


**Je consulte les ressources :**

- Capsule
- Ressources à découvrir sur le site <http://physchileborgne.free.fr>
- Activité du livre


**Je mets en pratique :**

- TP :


**Je m'entraîne en réalisant les exercices :**

Noter les exercices à faire


**Je vérifie que je maîtrise les objectifs du chapitre :**

Relier le caractère non total d'une transformation à la présence, à l'état final du système, de tous les réactifs et de tous les produits.



Déterminer le sens d'évolution spontanée d'un système.

Déterminer un taux d'avancement final à partir de données sur la composition de l'état final et le relier au caractère total ou non total de la transformation.  
*Déterminer la valeur du quotient de réaction à l'état final d'un système, siège d'une transformation non totale, et montrer son indépendance vis-à-vis de la composition initiale du système à une température donnée. .*

*Illustrer un transfert spontané d'électrons par contact entre réactifs et par l'intermédiaire d'un circuit extérieur.*

Justifier la stratégie de séparation des réactifs dans deux demi-piles et l'utilisation d'un pont salin.

Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, le fonctionnement d'une pile.  
 Déterminer la capacité électrique d'une pile à partir de sa constitution initiale.

Citer des oxydants et des réducteurs usuels : eau de Javel, dioxygène, dichlore, acide ascorbique, dihydrogène, métaux.  
 Justifier le caractère réducteur des métaux du bloc s.

**J'ai réalisé :**

- Un compte rendu de TP
- Une rédaction complète d'exercice
- Un calcul
- Une carte mentale
- Un résumé de cours
- Des exercices du devoir surveillé de la session précédente

## 1. Equilibre chimique d'une transformation non-totale

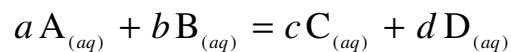
Certaines réactions chimiques ne sont pas totales. L'avancement maximal tel qu'il peut être calculé à l'aide du tableau d'avancement n'est jamais atteint. L'avancement d'une telle réaction tend vers une valeur limite appelée avancement final. On dit que le système a atteint un état d'équilibre lorsque l'avancement final est différent de l'avancement maximal.

**Taux d'avancement :** 
$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

Lorsque  $\tau = 1$ , on peut dire que la réaction est **totale**, 100% des molécules se sont transformées. Autrement, la réaction est **limitée**.

Lorsque une transformation n'est pas totale, la réaction associée peut s'effectuer dans les deux sens, une telle réaction est dite **réversible**. L'équilibre atteint est un **équilibre dynamique** dans lequel les réactions inverses l'une de l'autre ont lieu simultanément et à la même vitesse.

**Quotient de réaction** associé à la réaction suivante :



$$Q_r = \frac{[C_{(aq)}]^c \times [D_{(aq)}]^d}{[A_{(aq)}]^a \times [B_{(aq)}]^b}$$

On ne fait figurer dans l'expression de  $Q_r$  que les concentrations des espèces dissoutes.

A une température donnée, le quotient de réaction à l'équilibre  $Q_{r,eq}$  est une constante quelque soit l'état initial considéré :

$$K = Q_{r,eq}$$

La constante d'équilibre dépend uniquement de la température.

La constante d'équilibre de la réaction d'un acide sur l'eau se note  $K_A$  (**constante d'acidité**)

Le taux d'avancement final d'une réaction à température donnée dépend de la constante d'équilibre (plus cette constante est grande, plus le taux d'avancement est grand), mais dépend aussi des conditions initiales.

---

## 2. Prévision du sens d'évolution spontan e

---

Dans le cas d'une réaction conduisant à un équilibre chimique entre tous les constituants à l'état final, il est intéressant de prévoir le sens d'évolution du système. On peut distinguer deux cas :

- Si ne coexistent à l'état initial que des réactifs, la réaction ne peut évoluer que dans le sens direct.
- Si à l'état initial coexistent les réactifs et les produits, il faut :
  1. Calculer le quotient de réaction à l'état initial  $Q_i$
  2. Comparer  $Q_i$  et  $K$  :

si  $Q_i < K$  : la réaction évolue dans le sens direct 1

si  $Q_i > K$  : la réaction évolue dans le sens indirect 2

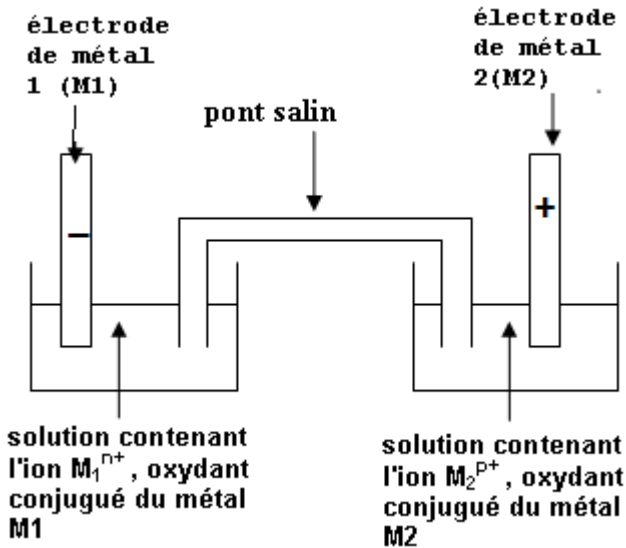
si  $Q_i = K$  : le système est à l'équilibre et n'évolue pas.

### 3. Transformations d'oxydo-réduction : applications

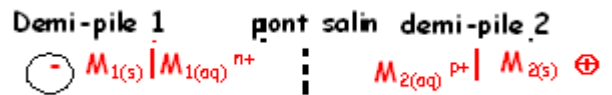
#### • La pile ou générateur électrochimique

##### 1) Schéma

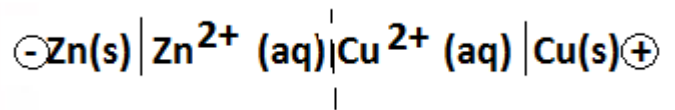
Deux compartiments distincts contenant chacun un couple oxydant/réducteur  $M_1^{n+}/M_1$  et  $M_2^{p+}/M_2$  reliés par un pont salin imbibé de solution ionique. Les plaques de métal sont appelées les électrodes.



##### 2) Symbole d'une pile



exemple : pile Daniel | cuivre zinc



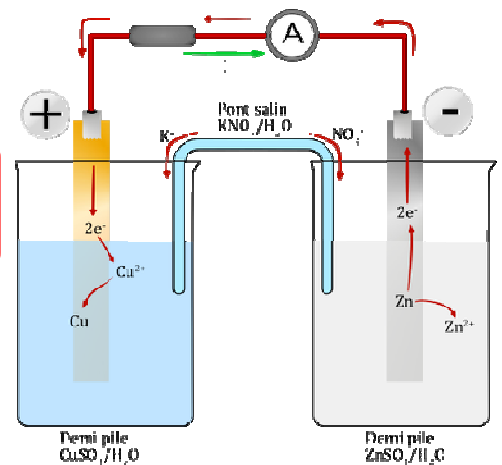
##### 3) Fonctionnement d'une pile

- **Anode : le pôle négatif**, les électrons en sortent, **oxydation**
- **Cathode : le pôle positif**, les électrons entrent, **réduction**

- Les électrons se déplacent dans les électrodes et les conducteurs qui les relient. Le sens du courant  $I$  est du pôle + au pôle - de la pile (sens inverse de celui des électrons).
- A l'intérieur de la pile (solutions et pont salin), les cations se déplacent dans le sens du courant et les anions dans le sens inverse.
- La pile ne débite plus de courant dans les cas suivant :
  - Si  $Q_r = k$  alors  $I = 0$  A
  - Si l'un des réactifs est entièrement consommé
- La force électromotrice (**f.é.m**) notée  $E$ , est la tension à ses bornes lorsque la pile ne débite aucun courant. Rappel :  $U_{PN} = E - r \cdot I$  ( $r$  : **résistance interne de la pile**)
- **Capacité d'une pile notée  $Q_{max}$**  : quantité maximale d'électricité qu'elle peut fournir.
 

$Q = I \cdot \Delta t$  exemple : une pile est complètement déchargée lorsqu'elle a débite un courant d'intensité  $I = 100$  mA pendant  $\Delta t = 3$  h ; sa capacité est :

 $Q_{max} = I \cdot \Delta t = 0,1 \times 3 \times 3600 = 1,08 \times 10^3$  C

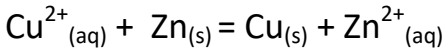


**exemple : pile cuivre zinc**

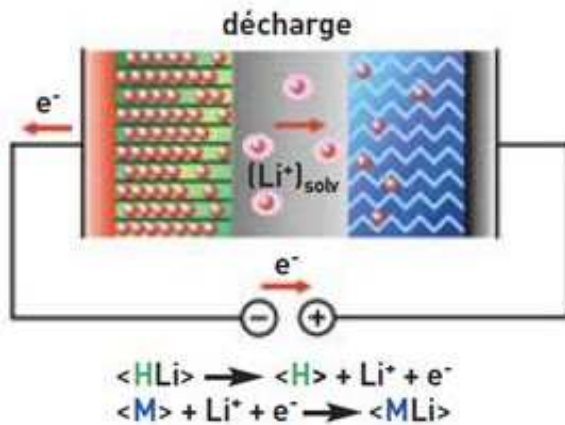
à la borne + réduction des ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)}$

à la borne - oxydation du métal zinc  $\text{Zn}_{(s)} = \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

équation de fonctionnement de la pile



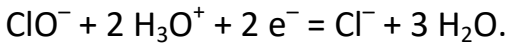
**exemple : pile lithium ion (pour la recharge voir CH08)**



**• Oxydants et réducteurs usuels**

Oxydants :

eau de Javel (désinfectant et décolorant) oxydante par l'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$  :

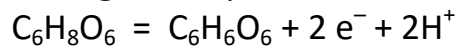


Dioxygène  $\text{O}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 e^- = 6 \text{H}_2\text{O}$

Dichlore (gaz jaune vert utile pour la synthèse de HCl)  $\text{Cl}_2 + 2 e^- = 2 \text{Cl}^-$

Réducteurs :

Acide ascorbique (vitamine C préfixe grec *a* « privatif » et de *scorbut*, soit « anti-scorbut »)



Acide ascorbique (réduit) --> Acide déhydroascorbique (oxydé)

Dihydrogène (source d'énergie dont la combustion ne produit que de l'eau)  $\text{H}_2 = 2\text{H}^+ + 2e^-$

										s block										p block										2 He
1	s <sup>1</sup>																			s <sup>2</sup>										
2	3	4											5	6	7	8	9	10												
3	11	12											13	14	15	16	17	18												
4	19	20	d <sup>1</sup>	d <sup>2</sup>	d <sup>3</sup>	d <sup>4</sup>	d <sup>5</sup>	d <sup>6</sup>	d <sup>7</sup>	d <sup>8</sup>	d <sup>9</sup>	d <sup>10</sup>	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36		
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54												
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86												
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118												

Les entités du bloc s sont des réducteurs car ils ont tendance à libérer un ou des électrons pour tendre vers la structure des gaz inertes.