

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	COMPÉTENCES EXIGIBLES
<i>Emergence d'un critère d'évolution spontanée d'un système à partir de quelques expériences : mélange d'acide éthanoïque, d'éthanoate de sodium, d'acide méthanoïque, de méthanoate de sodium.</i> <i>Exemples de transformations pris dans le domaine de l'oxydoréduction : mélange de solutions d'ions fer(II), d'ions fer(III), d'ions iodure et de diiode ; mélange de solutions d'ions fer(II), d'ions Cu(II), de poudre de fer et de poudre de cuivre.</i>	1. Un système chimique évolue spontanément vers l'état d'équilibre - Quotient de réaction, Q_r : expression littérale (rappel) et calcul de sa valeur pour un état quelconque donné d'un système. - Au cours du temps, la valeur du quotient de réaction Q_r tend vers la constante d'équilibre K (critère d'évolution spontanée). - Illustration de ce critère sur des réactions acido-basiques et des réactions d'oxydoréduction.	- En disposant de l'équation d'une réaction, donner l'expression littérale du quotient de réaction Q_r, et calculer sa valeur dans un état donné du système. - Savoir qu'un système évolue spontanément vers un état d'équilibre. - Être capable de déterminer le sens d'évolution d'un système donné en comparant la valeur du quotient de réaction dans l'état initial à la constante d'équilibre, dans le cas de réactions acido-basiques et d'oxydoréduction.
<i>Réalisation et étude de piles par exemple : $Fe/Fe^{2+}/Cu^{2+}/Cu$, $Cu/Cu^{2+}/Ag^+/Ag$, $Zn/Zn^{2+}/Cu^{2+}/Cu$ (pile Daniell), - à l'aide d'un ampèremètre (mise en évidence du sens de circulation du courant), - à l'aide d'un voltmètre (mise en évidence d'une f.é.m.).</i> Activités documentaires : - perspectives historiques, - comparaison des caractéristiques de piles usuelles.	2. Les piles, dispositifs mettant en jeu des transformations spontanées permettant de récupérer de l'énergie - Transferts spontanés d'électrons entre des espèces chimiques (mélangées ou séparées) de deux couples oxydant/réducteur du type ion métallique/métal, $M^{n+}/M(s)$. - Constitution et fonctionnement d'une pile : observation du sens de circulation du courant électrique, mouvement des porteurs de charges, rôle du pont salin, réactions aux électrodes. La pile, système hors équilibre au cours de son fonctionnement en générateur. Lors de l'évolution spontanée, la valeur du quotient de réaction tend vers la constante d'équilibre. La pile à l'équilibre "pile usée" : quantité d'électricité maximale débitée dans un circuit. - Force électromotrice d'une pile (f.é.m.) E : mesure, polarité des électrodes, sens de circulation du courant (en lien avec le cours de physique). - Exemple de pile usuelle.	- Schématiser une pile - Utiliser le critère d'évolution spontanée pour déterminer le sens de déplacement des porteurs de charges dans une pile. - Interpréter le fonctionnement d'une pile en disposant d'une information parmi les suivantes : sens de circulation du courant électrique, f.é.m., réactions aux électrodes, polarité des électrodes ou mouvement des porteurs de charges. - Écrire les réactions aux électrodes et relier les quantités de matière des espèces formées ou consommées à l'intensité du courant et à la durée de la transformation, dans une pile et lors d'une électrolyse.
<i>Mise en évidence expérimentale de l'électrolyse sur un exemple.</i> <i>Applications pratiques : exemples de l'accumulateur au plomb et de l'électrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium.</i> <i>Applications à quelques systèmes chimiques pris dans le domaine de la vie : respiration, photosynthèse, par exemple.</i>	3. Exemples de transformations forcées - Mise en évidence expérimentale de la possibilité, dans certains cas, de changer le sens d'évolution d'un système en imposant un courant de sens inverse à celui observé lorsque le système évolue spontanément (transformation forcée). - Réactions aux électrodes, anode et cathode. - Application à l'électrolyse : principe et exemples d'applications courantes et industrielles.	- Savoir que l'électrolyse est une transformation forcée. - Connaissant le sens du courant imposé par le générateur, identifier l'électrode à laquelle se produit la réaction d'oxydation (anode) et l'électrode à laquelle se produit la réaction de réduction (cathode).

Commentaires

La constante d'équilibre K ne permet pas de prévoir le sens d'évolution du système ; il est proposé d'utiliser comme critère la comparaison du quotient de réaction Q_r avec la constante d'équilibre K , à l'exclusion de toute considération cinétique. Dire que tout système évolue spontanément vers un état d'équilibre c'est dire que la valeur du quotient de réaction Q_r tend vers la constante d'équilibre K . Trois situations peuvent être envisagées :

$Q_r < K$, le sens spontané de la transformation est le sens direct,

$Q_r > K$, le sens spontané de la transformation est le sens inverse,

$Q_r = K$, le système n'évolue pas macroscopiquement. L'état d'équilibre du système est atteint.

Il est alors possible, en connaissant les concentrations molaires des espèces dissoutes dans l'état initial, de dire dans quel sens la transformation évolue.

La constante d'équilibre n a de sens qu'associée à une équation de réaction donnée. L'équation de réaction est écrite avec des nombres stoechiométriques entiers les plus petits possibles.

Concernant les réactions d'oxydoréduction, après avoir illustré le critère d'évolution spontanée, il est mis en évidence expérimentalement qu'un transfert d'électrons peut se faire en séparant les deux couples oxydant/réducteur. Ce dispositif peut produire un courant électrique utilisable, sous réserve de conditions cinétiques favorables. L'énergie libérée lors de la transformation chimique correspondante est partiellement convertie en travail électrique (ceci a été vu dans le programme de physique de la classe de première scientifique). Les piles réalisées expérimentalement ne font intervenir que des couples $M^{n+}/M(s)$.

Cette partie s'ancre dans l'environnement quotidien des élèves au travers des piles ("piles" rechargeables ou accumulateurs). Elle permet d'éclairer la lecture des indications figurant sur ces objets et sur leur emballage : type de pile (alcaline, par exemple), f.é.m., la mention *Ne pas recharger*, etc.

L'objectif suivant est d'amener les élèves à envisager la possibilité d'inverser le sens d'évolution d'un système chimique et de présenter expérimentalement l'électrolyse.

Il n'est pas possible, lors d'une électrolyse, de demander à l'élève de prévoir les réactions ayant lieu aux électrodes. Cependant, étant à même d'envisager les possibilités théoriques de réactions aux électrodes (en ayant connaissance des couples oxydant/réducteur mis en jeu), l'élève peut interpréter les observations expérimentales.

Quelques applications pratiques de piles usuelles et d'électrolyses peuvent donner lieu à des activités documentaires. L'enseignant donne une présentation simplifiée des piles et de l'accumulateur au plomb. Il sensibilise l'élève aux dangers potentiels lors du démontage d'une pile ou d'un accumulateur, ainsi qu'à la récupération des piles.

La respiration et la photosynthèse sont présentées de façon simple sous l'angle des transformations spontanées et des transformations forcées, sans faire appel aux connaissances spécifiques des programmes de sciences de la vie. Ces deux phénomènes illustrent le fonctionnement de systèmes chimiques dans des milieux biologiques. L'utilisation d'une pile (transformation spontanée) comme générateur électrique pour réaliser une électrolyse (transformation forcée) permet de faire l'analogie avec le couplage en sciences de la vie.

D - Comment le chimiste contrôle-t-il les transformations de la matière ?

Exemples pris dans les sciences de l'ingénieur et dans les sciences de la vie (4 TP, 7 HCE)

L'objectif de cette partie est de montrer que le chimiste peut, dans le cas d'une transformation spontanée, en contrôler la vitesse et le rendement. L'exemple des réactions d'estérification et d'hydrolyse sert de support à cette partie et permet de réinvestir les connaissances de l'élève sur la cinétique et sur l'état d'équilibre des systèmes chimiques. Le chimiste peut en particulier déplacer l'état d'équilibre dans un sens choisi, pour améliorer le rendement d'une synthèse.

Le contrôle de l'évolution des systèmes chimiques est illustré par des exemples pris dans l'industrie des parfums, des arômes, des savons et des médicaments et dans le domaine des sciences de la vie.

L'enseignant aborde quelques domaines de la chimie contemporaine dans lesquels les chimistes contrôlent la vitesse et le rendement d'une synthèse en utilisant une espèce plus réactive et un catalyseur.

Quelques exemples de catalyse sont proposés. La catalyse enzymatique, en particulier, contrôle les systèmes chimiques dans les milieux biologiques ; l'élève découvre que ces systèmes obéissent aussi aux lois physico-chimiques.