Energie des combustions - Correction

Exercice 01 : Combustion du butane

Le gaz présent dans les briquets est du butane. Un élève réalise la combustion complète du butane.

a. Pourquoi ce gaz est-il à l'état liquide dans le briquet ?

Le butane est l'état liquide car il est sous pression.

b. Quels sont les réactifs de cette réaction chimique ? Quels sont les produits de cette réaction chimique ?

Les réactifs sont le butane et le dioxygène. Les produits sont le dioxyde de carbone et l'eau.

c. Imaginer des expériences permettant la mise en évidence de la formation de ces produits ?

Pour mettre en évidence la formation d'eau, on peut approcher un tube à essai froid de la flamme du briquet : de la buée se forme.

Pour mettre en évidence la formation de dioxyde de carbone, on peut introduire de l'eau de chaux dans un tube à essai qui a été préalablement placé suffisamment longtemps au-dessus de la flamme : l'eau de chaux se trouble.

d. En approchant un tube à essai du briquet, l'élève remarque qu'un dépôt noir se forme sur le tube. Quelle est la nature de ce dépôt noir ? Que conclut-il ?

Le dépôt noir est du carbone (que l'on peut récupérer sur ses doigts en frottant le tube noirci). L'élève conclut que la combustion du butane n'est pas complète.

Exercice 02 : Les activités physiques et la combustion.

Les activités physiques nécessitent un apport d'énergie : cette énergie provient de la combustion dans l'organisme des glucides, des lipides et des protides que nous ingérons. Le dioxyde nécessaire est apporté par le sang. Les glucides (qui regroupent toute la famille des sucres) sont transformés en glucose par la digestion. Le glucose de formule $C_6H_{12}O_6$ est un sucre simple, c'est lui qui est ensuite utilisé par le corps, en tant que source d'énergie. Les triglycérides présents dans le beurre ou les huiles végétales sont des lipides ou corps gras. La butyrine de formule $C_{15}H_{26}O_6$ est l'un des triglycérides présents dans le beurre.

Données : énergie molaire de combustion du glucose : 2.98×10^3 kJ.mol^{-1}.

Energie molaire de combustion de la butyrine : 1.12×10^4 kJ.mol^{-1}.

1 cal = 4.18 J, masses molaires : M(H) = 1 g. mol^{-1} ; M(O) = 16 g. mol^{-1} ; M(C) = 12 g. mol^{-1} ;

a. Ecrire les équations des réactions de combustion complète du glucose et de la butyrine solide.

$$C_6H_{12}O_{6\,(s)} + 6\,O_{2\,(g)} \rightarrow 6\,CO_{(g)} + 6\,H_2O_{(g)}$$

$$2\,C_{15}H_{26}O_{6\,(s)} + 37\,O_{2\,(g)} \rightarrow 30\,CO_{(g)} + 26\,H_2O_{(g)}$$

b. Calculer les masses molaires du glucose et de ma butyrine.

M (glucose) = 6 M(C) + 12 M(H) + 6 M(O) = 180 g.mol^{-1}

M (butyrine) = 15M(C) + 26 M(H) + 6 M(O) = 302 g.mol^{-1}

c. Calculer l'énergie thermique fournie par la combustion complète d'une masse m = 1 g de glucose.

$$E_{glucose} = n(glucose)\ X\ E_{m(glucose)}$$
$$E_{glucose} = \frac{m}{M(glucose)}\ X\ E_{m(glucose)} = \frac{1}{180}\ X\ 2.98\ X\ 10^3$$
$$E_{glucose} = 17\ kJ$$

d. Calculer l'énergie thermique fournie par la combustion complète d'une masse m = 1 g de la butyrine.

$$E_{butyrine} = n(butyrine)\ X\ E_{m(butyrine)}$$
$$E_{butyrine} = \frac{m}{M(butyrine)}\ X\ E_{m(butyrine)} = \frac{1}{302}\ X\ 1.12\ X\ 10^4$$
$$E_{butyrine} = 37\ kJ$$

e. En utilisant les données du tableau suivant, vérifier que l'énergie de combustion du glucose correspond à l'apport énergétique d'un glucide. Vérifier également que l'énergie de combustion de la butyrine correspond à l'apport énergétique d'un lipide.

	Glucides	Lipides	Protéines
Apport énergétique moyen (kcal.g^{-1})	4	9	4

$\frac{17}{4.18} = 4.1\ kcal$. On retrouve bien l'apport énergétique d'un glucide.

$\frac{37}{4.18} = 8.9\ kcal$. On retrouve bien l'apport énergétique d'un lipide.

<u>Exercice 03 : Le méthane, le propane et le butane</u>

Le méthane, le propane et le butane sont les trois alcanes utilisés comme combustibles dans les gazinières. L'énergie exprimée en kJ.mol^{-1} libérée par la combustion d'une mole de chacun de ces gaz est de la forme $E_m = 210 + 664\ n$, où n est le nombre d'atomes de carbone.

<u>Données :</u> masses molaires : M(H) = 1 g. mol^{-1} ; M(C) = 12 g. mol^{-1} ;

a. Calculer l'énergie libérée par la combustion d'une mole de méthane, d'une mole de propane, d'une mole de butane.

$E_{m\ (méthane)} = 210 + 664\ n = 210 + 664\ X\ 1 = 874\ kJ.mol^{-1}$.

$E_{m\ (propane)} = 210 + 664\ n = 210 + 664\ X\ 3 = 2202\ kJ.mol^{-1}$.

$E_{m\ (butane)} = 210 + 664\ n = 210 + 664\ X\ 4 = 2866 kJ.mol^{-1}$.

b. L'énergie thermique qu'il faut fournir à un litre d'eau initialement à 18 °C pour que sa température passe à 60 °C est E = 1.8 x 10^2 kJ. Calculer pour chacun des trois combustibles la quantité de matière nécessaire à cette élévation de température.

$$E_{méthane} = n(méthane) X\ E_{m(méthane)}\ ;\ n(méthane) = \frac{E_{méthane}}{E_{m(méthane)}} = \frac{1.8\ X\ 10^2}{874} = 0.21\ mol$$

$$E_{\text{propane}} = n(\text{propane}) X\ E_{m(\text{propane})}\ ;\ n(\text{propane}) = \frac{E_{\text{propane}}}{E_{m(\text{propane})}} = \frac{1.8\ X\ 10^2}{2202} = 8.2\ X\ 10^{-2}\ mol$$

$$E_{\text{butane}} = n(\text{butane}) X\ E_{m(\text{butane})}\ ;\ n(\text{butane}) = \frac{E_{\text{butane}}}{E_{m(\text{butane})}} = \frac{1.8\ X\ 10^2}{2866} = 6.3\ X\ 10^{-2}\ mol$$

c. En vous aidant d'un tableau d'avancement, calculer pour chacun des combustibles la quantité de matière de dioxyde de carbone produit.

Le tableau d'avancement de la combustion du méthane :

		$CH_{4\,(g)}$ +	$2\ O_{2\,(g)}$ →	$CO_{2\,(g)}$ +	$2\ H_2O_{\,(g)}$
	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
Etat initial	0	0.21	Excès	0	0
En cours de transformation	x	$0.21 - x$	Excès	x	$2x$
Etat final	x_{max}	$0.21 - x_{max}$	Excès	x_{max}	$2x_{max}$

La quantité de matière de dioxyde de carbone produit est : $n_{CO_2} = x_{max} = 0.21\ mol.$

Le tableau d'avancement de la combustion du propane :

		$C_3H_{8\,(g)}$ +	$5\ O_{2\,(g)}$ →	$3\ CO_{2\,(g)}$ +	$4\ H_2O_{\,(g)}$
	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
Etat initial	0	$8.2\ X\ 10^{-2}$	Excès	0	0
En cours de transformation	x	$8.2\ X\ 10^{-2} - x$	Excès	$3x$	$4x$
Etat final	x_{max}	$8.2\ X\ 10^{-2} - x_{max}$	Excès	$3x_{max}$	$4x_{max}$

La quantité de matière de dioxyde de carbone produit est : $n_{CO_2} = 3x_{max} = 3\ X\ 8.2\ X\ 10^{-2} = 0.25\ mol.$

Le tableau d'avancement de la combustion du butane :

		$2\ C_4H_{10\,(g)}$ +	$13\ O_{2\,(g)}$ →	$8\ CO_{2\,(g)}$ +	$10\ H_2O_{\,(g)}$
	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
Etat initial	0	$6.3\ X\ 10^{-2}$	Excès	0	0
En cours de transformation	x	$6.3\ X\ 10^{-2} - 2x$	Excès	$8x$	$10x$
Etat final	x_{max}	$6.3\ X\ 10^{-2} - 2x_{max}$	Excès	$8x_{max}$	$10x_{max}$

La quantité de matière de dioxyde de carbone produit est : $n_{CO_2} = 8x_{max} = 8\ X\ \frac{6.3\ X\ 10^{-2} X\ 10^{-2}}{2} = 0.25\ mol.$

d. Pour une même énergie libérée, lequel de ces trois combustibles produit le moins de dioxyde de carbone lors de sa combustion ?

C'est le méthane qui produit le moins de dioxyde de carbone lors de sa combustion.

e. Les bouteilles de butane et de propane contiennent toutes les deux 13 kg de gaz liquéfié. Elles sont vendues au même prix. Les partisans du butane disent que celui-ci est plus économique car l'énergie libérée par mole est plus grande. Ont-ils raison ? Justifier.

Il faut calculer l'énergie libérée pour 13 kg de combustible.

La quantité de matière de propane dans une bouteille est : $n(\text{propane}) = \frac{m}{M_{(\text{propane})}} = \frac{13.10^3}{44} = 3\ X\ 10^2\ mol$

D'où : $E_{\text{propane}} = n(\text{propane}) X\ E_{m(\text{propane})} = 3\ X\ 10^2\ X\ 2202 = 6.6\ X\ 10^5\ kJ.$

La quantité de matière de butane dans une bouteille est : $n(\text{butane}) = \frac{m}{M_{(\text{butane})}} = \frac{13.10^3}{58} = 2.2\ X\ 10^2\ mol$

D'où : $E_{\text{butane}} = n(\text{butane}) X\ E_{m(\text{butane})} = 2.2\ X\ 10^2\ X\ 2866 = 6.3\ X\ 10^5\ kJ.$

C'est le propane le plus économique : les deux bouteilles contiennent la même masse, elles ont le même prix mais celle de propane libère plus d'énergie que celle du butane.