

Energie chimique

Niveau : lycée (Terminale STI2D)

Prérequis : équilibre chimique, réactions d'oxydoréduction

Biblio : Hachette terminale STI2D, Le Maréchal

Expériences : combustion de l'éthanol (voir LC1), pile Daniell, électrolyse de l'eau

Intro : l'énergie chimique est un concept large, on a déjà introduit les notions thermodynamiques permettant d'étudier la forme d'énergie chimique, qui trouve sa source dans la rupture de liaisons. Elle peut être **transformée** en énergie thermique (combustibles) ou en énergie électrique (piles) par exemple : conversion. On peut aussi transformer une forme d'énergie en énergie chimique : stockage.

I – Energie de liaison

1) Liaison chimique

Description de la liaison, **slide** énergies, rupture de liaisons, transformations exothermiques et endothermiques.

2) Pouvoir calorifique d'un combustible

Combustion : transformation exothermique. Définition du pouvoir calorifique et expérience de combustion de l'éthanol. Donner le pouvoir calorifique en kJ.kg⁻¹. L'énergie chimique peut être convertie sous d'autres formes.

II – Réaction spontanée : la pile

1) Principe d'une pile

Réaction spontanée : le quotient réactionnel se rapproche de la constante d'équilibre. On va utiliser cette caractéristique pour convertir l'énergie chimique en énergie électrique. Pile : dispositif permettant canaliser le flux d'électrons d'une réaction d'oxydo-réduction spontanée à travers un circuit électrique **slide**. On a besoin de séparer les réactifs donc on utilise des demi-piles : compartiments contenant un oxydant et un réducteur d'un même couple, constitués d'une électrode et d'un électrolyte. Cathode : demi-pile où a lieu la réduction $Ox_1 + e^- = Red_1$. Anode : demi-pile où a lieu l'oxydation $Red_2 = Ox_2 + e^-$. Réaction globale (grâce au fil) : $Red_2 + Ox_1 = Red_1 + Ox_2$. Le pont salin permet de fermer le circuit et de conserver la neutralité des solutions. La pile est usée lorsqu'un réactif (Red_2 ou Ox_1) est consommé.

2) Mesure d'une force électromotrice

On a une pile Daniell. Couples mis en jeu : Zn^{2+}/Zn et Cu^{2+}/Cu . Anode : zinc. Cathode : cuivre. Equation globale : $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) = Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$. $Q = [Zn^{2+}]/[Cu^{2+}] = 1$ et $K = 1.9 \times 10^{37}$ avec $[Zn^{2+}] = [Cu^{2+}] = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$. $Q \ll K$ donc on a bien une évolution spontanée dans le sens direct. Mesure avec et sans pont salin. Fonctionnement des portables avec leur batterie.

III – Réaction forcée : l'électrolyse

1) Principe d'une électrolyse

Maintenant on étudie le cas inverse : réaction non spontanée donc transformation d'énergie électrique en énergie chimique. **On utilise l'électricité pour faire une réaction**. Animation pile Daniell dans les 2 sens ? Il n'est plus nécessaire de séparer les réactifs. Electricité transférée pour faire la réaction.

2) Electrolyse de l'eau

Application concrète. Notamment utilisée pour fabriquer du dioxygène dans l'ISS ou du dihydrogène pour les futurs véhicules. **Slide** et réaction globale $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ d'où la différence de volumes directement reliée à la structure de la molécule ! Retrouver expérimentalement la constante de Faraday donc la charge élémentaire ou le nombre d'Avogadro. Utilisation BBT ? Rechargement de la batterie d'un portable.

Conclusion : **slide**. L'énergie chimique est une forme d'énergie fondamentale qui peut être transformée sous diverses formes et qui permet également le stockage.

Questions : thermochimie, équilibre, stockage de l'énergie, rendement, solutions pile Daniell, accumulateur, classes d'électrodes, Nernst, énergie chimique dans le cas de l'oxydoréduction.