 10^3\,C$; $n(e^-) = \dfrac{Q}{F} = 3{,}7 \times 10^{-2}\,mol$

$n(H_2) = \frac{n(e^-)}{2} = 1{,}9 \times 10^{-2}\,mol$; $n(O_2) = \frac{n(e^-)}{4} = 9{,}3 \times 10^{-3}\,mol$

$V(H_2) = 0{,}45\,L$, $V(O_2) = 0{,}22\,L$ ($V_m = 24{,}0\,L/mol$).

Un **accumulateur** est réversible : **pile** quand il se décharge, **électrolyseur** quand on le recharge. Capacité en ampère-heures : $1\,A \cdot h = 3600\,C$.

Batterie de $4000\,mA \cdot h$ sous $2{,}0$ A

$Q = 4{,}0 \times 3600 = 1{,}4 \times 10^4\,C$; $\Delta t = \dfrac{Q}{I} = 7{,}2 \times 10^3\,s = 2{,}0$ h ; $n(e^-) = 0{,}15\,mol$.

Stockage : pile (un seul sens), accumulateur (réversible), photosynthèse (lumière → glucose). Enjeux : métaux rares, recyclage, mix électrique.

À RETENIR

- Forcée : Q_r s'éloigne de K.
- Anode : oxydation ; cathode : réduction.
- Électrolyseur : anode reliée au +.
- $Q = I\Delta t = n(e^-)F$, Δt en s.
- $1\,A \cdot h = 3600\,C$.

pierre-carree.fr