Terminale Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M.KUNST-MEDICA	
Chapitre 9 : Sens d'évolution spontanée ou forcée d'un système chimique		Cours livre p 136 à 140 et p 176 à 177	

Objectifs et trame du chapitre (13 séances)

I. Réactions non totales

Cours (0,5 séance)

Activité expérimentale n°9.1 : Transformation totale ou non (1 séance)

Capacités visées :

- **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.**
- **Mettre en évidence la présence de tous les réactifs dans l'état final d'un système siège d'une transformation non totale, par un nouvel ajout de réactifs.**

Exercices d'application à faire après l'activité : 3-4-5-6 p 144-145

II. Évolution spontanée d'un système chimique

Activité expérimentale n°9.2 : Une solution rouge sang. (2 séances)

Capacités visées :

- **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.**

Exercices d'application à faire après l'activité : 7-8-9-10 p 145

III. Cas des réactions d'oxydoréduction

Cours (0,5 séance)

Capacités visées :

- **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.**

Activité expérimentale n°9.3 : Réaliser une pile (2 séances)

Capacités visées :

- **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.**
- **Réaliser une pile, déterminer sa tension à vide et la polarité des électrodes, identifier la transformation mise en jeu, illustrer le rôle du pont salin.**

Exercices d'application à faire après l'activité : 11-12-13-14-15-16-17 -18 p 146

IV. La transformation forcée. Électrolyse.

Activité expérimentale n°9.4 : Forcer l'évolution d'un système (2 séances)

Capacités visées :

- **Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, les transferts d'électrons aux électrodes par des réactions électrochimiques.**
- **Déterminer les variations de quantité de matière à partir de la durée de l'électrolyse et de la valeur de l'intensité du courant.**
- **Identifier les produits formés lors du passage forcé d'un courant dans un électrolyseur.**

Activité documentaire n°9.5 : Les voitures « à hydrogène » (1 séance)

- **Citer des exemples de dispositifs mettant en jeu des conversions et stockages d'énergie chimique (piles, accumulateurs, organismes chlorophylliens) et les enjeux sociétaux associés.**

Exercices d'application à faire après les activités : QCM p 179 et 3-4-5-6-7-8-9-10 p 182 à 183

Bilan et correction d'exercices (3 séances)
Synthèse des activités :

Vidéo : Bilan de cours sens d'évolution d'un système chimique (Stella)

https://www.youtube.com/watch?v=OK1wQKtd09U

Vidéo : Bilan de cours piles électrochimiques (Stella)

https://www.youtube.com/watch?v=XGiG3pohbyU

Vidéo : Bilan de cours sur l'électrolyse (Stella)

https://www.youtube.com/watch?v=w3lg9HDBMKw

I. Réactions non totales

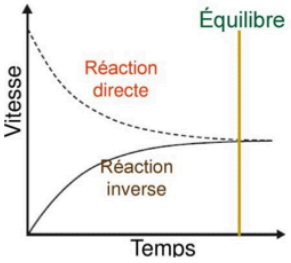
EQUILIBRE D'UNE REACTION ⇌

Prenons comme référence la réaction chimique dont l'équation est :

$$aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \overset{1}{\underset{2}{\rightleftharpoons}} cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$$

Lorsqu'une réaction chimique a lieu, les réactifs A et B réagissent entre eux pour former les produits C et D selon les proportions stœchiométriques : la réaction se produit alors dans le **sens direct** (gauche vers droite).

Lorsque les produits C et D sont formés, ils vont de manière simultanée, réagir pour reformer A et B : la réaction se produit alors aussi dans le **sens indirect** (droite vers gauche).



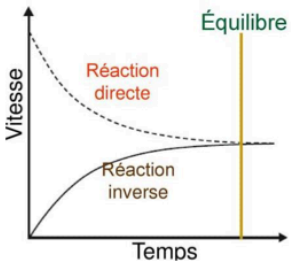
Sens direct :
$aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \rightarrow cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$

Sens indirect :
$cC_{(aq)} + dD_{(aq)} \rightarrow aA_{(aq)} + bB_{(aq)}$

SENS DIRECT – SENS INDIRECT

Les deux réactions ont alors lieu au même moment mais **avec des vitesses différentes** :

- **si la vitesse de réaction correspondant au sens direct est la plus élevée**, on verra alors globalement une seule réaction se produire dans le **sens direct** ;
- **si la vitesse de réaction correspondant au sens indirect est la plus élevée**, on verra alors globalement une seule réaction se produire dans le **sens indirect** ;
- **si la vitesse de réaction correspondant au sens indirect est identique à celle correspondant au sens indirect**, on atteint alors un **état d'équilibre** ;



Sens direct :
$aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \rightarrow cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$

Sens indirect :
$cC_{(aq)} + dD_{(aq)} \rightarrow aA_{(aq)} + bB_{(aq)}$

TAUX D'AVANCEMENT FINAL τ_f

Le taux d'avancement final d'une réaction permet de savoir si une réaction est totale ou équilibrée et donne une indication sur le rendement auquel on pourrait s'attendre. Il est défini par :

$$\boxed{\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}}$$

x_f : avancement déterminé lorsque la réaction est terminée (elle n'évolue plus).

x_{max} : avancement de la réaction si la réaction était totale et que le réactif limitant était consommé entièrement.

Or : $0 \leq x_f \leq x_{max} \Leftrightarrow 0 \leq \tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} \leq 1$

- si $\tau_f = 0$: il n'y a **pas de transformation**
- si $0 \leq \tau_f \leq 1$: la transformation est **non totale** (ou limitée, ou équilibrée)
- si $\tau_f = 1$: la transformation est **totale**

EXEMPLE :

Equation de la réaction :		$CH_3COOH_{(aq)}$ +	$H_2O_{(l)}$ →	$CH_3COO^-_{(aq)}$ +	$H_3O^+_{(aq)}$
Etat du système	Avancement de la réaction	Quantités de matière présentes dans le système			
Initial	x = 0	0,010	excès	0	0
En cours	x	0,010 - x	excès	x	x
Final	x_f	0,010 – x_f	excès	$x_f = 4{,}0.10^{-5}$	$x_f = 4{,}0.10^{-5}$

Volume de la solution : V_S = 10,0 mL ; concentration en acide éthanoïque : 1,0 mol/L.

$$\tau_f = \frac{4{,}0.10^{-5}}{0{,}010}$$

$\Rightarrow \tau_f = 4{,}0.10^{-3}$ ou 0,40%

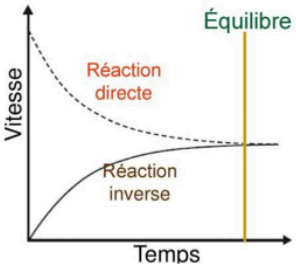
⇒ réaction très limitée

II. Évolution spontanée d'un système chimique

CONSTANTE D'EQUILIBRE K

$$aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \rightleftarrows cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$$

Au bout d'un certain moment, la vitesse de réaction du sens direct et celle du sens indirect auront la même valeur. Le système chimique atteint alors un **état d'équilibre** et les concentrations des réactifs et des produits resteront alors constantes, bien que les réactions continuent dans les deux sens.



La constante d'équilibre K, qui dépend de la température T, s'écrit alors :

$$K = \frac{[C]_{éq}^{c} \cdot [D]_{éq}^{d}}{[A]_{éq}^{a} \cdot [B]_{éq}^{b}}$$

La constante d'équilibre n'a pas d'unité !!!

Attention :
Si un des réactifs ou des produits correspond au solvant, on remplacera sa concentration par la concentration standard c^0.
De même s'il est à l'état solide

Sens direct :
$aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \rightarrow cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$

Sens indirect :
$cC_{(aq)} + dD_{(aq)} \rightarrow aA_{(aq)} + bB_{(aq)}$

EXEMPLE : LA CONSTANTE D'ACIDITE K_A

Dans le cas d'une réaction acidobasique au cours de laquelle un acide réagit avec de l'eau, on a :

$$AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

La constante d'équilibre K de cette réaction se nomme dans ce cas **« constante d'acidité K_A»** du couple. Elle s'écrit :

$$K_A = \frac{[A^-]_{éq} \cdot [H_3O^+]_{éq}}{[AH]_{éq} \cdot c°}$$

NB : ici, l'eau est le solvant de la solution.

*Numériquement, le fait « d'oublier » c° ne change rien mais au niveau de l'**analyse dimensionnelle**, le fait de « l'oublier » changerait l'unité de K_A.*

EXEMPLE : LE PRODUIT IONIQUE DE L'EAU K_e

Dans le cas de l'autoprotolyse de l'eau au cours de laquelle deux molécules d'eau réagissent entre elles :

$$2H_2O_{(l)} \rightleftarrows HO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

La constante d'équilibre K de cette réaction se nomme dans ce cas **« produit ionique de l'eau K_e»**. Elle s'écrit :

$$K_e = \frac{[HO^-]_{éq} \cdot [H_3O^+]_{éq}}{(c°)^2}$$

NB : ici, l'eau est le solvant de la solution.

*Numériquement, le fait « d'oublier » c° ne change rien mais au niveau de l'**analyse dimensionnelle**, le fait de « l'oublier » changerait l'unité de K_e.*

QUOTIENT DE REACTION Q_r

$$aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \rightleftharpoons cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$$

On peut aussi calculer le **quotient de réaction $Q_{r,t}$** à tout instant t de la réaction, qu'on soit à l'état d'équilibre ou pas :

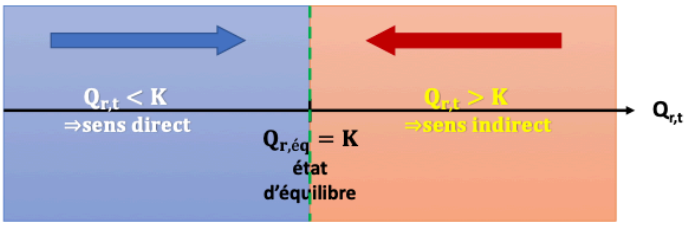
$$\boxed{Q_{r,t} = \frac{[C]_t^c . [D]_t^d}{[A]_t^a . [B]_t^b}}$$

Ce quotient de réaction, lorsqu'on le calcule à l'instant final, moment où l'équilibre entre les réactifs et les produits s'est installé, est alors égal à la constante d'équilibre K de la réaction :

$$\boxed{Q_{r,éq} = K = \frac{[C]_{éq}^c . [D]_{éq}^d}{[A]_{éq}^a . [B]_{éq}^b}}$$

SENS SPONTANEE D'EVOLUTION D'UNE REACTION

Lorsque l'on considère une réaction chimique en dehors de l'état d'équilibre (exemple : état initial), on peut alors **prévoir dans quel sens aura lieu la réaction** en calculant le quotient de réaction $Q_{r,t}$:



- **Si $Q_{r,t} > K$** : le sens spontané de la réaction sera alors le **sens indirect** car il y a un surplus de produits par rapport à l'équilibre ;
- **Si $Q_{r,t} < K$** : le sens spontané de la réaction sera alors le **sens direct** car il y a un surplus de réactifs par rapport à l'équilibre ;
- **Si $Q_{r,t} = K$** : le système est alors **à l'équilibre** et n'évoluera plus.

REACTION TOTALE OU NON TOTALE

Plus la valeur de la constante d'équilibre K est grande et plus cela signifie que la réaction est fortement déplacée dans le sens direct. **On considère qu'une réaction est totale lorsque $K > 10^4$**.

Plusieurs cas de figure sont possibles :

- **$K > 10^4$** : on considère que **la réaction est alors totale** (les réactifs sont consommés entièrement) ;
- **$K < 10^4$** : on considère que **la réaction est non totale, équilibrée, ou limitée** (les réactifs ne sont pas entièrement consommés).

TAUX D'AVANCEMENT FINAL τ_f

Le taux d'avancement final d'une réaction permet de savoir si une réaction est totale ou équilibrée et donne une indication sur le rendement auquel on pourrait s'attendre. Il est défini par :

$$\boxed{\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}}$$

x_f : avancement déterminé lorsque la réaction est terminée (elle n'évolue plus).

x_{max} : avancement de la réaction si la réaction était totale et que le réactif limitant était consommé entièrement.

Or : $0 \leq x_f \leq x_{max} \Leftrightarrow 0 \leq \tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} \leq 1$

$$\begin{cases} \text{si } \tau_f = 0 : \text{il n'y a pas de transformation} \\ \text{si } 0 \leq \tau_f \leq 1 : \text{la transformation est non totale (ou limitée, ou équilibrée)} \\ \text{si } \tau_f = 1 : \text{la transformation est totale} \end{cases}$$

EXEMPLE :

Equation de la réaction :		$CH_3COOH_{(aq)}$ +	$H_2O_{(l)}$ →	$CH_3COO^-_{(aq)}$ +	$H_3O^+_{(aq)}$
Etat du système	Avancement de la réaction	Quantités de matière présentes dans le système			
Initial	x = 0	0,010	excès	0	0
En cours	x	0,010 - x	excès	x	x
Final	x_f	$0,010 - x_f$	excès	$x_f = 4,0.10^{-5}$	$x_f = 4,0.10^{-5}$

Volume de la solution : V_S = 10,0 mL ; concentration en acide éthanoïque : 1,0 mol/L.

$$\tau_f = \frac{4,0.10^{-5}}{0,010}$$

$$\Rightarrow \tau_f = 4,0.10^{-3} \text{ ou } 0,40\%$$

⇒ réaction très limitée

L'ESSENTIEL

Sens direct – sens indirect : lors d'une transformation chimique, les réactifs se transforment en produits mais dans le même temps, la réaction inverse se produit. Les vitesses de ces réactions n'ont pas forcément la même valeur.

$$\begin{cases} v_{direct} > v_{indirect} \Rightarrow \text{sens direct} \\ v_{direct} < v_{indirect} \Rightarrow \text{sens indirect} \\ v_{direct} = v_{indirect} \Rightarrow \text{état d'équilibre} \end{cases}$$

Equation de réaction : $aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \rightleftharpoons cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$

Constante d'équilibre K (dépend de la température T) :

$$\boxed{K = \frac{[C]^c_{éq}.[D]^d_{éq}}{[A]^a_{éq}.[B]^b_{éq}}} \quad \begin{cases} K < 10^4 \Rightarrow \text{réaction équilibrée} \\ K > 10^4 \Rightarrow \text{réaction totale} \end{cases}$$

Réaction d'un acide dans l'eau : $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

Constante d'acidité K_A (dépend de la température T) :

$$\boxed{K_A = \frac{[A^-]_{éq}.[H_3O^+]_{éq}}{[AH]_{éq}.c°}}$$

Autoprotolyse de l'eau : $2H_2O_{(l)} \rightleftarrows HO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

Produit ionique de l'eau K_e (dépend de la température T) :

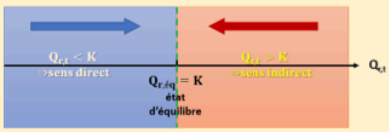
$$\boxed{K_e = \frac{[HO^-]_{éq}.[H_3O^+]_{éq}}{(c°)^2}}$$

Equation de réaction : $aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \rightleftarrows cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$

Quotient de réaction $Q_{r,t}$ à chaque instant t :

$$\boxed{Q_{r,t} = \frac{[C]^c_t.[D]^d_t}{[A]^a_t.[B]^b_t}} \text{ et } \boxed{Q_{r,éq} = K}$$

$$\begin{cases} Q_{r,t} < K \Rightarrow \text{sens direct} \\ Q_{r,t} > K \Rightarrow \text{sens indirect} \\ Q_{r,t} = K \Rightarrow \text{état d'équilibre} \end{cases}$$



Taux d'avancement final τ_f d'une réaction :

$$\boxed{\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}} \quad \begin{cases} \tau_f = 0 : \text{pas de transformation} \\ 0 \leq \tau_f \leq 1 : \text{transformation équilibrée} \\ \tau_f = 1 : \text{transformation totale} \end{cases}$$

III. Cas des réactions d'oxydoréduction

1 – Oxydants et réducteurs

Lors d'une réaction d'oxydoréduction, un espèce chimique appelée réducteur donne un ou plusieurs électrons à un oxydant. Le transfert d'électrons a donc toujours lieu du réducteur vers l'oxydant.
Un petit moyen mnémotechnique pour s'en souvenir :

- un réduc**teur** a bon **cœur**, il donne ses électrons :
- un oxyd**ant** est méch**ant**, il prend les électrons.

Un réducteur est d'autant plus efficace qu'il peut perdre facilement ses électrons. Les éléments du **bloc s du tableau** périodique (deux premières colonnes) peuvent facilement céder leurs électrons et sont donc de **très bons réducteurs**.

Les métaux possèdent des électrons dans leur couche de conduction qu'ils peuvent aussi facilement céder et sont donc de bons réducteurs également.

Pour les oxydants, c'est un peu plus compliqué… il faudra donc juste connaître les espèces chimiques situées dans le tableau ci-dessous :

Par cœur

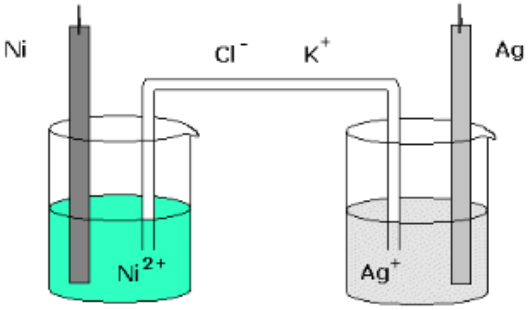
Espèce chimique	Caractère	Utilisation
Ion hypochlorite $C\ell O^-$	Oxydant	Eau de Javel
Dioxygène O_2	Oxydant	Pile à combustible, respiration
Dichlore $C\ell_2$	Oxydant	Agent blanchissant, désinfectant
Acide ascorbique $C_6H_8O_6$	Oxydant	Vitamine C
Dihyrogène H_2	réducteur	Pile à combustible
Lithium	réducteur	Pile au lithium
Magnésium	réducteur	Flash des appareils du 19ème siècle

2 – Les piles

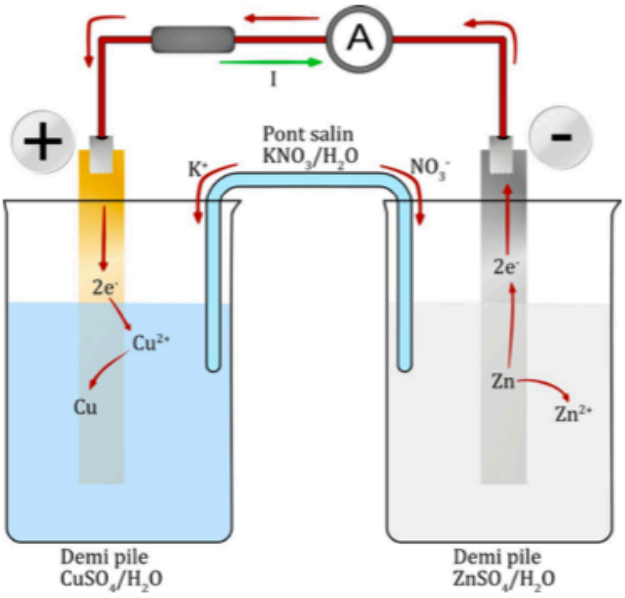
Une pile est constituée de deux compartiments distants appelés **demi-piles.** Ces dernière sont reliées par un séparateur appelé **pont salin**.
Une demi-pile contient les deux espèces d'un couple oxydant-réducteur.
Le pont salin permet le transferts d'ions d'une demi-pile à un autre.

a - Un exemple de pile

- Ici une demi pile est constituée du couple Ni^{2+}/Ni et une autre du couple Ag^+/Ag
- Le pont salin contient des ions (ici les ions Cl^- et K^+) afin de permettre au courant de circuler à l'intérieur de la pile.
- La pile entre en fonctionnement lorsque ses deux bornes sont liées électriquement.



b - Une pile en fonctionnement



Lorsque l'on relie électriquement les deux demi-piles, un circuit électrique est alors crée via le pont salin :

- Une réduction a lieu dans une des demi-piles
- Une oxydation a lieu dans l'autre demi-pile

Dans l'exemple ci-contre, on a les réactions suivantes :

- A la borne - : $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$
- A la borne + : $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$
- La réaction bilan est donc : $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

En réalité, un pile en fonctionnement contient un système chimique qui n'est pas à l'équilibre. Le quotient de réaction Q_r de ce système est inférieur à sa constante d'équilibre K.

Dans l'exemple ci-contre, avec des concentrations en $CuSO_4$ et en $ZnSO_4$ de 10^{-2} mol.L^{-1}, on a :

$$Q_r = \frac{a_{Zn^{2+}} \times a_{Cu}}{a_{Zn} \times a_{Cu^{2+}}} = \frac{10^{-2} \times 1}{1 \times 10^{-2}} = 1$$ alors que la constante d'équilibre K vaut 10^{37}...

c – Caractéristiques d'une pile

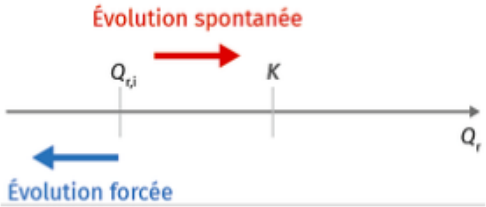
- **Tension à vide :** c'est la valeur absolue de la tension mesurée entre les deux électrodes de la pile lors qu'aucun courant ne circule. On peut la mesurer simplement avec un voltmètre.
- **Capacité de la pile :** La capacité d'une pile correspond à la quantité d'électricité disponible. Elle se calcule avec la formule suivante :

$Q_{élec} = n(e^-) \times N_A \times e$ avec	$n(e^-)$ la quantité de matière d'électrons échangés N_A le nombre d'Avogado ($N_A = 6{,}02.10^{23}$ mol^{-1}) e la charge élémentaire ($e = 1{,}60.10^{-19}$ C)

Remarque : pour calculer la quantité de matière d'électrons échangés $n(e^-)$, il faut savoir quel est le réactif limitant puis utiliser la demi-équation le concernant afin de connaître le nombre d'électrons échangés.

IV. La transformation forcée. Électrolyse.

Dans certaines conditions, il est possible de de forcer le sens d'évolution d'une transformation chimique en apportant de l'énergie au système. De cette façon, on éloigne donc le quotient de réaction Q_r de la constante d'équilibre K.
L'énergie apportée peut-être électriquement (cas des électrolyseurs), ou par rayonnement (cas de la photosynthèse)

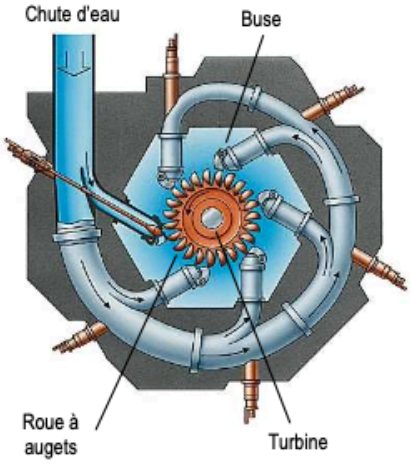


1. Principe

Dans une retenue d'eau, la chute d'eau du barrage libère spontanément de l'énergie : la masse d'eau, en tombant, convertit son énergie potentielle en énergie cinétique. Cette énergie peut être récupérée par une turbine.

La turbine entraînée par la chute d'eau transmet son mouvement de rotation à un alternateur qui convertit cette énergie mécanique (cinétique) en énergie électrique.

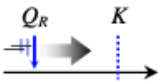
Le rôle de la **turbine** est de transformer l'énergie cinétique de l'eau en énergie mécanique, de manière à faire tourner un **alternateur**. L'**alternateur**, à son tour, transforme l'énergie mécanique en énergie électrique.



Le système {*eau du barrage*} perd de l'énergie dans la chute. Cette énergie est libérée spontanément et peut être facilement récupérée. C'est aussi le cas du système {*produits chimiques*} dans une pile qui libère spontanément de l'énergie chimique en créant un mouvement d'électrons dans le circuit électrique branché sur la pile.

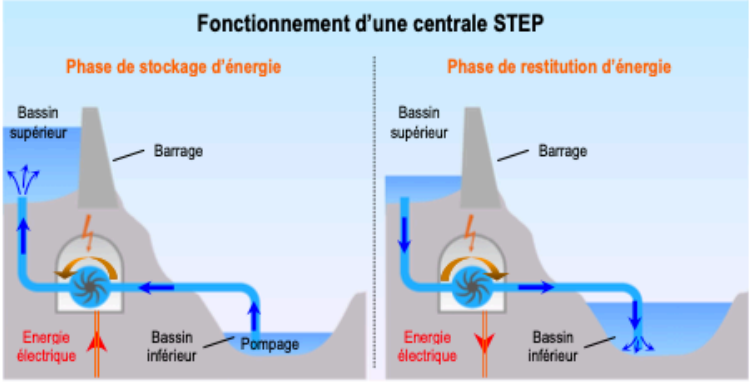
$aA + bB \longrightarrow cC + dD$

Libération d'énergie chimique



Il est cependant possible de forcer ce genre de transformations spontanée à se faire dans l'autre sens.
Dans le cas d'une retenue d'eau, les Stations de Transfert d'Energie par Pompage (ou STEP) possèdent deux réservoirs situés à des altitudes différentes. Elles peuvent stocker de l'énergie sous forme potentielle en pompant l'eau du réservoir inférieur vers le réservoir supérieur lorsque la demande ou le coût de en énergie est peu élevé. Inversement lorsque la demande est forte ou le prix du kWh élevé, elles restituent de l'électricité au réseau en turbinant l'eau du réservoir supérieur.

La transformation est ici forcée, et elle nécessite un apport d'énergie amenant un stockage de cette dernière.

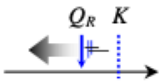


En France, la première centrale fonctionnant sur ce principe est celle du Lac Noir dans les Vosges. Elle utilisait le surplus de l'énergie de nuit de la centrale hydroélectrique de Kembs.

On peut donc faire de même dans le cas d'un accumulateur électrique (ou pile rechargeable) : on force la réaction spontanée à se faire dans l'autre sens en injectant de l'énergie électrique. La transformation qui a alors lieu dans la pile est forcée (≠ spontanée) et permet de stocker à nouveau de l'énergie chimique dans la batterie.

$aA + bB \longleftarrow cC + dD$

Stockage d'énergie chimique

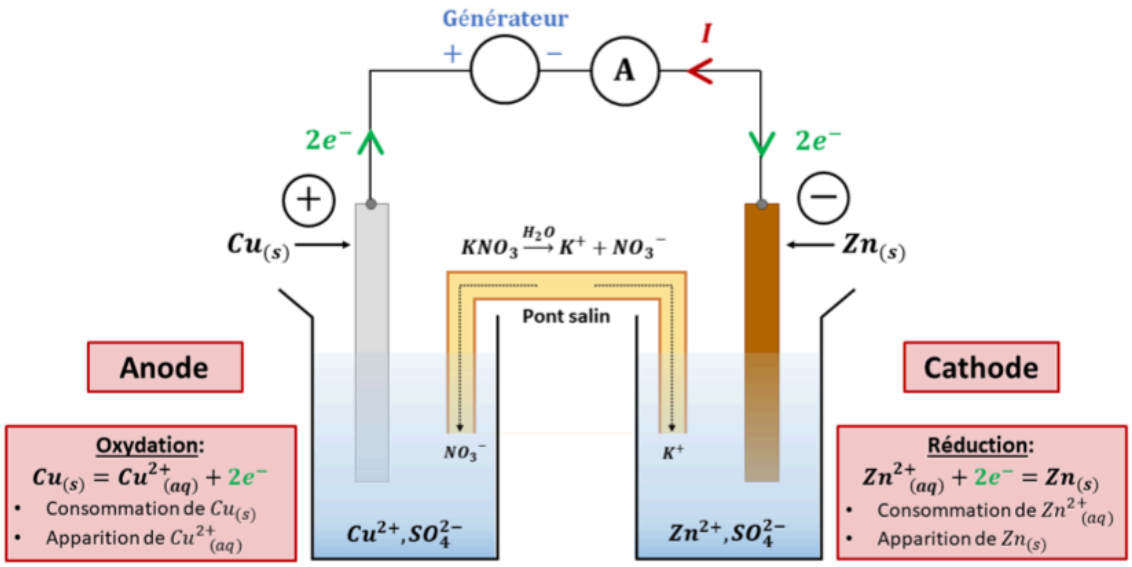


2. L'électrolyse

Transformation forcée

Lors d'une **transformation chimique forcée**, le système évolue dans le sens inverse de l'évolution spontanée. Cela ne peut se réaliser qu'à condition d'**apporter de l'énergie** extérieure pour forcer la réaction à aller dans ce sens.
Pour une réaction d'oxydoréduction, **les rôles de la cathode et de l'anode sont alors inversés : on parle d'électrolyse**.

Lors d'une électrolyse, le fonctionnement est inversé par rapport au cas de la pile : les électrons ne sont plus libérés spontanément par la transformation chimique, ils sont apportés par un générateur de manière à inverser le rôle des électrodes et forcer la réaction chimique à se faire dans l'autre sens.



3. Bilan quantitatif de l'électrolyse

Bilan quantitatif

Comme pour la pile électrochimique, on définit de la même manière la **charge électrique ou capacité Q** de la manière suivante :

$$Q = I \times \Delta t = n(\mathrm{e}^-)x_f\mathcal{F}$$

I l'intensité du courant électrique délivré par le générateur (en A)
Δt la durée (en s)
Q la capacité (en C)
$n(\mathrm{e}^-)$ le nombre d'électrons échangés (sans unité)
x_f l'avancement final (en mol)
$\mathcal{F} = 96500$ C.mol^{-1} la constante de Faraday

4. Energie chimique

1 – Stockage et conversion d'énergie chimique

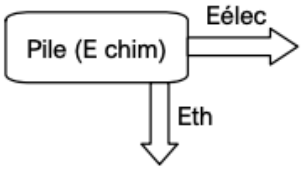
L'énergie chimique correspond à l'énergie qui peut être libérée lorsque les liaisons entre les atomes de molécules sont rompues.

Lors du **stockage** d'énergie chimique, on utilise une **réaction forcée**, alors que lors de sa **conversion** en un autre type d'énergie, la réaction est **spontanée**

2 – Quelques dispositifs à connaître

a – Pile

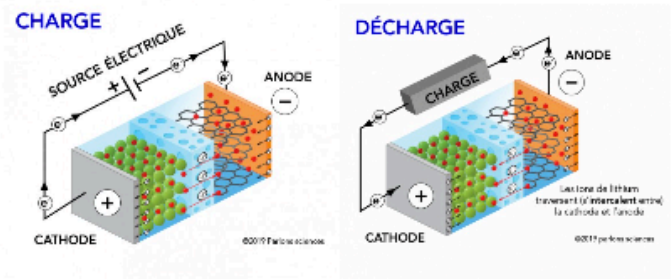
Une pile est un dispositif de conversion d'énergie chimique en énergie électrique. Les pertes sont essentiellement des pertes thermiques.



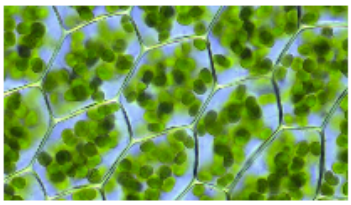
b – Accumulateur

Un accumulateur (appelé aussi batterie ou pile rechargeable) est un dispositif de stockage et de conversion d'énergie chimique. On peut donc le charger en forçant une réaction chimique, puis lors de sa décharge, c'est la réaction chimique inverse qui se produit spontanément.
De nombreux accumulateurs sont utilisés au quotidien : batterie de démarrage de voiture au plomb, batterie de smartphone au lithium, accumulateurs nickel-cadmium en remplacement de piles, pile à combustible…

Exemple d'une batterie au lithium :



c - Organismes chlorophylliens



Tous les organismes vivants ont besoin d'énergie. Ils l'obtiennent majoritairement à partir des sucres comme le glucose. Les transformations chimiques sont complexes, mais tout se passe comme si les sucres étaient oxydés par le dioxygène ; il y a libération d'énergie, et formation d'eau et de dioxyde de carbone :

$$C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2 \rightarrow 6\,CO_2 + 6\,H_2O \qquad \text{(réaction spontanée)}$$

Durant la nuit, les végétaux consomment ces sucres pour obtenir de l'énergie. Lorsque la lumière du Soleil les éclaire, les végétaux chlorophylliens réalisent la transformation inverse : c'est la photosynthèse. Grâce à l'énergie transportée par la lumière du Soleil, l'eau et le dioxyde de carbone sont transformés en sucres et en dioxygène, ce qui leur permet de stocker de l'énergie sous forme chimique :

$$6\,CO_2 + 6\,H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2 \qquad \text{(réaction forcée)}$$

Sources : https://www.aquaportail.com/ , https://www.maxicours.com/ , https://www.lelivrescolaire.fr/

L'essentiel

La transformation totale

Taux d'avancement

$\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$ — sans unité ; mol

Transformation totale

$x_f \approx x_{max}$ ou $\tau = 1$

$a\,A(aq) + b\,B(aq) \rightarrow c\,C(aq) + d\,D(aq)$

Transformation non totale

$x_f < x_{max}$ ou $0 < \tau < 1$

$a\,A(aq) + b\,B(aq) \underset{\text{sens inverse}}{\overset{\text{sens direct}}{\rightleftharpoons}} c\,C(aq) + d\,D(aq)$

L'évolution spontanée d'un système chimique

Système chimique

$a\,A(aq) + b\,B(aq) \rightleftharpoons c\,C(aq) + d\,D(aq)$

- Quotient de réaction Q_r (sans unité) :

$$Q_r = \frac{\left(\frac{[C]}{c°}\right)^c \times \left(\frac{[D]}{c°}\right)^d}{\left(\frac{[A]}{c°}\right)^a \times \left(\frac{[B]}{c°}\right)^b}$$

- Constante d'équilibre K (sans unité) : $K = Q_{r,éq}$

Hors état d'équilibre

$Q_r \neq K$

Évolution vers un état d'équilibre :

$a\,A(aq) + b\,B(aq) \underset{\text{sens inverse}}{\overset{\text{sens direct}}{\rightleftharpoons}} c\,C(aq) + d\,D(aq)$

$Q_{r,i} < K$ — K — $Q_{r,i} > K$ — $Q_{r,i}$

Évolution dans le sens direct de l'équation

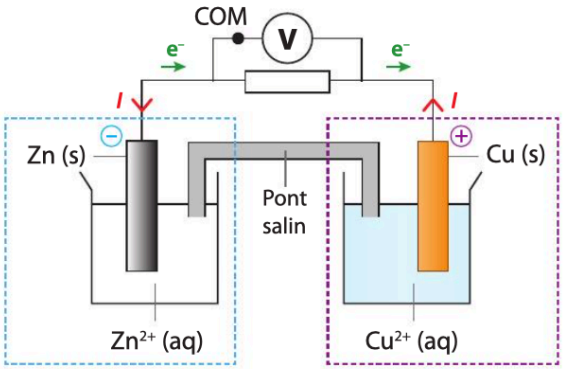
Évolution dans le sens inverse de l'équation

État d'équilibre

$Q_{r,éq} = K$

Le transfert spontané d'électrons

Fonctionnement d'une pile



1. Le signe de la tension lue indique la polarité de la pile.
2. Dans le circuit extérieur à la pile, les électrons circulent de la borne ⊖ à la borne ⊕. Le sens conventionnel du courant est inverse.
3. Borne ⊕ : gain d'électrons, donc réduction.
   Borne ⊖ : perte d'électrons, donc oxydation.
4. Capacité électrique Q_{max} :

$$Q_{max} = n(e^-)_{max} \times N_A \times e$$

C — mol — mol^{-1} — C

5. Le pont salin assure la neutralité des solutions et ferme le circuit.

Réducteurs usuels

- Métaux

Exemples : métaux du bloc s, tel que le lithium Li (s).

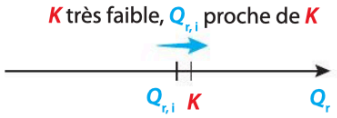
- Dihydrogène H_2 (g).

Oxydants usuels

Dioxygène O_2 (g) ; dichlore $C\ell_2$ (g) ; acide ascorbique ; ion hypochlorite $C\ell O^-$ (aq).

La transformation forcée

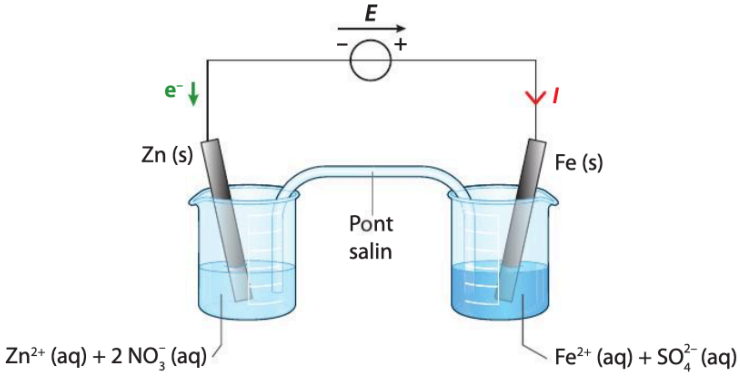
Évolution peu avancée d'un système



Transformation limitée

$Fe(s) + Zn^{2+}(aq) \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq) + Zn(s)$

Évolution forcée d'un système

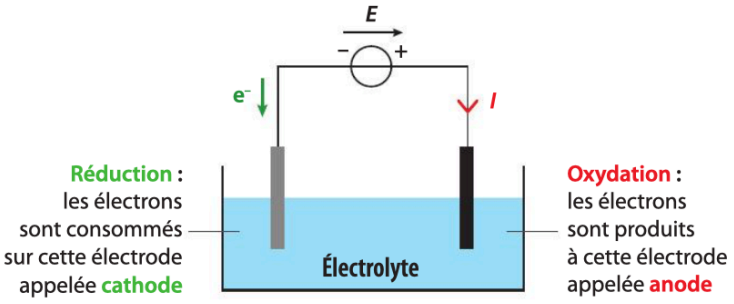


Transformation forcée

$Fe(s) + Zn^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + Zn(s)$

Le fonctionnement d'un électrolyseur

Électrolyseur

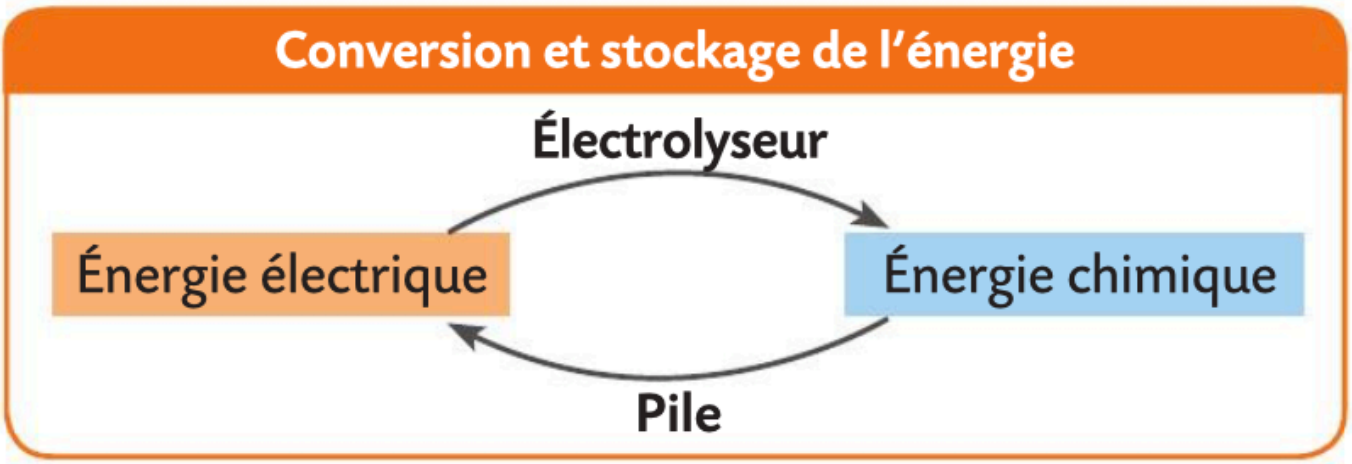


Courant circulant dans l'électrolyseur

I en A → $I = \frac{Q}{\Delta t}$ ← Q en C, Δt en s

Quantité d'électricité mise en jeu

$n(e^-)$ en mol → $Q = n(e^-) \times F$ ← Constante de Faraday $F = 96\,500\ C \cdot mol^{-1}$

Q en C → $Q = n(e^-) \times F$

La conversion et le stockage d'énergie