

LC-07-Evolution spontanée d'un système chimique

Maud

12 juin 2022

Pré-requis

- Vitesse d'apparition et de disparition
- tableau d'avancement, avancement final et maximal
- oxydant/réducteur, couple oxydant-réducteur
- demi équation rédox, réaction rédox
- équations réactions chimiques
- concentration d'une espèce dissoute

Références

- [1] Stéphane Baderot-Jacques, Guillaume Lozé, and Pascal Bottos. *Physique chimie T générale 2020*. Espace. Bordas, 2020.
- [2] Fayna Mammeri and Andy Burrows. *Chimie 3*. De Boeck, 2011.

Table des matières

0.1	Introduction pédagogique	2
1	Transformation non totale	2
1.1	Système chimique à l'état final	2
1.2	Quotient de réaction	3
2	Prévision du sens d'évolution spontanée d'un système	4
2.1	Détermination de l'état final pour une transformation non totale	4
2.2	Indépendance de l'état final des conditions initiales	4
3	Étude d'un système chimique : les piles	5
3.1	Composition d'une pile	5
3.2	Circulation des électrons dans la pile	5
3.3	Capacité électrique d'une pile	6
3.4	Les piles dans la vie quotidienne	6

Introduction

0.1 Introduction pédagogique

On peut proposer cette **activité** en TP. Le caractère non total des transformations, introduit en classe de première, a été attribué aux transformations pour lesquelles l'avancement final est inférieur à l'avancement maximal ; en classe terminale, il est modélisé par deux réactions opposées qui conduisent à des vitesses de disparition et d'apparition égales dans l'état final, ce qui correspond à un état d'équilibre dynamique du système. **Objectif péda enseignant**

- Faire comprendre la différence entre Q_r et $K(T)$
- La notion d'équilibre dynamique c'est à dire l'existence de mouvement et de variation microscopique bien qu'à l'échelle macroscopique aucun paramètre du système n'évolue
- faire comprendre aux élèves l'importance de séparer les réactifs pour former deux demi-pile

Objectif péda élève

- S'approprier la notion d'équilibre dynamique
- Analyser la valeur du Q_r pour en déduire le sens d'évolution spontanée d'une réaction
- Reconnaître les éléments d'une pile
- Reconnaître le sens de circulation des électrons d'une pile
- Saisir l'indépendance des conditions initiales sur la valeur de la constante d'équilibre

On a déjà vu différents types de réactions, mais on peut va essayer de caractériser ce qu'on appelle le caractère spontané des réactions. Dans cette leçon on se propose de répondre à la question : comment prévoir le sens d'évolution d'un système chimique ?

Message de la leçon : Ce que la leçon doit montrer et faire retenir, c'est que spontané ne signifie pas rapide mais plutôt que qu'un système peut évoluer "tout seul" vers un état d'équilibre.

Contexte de la leçon ? ..

1 Transformation non totale

1.1 Système chimique à l'état final

Mise en évidence de la présence de réactif dans l'état final

Le protocole est complet là dedans [1]. L'objectif est de montrer par un test caractéristique qu'il reste des réactifs à l'état final. On mélange des solutions de nitrate de plomb (10ml) et une solution de iodure de potassium (20ml) à 0.1M. Un précipité se forme, on le filtre, on le pèse et on compare avec la masse que l'on devrait avoir pour une réaction totale. On fait également un test caractéristique du filtrat pour voir la présence d'ion iodure et de plomb **En fait c'est mauvais pour la santé du coup on fait le fer et le thiocyanate de potassium qui est fait sur EDUSCOL**

On rappelle que par convention, les espèces chimique notées à gauche de la double flèches sont les réactifs et que celles à droite sont les produits. Pour plus de précision, on peut aller voir le **BUP**.

Définition

Transformation non totale : transformation chimique qui se caractérise par la coexistence de tous les réactifs et de tous les produits à l'état final du système en quantité non négligeable.

Une transformation non totale est modélisée par deux réactions s'effectuant dans des sens opposés. Prenons l'exemple de la réaction suivante d'acide-base de l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. On a :

- le sens direct $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- le sens indirect $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \leftarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Microscopiquement, l'équilibre est dit **dynamique**, c'est à dire que dans le système, la vitesse de disparition des réactifs est la même que la vitesse d'apparition des produits ! (analogie fleuve / pont / parking / voiture)

Pour une transformation non totale, l'état final correspond à un état **d'équilibre chimique dynamique** que l'on modélise lors de l'écriture de l'équation de réaction par **une double flèche** \rightleftharpoons .

À la recherche des réactifs disparus
 Au cours d'une transformation chimique, des réactifs disparaissent et des produits apparaissent. Cette transformation cesse lorsque le réactif limitant est totalement consommé. Est-ce toujours le cas ?

PROTOCOLE EXPERIMENTAL

- Dans un bécher n° 1, verser 10,0 mL de solution aqueuse de nitrate de plomb ($\text{Pb}^{2+}(\text{aq}), \text{NO}_3^-(\text{aq})$) à $1,00 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis ajouter 20,0 mL de solution aqueuse d'iodure de potassium ($\text{K}^+(\text{aq}), \text{I}^-(\text{aq})$) à $1,00 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 La réaction est quasi instantanée.
- Filter le précipité obtenu et récupérer le filtrat incolore dans un erlenmeyer.
- Verser la moitié du filtrat dans un bécher n° 2 et l'autre moitié dans un bécher n° 3.
- Dans le bécher n° 2, ajouter quelques mL de solution aqueuse de chromate de potassium ($2 \text{K}^+(\text{aq}), \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$) et observer.
- Dans le bécher n° 3, ajouter quelques mL de solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+(\text{aq}), \text{NO}_3^-(\text{aq})$) et observer.

DOC 1 La transformation étudiée

Lorsque l'on mélange une solution aqueuse incolore de nitrate de plomb ($\text{Pb}^{2+}(\text{aq}), 2 \text{NO}_3^-(\text{aq})$) et une solution aqueuse incolore d'iodure de potassium ($\text{K}^+(\text{aq}), \text{I}^-(\text{aq})$), on observe la formation d'un précipité jaune d'iodure de plomb $\text{PbI}_2(\text{s})$.
 Cette transformation peut être modélisée par une réaction d'équation :

$$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{PbI}_2(\text{s})$$


DOC 2 Tests de reconnaissance des ions plomb $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ et iodure $\text{I}^-(\text{aq})$

Ion recherché	Réactif à ajouter	Observation
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$	Chromate de potassium ($2 \text{K}^+(\text{aq}), \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$) à $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	Formation d'un précipité jaune de $\text{PbCrO}_4(\text{s})$
$\text{I}^-(\text{aq})$	Nitrate d'argent ($\text{Ag}^+(\text{aq}), \text{NO}_3^-(\text{aq})$) à $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	Formation d'un précipité jaune très clair de $\text{AgI}(\text{s})$

FIGURE 1 – Protocole

1.2 Quotient de réaction

On considère une réaction qui se déroule en solution aqueuse :



Définition

On appelle quotient de réaction Q_r le nombre sans dimension défini par :

$$Q_r = \frac{[\text{C}_{(\text{aq})}]^c [\text{D}_{(\text{aq})}]^d}{[\text{A}_{(\text{aq})}]^a [\text{B}_{(\text{aq})}]^b}$$

Le quotient de réaction est défini à chaque instant de la réaction tant qu'il y a coexistence des réactifs et des produits. Sa valeur évolue au fur et à mesure que les concentrations des réactifs/des produits sont modifiées. On peut reprendre notre exemple de l'acide éthanoïque dans l'eau. **Remarque :** Q_r doit être sans dimension on multiplie le numérateur ou le dénominateur par une concentration unitaire $C^\circ = 1,00 \text{ mol/L}$ pour adimensionner le quotient précédent. Lorsqu'un solide ou le solvant apparaît dans la réaction étudiée, parler de concentration n'a pas de sens, on remplace la contribution du solvant/du solide par 1.

Exemple :

- $2 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{Cu}_{(\text{s})} \rightleftharpoons 2 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ qui donne pour quotient de réaction :

$$Q_r = \frac{[\text{Fe}^{2+}]^2 [\text{Cu}^{2+}]}{C^\circ [\text{Fe}^{3+}]^2}$$

Lorsque le système a atteint son état final alors on définit une nouvelle constante que l'on nomme constante d'équilibre qui s'exprime :

$$K(T) = \frac{[\text{C}_{(\text{aq}),\text{eq}}]^c [\text{D}_{(\text{aq}),\text{eq}}]^d}{[\text{A}_{(\text{aq}),\text{eq}}]^a [\text{B}_{(\text{aq}),\text{eq}}]^b} \quad (2)$$

Définition

On appelle donc constante d'équilibre d'une réaction et on note $K(T)$ la valeur du quotient de réaction final. $K(T)$ dépend uniquement de la température T , mais pas des conditions initiales du système, il caractérise donc l'équilibre de la réaction.

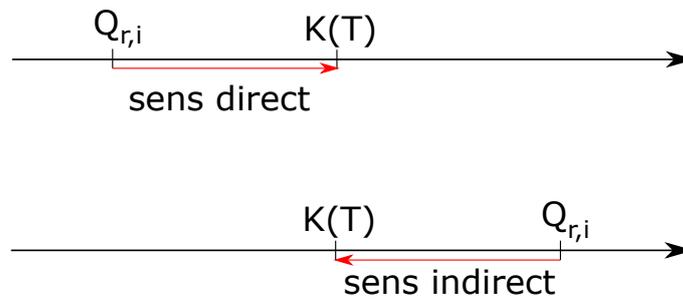


FIGURE 2 – Sens d'évolution spontanée d'un système

Transition

Pour une réaction, il y a donc en fait **deux sens** de réaction possibles : le sens direct, le sens indirect. On a des outils qui permettent maintenant de caractériser un système à n'importe quel instant : le quotient de réaction Q_r et une grandeur caractéristique de l'équilibre, la constante d'équilibre K pour un système. Dans la partie suivante pouvoir prévoir le sens d'évolution d'une réaction.

2 Prédiction du sens d'évolution spontanée d'un système

2.1 Détermination de l'état final pour une transformation non totale

Définition

Un **évolution est dite spontanée** lorsqu'elle évolue sans forçage extérieur vers un état d'équilibre. Dans le cas des transformation non totales, le système va évoluer spontanément de sorte à ce qu'en fin de réaction on ait : $Q_r = K(T)$. A l'état d'équilibre $Q_{r,eq} = K(T)$.

On peut faire référence à la formation du solide $PbI_2(s)$ instantanée et spontanée lors de la mise en contact des réactifs. On peut être prendre un exemple plus visuel qui permet d'introduire l'application pour les piles par la suite. On peut montrer le caractère spontané en plongeant une plaque de zinc dans une solution concentrée de sulfate de cuivre (1 mol/L), on voit apparaître du cuivre sur la plaque. De plus, cette manip pourra nous aider à introduire les piles par la suite et l'idée que l'on sépare les bacs (demi-pile) pour pouvoir arrêter à notre guise la réaction (pour les piles le système doit être fermé pour que la réaction se fasse).

En déterminant le quotient réactionnel à l'instant initial, on peut le comparer à la constante d'équilibre et en déduire le sens d'évolution spontanée du système :

- $Q_r < K(T)$: évolution dans le sens direct, consommation des réactifs
- $Q_r > K(T)$: évolution dans le sens indirect, consommation des produits

Illustration avec les exemples :

- Formation de PbI_2 , $K(T) = 10^{8.2}$, $Q_r = 10^2$ donc on a bien formation spontanément du précipité
- Pile : $K = 2,8 \cdot 10^{36}$ et $Q_r = 1$ (si on prend la même concentration dans les deux demi-piles) $Zn_{(s)} + Cu_{(aq)}^{2+} = Zn_{(aq)}^{2+} + Cu_{(s)}$

2.2 Indépendance de l'état final des conditions initiales

Exemple : utilisation du script de Martin Vérot, permet la visualisation de l'évolution du quotient réactionnel autour de la constante d'équilibre en fonction de l'avancement de la réaction et des conditions initiales.

Transition

On vient de caractériser un système chimique, on a vu ce qu'était l'aspect spontanée d'une évolution. Maintenant on va essayer de caractériser l'évolution et l'équilibre d'une réaction.

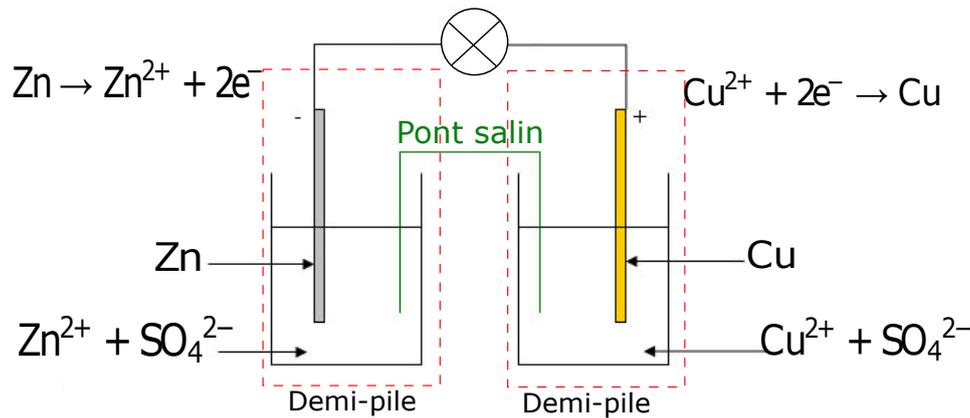


FIGURE 3 – Schéma de la pile Daniell

3 Étude d'un système chimique : les piles

Certaines réactions spontanées peuvent être modélisées par des réactions d'oxydoréductions.

Réaction spontanée

On peut montrer le caractère spontané en plongeant une plaque de zinc dans une solution concentrée de sulfate de cuivre (1 mol/L), on voit apparaître du cuivre sur la plaque. Montre le caractère spontané de la réaction suivante : $Zn_{(s)} + Cu_{(aq)}^{2+} = Zn_{(aq)}^{2+} + Cu_{(s)}$

Les réactions d'oxydoréduction font intervenir des transferts d'électrons (vu en première). Ici, en mettant le zinc et la solution de cuivre ensemble le transfert d'électrons se déroule à la surface du solide mais on pourrait penser à éloigner les deux réactifs l'un de l'autre en ajoutant un circuit électrique, système propice pour permettre la circulation d'électrons et donc de courant.

3.1 Composition d'une pile

On projète tout ce qui suit.

On résume tout sur un schéma. En spécifiant bien les deux demi-réactions : les montrer par illustrations expérimentales.

Une **pile** est un dispositif chimique permettant de fournir de l'énergie électrique à un circuit extérieur. Elle est constituée de **deux demi-piles** (les entourer). Chaque demi-pile est constituée d'un métal, plongeant dans une solution contenant **un ion métallique** de sorte qu'ils forment un couple oxydant réducteur. ici Zn/Zn^{2+} et Cu/Cu^{2+}

La **tension à vide**, de la pile, toujours comptée positive, est la tension entre les deux demi-piles lorsqu'aucun courant ne circule pas. Elle dépend du couple oxydant-réducteur, de la concentration des solutions et de la température (cf. potentiel de Nerst). **On donne la tension à vide.**

Ces demi-piles sont reliées par un **pont salin** permettant de fermer le circuit et d'assurer l'électroneutralité des solutions (faire une première expérience sans pont salin pour montrer que sans il n'y a pas circulation de courant).

HP : On appelle électrode un système de deux phases conductrices en contact où peut se dérouler un transfert de charge. On distingue deux types d'électrodes : la cathode et l'anode. La cathode est l'électrode où a lieu une réduction. C'est donc la demi-pile faisant intervenir le couple $Cu^{2+} / Cu(s)$. L'anode est l'électrode où a lieu l'oxydation. C'est donc la demi-pile faisant intervenir le couple $Zn^{2+} / Zn(s)$.

3.2 Circulation des électrons dans la pile

[?] p.243 Matériel :

- Un bon multimètre et des fils
- des pinces croco
- (des plaques de cuivre et de zinc)*2
- solution de sulfate de cuivre et de sulfate de zinc à 0.1 mol/L

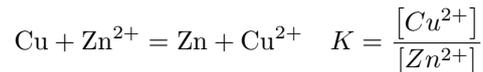
On peut alors dessiner le sens de parcours des électrons et du courant, puis donner la polarité des électrodes (cathode +, électrode -). On termine par le sens de circulation des ions du pont salin. les anions vers l'anode et les cations vers la cathode.

Bien montrer le sens du courant, dire que le déplacement des électrons est un phénomène spontané : c'est la réaction d'oxydoréduction.

A l'extérieur de la pile, le courant électrique circule dans le sens de la borne positive à la borne négative. Les électrons circulent dans le sens inverse. On identifie la borne + et la borne - à l'aide de la libération des électrons dans les demi-équations.

3.3 Capacité électrique d'une pile

On peut se demander quand est ce que l'équilibre de cette réaction spontanée est atteint ?



On donne une valeur de la constante d'équilibre ($K(T = 298\text{K}) = 1.9 \times 10^{37}$) et on discute de pourquoi ce qu'on a mis dans le bûcher fait bien apparaître que la réaction est spontanée (échange spontané d'électrons entre les réactifs) : $Q_r = 1$ à l'instant initial. La pile n'est jamais à l'équilibre que quand elle est morte!! Une pile est hors équilibre en général.

Définition

La capacité électrique q_{max} d'une pile représente la quantité maximale de charges électriques, soit d'électrons, qu'elle peut fournir au cours de son fonctionnement. q_{max} dépend des conditions initiales.

On fait le calcul pour notre montage expérimentale. Pour cela il faut savoir la concentration et le volume de solution dans les deux demi-pile. On prend les mêmes concentrations et les mêmes volumes :

- $[\text{Cu}^{2+}] = 0.1 \text{ M}$ et le volume 100 mL (??)

Ainsi $q_{max} = n(e^-) \times e \times N_A$ On peut faire l'application pour la pile Daniell. On doit obtenir $Q_{max} = 2x_f N_a e$ de l'ordre de 1000C pour des concentrations de Zn^{2+} et Cu^{2+} à 0.1mol/L.

3.4 Les piles dans la vie quotidienne

On peut comparer la capacité électrique de notre pile avec celle d'une pile commerciale. La capacité d'une pile AAA est $q = 1250 \text{ mA h}$. Une pile AAA est une pile alcaline, l'électrolyte est un élément alcalin. Les modèles les plus courants, sont $\text{Zn} - \text{MnO}_2$ ou $\text{Li} - \text{MnO}_2$. La pile $\text{Zn} - \text{MnO}_2$ est appelée « pile alcaline » tout court. Ces deux modèles ont remplacé la pile Leclanché dans l'usage domestique. On parle sous des piles au lithium pour les piles que l'on peut acheter dans le commerce. Les éléments des deux premières colonnes du tableau périodique perdent facilement leur électrons de la couche s donc cela fait d'eux des très bon réducteur.



Conclusion

En somme dans cette leçon on a vu que spontané ne signifie par rapide. On s'est donné un outil de prédiction pour savoir si une réaction était, ou non, favorisée selon l'un des deux sens possibles. Une pile usagée n'est pas vide, elle contient des métaux lourds c'est pour cela qu'il ne faut pas jeter les piles à la poubelle.

Cette partie permet de sensibiliser aux enjeux de société et d'environnement liés au stockage d'énergie sous forme chimique et à la conversion d'énergie chimique en énergie électrique. Elle fait écho à la thématique abordée dans le programme de l'enseignement scientifique de la classe terminale sur la gestion de l'énergie.

Message clé de la leçon : Retenir le schéma pour le quotient de réaction et la constante d'équilibre.

Compléments

Quelques renseignements sur les piles sur [2]

Questions

- **Notions de piles en prérequis : Quelles notions tu supposes avoir été vues ?** Pour aller vite en prérequis. Penser à dire les demi-piles en prérequis, ainsi que les demi-équations associées.
- **Sous quel point de vue : chimique, physique ?** Plutôt chimique, en exemple dans la leçon oxydoréduction.
- **Sur l'emploi des différents types de flèches pour les réactions.** Double flèche : équilibre microscopique, le égal traduit un équilibre macroscopique (on peut quantifier).
- **Quelle utilisation consacrée pour la double flèche ?**
- **Un des réactifs "disparaît" ? Choix du terme ? Dans le tableau d'avancement, on met quoi ?** Dire consommé. On peut pas vraiment écrire $n_f = 0$ dans ce cas, sinon le quotient de réaction diverge. Donc **jamais** de 0. Faut mettre des ϵ très faibles par exemple.
- **Dans quels cas on peut écrire $n_f = 0$?** Pour les ruptures d'équilibres : exemple avec le Dean-Stark. C'est vrai seulement pour le cas hors-équilibre.
- **Acide acétique c'est le vinaigre, c'est vrai ?** C'est pas très loin, le vinaigre est une solution d'eau et d'acide acétique dans des proportions choisies.
- **La manip des piles peut être faite par des élèves ? Quelles précautions potentielles ?** Bah a priori pas d'inconvénients mais faut se méfier des concentrations en cas d'ingestions. La plupart des métaux sont pas toxiques ! Tuyau en cuivre, zinc etc... Au pire indigestions etc. Mais rien de fatal a priori tant que la concentration reste plutôt faible. Pour les métaux lourds c'est pas la même.
- **Un élève ne veut pas manipuler, il a peur du courant, quoi lui dire ?** En manipant comme il faut, on ne touche au conducteur. Puis même vis à vis des ordres de grandeurs du courant, y'a aucun problèmes !
- **Est-ce que la définition de K est l'égalité avec Q_r ?** Bon en réalité non, faut faire intervenir l'enthalpie libre de réaction : la théorie thermodynamique intervient. Contrairement à Q_r qui est expérimental.
- **QVR : Un élève garçon ne veut pas être avec une fille en TP, que faire ?**
 - Demander pourquoi il refuse ? (car c'est une fille a priori)
 - Selon la réponse, on avise. En tous cas, pas de drama. S'il s'agit d'histoire de coeur etc., ou qui se supportent pas etc. Bah on fait deux groupes et terminé ça avance.
 - S'il s'agit d'a priori sur le niveau etc. Bah c'est faux et donner des contre exemples.
 - En aucun cas, la fille de doit pâtir d'être en binôme avec cet individu !
 - Si l'élève paraît trop insistant. Ptet faire intervenir le CPE en fin de séance qui eux pourront intervenir de façon plus musclée/répressive.

Commentaires

- Mettre la manip plus tôt !
- La pile est peut-être tricky. Faut bien l'amener. Y'a deux compartiment, donc pour la réaction bilan c'est pas top (on a pas les réactifs en contact !).
- Souligner le fait que des grandeurs macroscopiques qui donne Q_r sont liées aux paramètres microscopiques K qui dépend des énergies de liaisons etc. Q_r provient de valeur de concentrations expérimentales alors que K provient des énergies de liaison et du $\Delta_r G^0$. C'est quand même fou qu'ils soient égaux à l'équilibre.
- Bien rendre smooth les transitions.
- Acide benzoïque dans l'eau : ne dissocie pas entièrement avec un indicateur coloré. En chauffant on déplace l'équilibre et les couleurs devraient apparaître. Les mesures de pH illustrent aussi ça.

BO

3. Prévoir l'état final d'un système, siège d'une transformation chimique

Le caractère non total des transformations, introduit en classe de première, a été attribué aux transformations pour lesquelles l'avancement final est inférieur à l'avancement maximal ; en classe terminale, il est modélisé par deux réactions opposées qui conduisent à des vitesses de disparition et d'apparition égales dans l'état final, ce qui correspond à un état d'équilibre dynamique du système. Pour ces transformations, le quotient de réaction Q_r évolue de manière spontanée jusqu'à atteindre, dans l'état final, la valeur de la constante d'équilibre $K(T)$. Dans le cas des transformations totales, la disparition d'un réactif intervient alors que la valeur du quotient de réaction Q_r n'a pas atteint $K(T)$.

La notion de pression partielle n'étant pas abordée, on limite l'étude aux espèces liquides, solides ou dissoutes. Le quotient de réaction est adimensionné.

Le critère d'évolution est appliqué, d'une part, à des systèmes oxydant-réducteur conduisant à étudier le fonctionnement des piles et, d'autre part, à des systèmes acide-base dans l'eau.

Le passage d'un courant au sein d'un système oxydant-réducteur permet de forcer le sens de son évolution ; ceci est illustré par l'étude du fonctionnement des électrolyseurs.

Cette partie permet de sensibiliser aux enjeux de société et d'environnement liés au stockage d'énergie sous forme chimique et à la conversion d'énergie chimique en énergie électrique. Elle fait écho à la thématique abordée dans le programme de l'enseignement scientifique de la classe terminale sur la gestion de l'énergie.

Notions abordées en classe de première (enseignement de spécialité) :

Tableau d'avancement, avancement final, avancement maximal, caractère total ou non total d'une transformation, oxydant, réducteur, couple oxydant-réducteur, demi-équations électroniques, réactions d'oxydo-réduction.

A) Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique

État final d'un système siège d'une transformation non totale : état d'équilibre chimique. Modèle de l'équilibre dynamique.	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. <i>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.</i>
Quotient de réaction Q_r . Système à l'équilibre chimique : constante d'équilibre $K(T)$. Critère d'évolution spontanée d'un système hors équilibre chimique.	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. <i>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.</i>
Transformation spontanée modélisée par une réaction d'oxydo-réduction.	<i>Illustrer un transfert spontané d'électrons par contact entre réactifs et par l'intermédiaire d'un circuit extérieur.</i>
Pile, demi-piles, pont salin ou membrane, tension à vide. Fonctionnement d'une pile ; réactions électrochimiques aux électrodes. Usure d'une pile, capacité électrique d'une pile.	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. <i>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.</i>
Oxydants et réducteurs usuels.	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.