



COLLEGE EDMÉ

ci-devant
COURS PRIVÉS EDMÉ

Cours Privés Edme
Cours de Physique-Chimie
Mardi 15 Mars 2022
Classe de Première Spécialité

Chapitre 9- Énergie Stockée dans la Matière Organiques

Dans les chapitres 14 et 15 nous avons discuté du concept d'énergie. Nous avons vu que l'énergie est une mesure de la capacité d'un système à effectuer un travail. Nous nous rappellerons que l'énergie cinétique est liée au mouvement d'un objet (proportionnel à sa vitesse au carré), l'énergie potentielle est due à la position de l'objet dans un champ (gravitationnel ou électrique etc..) et que l'énergie mécanique est simplement la somme de l'énergie cinétique et potentielle.

Le concept d'énergie est tout aussi présent et important en chimie. En effet, les électrons des atomes d'une molécule sont soumis à un champ électrique dû au noyau chargé positivement, de plus les électrons effectuent des mouvements incessants autour du noyau de l'atome et donc possèdent également de l'énergie cinétique. De plus, il existe de l'énergie stockée dans les liaisons chimiques, et chaque fois qu'une liaison se voit brisée ou formée, il y a transfert d'énergie, le plus souvent sous forme de chaleur, entre les espèces dans la réaction chimique et l'environnement. Ce transfert d'énergie entre le milieu réactionnel et l'environnement est la raison pour laquelle nous recueillons de la chaleur pour la cuisson des aliments, le chauffage, les transports etc.. lors des réactions de combustions.

Combustions

La combustion est une réaction chimique **exothermique** (libération de chaleur au cours de la réaction) entre le dioxygène et une espèce chimique réductrice (qui cède des électrons). Cette espèce est appelée **combustible**.

Equation de la Combustion

L'équation de la combustion est modélisée par une réaction d'oxydoréduction, où les couples qui interviennent sont $O_{2(g)}/H_2O_{(g)}$ et $CO_{2(g)}/combustible$. C'est à dire, que le dioxygène est toujours **un réactif oxydant**, et que le combustible est **un réactif réducteur** et que les produits de la réactions sont l'eau (le réducteur conjugué de O_2) et le dioxyde de carbone (l'oxydant conjugué du combustible). Dans une réaction complète, avec suffisamment de O_2 présent, on obtiendra toujours les produits cités plus haut.

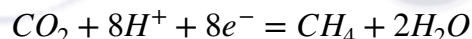
Exemple de combustion avec des combustibles organiques:

A) Combustible: méthane (CH_4)

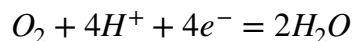
Nous savons que le méthane est le combustible et qu'il va alors réagir avec O_2 pour produire du CO_2 et H_2O .

Ecrivons les demi-équations:

1) pour le couple CO_2/CH_4

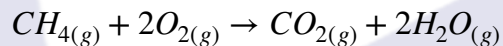


2) pour le couple O_2/H_2O



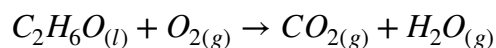
Nous savons que le méthane est le réducteur donc on va changer le sens de la demi-équation 1) avant de faire le bilan. De plus, **pour l'équilibre de matière et de charge**, nous devons multiplier l'équation 2) par le coefficient 2.

L'équation bilan est donc:



Il est possible que l'on vous donne l'équation bilan directement, sans les coefficient stœchiométrique. À ce moment, il suffit seulement d'équilibrer l'équation en ajoutant les coefficients appropriés.

B) La combustion de l'éthanol de formule C_2H_6O



Il suffit d'équilibrer l'équation:

$C_2H_6O_{(l)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)}$ N.B: On équilibre d'abord le carbone, l'hydrogène et ensuite l'oxygène. On essaie de garder un coefficient de 1 devant le combustible (ethanol dans ce cas)

Énergie de Combustion et Pouvoir Calorifique

L'énergie libérée $\epsilon_{liberee}$ lors d'une combustion est proportionnelle à la masse du combustible et à son pouvoir calorifique (PC):

$$PC = \frac{\epsilon_{liberee}}{m} \text{ | Unités du S.I: } PC (J \cdot kg^{-1}); \epsilon_{liberee} (J) \text{ et } m (kg)$$

Énergie Molaire de Réaction

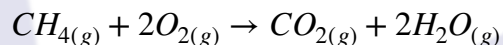
Lorsqu'une réaction libère de l'énergie, elle est dite **exothermique**. Par convention, pour une réaction **exothermique**, l'énergie libérée est **négative**. Une réaction qui reçoit de l'énergie est dite **endothermique** et l'énergie libérée est **positive**.

Supposons une réaction exothermique (combustion), l'énergie libérée (c-a-d reçue par un système externe) par cette réaction est proportionnelle à la quantité de matière consommée du combustible (à l'avancement x de la réaction). Nous pouvons donc écrire:

$$\epsilon_r = \epsilon_{m,R} \times x$$

où ϵ_r est l'énergie reçue par un système et ayant pour unité (J), $\epsilon_{R,m}$ est l'**énergie molaire** de la réaction ($J \cdot mol^{-1}$), et x l'avancement de la réaction en *mol*. **Notez bien que $\epsilon_{R,m}$ est l'énergie libérée au cours de la réaction par mol de combustible consommé.**

Exemple: Combustion complète du méthane



$$\epsilon_{R,m} = -8,0 \times 10^5 J \cdot mol^{-1}.$$

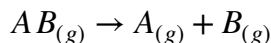
Lors de la combustion complète de 5 mol de méthane, quelle est la quantité totale d'énergie reçue par l'environnement?

La combustion étant complète, nous savons que le méthane est le réactif limitant. Alors, l'avancement $x = 5 \text{ mol}$. *Donc la quantité d'énergie totale reçue par le système est:*

$$\epsilon_r = 5 \times -8,0 \times 10^5 J \cdot mol^{-1} = -4 \times 10^6 J \cdot mol^{-1}$$

Énergie Molaire de Liaison

L'énergie molaire de liaison ϵ_{AB} (toujours positive) entre deux atomes A et B liés dans une molécule est l'énergie qui doit être fournie à une mole de AB en phase gazeuse, afin de rompre la liaison pour générer deux atomes, A et B. Après la scission de la liaison, les deux atomes possèdent la moitié des électrons des doublets liants rompus. La réaction qui modélise ce phénomène auquel ϵ_{AB} est associé est:



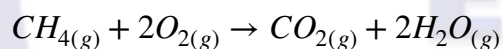
Estimation d'une Énergie Molaire de Réaction

Nous pouvons nous aider du concept d'énergie molaire de liaison pour estimer la valeur de l'énergie molaire d'une réaction. Prenons encore l'exemple de la réaction de combustion complète du méthane:

Liaison AB(g)	$\epsilon_{m,AB}$ (en kJ · mol ⁻¹)
H-H	436
C-H	415
C-C	346
C-O	358
O-H	463
O=O	497
C=O	804 (dans CO ₂)

5. Quelques valeurs d'énergie molaire de liaison. Une énergie molaire de liaison est toujours positive car l'espèce chimique AB doit recevoir de l'énergie pour que la liaison soit rompue.

Exemple (gr=groupe)



-Si nous effectuons l'inventaire des liaisons à rompre, nous remarquerons qu'il faut rompre:

1gr de 4 liaisons C-H par n mol de méthane consommé

2gr de 1 double liaisons O=O par n mol de méthane consommé

Ce qui résulte en 1 atome de C(g), 4H(g) et 4 O(g)

-Si nous effectuons l'inventaire des liaisons à former, nous remarquerons qu'il faut former:

1gr de 2 double liaisons C=O par n mol de méthane consommé

2gr de 2 liaisons O-H par n mol de méthane consommé

Estimons alors, l'énergie molaire de réaction en utilisant les énergies molaires de liaisons (tableau 5)

$$\epsilon_{m,comb} = (1 \times 4 \times \epsilon_m C - H + 2 \times \epsilon_m O = O) - (1 \times 2 \times \epsilon_m C = O + 2 \times 2 \times \epsilon_m O - H)$$

$$\epsilon_{m,comb} = (4 \times 415 + 2 \times 497) - (2 \times 804 + 2 \times 2 \times 463) = -806 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$\epsilon_{m,comb}$ = (Somme des énergies molaires de liaison de toutes les liaisons présentes dans les entités des **réactifs**)-(Somme des énergies molaires de liaison de toutes les liaisons présentes dans les entités des **produits**)



COURS
PRIVÉS
EDMÉ