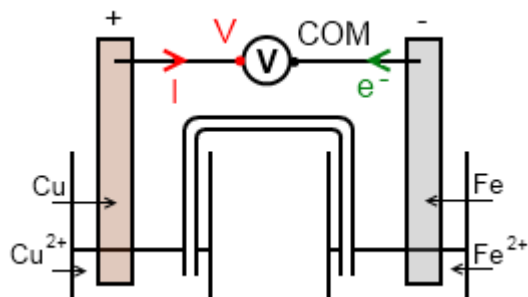


I. Critère d'évolution spontanée d'un système chimique

- Si $Q_{r,i} = K$, le système n'évolue pas car il est déjà dans son état d'équilibre
- Si $Q_{r,i} < K$: le système évolue dans le sens direct de l'équation chimique
- Si $Q_{r,i} > K$: le système évolue dans le sens inverse de l'équation chimique

II. La pile



1. La pile

On calcule $Q_{r,i}$ et on le compare à $Q_{r,eq}$ (K) afin de connaître le sens d'évolution de la pile.

Ce dispositif qui permet de produire du courant électrique porte le nom de générateur électrochimique ou pile.

2. Notion de demi-pile

Une lame de métal plongeant dans une solution contenant les cations métalliques correspondant constitue une **demi-pile**.

Une pile est constituée de 2 demi-piles reliées électriquement par un pont salin.

3. Étude qualitative de la pile en fonctionnement

La borne $\oplus$ (**cathode**) est l'électrode où a lieu une réduction ($\text{Cation} + n\text{e}^- = \text{Métal}$).

La borne $\ominus$ (**anode**) est l'électrode où a lieu une oxydation ($\text{Métal} = \text{Cation} + n\text{e}^-$).

Chaîne électrochimique : $\ominus \text{Red}_2 / \text{Ox}_2 // \text{Ox}_1 / \text{Red}_1 \oplus$

4. Étude quantitative de la pile en fonctionnement

a. Quantité d'électricité débitée par la pile (Q)

Cette quantité (Q) est égale à la valeur absolue de la charge totale des électrons échangés.

Le **Faraday** ($\mathcal{F}$) est la charge d'une mole d'électrons.

$$\mathcal{F} = N_A \times e$$

$$\mathcal{F} = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$Q = n(e^-) \times \mathcal{F}$$

$$Q = n(e^{-1}) \times N_A \times e$$

b. Intensité du courant délivré par la pile (I)

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

I (A) : intensité entre les bornes de la pile

Q (C) : quantité d'électricité

Δt (s) : durée d'utilisation

Piles, Critère d'évolution spontanée, Électrolyse

Chapitre 5

c. Relation entre avancement, intensité et durée de fonctionnement

Exemple de la pile cuivre/aluminium

Chaîne électrochimique : $\ominus \text{Al}_{(s)} / \text{Al}^{3+}_{(aq)} // \text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)} \oplus$

Anode $\ominus : \text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3e^-$

Cathode $\oplus : \text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$

	$3\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$	+	$2\text{Al}_{(s)}$	=	$3\text{Cu}_{(s)}$	+	$2\text{Al}^{3+}_{(aq)}$
État initial	$n_{\text{Cu}_i^{2+}}$		n_{Al_i}		n_{Cu_i}		$n_{\text{Al}_i^{3+}}$
A t	$n_{\text{Cu}_i^{2+}} - 3x$		$n_{\text{Al}_i} - 2x$		$n_{\text{Cu}_i} + 3x$		$n_{\text{Al}_i^{3+}} + 2x$

La consommation d'une mole d'aluminium s'accompagne de la libération de 3 moles d'électrons. D'après le tableau d'avancement, à t, 2x moles d'aluminium sont consommées d'où la libération de 6x moles d'électrons.

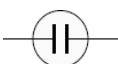
$$\begin{aligned}n(e^-) &= 6x \\Q &= n(e^-) \times \mathcal{F} = 6x\mathcal{F} = I\Delta t \\I\Delta t &= 6x\mathcal{F} \\x &= \frac{I\Delta t}{6\mathcal{F}}\end{aligned}$$

III. L'électrolyse, exemple de transformation forcée

1. Définition

Lorsqu'un **générateur de tension continue impose** à un système chimique un **courant de sens inverse** à celui qui serait observé lorsque le système évolue spontanément, il peut imposer à ce système **d'évoluer dans le sens inverse** : cette transformation forcée constitue une **électrolyse** (le quotient de réaction du système s'éloigne de sa constante d'équilibre).

2. Description

Symbole : 

Caractéristique de l'électrolyseur :

$$u = E' - r'I \quad \left| \begin{array}{l} E' \text{ (V) : Tension de seuil} \\ r' \text{ (}\Omega\text{) : Résistance interne} \end{array} \right.$$

3. Réactions aux électrodes

La borne $\oplus$ (**anode**) est l'électrode où a lieu une réduction (Cation + ne^- = Métal).

La borne $\ominus$ (**cathode**) est l'électrode où a lieu une oxydation (Métal = Cation + ne^-).