

LC 04 - CONVERSION D'ÉNERGIE CHIMIQUE (L).

Cécile CLAUD - Version du 10 décembre 2014

Références

- [DullreS] D. A. Dulaurans, Thierry et al., *Physique chimie 1re S*. Hachette Éducation, 2011.
- [DurTleST] J.-P. Durandeau et al., *Physique chimie : Term STI2D STL*. Hachette Éducation, 2011.
- [JFLM2] R. Barbe et J.-F. Le Maréchal, *La chimie expérimentale 2 : chimie organique et minérale*. Dunod, 1^{re} édition, 2007.
- [JFLM1] J.-F. Le Maréchal et B. Nowak-Leclercq, *La chimie expérimentale 1 : chimie générale*. Dunod, 1^{re} édition, 2004.
- [GrecSpe] P. Grécias, *Chimie : PC PC* 2^{de} année*. Tec & doc, 2^{me} édition, 2009.
- [Blanchard] M. Blanchard-Desce et al., *Chimie organique expérimentale*. Hermann, 1997.

Prérequis.

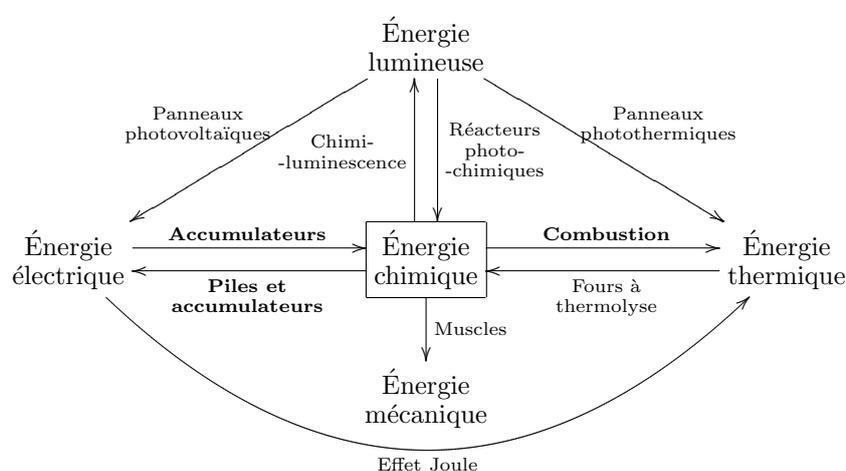
- Notions de thermochimie : enthalpie standard de formation, enthalpie standard de réaction (programme STL option SPCL), calorimétrie.
- Oxydoréduction, dont : relation de Nernst, classement des couples RedOx en fonction de leurs potentiels (programme STL option SPCL).
- Quotient et constante d'équilibre d'une réaction.
- Notions d'électronique (notamment : loi d'Ohm, expression de la puissance électrique, effet Joule).
- Chimie organique : hydrocarbures, esters.

Table des matières

1 Combustion	2
1.1 Les combustibles usuels	3
1.2 Les biocarburants	3
2 Piles	4
2.1 Oxydoréduction et transfert d'électricité	4
2.2 Étude d'une pile	6
2.3 Un cas particulier : la pile à combustible	8
3 Accumulateurs	9
3.1 Électrolyse	9
3.2 Exemple de l'accumulateur au plomb	10
A Agir en fonctionnaire de l'État	12
A.1 Développer une conscience citoyenne	12
A.2 Valoriser les élèves et leur donner le goût d'apprendre	12
A.3 Décloisonner les matières	13

Introduction

Pour ses besoins vitaux ou ses loisirs, l'être humain a besoin d'énergie. Mais les besoins en énergie sont de nature variable : on se chauffe en hiver et non en été, on s'éclaire le soir et non la journée. Malheureusement, les sources d'énergie ne permettent pas toujours d'adapter la production aux besoins. Il est donc nécessaire de la stocker, ce qu'il est possible de faire sous plusieurs formes : elle est par exemple stockée sous forme mécanique dans un barrage. L'énergie chimique se prête particulièrement bien au stockage, et elle fait donc partie des plus utilisées dans ce but. Cependant, le type d'énergie nécessaire est aussi variable : énergie thermique pour le chauffage, et énergie électrique pour l'éclairage et le fonctionnement des différents appareils que nous pouvons utiliser. Il faut donc réaliser une *conversion d'énergie* depuis l'énergie chimique stockée vers la forme d'énergie souhaitée ([Dul1reS]).



Nous avons précédemment étudié les différentes ressources énergétiques de la planète. Nous allons voir dans cette leçon les solutions technologiques que l'homme a mis en place pour les exploiter. Nous étudierons deux types de conversion : tout d'abord la combustion, qui est une conversion d'énergie chimique en énergie thermique, puis le fonctionnement des piles et des accumulateurs, qui est une conversion (réversible pour les accumulateurs) d'énergie chimique en énergie électrique.

1 Combustion

Définition : une *combustion* est une réaction chimique entre un *comburant*, le dioxygène dans les cas qui nous intéressent, et un *combustible*. Par exemple, l'équation de la réaction de combustion complète du méthane s'écrit : $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$. Une combustion s'accompagne d'un dégagement d'énergie thermique.

1.1 Les combustibles usuels

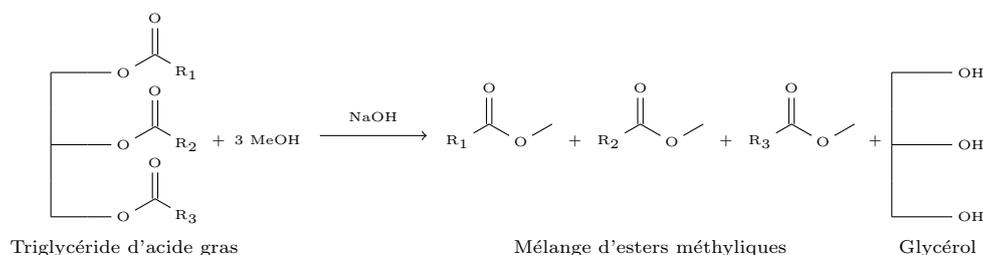
La combustion est utilisée, par exemple, dans les moteurs de voitures ou dans les chaudières. Dans les moteurs, la très grande quantité d'énergie thermique dégagée par la réaction de combustion provoque une explosion (d'où le nom de moteur à explosion) qui met les pistons en mouvement.

Dans les deux cas, les combustibles (ou carburants) sont généralement des hydrocarbures issus du raffinage du pétrole. Pour les chaudières, on utilise du gaz de ville, essentiellement composé de *méthane* de formule CH_4 . Pour les moteurs à essence, on utilise des hydrocarbures contenant 6 à 12 atomes de carbone, tandis qu'ils en contiennent 12 à 23 pour les moteurs diesel [DurTleST, Dul1reS].

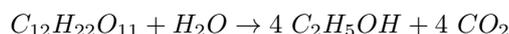
Comme les carburants usuels sont issus des réserves de pétrole, ils constituent une ressource limitée, conduisant à la production d'une énergie non renouvelable. De plus, ils rejettent dans l'atmosphère des gaz à effet de serre, notamment du CO_2 que l'on voit apparaître dans l'équation de combustion. Par exemple, en 2010 le secteur du transport a rejeté 123 millions de tonnes de CO_2 [DurTleST]. C'est pourquoi la recherche s'oriente aujourd'hui vers des ressources renouvelables à faible impact en CO_2 , comme les biocarburants.

1.2 Les biocarburants

Les biocarburants sont issus de sucres et d'huiles d'origine végétale. Ainsi, le dioxyde de carbone rejeté dans l'atmosphère ne participe pas à l'augmentation de l'effet de serre, puisqu'il a été fixé par le végétal pendant sa croissance [JFLM2]. On utilise l'huile pour produire, par une réaction de transestérification, des esters d'huiles végétales, qu'on appelle *biodiesel*, et qu'on mélange au diesel dans les moteurs. La réaction s'écrit [JFLM2] :



On utilise le sucre pour produire par fermentation du *bioéthanol* (qui n'est rien d'autre que de l'éthanol *bio*), qu'on mélange à l'essence. La réaction s'écrit :



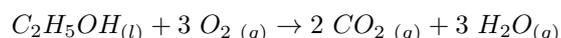
On distingue 3 générations de biocarburants.

Les biocarburants sont dits de première génération lorsqu'ils sont issus de cultures dédiées à leur production. Les biocarburants de première génération sont critiqués car leur production entre en concurrence avec la culture de denrées alimentaires, et présente des risques d'augmentation de la pollution liés à l'utilisation d'engrais dans le cas d'une production intensive.

Les biocarburants de deuxième génération permettent de contourner ce problème car ils sont issus de la valorisation de déchets. Les déchets organiques industriels et ménagers permettent de fabriquer du biodiesel, tandis que les résidus agricoles et forestiers comme la paille permettent de fabriquer du bioéthanol. Les biocarburants de deuxième génération sont toujours au stade de développement.

Les biocarburants de troisième génération sont au stade de recherche. Ils sont produits à partir de micro-algues qui ont la capacité de stocker des lipides.

Nous allons nous intéresser à présent à la combustion complète de l'éthanol. La réaction s'écrit :



Expérience 1. *Combustion de l'éthanol; mesure de l'énergie libérée, comparaison avec la valeur tabulée [DurTleST].*

On a :

- $\mu = 118g$ pour la masse en eau de l'échangeur de Thomson.
- $m_0 = (1,45 \pm 0,01)kg$ pour la masse de l'échangeur *sec*, avec un agitateur en verre *sec*.
- $M_{\text{échangeur}} + \text{eau} = (2,60 \pm 0,01)kg$ donc $M_{\text{eau}} = (1,15 \pm 0,02)kg$ où M_{eau} est la masse d'eau qu'on va chauffer avec le brûleur à éthanol.
- $\theta_i = (3,2 \pm 0,1)^\circ C$: température initiale de l'eau.
- $\theta_f = (18,0 \pm 0,1)^\circ C$: température finale de l'eau.
- $\Delta m_{\text{éthanol}} = (3,09 \pm 0,02)g$ la masse d'éthanol consommée par la combustion.

On calcule ainsi $Q_{\text{éch, calc}} = (\mu + M_{\text{eau}}) \cdot C_{\text{eau}} \cdot (\theta_f - \theta_i) = (78 \pm 8) kJ$. On peut remonter à l'enthalpie standard massique de combustion par : $Q_{\text{éch, calc}} = \Delta m_{\text{éthanol}} \Delta_r H_m^0$. Cela nous donne $\Delta_r H_m^0 = (25 \pm 3) MJ.kg^{-1}$. Les incertitudes sont calculées en supposant que la plus grosse erreur vient de la détermination de μ . On a :

$$\frac{\Delta Q_{\text{éch, calc}}}{Q_{\text{éch, calc}}} = \sqrt{\left(\frac{\Delta(\mu + M_{\text{eau}})}{(\mu + M_{\text{eau}})}\right)^2 + \left(\frac{\Delta C_{\text{eau}}}{C_{\text{eau}}}\right)^2 + \left(\frac{\Delta(\theta_f - \theta_i)}{(\theta_f - \theta_i)}\right)^2}$$

$$\frac{\Delta(\mu + M_{\text{eau}})}{(\mu + M_{\text{eau}})} \sim 10\%, \quad \frac{\Delta C_{\text{eau}}}{C_{\text{eau}}} = 0,02\% \quad \text{et} \quad \frac{\Delta(\theta_f - \theta_i)}{(\theta_f - \theta_i)} = 1\% \quad \text{d'où} \quad \frac{\Delta Q_{\text{éch, calc}}}{Q_{\text{éch, calc}}} = 10\%$$

De plus, $\frac{\Delta(\Delta m_{\text{éth}})}{(\Delta m_{\text{éth}})} = 0,3\%$, donc on a également 10% d'erreur sur $\Delta_r H_m^0$, d'où le résultat. La valeur tabulée est $\Delta_r H_m^0 = 26,8 MJ.kg^{-1}$ (valeur de C_{eau} et de $\Delta_r H_m^0$ dans [DurTleST]). . Plusieurs facteurs entrent en jeu dans la différence entre la valeur calculée et la valeur tabulée. Tout d'abord, on a considéré que toute l'énergie dégagée par la combustion était transmise à l'eau via l'échangeur de Thomson, or ce n'est pas le cas. Il y a nécessairement des pertes vers l'extérieur. De plus, on a considéré la combustion de l'éthanol pur, or l'éthanol contenu dans le brûleur est de l'éthanol à 95%. Cependant, la valeur calculée est satisfaisante étant donnée que la valeur tabulée entre dans les barres d'erreurs.

Transition. *Si les carburants sont très utiles pour le chauffage ou les moyens de transport, ils restent très peu adaptés à la création d'électricité. Pour stocker de l'énergie à des fins d'alimentation d'appareils électriques, on utilisera plutôt des systèmes mettant en oeuvre le principe d'oxydoréduction, correspondant à une réaction chimique par transfert de charge : c'est le cas des piles et accumulateurs.*

2 Piles

2.1 Oxydoréduction et transfert d'électricité

Nous avons vu que les réactions d'oxydoréduction mettent en jeu deux *couples Oxydant/Réducteur* et des *échanges d'électrons*. Or, nous savons que le courant électrique, dans les circuits que l'on étudie en électronique, est du au déplacement des électrons. Regardons ce qu'il se passe lorsque nous mélangeons de la poudre de zinc en présence d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre. L'échelle des potentiels standards tabulés donne :

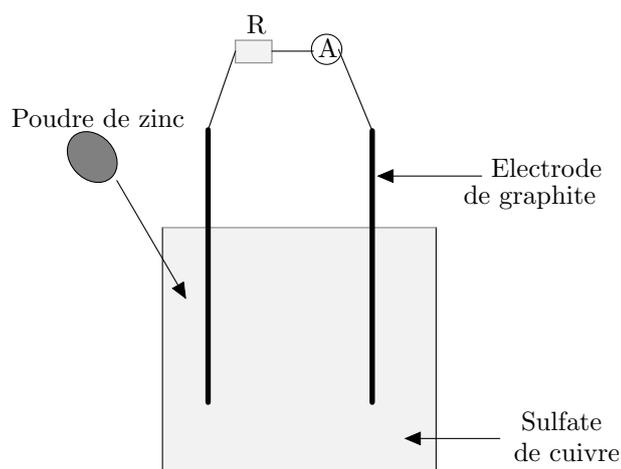
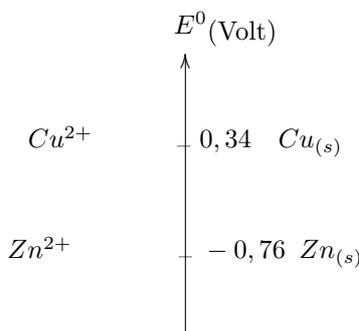


FIGURE 1 – Transfert direct d'électrons.



On s'attend donc à ce qu'une réaction, ici $Cu_{(aq)}^{2+} + Zn_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Zn_{(aq)}^{2+}$, se produise.

Expérience 2. Réaction d'oxydation de $Zn_{(s)}$ par Cu^{2+} [JFLM1]. Ici on veut simplement montrer qu'il n'y a pas de courant lors de la réaction spontanée, donc on ne suit pas exactement le protocole : on ne met pas de thermomètre, mais on ajoute deux électrodes de graphite et un ampèremètre. Attention : ne pas mettre l'ampèremètre sur un calibre trop fin. En effet, les électrodes de graphite ne sont jamais vraiment propres, on risque alors de voir apparaître un (très faible) courant qui n'est pas du à la réaction.

On constate que la solution se décolore et que la poudre de zinc prend une couleur cuivrée : il y a bien eu réaction. Par contre, il n'y a pas eu circulation d'un courant. En effet, les échanges d'électrons se font directement entre les espèces en présence. C'est ce qu'on appelle le *transfert direct d'électrons*. Les électrons n'ont aucune raison de circuler dans l'ampèremètre. Pour pouvoir créer du courant avec une réaction d'oxydoréduction, il faut donc obliger les électrons à passer dans le circuit électrique que l'on cherche à alimenter. C'est le principe du *transfert indirect d'électrons*. L'idée est de séparer les deux couples RédOx et de créer un "chemin" que les électrons devront emprunter.

Expérience 3. Construction d'une pile Daniell [JFLM1]. Les deux couples RédOx sont dans deux béchers séparés. Les électrons peuvent circuler dans le circuit constitué des fils, de la résistance et de l'ampèremètre. On ferme le circuit avec un pont salin dont on verra la contribution plus tard. On constate qu'à présent, du courant circule.

On a construit un système physico-chimique capable de délivrer du courant dans un circuit, c'est-à-dire une pile. C'est le chimiste Daniell qui, le premier, eu l'idée de séparer dans des compartiments

différents les deux couples oxydant/réducteur. C'est pourquoi la pile que nous avons construite ici s'appelle *une pile Daniell*. L'équation globale des réactions qui s'y déroulent est la même que dans le cas du transfert direct d'électrons, mais cette fois les réactions correspondant aux deux demi-équations électroniques se passent dans des compartiments séparés.

2.2 Étude d'une pile

Remarque. L'idée ici est de faire un transparent avec un schéma de la pile, qu'on remplit au fur et à mesure qu'on pose les définitions.

Étudions, grâce à notre exemple, les différents éléments constitutifs d'une pile [GrecSpe].

- Une *demi-pile* est un *système physico-chimique siège d'une demi-réaction d'oxydoréduction*. Il s'agit :
 - soit d'un conducteur métallique *actif* en contact avec l'un de ses ions : lame de zinc en présence de Zn^{2+} , lame de cuivre en présence de Cu^{2+} ...
 - soit d'un conducteur métallique *inactif* plongeant dans une solution où se produit le transfert d'électrons.
- L'*électrode* correspond au conducteur métallique assurant le transfert d'électrons avec le circuit extérieur. C'est à *la surface de l'électrode* que se produit la réaction, et donc l'échange électronique. On appelle :
 - *anode* l'électrode à laquelle se produit *l'oxydation*,
 - *cathode* l'électrode à laquelle se produit *la réduction*.

Les électrons circulent donc de l'anode, où ils sont *produits*, à la cathode, où ils sont *consommés*. Ceci impose la position des pôles de la pile : le *pôle négatif* de la pile est à *l'anode*, tandis que le *pôle positif* est à *la cathode*. Donner la *polarité* d'une pile, c'est localiser son pôle négatif et son pôle positif.

Expérience 4. *Retour à la pile Daniell : on montre que la polarité obtenue est celle attendue théoriquement.*

On peut à présent définir la *force électromotrice* (abrégée en *fem*), ou *tension à vide*, de la pile. Il s'agit de la différence de potentiel qui existe entre les deux électrodes lorsque la pile est "à vide". De façon pratique, la *fem* est mesurée au voltmètre et cette mesure permet également la détermination de la polarité.

Remarque. On passe ici sous le tapis le choix du sens algébrique conventionnel d'écriture de la pile qui conditionne le signe de e .

On remarque sur notre schéma que, pour l'instant, on a production de Zn^{2+} , donc augmentation de la charge électrique, dans la première demi-pile, et consommation de Cu^{2+} , donc diminution de la charge électrique, dans la deuxième demi-pile. Or, la neutralité électrique des solutions doit être assurée. C'est le rôle de la *jonction électrolytique*, matérialisée ici par un *pont salin*. Le pont salin contient un gel électrolytique de $K^+ + NO_3^-$. Ces ions peuvent migrer dans les demi-piles afin de rétablir la neutralité des solutions. Le pont salin permet d'*assurer le contact électrique* (c'est pourquoi on a dit plus haut qu'il *ferme le circuit*) tout en *évitant le contact physique*.

Remarque. À ce stade, on a fini de compléter le schéma de la pile avec les demi-piles, les réactions aux électrodes et le sens des porteurs de charges [DullreS, DurTleST].

Nous avons construit un dipôle. Cherchons à tracer sa caractéristique courant-tension. A priori, comme on a considéré jusqu'à présent qu'une pile était un générateur idéal de tension, on s'attend à une droite $U(I) = e \quad \forall I$.

Expérience 5. *Tracé de la caractéristique courant-tension de la pile Daniell (on peut utiliser judicieusement un interrupteur pour éviter la décharge de la pile; pour la pile Daniell, on a le temps avant qu'elle soit déchargée, mais si vous faites une AAA, ça peut servir). On constate que,*

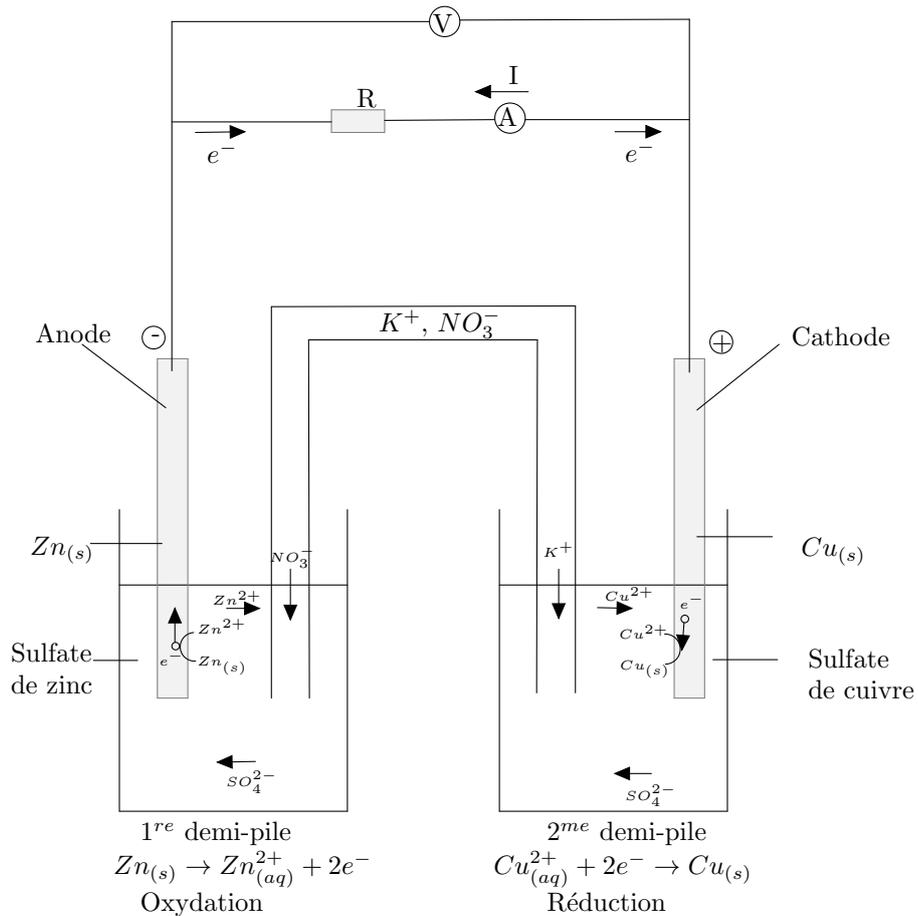


FIGURE 2 – Transfert direct d'électrons.

contrairement à ce à quoi on s'attendait, U n'est pas une constante. On a $U(I) = a - bI$. On peut interpréter ce résultat en schématisant la pile par un générateur idéal de tension en série avec une résistance interne. On a alors : $U(I) = e - r_{int}I$. On déduit la résistance interne r_{int} , et la fem e , de la caractéristique. On fait le tracé en préparation puis on reprend deux point en direct pour montrer qu'on est de grands expérimentateurs.

Intéressons-nous maintenant à l'aspect énergétique [DullreS]. On a vu que la caractéristique courant-tension d'une pile de fem e et de résistance interne r_{int} s'écrivait $U = e - r_{int}I$. Or, on sait que la puissance délivrée s'écrit $\mathcal{P} = UI$, soit $\mathcal{P} = eI - r_{int}I^2$. On reconnaît dans le terme $r_{int}I^2$ l'expression de la puissance dissipée par effet Joule. L'énergie \mathcal{E} consommée ou produite par un appareil de puissance \mathcal{P} est liée à sa durée de fonctionnement Δt par la relation $\mathcal{E} = \mathcal{P}\Delta t$.

Ainsi, on a

$$\mathcal{E}_{\text{chimique stockée}} = eI\Delta t = UI\Delta t + r_{int}I^2\Delta t$$

c'est-à-dire

$$\mathcal{E}_{\text{chimique stockée}} = \mathcal{E}_{\text{convertie en énergie électrique}} + \mathcal{E}_{\text{perdue par effet Joule}}$$

On remarque que si l'on écrit la relation de Nernst pour chacune des demi-piles, on a [GrecSpe] :

$$e = E_{(Cu^{2+}/Cu)} - E_{(Zn^{2+}/Zn)} = E_{(Cu^{2+}/Cu)}^0 - E_{(Zn^{2+}/Zn)}^0 + \frac{0,06}{2} \log\left(\frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]}\right)$$

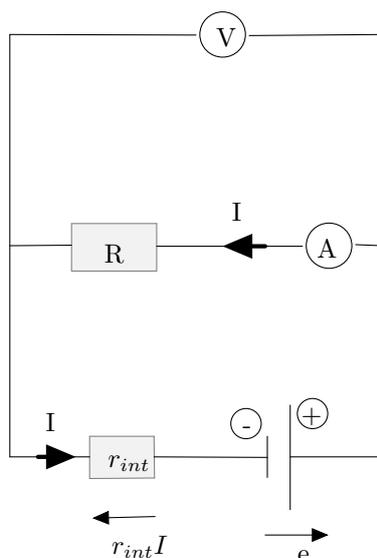


FIGURE 3 – Schéma équivalent pour le relevé de la caractéristique $U = f(I)$.

soit $e = e^0 - \frac{0,06}{2} \log(Q_r)$, où Q_r est le quotient de la réaction qui a lieu à l'intérieur de la pile, et $e^0 = E_{(Cu^{2+}/Cu)}^0 - E_{(Zn^{2+}/Zn)}^0$. Une pile est donc un système *hors équilibre* qui a une certaine durée de vie t_{max} au bout de laquelle la réaction s'arrête car $Q_r(t_{max}) = K^0$. Cela implique d'ailleurs que $e^0 = \frac{0,06}{2} \log(K^0)$.

Remarque. Il est judicieux de penser à lancer l'expérience 7 d'électrolyse de l'eau un peu en avance pour que le gaz formé soit présent en quantité suffisante. Faire remarquer la formation de bulles.

2.3 Un cas particulier : la pile à combustible

Une *pile à combustible* se distingue des piles électrochimiques par le fait que les réactifs sont souvent apportés de façon continue. On étudiera ici la pile utilisant du dihydrogène comme combustible et du dioxygène comme comburant. On remarque, au vu des termes employés, que la réaction qui a lieu à l'intérieur de la pile est une réaction de combustion.

Expérience 6. *Pile à combustible Jeulin : faire marcher l'hélice. Il faut avoir pensé à recharger la pile juste ce qu'il faut pour faire tourner l'hélice pas trop longtemps, afin de totalement la décharger (en tout cas pour pouvoir faire la transition après). Expliquer le fonctionnement pendant que l'hélice tourne.*

Les couples mis en jeu sont le couple H^+/H_2 et le couple O_2/H_2O .

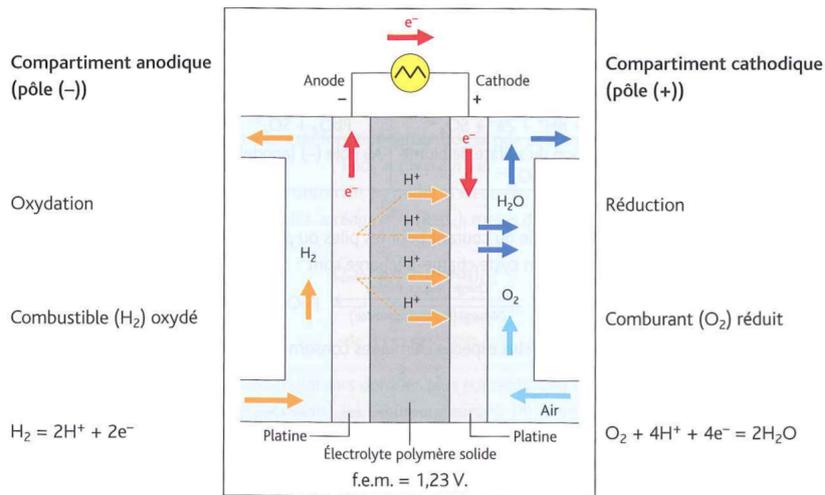
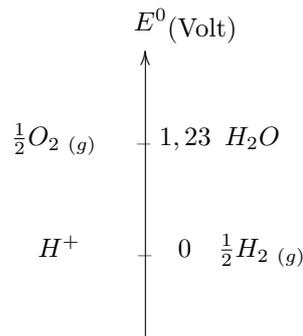


FIGURE 4 – Pile à combustible [DurTleST]



On a : $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$ et $O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$. Ainsi, l'équation de la réaction est : $\frac{1}{2}O_2 + H_2 \rightarrow H_2O$. Le seul déchet de cette réaction est l'eau : c'est donc une solution énergétique a priori intéressante. Plusieurs problèmes se posent cependant : le dihydrogène n'existe pas à l'état brut sur Terre, il faut donc le produire industriellement. Il est de plus très difficile à stocker, et c'est un explosif. Des recherches sont donc menées afin de trouver une solution technologique fiable permettant d'utiliser cette réaction sans trop d'inconvénients.

Transition. *Est-il possible de recharger la pile à combustible une fois qu'on a tout consommé ?*

3 Accumulateurs

3.1 Électrolyse

On a vu que la combustion du dihydrogène par le dioxygène produisait de l'énergie électrique. Est-il possible, en apportant de l'énergie électrique, d'inverser la réaction ?

Expérience 7. *Électrolyse de l'eau additionnée d'acide sulfurique, avec des tubes à essais au dessus des électrodes [JFLM1]. On lance la manip plus tôt, à ce moment-là on constate l'apparition de bulles aux électrodes. Après un temps pas trop long, on récupère le gaz. Faire remarquer qu'il y a environ deux fois plus d'un gaz que de l'autre. Test caractéristique : on montre que les gaz formés sont O_2 et H_2 .*

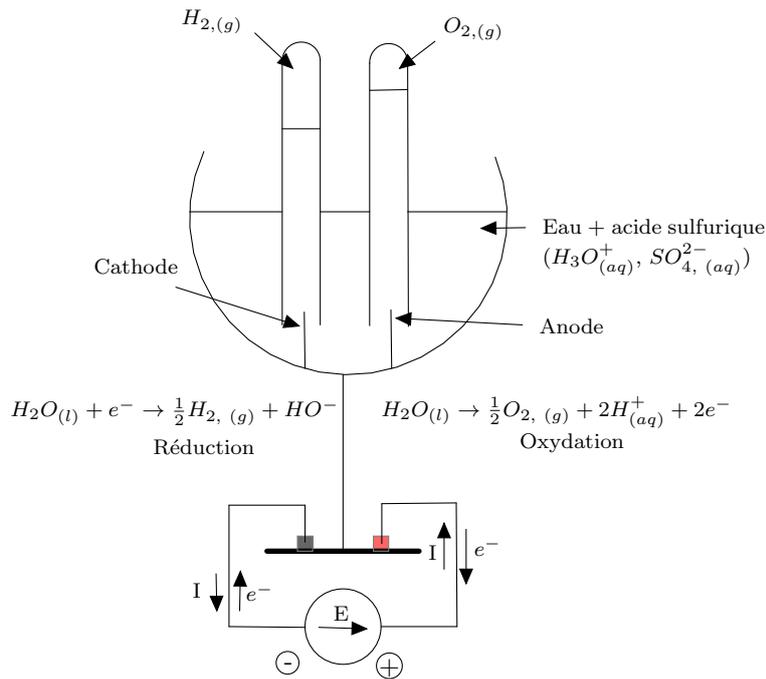


FIGURE 5 – Électrolyse de l'eau acidifiée.

Un électrolyseur est, comme une pile, une *cellule électrochimique*. Les éléments constitutifs sont donc les mêmes. On peut représenter sur un schéma, comme pour les cas d'une pile, les différentes réactions et les mouvements des porteurs de charges. La différence est qu'ici, le système n'est pas relié à un récepteur électrique (comme une résistance) mais à un générateur. Le sens du courant est donc *imposé*, ce qui en retour *impose les réactions aux électrodes*. L'électrode reliée à la borne + du générateur est le lieu d'entrée du courant dans la cellule électrochimique, elle est donc le lieu de production des électrons. C'est donc l'électrode à laquelle se produit l'oxydation, c'est-à-dire l'anode. Inversement, l'électrode reliée à la borne – est la cathode.

Les demi-équations de réactions sont donc :

- l'oxydation de l'eau selon $H_2O \rightarrow \frac{1}{2}O_2 + 2H^+ + 2e^-$
- la réduction de l'eau selon $H_2O + e^- \rightarrow \frac{1}{2}H_2 + HO^-$

L'équation de la réaction est donc $H_2O \rightarrow H_2 + \frac{1}{2}O_2$. On a *forcé* la réaction d'oxydation du dihydrogène par le dioxygène à se dérouler *en sens inverse*.

3.2 Exemple de l'accumulateur au plomb

Dans le cas de la pile à combustible, on peut donc récupérer l'eau produite par la réaction ayant lieu lors du fonctionnement en tant que générateur d'électricité et la recycler par électrolyse pour recréer le combustible et le comburant. Il est en réalité impropre de parler de pile dans ce cas, car une pile n'est pas rechargeable : elle a une durée de vie limitée, après quoi il faut la jeter dans un container approprié. Lorsqu'un système est capable de convertir de l'énergie chimique en énergie électrique *et inversement*, on parle d'un *accumulateur*. Nous pouvons par exemple étudier un type d'accumulateur utilisé notamment dans les voitures : l'accumulateur au plomb.

Expérience 8. *Accumulateur au plomb [JFLM1]. Laisser l'accumulateur au plomb se décharger totalement en préparation. Montrer en leçon que ça n'allume pas la diode électroluminescente. Lancer la charge, expliquer ce qu'il se passe (transparent avec les équations de réaction). Une fois que c'est un peu chargé, remettre la diode : ça s'allume. Expliquer la décharge.*

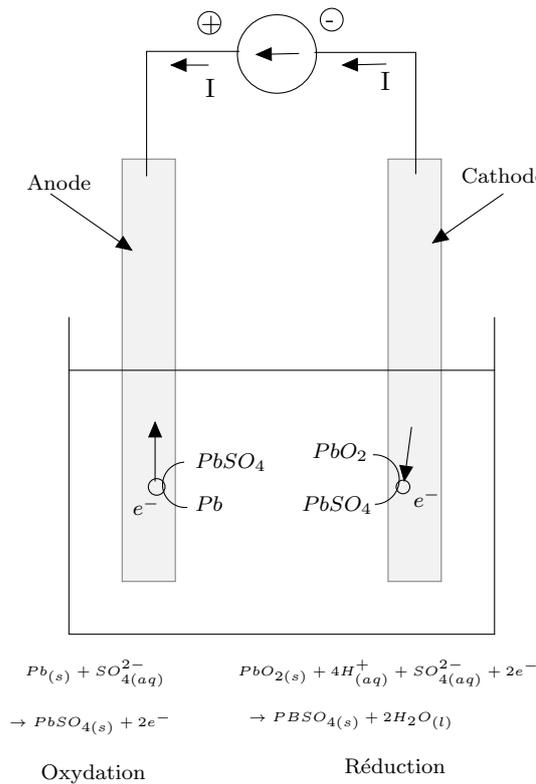


FIGURE 6 – Phase de charge.

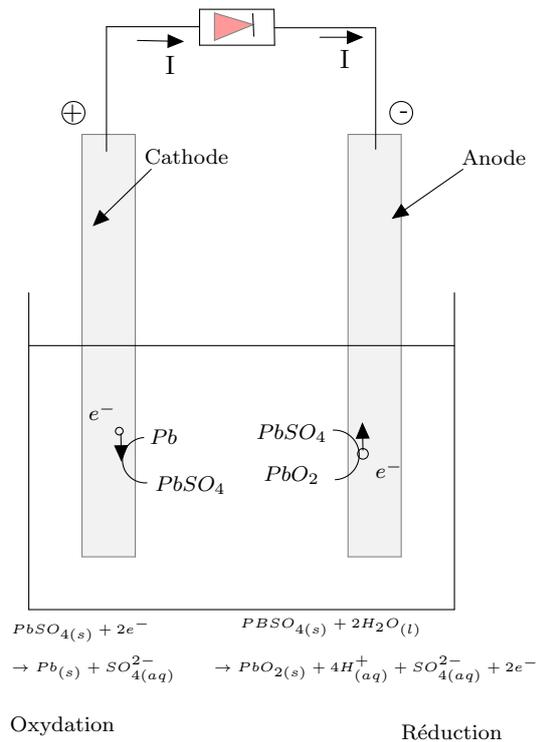


FIGURE 7 – Phase de décharge

Pendant la *charge* de l'accumulateur, on a les réactions suivantes :

- $PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$ à l'anode, reliée au pôle + du générateur (ce qui impose une oxydation),
- $Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2e^-$ à la cathode, reliée au pôle - du générateur (ce qui impose une réduction).

Pendant la *décharge*, les rôles sont inversés :

- $PbSO_4 + 2H_2O \rightarrow PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^-$ à l'anode (oxydation),
- $PbSO_4 + 2e^- \rightarrow Pb + SO_4^{2-}$ à la cathode (réduction).

Conclusion

Nous avons vu deux types de conversion d'énergie chimique, la conversion en énergie thermique via la combustion, et la conversion en énergie électrique à l'aide des piles et des accumulateurs. Comme nous l'avons évoqué en introduction, il existe d'autres façons de stocker de l'énergie, et d'autres formes de conversion. Nous n'avons parlé ici que de conversion inventée par l'homme, mais la conversion d'énergie existe aussi dans la nature. Par exemple, il existe un processus de conversion de l'énergie chimique en énergie lumineuse, qu'on appelle la *chimiluminescence*, qu'on peut illustrer sur un exemple : l'oxydation chimiluminescente du luminol.

Expérience 9. Oxydation chimiluminescente du luminol [Blanchard].

Maintenant que nous en connaissons un peu plus sur les solutions technologiques utilisées par l'homme pour répondre à ses besoins énergétiques, nous pourrions nous tourner, dans un prochain cours, vers l'étude des avantages et des dangers de ces solutions.

A Agir en fonctionnaire de l'État

Introduction

Devenir fonctionnaire de l'État, cela suppose de partager les valeurs de la République et, en tant que professeur, de les respecter et de les faire respecter par ses élèves. Le professeur a pour mission d'éduquer et de former les futurs citoyens. Le thème *conversion d'énergie chimique* permet notamment une réflexion sur le déficit énergétique qui peut conduire à plusieurs activités formatrices et valorisantes pour les élèves. Nous allons discuter de ces points et expliquer en quoi ils s'intègrent dans l'action du professeur.

A.1 Développer une conscience citoyenne

Cette leçon amène une réflexion sur les ressources énergétiques et les problèmes d'adéquation entre les besoins en énergie et la nécessité de préserver la planète. À partir du thème de la combustion, il est possible de proposer une réflexion, par groupe, sur la façon dont est calculé un bilan carbone. Cela permet de développer à la fois l'esprit critique des élèves et leur capacité à interagir et à construire un raisonnement à plusieurs. En effet, si les carburants usuels issus du pétrole sont souvent décriés parce que leur bilan carbone est assez lourd, les élèves pourront comprendre que dans le cas d'autres sources d'énergie, beaucoup de facteurs sont à prendre en compte et que le discours tenu pour promouvoir ces sources dites "propres" pêche parfois par omission.

Parmi les sources d'énergie alternatives aux ressources fossiles, il y a les piles et les accumulateurs, qui ont été étudiés. Sur ce thème, il est intéressant d'envisager une activité en plusieurs temps. Tout d'abord, une recherche documentaire guidée sur la composition des piles et des accumulateurs, afin de comprendre les risques environnementaux liés à une mauvaise gestion des déchets. Cela permet de donner aux élèves des méthodes et des outils de recherche d'information. Le professeur peut suggérer des sources d'information. Les élèves peuvent apprendre à effectuer une recherche sur Internet, ce qui n'est pas évident au vu de la masse d'information souvent erronée disponible. Ensuite, la classe peut organiser un projet d'affichage pour sensibiliser les autres élèves de l'établissement aux avantages et inconvénients des piles et accumulateurs, et à la nécessité de les retraiter convenablement. C'est donc à la classe de choisir le format d'affichage, le nombre de panneaux et le contenu. Il lui revient également de distribuer les rôles dans l'élaboration de ce projet. Tout ceci, bien évidemment, sous la supervision du professeur, qui encadre la réalisation du projet et apporte ainsi à ses élèves une expérience de la conduite de projet. Enfin, la classe peut concrétiser d'avantage ce travail en organisant une grande collecte de piles dans l'établissement. Il peut être envisagé ensuite de visiter, à la fin de la période de collecte, une usine de retraitement de piles.

A.2 Valoriser les élèves et leur donner le goût d'apprendre

Concrétiser ainsi la collecte de piles par une visite dans une usine de retraitement peut être un moyen de valoriser l'action des élèves et de leur faire sentir qu'ils ont un rôle à jouer, en tant que citoyens, dans la société. Valoriser l'action et les connaissances des élèves peut aussi être un moyen de leur donner le goût d'apprendre. Par exemple, proposer aux élèves de participer à une fête de la science dans l'établissement peut leur permettre de montrer, à leurs parents notamment, ce qu'ils ont appris en cours. Certaines manipulations peuvent faire l'objet d'un stand, comme la pile à combustible, l'accumulateur au plomb et l'oxydation chimiluminescente du luminol. De nouveau les élèves peuvent travailler par groupes et choisir la forme de leur intervention : panneaux placés sur le stand, présentation informatique etc. Cela leur permet encore une fois d'apprendre à chercher de l'information, mais également d'apprendre à organiser un contenu scientifique et à le présenter à un public.

A.3 Décloisonner les matières

Il est important également que les élèves fassent le lien entre les connaissances acquises dans les différentes matières étudiées durant leur cursus. Pour cette raison, il peut être intéressant de mettre en place, avec le professeur de Sciences de la Vie et de la Terre (SVT), un cours commun sur la photosynthèse, à la suite de la leçon présentée ici et en préparation d'une séquence de SVT sur le sujet. De cette façon, les élèves peuvent se rendre compte que les deux visions, la vision "Chimie" et la vision "SVT", se complètent et ont besoin l'une de l'autre. Même si les points de vue diffèrent d'une matière à l'autre, parce que l'étude des phénomènes ne vise pas les mêmes objectifs, il est important de montrer aux élèves que les scientifiques ont besoin de cette pluridisciplinarité pour avancer.

Conclusion

À travers le thème de cette leçon, il est possible de développer chez les élèves à la fois un sens du civisme et une envie d'apprendre et de découvrir les sciences. C'est, en définitive, ce que l'on attend d'un professeur : qu'il transmette à la fois son savoir et les valeurs de la République.

B Extraits des programmes

Capteurs électrochimiques

Notions et contenus	Capacités exigibles
Électrode. Potentiel d'électrode : électrode standard à hydrogène, électrode de référence, relation de Nernst, potentiel standard. Le potentiel d'électrode, un outil de prévision : - polarité et tension à vide (fem) des piles, - sens spontané d'évolution d'un système, siège d'une réaction d'oxydo-réduction.	- Identifier, dans une pile, une électrode comme un système constitué par les deux membres d'un couple oxydant/réducteur et éventuellement d'un conducteur. - Relier le potentiel d'électrode à la tension à vide de la pile constituée par l'électrode et l'électrode standard à hydrogène (ESH). - Concevoir et mettre en œuvre un protocole pour déterminer un potentiel d'électrode à l'aide d'électrodes de référence. - Déterminer expérimentalement les paramètres d'influence sur un potentiel d'électrode. - Concevoir et mettre en œuvre un protocole pour déterminer ou vérifier la relation entre le potentiel d'électrode et les concentrations des constituants du couple.
Classement des oxydants et des réducteurs : échelles de potentiels, échelles de potentiels standards, relation entre différence des potentiels standards et caractère plus ou moins favorisé d'une transformation. Électrode spécifique, dosages par capteurs électrochimiques. Analyse en temps réel pour prévenir toutes pollutions et limiter les risques.	- Écrire la relation de Nernst pour un couple donné. - Utiliser la relation de Nernst pour déterminer un potentiel d'électrode. - Prévoir, à l'aide des potentiels d'électrode, la polarité d'une pile, sa tension à vide (fem) et son évolution lors de son fonctionnement et valider expérimentalement ces prévisions. - Prévoir le sens spontané d'évolution lors d'une transformation rédox à l'aide des potentiels d'électrode des couples mis en jeu et confronter expérimentalement le modèle. - Interpréter l'absence de l'évolution prévue pour un système en termes de blocage cinétique. - Comparer les pouvoirs oxydants (les pouvoirs réducteurs) d'espèces chimiques à l'aide d'une échelle de potentiels d'électrode. - Prévoir le caractère favorisé d'une transformation à l'aide d'une échelle de potentiels standards. - Identifier une électrode à un « capteur électrochimique » spécifique d'une espèce chimique. - Relier le potentiel d'une électrode spécifique d'une espèce chimique à sa concentration. - Concevoir et mettre en œuvre un protocole de dosage par étalonnage d'une espèce chimique à l'aide d'un capteur électrochimique. - Extraire des informations pour illustrer des applications historiques, actuelles et en développement des capteurs électrochimiques, notamment dans le cadre de mesures environnementales : mesures de traces d'éléments, dosage de gaz (polluants, sonde lambda), analyse en temps réel et transmission des données pour contrôle et régulation.

Transport

Mise en mouvement

Notions et contenus	Capacités exigibles
Transformation chimique et transfert d'énergie sous forme thermique. Combustion.	<ul style="list-style-type: none"> - Citer différents carburants utilisés et leur mode de production (pétrochimie, agrochimie, bio-industries, etc.). - Utiliser le modèle de la réaction pour prévoir les quantités de matière nécessaires et l'état final d'un système. - Déterminer expérimentalement l'énergie libérée au cours de la combustion d'un hydrocarbure, puis confronter à la valeur calculée à partir d'enthalpies de combustion tabulées. - Citer les dangers liés aux combustions et les moyens de prévention et de protection.
Transformation chimique et transfert d'énergie sous forme électrique. Piles, accumulateurs, piles à combustible.	<ul style="list-style-type: none"> - Citer les caractéristiques des piles et leurs évolutions technologiques. - Identifier l'oxydant et le réducteur mis en jeu dans une pile à partir de la polarité de la pile ou des couples oxydant/réducteur. - Écrire les équations des réactions aux électrodes. - Expliquer le fonctionnement d'une pile, d'un accumulateur, d'une pile à combustible. - Utiliser le modèle de la réaction pour prévoir la quantité d'électricité totale disponible dans une pile. - Associer charge et décharge d'un accumulateur à des transferts et conversions d'énergie. - Définir les conditions d'utilisation optimales d'une batterie d'accumulateurs : l'énergie disponible, le courant de charge optimum et le courant de décharge maximal.

Des synthèses forcées

Notions et contenus	Capacités exigibles
Électrolyse, électrosynthèse, photosynthèse.	<ul style="list-style-type: none"> - Réaliser expérimentalement et interpréter quelques électrolyses, dont celle de l'eau. - Identifier expérimentalement ou à partir du schéma du circuit électrique la cathode et l'anode d'un électrolyseur. - Prévoir les réactions possibles aux électrodes, les couples mis en jeu étant donnés. - Identifier et/ou caractériser expérimentalement les espèces chimiques formées aux électrodes. - Écrire les équations des réactions aux électrodes connaissant les produits formés.
Transformation forcée : apport d'énergie et évolution hors équilibre du système.	<ul style="list-style-type: none"> - Distinguer le caractère forcé des électrolyses et des photosynthèses, du caractère spontané d'autres transformations, en comparant l'évolution du quotient de réaction par rapport à la constante d'équilibre. - Repérer la source d'énergie mise en œuvre dans une transformation forcée.
Bilan de matière lors d'une électrolyse. Applications courantes des électrolyses à la synthèse.	<ul style="list-style-type: none"> - Prévoir les quantités de produits formés dans des cas simples et confronter les prévisions du modèle aux mesures. - Déterminer le rendement d'une électrosynthèse. - Citer quelques applications courantes des électrolyses : synthèse de métaux, de produits minéraux et organiques, stockage d'énergie, analyse et traitement de polluants. - Analyser différentes voies de synthèses et montrer que l'électrolyse peut permettre de respecter quelques principes de la chimie verte (matières premières renouvelables, non-consommation de ressources fossiles, absence de sous-produits carbonés).

Lumière et énergie

Notions et contenus	Capacités
Interaction rayonnement-matière : émission et absorption, diffusion. Le photon. Quantification des niveaux d'énergie.	<ul style="list-style-type: none"> - Déterminer expérimentalement quelques caractéristiques d'un photorécepteur, d'un photoémetteur. - Interpréter les échanges d'énergie entre lumière et matière à l'aide du modèle corpusculaire de la lumière. - Appliquer le modèle corpusculaire de la lumière pour expliquer le principe d'un photoémetteur et d'un photorécepteur.
Sensibilité lumineuse relative de l'œil. Grandeurs photométriques : flux, éclairement. Sensibilité des capteurs à l'éclairement. Réflexion, absorption, transmission, diffusion. Luminescences.	<ul style="list-style-type: none"> - Exploiter la courbe de sensibilité de l'œil. Interpréter les anomalies de la vision des couleurs (daltonisme). - Déterminer expérimentalement la puissance lumineuse et le flux lumineux de différentes sources de lumière. - Associer le flux énergétique d'un faisceau à un flux de photons dans le cas d'une lumière monochromatique. - Illustrer expérimentalement l'anisotropie des sources lumineuses artificielles. - Illustrer expérimentalement deux modes de détection du rayonnement : compteurs de photons, capteurs d'énergie. - Mesurer un éclairement lumineux ; donner des ordres de grandeur d'éclairement dans différentes situations courantes. - Déterminer expérimentalement les caractéristiques de quelques sources ou de quelques capteurs : efficacité énergétique, rendement quantique et sensibilité spectrale. - Caractériser un matériau optique par ses coefficients de réflexion, de transmission et d'absorption. - Interpréter deux phénomènes de luminescence parmi la chimiluminescence, la fluorescence, la phosphorescence et l'électroluminescence, à partir de l'interaction rayonnement-matière.
Sources « laser » : directivité, monochromaticité, puissance.	<ul style="list-style-type: none"> - Citer différents types de laser et leurs usages dans différents domaines. - Énoncer les deux propriétés physiques spécifiques d'un faisceau laser. - Mettre en évidence expérimentalement les propriétés d'un faisceau produit par différentes sources laser. - Comparer la puissance surfacique d'une lumière émise par un laser et celle d'une autre source de lumière. - Utiliser une source laser en respectant les règles de sécurité. - Mesurer une distance avec une source laser.