

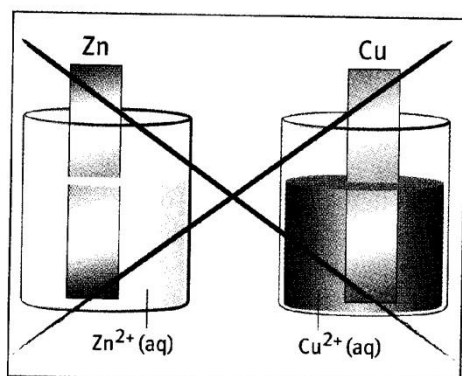
CHAP 04-COURS Une énergie tirée de l'eau

MOTS CLES : Piles à combustible. Production de dihydrogène.

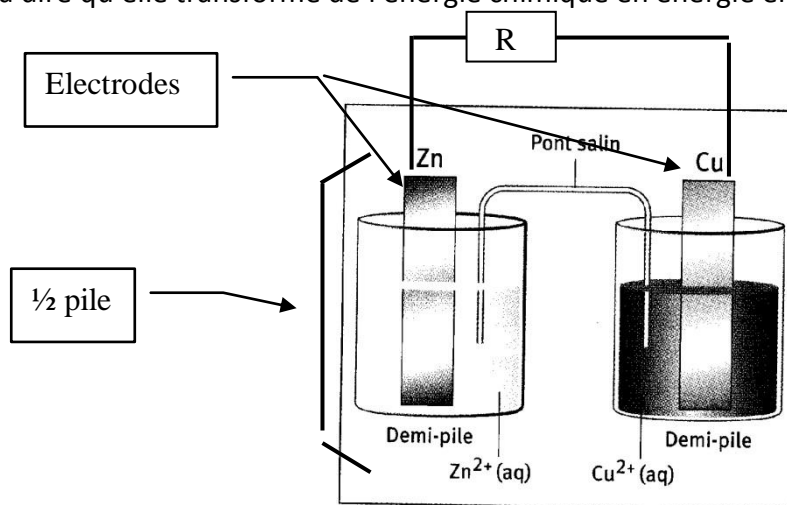
Pré requis pour aborder le chapitre

LES PILES**1. CONSTITUTION D'UNE PILE****1.1. Transfert spontané d'électrons entre des espèces chimiques séparés**

- Une pile est un dispositif mettant en jeu un transfert **spontané** d'électrons du réducteur d'un couple vers l'oxydant d'un autre couple.
- C'est un dispositif électrochimique, c'est à dire qu'elle transforme de l'énergie chimique en énergie électrique.

1.2. Constitution d'une pile

Doc. 10. Deux demi-piles non reliées par une jonction électrochimique ne forment pas une pile.



Doc. 11. Schéma d'une pile Daniell.

- Une pile est constituée de 2 compartiments séparés appelés $\frac{1}{2}$ piles, qui comporte chacune une électrode et un pont salin (jonction électrochimique reliant les deux $\frac{1}{2}$ piles)

Rem : Une $\frac{1}{2}$ pile est généralement constituée d'un oxydant et d'un réducteur qui appartiennent au même couple

1.3. Mouvement des porteurs de charge**a) Expérience****Réalisons une pile Daniell (pile Cu-Zn) :**

- Dans un bécher de 100 mL, verser 50 mL (mesurée à l'éprouvette graduée) de solution aqueuse de sulfate de zinc (II) de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, et y plonger une lame de zinc.
- Dans un autre bécher de 100 mL, verser 50 mL (mesurée à l'éprouvette graduée) de solution aqueuse de sulfate de cuivre (II), de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, et y plonger une lame de cuivre.
- Relier les deux lames par deux fils électriques (utiliser des pinces crocodile), une résistance de 1000Ω et un ampèremètre en série (voir schéma ci-dessus).
- Lire l'indication de l'ampèremètre.

Un pont salin est un tube en U rempli d'un gel au sein duquel des ions potassium $K^+_{(aq)}$ et chlorure $Cl^-_{(aq)}$ peuvent migrer.

- Plonger chaque extrémité du pont salin dans les bécher.
- Lire l'indication de l'ampèremètre et relever le signe du courant
- Le signe de l'ampèremètre indique :

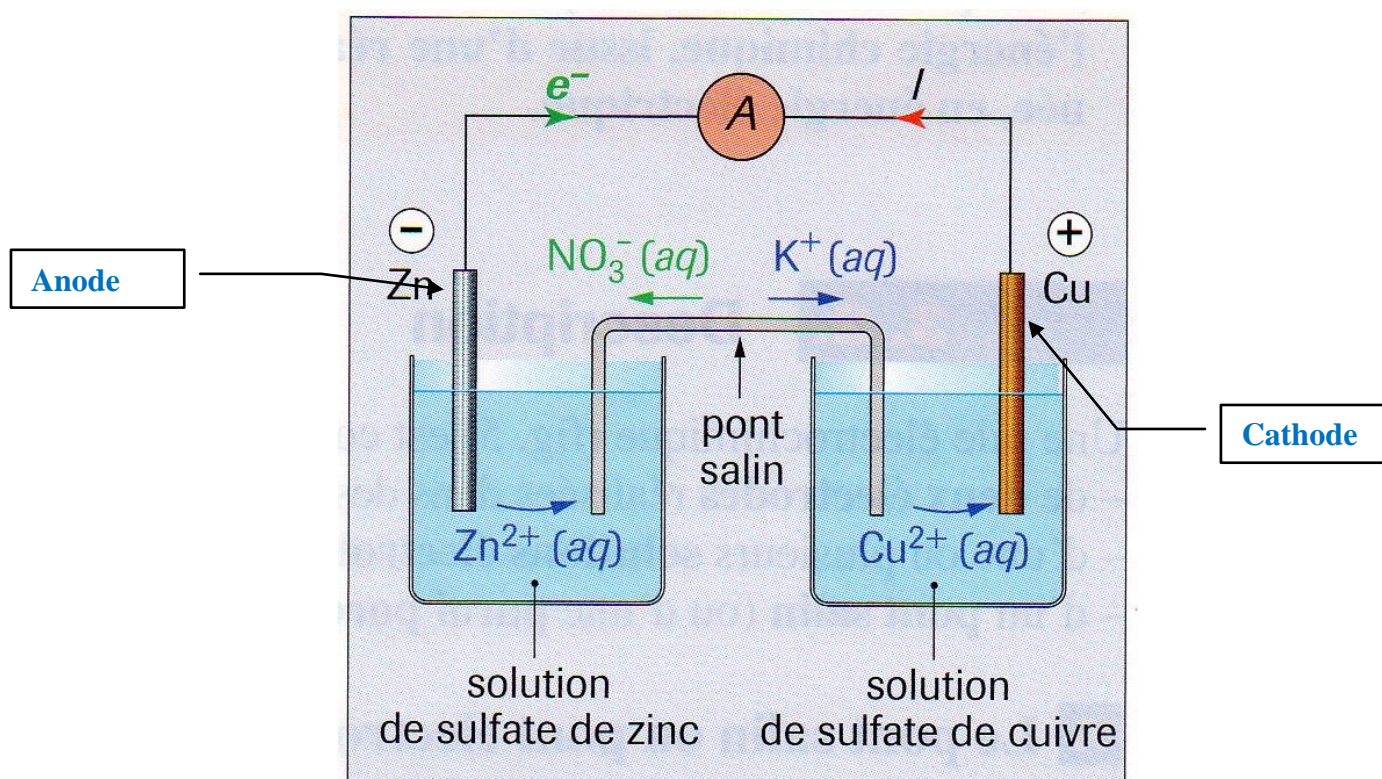
- Le sens du courant donc les pôles de la pile

(Si le signe du courant est positif, il va du + vers le - du générateur)

- Le sens de circulation des électrons (sens opposé au courant)

REM :

- L'ampèremètre se branche en série dans un circuit
- On rappelle que si un ampèremètre numérique affiche la valeur positive de l'intensité, alors le courant électrique y entre par la borne «mA» et en sort par la borne «COM».



OBSERVATIONS

Dans la pile ci-dessus :

- Pour que la pile débite, il faut mettre obligatoirement : **le Pont Salin**

Le courant va du **+ vers le - donc ici du Cuivre vers le zinc**

Les électrons circulent du : **- vers le + donc ici du zinc vers le Cuivre**

- Le pôle positif de la pile c'est l'électrode de **Cuivre**

- pôle négatif de la pile c'est l'électrode de **zinc**

b) b) Mouvement des électrons

Dans les électrodes (lame de Zn et de Cu) et dans le circuit extérieur, les porteurs de charge sont des électrons.

- Les électrons vont du Zn vers le Cu donc
- Le Zn perd des électrons, il **S'OXYDE**
- Le cuivre gagne des électrons, il se **REDUIT**
- L'électrode qui est le siège d'une **OXYDATION** est appelée **ANODE**
- L'électrode qui est le siège d'une **REDUCTION** est appelée **CATHODE**

c) Mouvement des ions et rôle du pont salin

- A l'intérieur de la pile, les **CATIONS** se déplacent vers la **CATHODE** et les **ANIONS** vers **L'ANODE**
- Le pont salin permet de relier les ½ piles, il assure la circulation des ions à l'intérieur de la pile ainsi que la neutralité ionique dans la solution.

2. REACTION DE PILE

Les réactions aux électrodes sont combinées pour obtenir la réaction qui représente le fonctionnement de la pile



3. CARACTERISTIQUES D'UNE PILE

3.1. Pôles

A la **CATHODE** il y a **REDUCTION**, c'est le pôle + de la pile

A **L'ANODE** il y a **OXYDATION**, c'est le pôle - de la pile

3.2. force électromotrice (fem)

Elle est notée E et s'exprime en volts V.

Elle se mesure en branchant un voltmètre aux bornes de la pile.

Rem :

La mesure de la fem permet aussi de déterminer la polarité de la pile

3.3. Quantité d'électricité fournie

a) 1^{ère} formule

$$Q = n_e \cdot F$$

Q : La quantité d'électricité en Coulomb
n_e : Le nombre de moles d'électrons ECHANGES (en moles)
F : La constante de Faraday qui vaut 96500 C.mol⁻¹

b) 2^{ème} formule

$$Q = I \cdot \Delta t$$

Q : La quantité d'électricité en Coulomb
I : L'intensité qui traverse le circuit (en ampères)
 Δt : La durée de fonctionnement de la pile (en secondes)

Rem :

- Si Δt est exprimée en heures alors *Q* aura comme unité les Ampère heures Ah
- Relation entre la constante de Faraday, le nombre d'Avogadro et la Charge électrique élémentaire

$$F = N_A \cdot e$$

Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Charge électrique élémentaire : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

3.4. Nomenclature

On peut symboliser une pile par la chaîne conductrice qui la constitue.

Un trait oblique / symbolise l'interface entre l'électrode solide conductrice et la solution électrolytique dans une demi-pile ; deux traits obliques // symbolisent la jonction électrochimique entre les demi-piles.

Le pôle + de la pile (cathode) est toujours placé à droite, et le pôle -(anode) à gauche.

Exemple : on schématise la pile Daniell de la façon suivante :



Ainsi, la simple lecture du symbole de la pile fournit un certain nombre d'indications: nature des couples oxydant/réducteur mis en jeu, pôles de la pile, nature de la cathode et de l'anode, sens de déplacement des porteurs de charges.

ELECTROLYSE

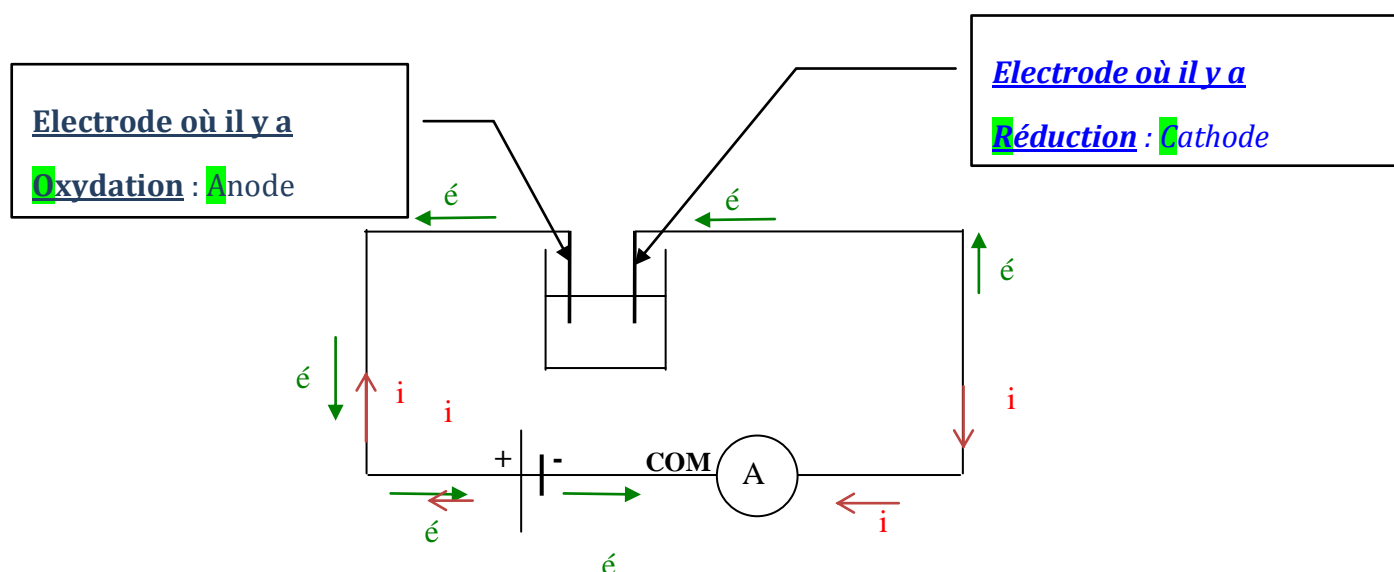
1. ELECTROLYSE

1.1. Définition de l'électrolyse

- C'est une transformation chimique forcée due à la circulation d'un courant électrique débité par un générateur.
- Lorsque le générateur de tension continu fournit de l'énergie électrique au système chimique, il peut lui imposer d'évoluer dans le sens inverse de son sens d'évolution spontanée.

1.2. Réalisation pratique

Un électrolyseur est un récipient contenant 2 électrodes reliées à un générateur de tension continu qui impose le sens du courant électrique



1.3. Réactions aux électrodes

- Les électrons vont du pôle - vers le pôle +
- L'électrode qui est le siège d'une OXYDATION (gain d'électrons) est appelée ANODE
- L'électrode qui est le siège d'une REDUCTION (perte d'électrons) est appelée CATHODE
- La borne + est en « face » de l'anode
- La borne - est « face » de la cathode

C'est l'analyse des produits formés qui permettent de déterminer les réactions qui se produisent aux électrodes

1.4. Mouvement des ions dans la solution

- Dans la solution, les CATIONS se déplacent vers la CATHODE et les ANIONS vers L'ANODE

1.5. Aspect quantitatif

a) 1^{ère} formule

$$Q = n_e \cdot F$$

Q : La quantité d'électricité en Coulomb
n_e : Le nombre de moles d'électrons ECHANGES (en moles)
F : La constante de Faraday qui vaut 96500 C.mol⁻¹

b) 2^{ème} formule

$$Q = I \cdot \Delta t$$

Q : La quantité d'électricité en Coulomb
I : L'intensité qui traverse le circuit (en ampères)
Δt : La durée de fonctionnement de la pile (en secondes)

Rq : Si Δt est exprimée en heures alors Q aura comme unité les Ampère heures Ah

2. ETUDE DE L'ÉLECTROLYSE D'UNE SOLUTION DE BROMURE DE CUIVRE II

Cette expérience est réalisée sur la paillasse professeur.

Une solution de bromure de cuivre II $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2\text{Br}^{-}_{(aq)}$ à 1 mol.L⁻¹ est introduite dans un tube en U. Dans chaque branche du tube, plonge une électrode inattaquable en graphite.

2.1. Expérience 1 :

a) On relie les deux électrodes avec un voltmètre. Noter l'indication du voltmètre.

.....

- Y a-t-il évolution du système ?

.....

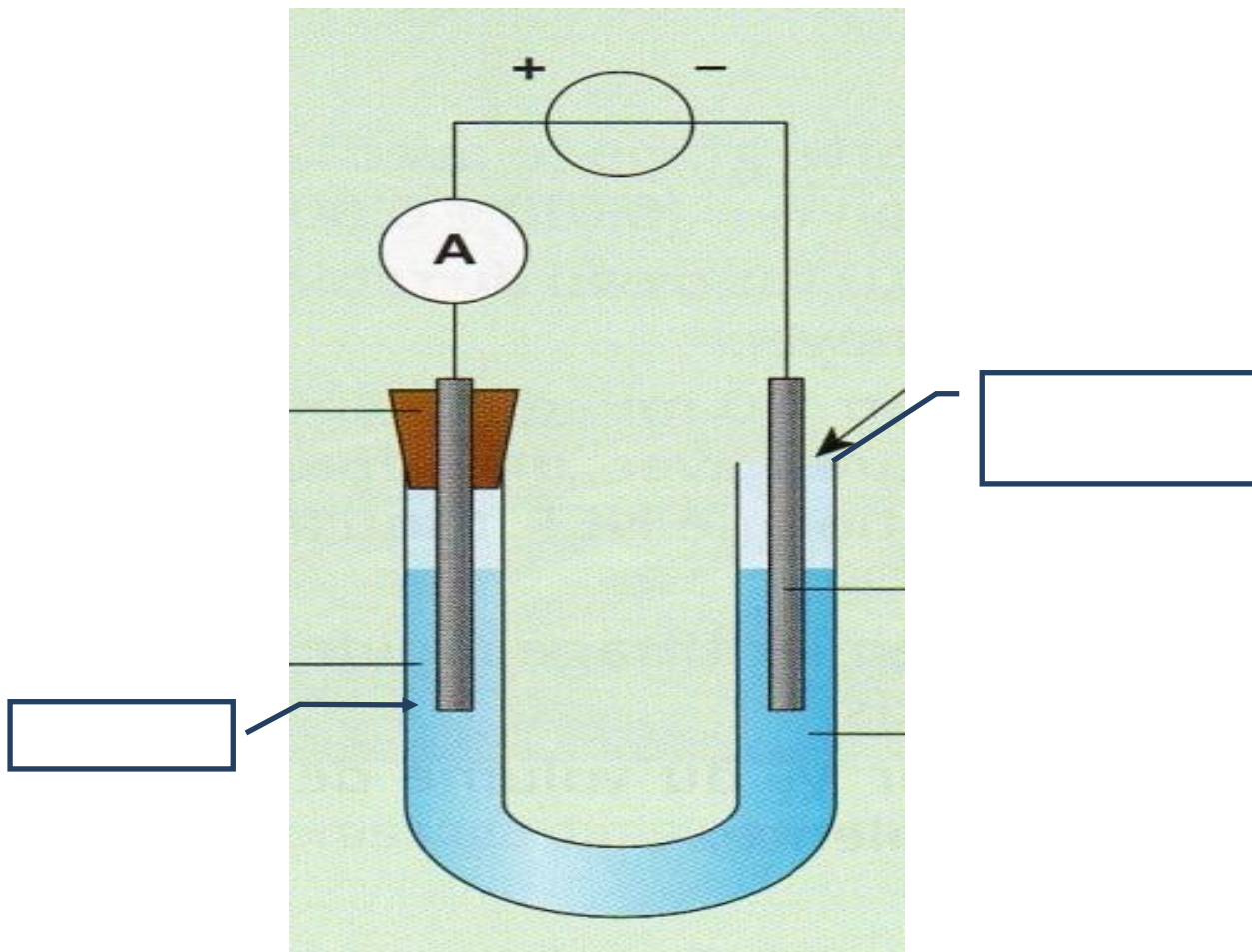
2.2. Expérience 2 :

On réalise un circuit électrique série à l'aide d'un générateur de tension, d'un ampèremètre et du montage précédent. La tension aux bornes du générateur est légèrement supérieure à 6V. Noter l'indication de l'ampèremètre et observer les phénomènes ayant lieu aux électrodes.

(voir schéma ci-dessous)

a) Le schéma du circuit ci-dessous :

- Indiquer en **rouge** le sens du courant électrique en utilisant l'indication de l'ampèremètre.
- Préciser aussi en **vert** le sens de circulation des électrons dans les fils et les électrodes.
- Précisez alors **l'anode** et la **cathode** sur le schéma



A L'ANODE

b) - Quelle est l'espèce qui apparaît à **L'ANODE** lorsque le générateur fonctionne ?

(Observation expérimentale)

- Indiquer le couple mis en jeu (voir les données) et entourer l'espèce présente à **l'état initial** dans la **solution**

- Ecrire la $\frac{1}{2}$ équation correspondante (avec l'espèce présente à **l'état initial** écrit à gauche)

A LA CATHODE

c) - Quelle est l'espèce qui apparaît à **LA CATHODE** lorsque le générateur fonctionne ?

(Observation expérimentale)

- Indiquer le couple mis en jeu (voir les données) et entourer l'espèce présente à **l'état initial** dans la **solution**

- Ecrire la $\frac{1}{2}$ équation correspondante (avec l'espèce présente à **l'état initial** écrit à gauche)

Ecrire l'équation de la réaction globale.

DONNEES :

- Les couples oxydant-réducteur qui peuvent intervenir sont : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}/\text{Cu}_{(s)}$; $\text{Br}_{2(aq)}/\text{Br}^{-}_{(aq)}$;

- Ainsi que les couples de l'eau : $\text{O}_{2(g)}/\text{H}_2\text{O}_{(l)}$; $\text{H}_2\text{O}_{(l)}/\text{H}_{2(g)}$.

- Le dibrome en solution aqueuse est brun

- On rappelle que dans un couple oxydant-réducteur par exemple $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}/\text{Cu}_{(s)}$, l'oxydant est placé à gauche et le réducteur à droite

- Un oxydant subit une réduction et un réducteur subit une oxydation

3. APPLICATIONS INDUSTRIELLES :

3.1. L'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium

Permet d'obtenir du **dichlore**, du **dihydrogène**, de la **soude** et de l'**eau de javel** (cela dépend des conditions d'électrolyse).

3.2. "électrolyse à anode soluble"

On peut **purifier des métaux** comme le plomb, le fer, le zinc ou le **cuivre** :

- Pour ce dernier, on effectue une électrolyse avec deux électrodes en cuivre, l'**anode est composé de cuivre impur**, la **cathode de cuivre pur**.

- Ces deux électrodes plongent dans une **solution de sulfate de cuivre**.

- Pendant l'électrolyse, **l'anode va se solubiliser** : il y a **formation d'ions cuivre et les d'impuretés, non oxydables, se déposent**. L'anode s'est donc solubilisée mais aussi purifiée.
- **A la cathode, les ions cuivre sont réduits et donne du cuivre métal.**

3.3. La galvanostégie

Elle consiste à **déposer une couche de métal sur un objet** rendu conducteur :

La cathode sera constituée par l'objet à recouvrir.

- L'anode peut être constituée du métal que l'on veut déposer.
- Ces deux électrodes plongent dans un bain contenant le cation à déposer.
- La galvanoplastie suit le même procédé, dans le but de reproduire des objets :
- La cathode est cette fois-ci le moule de l'objet à reproduire qui a été rendu conducteur.
- L'anode est par exemple du cuivre et le bain une solution d'ions cuivre II.
- On obtient alors une reproduction de l'objet en cuivre.

Plus de détails sur

<http://fr.wikipedia.org/wiki/%C3%89lectrolyse#Applications>

et

http://users.skynet.be/chr_loockx_sciences/electro_page_un.htm#haut_de_page

4. FONDATEURS

- Les scientifiques pionniers de l'électrolyse sont :
 - William Nicholson (1753-1815) et Sir Anthony Carlisle (1768-1840) réalisèrent la première électrolyse le 2 mai 1800.
 - Michael Faraday, scientifique britannique, est l'un des créateurs de l'électrochimie, avec Humphry Davy et avec le scientifique italien Carlo Matteucci.
 - Svante Arrhenius
 - Adolph Wilhelm Hermann Kolbe
- Des médecins ont développé une technique d'épilation basée sur l'utilisation de l'électrolyse:
 - Dr Charles Eugene Michel, ophtalmologiste américain, a eu l'idée en 1875 d'insérer une fine aiguille chargée de courant galvanique dans les follicules pileux chez un de ses patients, à des fins d'épilation.
 - Professeur Paul M. Kree, technicien et inventeur, a mis sur pied en 1916 le type d'appareil à multiples aiguilles.
 - Van Zeynik fut en 1899 le premier à observer que les tissus organiques peuvent être chauffés par un courant de haute fréquence.