

Chapitre 9 : évolution spontanée d'un système chimique

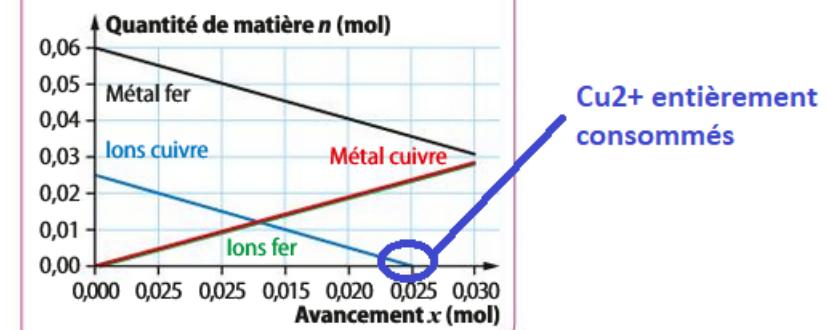
I) Etat final d'une transformation chimique

1) Transformation totale

- Une transformation est dite totale si le réactif limitant est entièrement consommé. On symbolise ce type de réaction par une flèche simple \longrightarrow dans l'équation.
- L'avancement final est égal à l'avancement maximal : $x_{max} = x_f$.
- A l'état final, il ne reste que les produits de la transformation ainsi que le ou les réactifs en excès.

Évolution des quantités de matière au cours d'une transformation totale

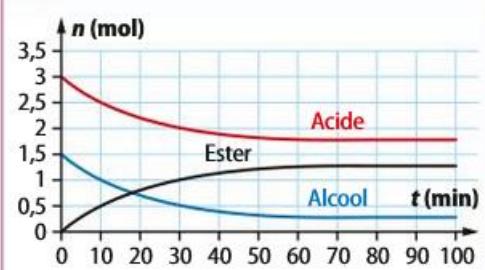
La transformation $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ est totale car les ions cuivre sont entièrement consommés.



2) Transformation limitée

- Une transformation est dite limitée (ou non totale) lorsque le réactif limitant n'est pas entièrement consommé à l'état final. Son avancement final est inférieur à l'avancement maximal $x_f < x_{max}$.
- A l'état final, le système contient tous les réactifs et tous les produits.
- Pour symboliser une réaction non totale, on utilise le symbole de la double flèche \rightleftharpoons .
- Dans l'état final, au niveau macroscopique, les quantités de matières de toutes les espèces n'évoluent plus : on dit que le système est à un état d'équilibre $x_f = x_{eq}$.
- Au niveau microscopique, il se produit deux réactions opposées. L'une où les réactifs forment les produit (sens direct \longrightarrow) et l'autre où les produits reforment les réactifs (sens indirect \longleftarrow).

Réaction d'estérification



La transformation est non totale car le réactif limitant n'est pas entièrement consommé dans l'état final.

EXEMPLE

La synthèse de l'ammoniac est une transformation non totale modélisée par la réaction dont l'équation est : $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$

Dans l'état d'équilibre, il se produit les deux réactions opposées :

$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$ (sens direct)

$2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$ (sens indirect ou inverse)

Exemple : la transformation suivante est-elle totale ou limitée ?

On introduit $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol d'acide éthanoïque dans 1,0L d'eau pure. Le pH de cette solution à 25°C vaut 3,4. Cette réaction est-elle totale ?

		$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$			
Avan-cement	Quantité de matière...	...de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$...de H_2O	...de CH_3CO_2^-	...de H_3O^+
		...apportée	n	solvant	0
		...en cours	$n - x$	solvant	x
	...finale	$n - x_f$	solvant	x_f	x_f

Par définition du pH, $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}} = 4,0 \times 10^{-4}$ mol·L⁻¹. Or $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{x_f}{V}$ donc $x_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f V = 4,0 \times 10^{-4}$ mol. On en déduit les quantités finales :

- $n_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}} = n - x_f = 96 \times 10^{-4}$ mol ;
- $n_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = x_f = 4,0 \times 10^{-4}$ mol.

L'eau est le solvant, donc elle est présente en excès.

Tous les réactifs et les produits sont présents à l'état final, le système est donc à l'équilibre chimique, la réaction n'est pas totale.

II) Evolution d'un système

1) Quotient de réaction Q_r

Soit une transformation à laquelle est associée la réaction d'équation :

aA + bB = cC + dD avec a, b, c et d les coefficients stœchiométriques de la réaction.

Les espèces A, B, C et D peuvent être :

- Solides (notées (s))
- Dissoute en solution aqueuse (notées (aq))
- Le solvant (souvent l'eau)

On appelle **activité α** d'une espèce chimique X, la grandeur **sans dimension** qui vaut :

* $\alpha(X) = 1$ pour une espèce solide

* $\alpha(X) = 1$ pour un solvant

* $\alpha(x) = \frac{[x]}{c^0}$ pour une espèce dissoute en solution où [X] représente la concentration molaire de l'espèce dissoute et C° une concentration de référence égale à 1 mol/L.

Exemple :

On considère la réaction $\text{Cu(OH)}_{2(s)} + 2 \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$.

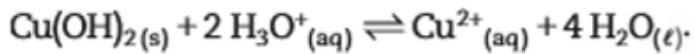
On peut déterminer les activités :

- pour la forme solide : $\alpha(\text{Cu(OH)}_{2(s)}) = 1$;
- pour les espèces en solution : $\alpha(\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}) = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}$, $\alpha(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}) = \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{c^0}$;
- pour le solvant : $\alpha(\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}) = 1$.

Le quotient de réaction Q_r , est le quotient du produit des activités des produits par le produit des activités des réactifs élevées à la puissance égale à leur coefficient stœchiométrique. C'est une grandeur **sans dimension**.

Pour une réaction du type $aA + bB = cC + dD$, on a : $Q_r = \frac{\alpha^c(c) \times \alpha^d(d)}{\alpha^a(A) \times \alpha^b(B)}$

Exemple :



$$Q_r = \frac{\alpha^1(\text{Cu}^{2+}) \times \alpha^4(\text{H}_2\text{O})}{\alpha^1(\text{Cu(OH)}_2) \times \alpha^2(\text{H}_3\text{O}^+)}$$

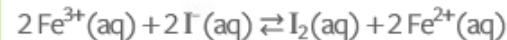
$$Q_r = \frac{\frac{[\text{Cu}^{2+}]}{C^0} \times 1}{\frac{1 \times [\text{H}_3\text{O}^+]^2}{(C^0)^2}} Q_r = \frac{[\text{Cu}^{2+}]C^0}{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}$$



Éviter les erreurs

Dans l'écriture du quotient de réaction, il faut préciser l'état du système en indice. $Q_{r,i}$ pour le **quotient de réaction initial**, $Q_{r,eq}$ pour le **quotient de réaction à l'équilibre**. On ajoute les mêmes indices au niveau des concentrations des espèces présentes en solution

EXEMPLE On considère la transformation entre les ions fer(III) Fe^{3+} et les ions iodure I^- modélisée par la réaction d'équation chimique :



Le quotient de réaction initial associé à cette transformation est :

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{I}_2]_i \times [\text{Fe}^{2+}]_i^2}{[\text{Fe}^{3+}]_i^2 \times [\text{I}^-]_i^2}$$

2) Constante d'équilibre K

Lorsqu'un système siège d'une transformation chimique non totale atteint un état final d'équilibre, son quotient de réaction est égal à la **constante thermodynamique d'équilibre notée $K(T)$** . C'est une valeur sans dimension qui ne dépend que de la température et aucunement de l'état initial du système.

$$Q_{r,eq} = K(T)$$

On considère qu'une réaction est totale si $K(T) > 10\,000$

T	K
25 °C	$1,0 \times 10^{-14}$
37 °C	$2,4 \times 10^{-14}$
60 °C	$9,6 \times 10^{-14}$

Valeurs de la constante d'équilibre de la réaction d'autoprotolyse de l'eau $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}$ à différentes températures.

Exemple 1 :

Pour la réaction acide-base $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ étudiée dans le paragraphe 1a, la constante d'équilibre à 25 °C est égale à :

$$K(25 \text{ °C}) = Q_{r,eq} = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{eq} [\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{c^0 [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{eq}} = \frac{(4,0 \times 10^{-4})^2}{1 \times 9,6 \times 10^{-3}} = 1,7 \times 10^{-5}$$

Le temps des sciences

Les norvégiens Cato Guldberg et Peeter Waage ont établi en 1867, la formule de la constante d'équilibre aussi appelée la loi d'action de masse.



Exemple 2 :



La constante d'équilibre de cette réaction est :

$$K(T) = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_{\text{éq}}}{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{éq}}} = 10^{37}$$



La constante d'équilibre de cette réaction est :

$$K'(T) = \frac{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{éq}}}{[\text{Zn}^{2+}]_{\text{éq}}} = \frac{1}{K(T)} = 10^{-37}$$

3) Taux d'avancement final

On appelle **taux d'avancement final** d'une réaction chimique le quotient $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$. C'est une grandeur sans dimension et toujours supérieur à 1. Pour une réaction totale, le taux d'avancement final vaut 1.

Exemple :

On introduit $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol d'acide éthanoïque dans 1,0L d'eau pure. Le pH de cette solution à 25°C vaut 3,4. Calculer son taux d'avancement.

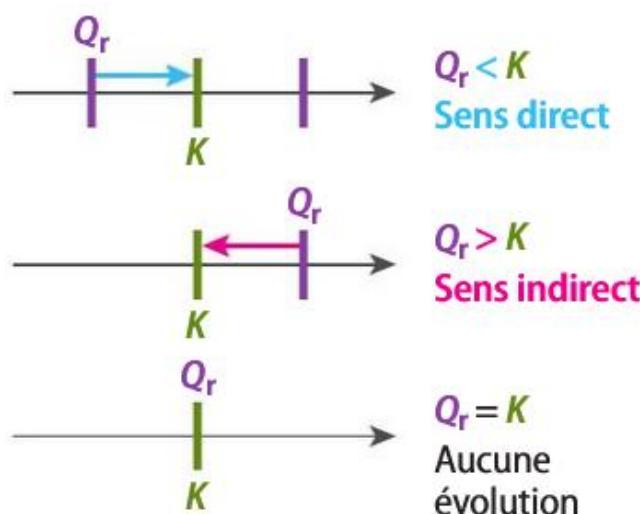
		$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$			
Avancement	Quantité de matière...	...de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$...de H_2O	...de CH_3CO_2^-	...de H_3O^+
0	...apportée	n	solvant	0	0
x	...en cours	$n - x$	solvant	x	x
x_f	...finale	$n - x_f$	solvant	x_f	x_f

Par définition du pH, $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}} = 4,0 \times 10^{-4}$ mol·L⁻¹. Or $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{x_f}{V}$ donc $x_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f V = 4,0 \times 10^{-4}$ mol.

l'avancement maximal est atteint quand $n - x_{\max} = 0$, c'est-à-dire $x_{\max} = n = 1,0 \times 10^{-2}$ mol. On en déduit $\tau_f = \frac{x_f}{x_{\max}} = 4,0 \times 10^{-2} = 4,0\%$.

4) Evolution spontanée d'un système

Dans un système hors état d'équilibre, le système évolue dans le sens tel que son quotient de réaction Q_r se rapproche et éventuellement atteigne la constante d'équilibre de la réaction $K(T)$.



Exemple :

La réaction $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ a pour constante d'équilibre $K(25\text{ }^\circ\text{C}) = 1,7 \times 10^{-5}$ (exemple du paragraphe 2b).

La composition initiale d'un mélange est $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{i}} = 1,0 \times 10^{-7}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{i}} = 3,1 \times 10^{-4}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{i}} = 6,5 \times 10^{-6}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Le quotient de réaction initial vaut :

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{i}}[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{i}}}{c^0[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{i}}} = \frac{1,0 \times 10^{-7} \times 3,1 \times 10^{-4}}{1 \times 6,5 \times 10^{-6}} = 4,6 \times 10^{-6}$$

On remarque que $Q_r < K(25\text{ }^\circ\text{C})$, donc le système va évoluer dans le sens direct : augmentation de la concentration en ions oxonium et éthanoate et diminution de la concentration en acide éthanoïque.

III) La pile électrique, siège de transformation spontanée

1) Un transfert d'électron spontané et indirect

a) Transfert d'électron spontané

La réaction chimique responsable du courant électrique que peut débiter la pile est due à une réaction chimique d'oxydoréduction. Cette réaction doit être **spontanée** : la pile est donc un système chimique **hors équilibre** tel que, initialement, $Q_r < K$.

Rappel de 1^{ère} :

- *Deux espèces chimiques qui, au cours d'une transformation chimique, se transforment l'une en l'autre par GAIN ou PERTE d'ELECTRONS, sont dites conjuguées et forme un couple OXYDANT / REDUCTEUR (l'OXYdant est toujours noté à gauche et le REDucteur à droite).*
Exemple : Fe^{2+}/Fe , Fe^{2+} est l'oxydant et Fe le réducteur.
- *L'oxydant est l'entité du couple capable de recevoir/capter un ou plusieurs électrons. L'oxydant se réduit.*
- *Le réducteur est l'entité du couple capable de donner/céder un ou plusieurs électrons. Le réducteur s'oxyde*

b) Transfert d'électrons indirect

Lorsque la pile débite un courant électrique, les réactifs sont **séparés chimiquement mais reliées électriquement**. Ainsi le transfert d'électrons a bien lieu mais par l'intermédiaire du conducteur électrique qui relie les électrodes.

Lorsqu'une pile débite du courant électrique, comme pour toute réaction d'oxydoréduction, des électrons sont transférés d'un réducteur à un oxydant, mais il s'agit d'un **transfert indirect d'électrons**.

c) Pile usée

La pile est dite « **usée** » lorsque la réaction d'oxydoréduction n'a plus lieu, c'est-à-dire lorsque l'équilibre chimique est atteint $Q_r = K$. L'un des réactifs a entièrement été consommé. L'intensité et la tension à vide de la pile sont nulles.

2) Constitution d'une pile

a) Demi-pile

On appelle une demi-pile un système chimique comprenant à la fois la forme oxydée et la forme réduite d'un même couple oxydant / réducteur. Généralement c'est l'association **d'un métal et d'une solution ionique appelée électrolyte**.

b) Constitution d'une pile

Une pile est constituée :

▫ de **deux demi-piles différentes** ;

il s'agit de conducteurs électriques en contact avec chaque demi-pile. Si une des espèces chimiques appartenant à la demi-pile est métallique, elle constitue elle-même l'**électrode**. Sinon, une tige en métal inattaquable (graphite, platine) est introduite dans l'électrolyte de la demi-pile.

▫ **d'un conducteur ionique** qui relie électriquement les électrolytes des demi-piles. Au laboratoire on utilise souvent un **pont salin** (qui contient des ions mobiles).

c) Anode vs cathode

On appelle **anode** l'électrode appartenant à la demi-pile où a lieu une **oxydation (=perte d'électrons)**.

On appelle **cathode** l'électrode appartenant à la demi-pile où a lieu une **réduction (=gain d'électrons)**.

d) Représentation symbolique d'une pile

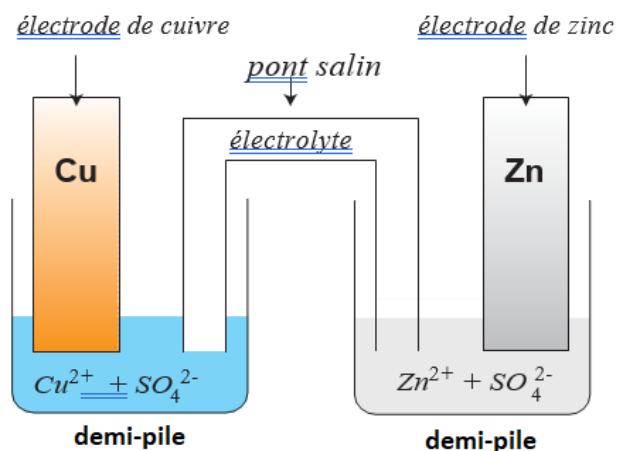
Voici la représentation symbolique d'une pile :

(-) Red_{anode}|Ox_{anode}||Ox_{cathode}|Red_{cathode} (+)

Exemple : le symbole de la pile Daniell est :

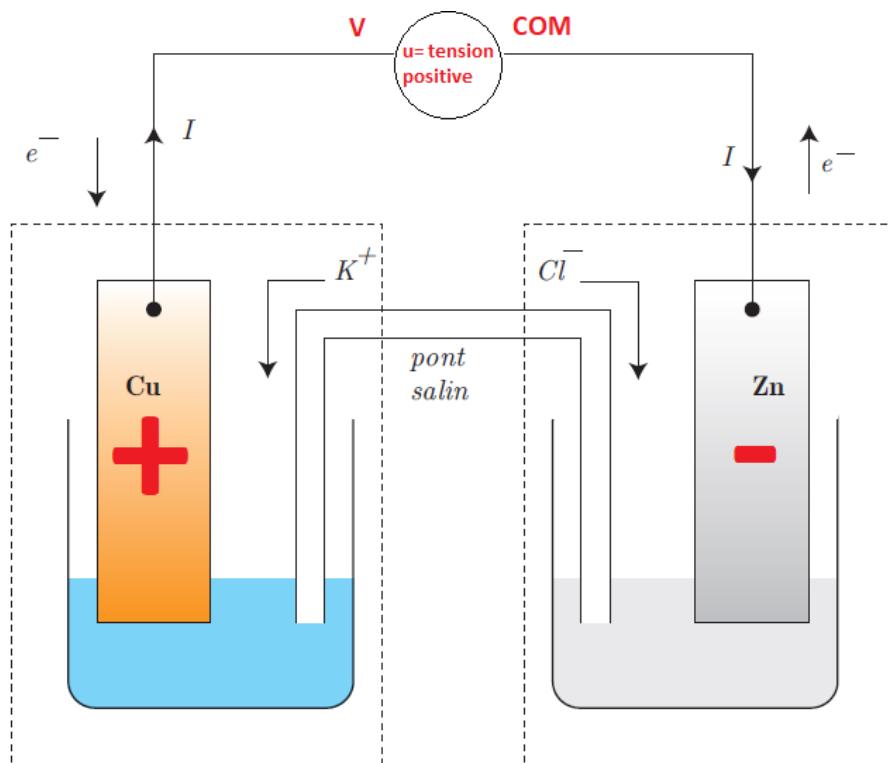
(-) Zn|Zn²⁺||Cu²⁺|Cu (+)

Exemple de la pile Daniell :

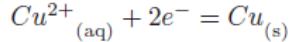


e) Fonctionnement

- Si la différence de potentiel (ou tension électrique) **U est positive**, alors la borne COM du voltmètre est reliée au **signe négatif** de la pile.
- Les électrons se déplacent du – vers le + à l'extérieur de la pile. Pour le courant I c'est l'inverse, il va du pôle + au pôle -.



► Équation de la réaction à l'électrode :

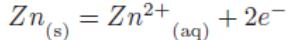


► On a donc **consommation** d'électrons.

► Il se produit donc une **réduction**.

► Cette électrode est alors **la cathode**.

► Équation de la réaction à l'électrode :



► On a donc **production** d'électrons.

► Il se produit donc une **oxydation**.

► Cette électrode est alors **l'anode**.

► Dans les fils électriques, les électrons circulent donc de l'anode vers la cathode.

► Le courant électrique circule donc de la cathode vers l'anode.

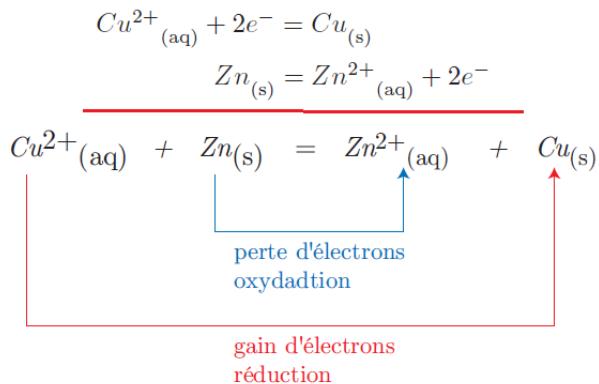
► La **cathode** est alors la borne **positive** de cette pile.

► L'électroneutralité de cette demi-pile est assurée par la migration des cations du pont salin vers la solution dans laquelle trempe la cathode.

► **L'anode** est alors la borne **négative** de cette pile.

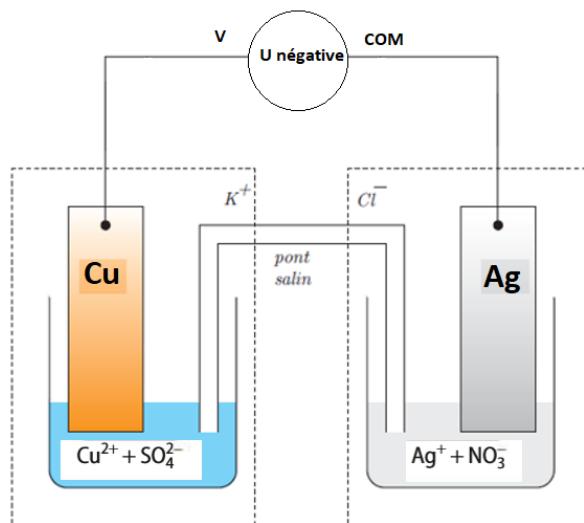
► L'électroneutralité de cette demi-pile est assurée par la migration des anions du pont salin vers la solution dans laquelle trempe l'anode.

Équation globale de fonctionnement de la pile : (on somme les demi-équations)



Exemple : voici la pile cuivre argent.

Expliquez son fonctionnement



f) Capacité d'une pile

La capacité Q d'une pile est égale à la charge électrique qui circule pendant la durée complète de son fonctionnement, de l'état initial à son usure complète. Si I est son intensité de fonctionnement en ampère durant sa durée de vie t (en secondes) alors on a : $Q = I \times t$

- La capacité de la pile dépend des quantités de réactifs à l'état initial et donc de la charge des électrons qui sont échangés lors de la réaction d'oxydoréduction.
- On ajoute donc une colonne au tableau d'avancement qui rend compte de la quantité de matière d'électrons échangés.

Pile rechargeable Ni-MH



La capacité électrique d'une pile rechargeable peut s'exprimer en $\text{mA} \cdot \text{h}$. Une pile de capacité $1\,000 \text{ mA} \cdot \text{h}$ peut délivrer un courant de $1\,000 \text{ mA}$ soit 1 A pendant 1 h .

Sa capacité électrique vaut :

$$Q_{\max} = I \times \Delta t = 1,0 \text{ (A)} \times 3\,600 \text{ (s)} = 3\,600 \text{ C}$$

* Av : Avancement		$n_2 \text{ Ox}_1 + n_1 \text{ Red}_2 \rightleftharpoons n_2 \text{ Red}_1 + n_1 \text{ Ox}_2$				$z = n_1 n_2$
Av.*	Quantité de matière...	...de Ox_1	...de Red_2	...de Red_1	...de Ox_2	...d'e ⁻ échangés
0	...apportée	o_1	r_2	r_1	o_2	0
x	...en cours	$o_1 - n_2 x$	$r_2 - n_1 x$	$r_1 + n_2 x$	$o_2 + n_1 x$	$n_1 n_2 x$
x_f	...finale	$o_1 - n_2 x_f$	$r_2 - n_1 x_f$	$r_1 + n_2 x_f$	$o_2 + n_1 x_f$	$n_1 n_2 x_f$

Charge d'une mole d'électron :

1 électron porte la charge $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ et dans une mole d'électron il y a \mathcal{N}_A (nombre d'Avogadro)

$6,02 \cdot 10^{23}$ électrons. Donc la charge d'une mole d'électron vaut $Q_{1\text{ mole d'électron}} = e \cdot \mathcal{N}_A = 96500 \text{ C/mol}$.

C'est charge porte aussi le nom de constante de Faraday notée $F = 96500 \text{ C/mol}$.

On en déduit la charge électrique circulant dans la pile entre l'état initial et final :

$$Q = nb \text{ d'e}^- \text{ échangés} * \text{charge d'une mole d'e}^- = n_1 \cdot n_2 \cdot x_f \cdot F$$

Exemple :

Énoncé Soit une pile cuivre-argent formée d'une demi-pile constituée d'un fil d'argent immergé dans une solution de volume $V = 50,0 \text{ mL}$ de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$), de concentration en soluté de $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, et l'autre demi-pile constituée d'une lame de cuivre de 15 g immergée dans une solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$).

L'équation modélisant le fonctionnement de la pile est : $2 \text{ Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{ Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$

- Déterminer la capacité électrique Q_{\max} de cette pile.

Données : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$1. n_i(\text{Ag}^+) = [\text{Ag}^+]_i \times V = 1,0 \times 50 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{15}{63,5} = 2,4 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

1 Calculer les quantités de matière initiales des réactifs de la pile.

2.	$2 \text{ Ag}^+(\text{aq})$	$\text{Cu}(\text{s})$	\rightleftharpoons	$2 \text{ Ag}(\text{s})$	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	$n(\text{e}^-)$
État initial $x = 0$	$5,0 \times 10^{-2}$	$2,0 \times 10^{-2}$		0	0	0
État final x_{\max}	$5,0 \times 10^{-2} - 2x_{\max}$	$2,4 \times 10^{-1} - x_{\max}$		$2x_{\max}$	x_{\max}	$2x_{\max}$

Ag^+ est le réactif limitant et $x_{\max} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$

2 Construire un tableau d'avancement en faisant apparaître dans une colonne le nombre d'électrons échangés dans la réaction.

La pile est usée lorsque le réactif limitant est entièrement consommé.

$$3. Q_{\max} = n(\text{e}^-) \times N_A \times e = 2 \times x_{\max} \times F$$

$$Q_{\max} = 2 \times 2,5 \times 10^{-2} \times 96\,500 = 4,8 \times 10^3 \text{ C}$$

$$Q_{\max} = \frac{4,8 \times 10^3}{3\,600} \text{ A.h} = 1,3 \text{ A.h}$$

3 Calculer la charge électrique correspondant à la quantité de matière $n(\text{e}^-)$ échangée jusqu'à l'usure de la pile.

1 A.h est à la quantité d'électricité correspondant à une intensité de 1 A circulant pendant 1 h soit $3\,600 \text{ s}$ donc : $Q = I \times \Delta t = 1 \times 3\,600 = 3\,600 \text{ C} = 1 \text{ A.h}$

IV) Couples redox usuels

- **L'eau de Javel**, oxydante, utilisée pour désinfecter et blanchir, est une solution d'ions hypochlorite ClO^- en milieu basique. Le couple est ClO^-/Cl^- : $\text{ClO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} + 2 \text{e}^- = \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + 2 \text{HO}^-$

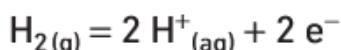
- **Le dioxygène gazeux** $\text{O}_{2(\text{g})}$ ou dissous dans l'eau $\text{O}_{2(\text{aq})}$ est l'oxydant du couple $\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$: $\text{O}_{2(\text{g})}/(\text{aq}) + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+_{(\text{aq})} = 2 \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$

- **Le dichlore** $\text{Cl}_{2(\text{g})}$, désinfectant et agent blanchisseur, est l'oxydant du couple $\text{Cl}_{2(\text{g})}/\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$: $\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^- = 2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$

- **L'acide ascorbique** (ou vitamine C) est le réducteur du couple $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6_{(\text{aq})}/\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6_{(\text{aq})}$: $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6_{(\text{aq})} = \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6_{(\text{aq})} + 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^-$

Il est réducteur, donc qualifié d'anti-oxydant, utilisé en médecine contre le scorbut et dans l'industrie alimentaire comme conservateur.

- **Le dihydrogène** $\text{H}_{2(\text{g})}$ est le réducteur du couple $\text{H}^+_{(\text{aq})}/\text{H}_{2(\text{g})}$:



Il est utilisé en métallurgie pour réduire les oxydes de métaux extraits du sol et comme carburant dans les piles à combustibles.

- **Les métaux M**, tel que le lithium utilisé dans les accumulateurs, sont les réducteurs des couples $\text{M}^{n+}_{(\text{aq})}/\text{M}_{(\text{s})}$: $\text{M}_{(\text{s})} = \text{M}^{n+}_{(\text{aq})} + n \text{e}^-$

- Les deux premières colonnes du tableau périodique forment le **bloc s** : les atomes possèdent 1 ou 2 électrons sur leur couche externe et tendent à les perdre pour former un cation plus stable.

Les alcalins et alcalino-terreux du **bloc s** (deux premières colonnes du tableau périodique) sont des **réducteurs**.

		Colonne
Période	→ 1	1 2
		Lithium Béryllium
	Li	Be
1	3	4
	Sodium	Magnésium
2	Na	Mg
	11	12
	Potassium	Calcium
3	K	Ca
	19	20
	Rubidium	Strontium
4	Rb	Sr
	37	38
	Césium	Baryum
5	Cs	Ba
	55	56
	Francium	Radium
6	Fr	Ra
	87	88

Configuration électronique externe

ns¹ ns²

Extrait de la table périodique,
liste des métaux réducteurs du « bloc s ».