

Exercices 2 Combustions et énergie chimique

Application : comparer des carburants, CO₂ par kilomètre, Python, calorimétrie et incertitudes

4 exercices · niveau ●●○ · durée conseillée : 2 h · calculatrice autorisée

★ À RETENIR — Ce qu'il faut savoir faire à la fin de la feuille

- Comparer des carburants (énergie par kilogramme et par litre, CO₂ émis par mégajoule et par kilomètre) ; automatiser le calcul d'une énergie de réaction en Python ; exploiter une expérience de calorimétrie (rendement, incertitude-type, comparaison à une valeur de référence).

Exercice 1 Quel carburant pour quel véhicule ?

●●○

Le tableau donne le pouvoir calorifique PC et la masse volumique ρ de six carburants (dans le réservoir), ainsi que l'espèce qui sert à les modéliser. La figure 1 compare leurs énergies volumiques $E_V = PC \times \rho$ (énergie libérée par la combustion d'un litre).

Carburant	Modèle	PC (MJ·kg ⁻¹)	ρ (kg·L ⁻¹)
essence	C ₈ H ₁₈	43,0	0,75
gazole	C ₁₆ H ₃₄	42,6	0,84
éthanol	C ₂ H ₆ O	26,8	0,79
GPL	C ₃ H ₈	46,3	0,51
GNV	CH ₄	50,0	0,17
hydrogène	H ₂	120	0,040

GNV : méthane comprimé à 200 bar ; hydrogène comprimé à 700 bar ; GPL liquéfié sous pression.

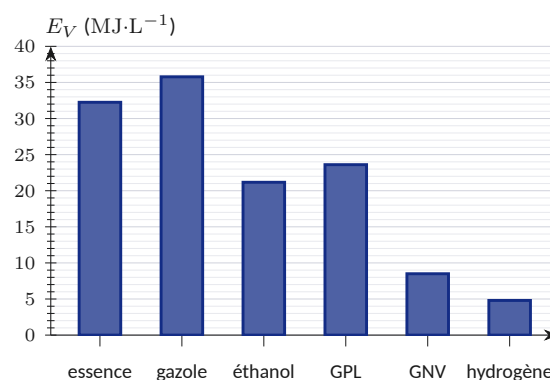


Figure 1 — Énergie volumique des carburants

■ **DONNÉES** Masses molaires en g·mol⁻¹ : H : 1,0 ; C : 12,0 ; O : 16,0

- 1.1 Vérifier par le calcul la valeur de E_V de l'essence lue sur la figure 1.
- 1.2 Classer les carburants par pouvoir calorifique massique décroissant, puis par énergie volumique décroissante. Commenter le cas de l'hydrogène.
- 1.3 Le réservoir d'une citadine contient 45 L d'essence. Quel volume de réservoir faudrait-il pour emporter la même énergie sous forme d'hydrogène à 700 bar ? sous forme de GNV ?
- 1.4 Écrire l'équation de la combustion complète de l'octane et du méthane. Calculer la masse de CO₂ émise par la combustion de 1,00 kg de chaque combustible, puis par mégajoule libéré. Quel carburant fossile émet le moins de CO₂ à énergie égale ?

Exercice 2 Le CO₂ d'une citadine diesel

●●○

La fiche technique d'une citadine diesel indique une consommation de 4,5 L de gazole pour 100 km et des émissions de 118 g de CO₂ par kilomètre. Le gazole est modélisé par l'hexadécane C₁₆H₃₄, de masse volumique $\rho = 0,84 \text{ kg·L}^{-1}$; on suppose sa combustion complète.

■ **DONNÉES** Masses molaires en g·mol⁻¹ : H : 1,0 ; C : 12,0 ; O : 16,0 • $V_m = 24,0 \text{ L·mol}^{-1}$ • l'air contient 21 % de dioxygène en volume

- 2.1 Justifier que l'hexadécane est un alcane. Ajuster l'équation $\text{C}_{16}\text{H}_{34} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

- 2.2** Calculer la masse puis la quantité de matière de gazole consommées sur 1 km. En déduire la masse de CO_2 émise par kilomètre et la comparer à la fiche technique.
- 2.3** Calculer le volume d'air nécessaire pour parcourir 1 km.
- 2.4** Le conducteur parcourt 15 000 km par an. Calculer la masse de CO_2 émise en un an. Pourquoi ce gaz contribue-t-il au réchauffement climatique ?

Exercice 3 Un programme qui calcule l'énergie de réaction



```

1 E_liaison = {"C-H": 413, "C-C": 348, "C-O": 358,
2             "O-H": 463, "O=O": 498, "C=O": 804}
3
4 def energie(liaisons):
5     total = 0
6     for nom in liaisons:
7         total = total + ...
8     return total
9
10 def energie_reaction(rompues, formees):
11     return ...
12
13 rompues = {"C-H": 12, "C-C": 4, "O=O": 8}
14 formees = {"C=O": ..., "O-H": ...}
15 Er = energie_reaction(rompues, formees)
16 M = 72.0
17 print(Er, -Er / M)

```

Le programme ci-contre estime l'énergie molaire d'une combustion (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) à partir des énergies de liaison. Les variables rompues et formées sont des dictionnaires qui associent à chaque liaison son nombre.

■ **DONNÉES** Masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: H : 1,0; C : 12,0; O : 16,0

- 3.1** Que vaut $E_{\text{liaison}}["\text{O}=\text{O}"]$? Que contient $\text{liaisons}[\text{nom}]$?
- 3.2** Compléter les lignes 7 et 11.
- 3.3** Les lignes 13 et 14 décrivent la combustion d'un alcane. Lequel ? Écrire l'équation et compléter la ligne 14.
- 3.4** Quelles valeurs le programme affiche-t-il ? Que représente la seconde, et dans quelle unité ?
- 3.5** Modifier les lignes 13, 14 et 16 pour traiter la combustion d'une mole de méthanol $\text{CH}_3 - \text{OH}$ (les coefficients peuvent être décimaux) et donner les valeurs affichées.

Exercice 4 Mesurer le pouvoir calorifique de l'éthanol



On chauffe $m_{\text{eau}} = 200 \text{ g}$ d'eau contenue dans une canette en aluminium, placée au-dessus d'une lampe à alcool remplie d'éthanol $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ (figure 2). La température de l'eau passe de $\theta_i = 18,5^\circ\text{C}$ à $\theta_f = 38,5^\circ\text{C}$; la lampe passe de 152,36 g à 151,10 g.

■ **DONNÉES** Énergies de liaison en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$: C-H : 413; C-C : 348; C-O : 358; O-H : 463; O=O : 498; C=O (dans CO_2) : 804 • masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: H : 1,0; C : 12,0; O : 16,0 • $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^\circ\text{C}^{-1}$

- 4.1** Écrire l'équation de la combustion complète de l'éthanol. Montrer, à l'aide des énergies de liaison, que son énergie molaire de réaction vaut $E_r \approx -1,27 \times 10^3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (espèces gazeuses). En déduire le pouvoir calorifique de l'éthanol, en $\text{kJ}\cdot\text{g}^{-1}$.
- 4.2** Calculer l'énergie Q_{eau} reçue par l'eau, puis l'énergie E_{exp} reçue par l'eau par gramme d'éthanol brûlé. Calculer le rendement du dispositif, rapporté au PC trouvé en 4.1.

Les huit groupes de la classe obtiennent pour E_{exp} (en $\text{kJ}\cdot\text{g}^{-1}$) : 13,3; 12,1; 14,0; 12,6; 13,5; 12,9; 11,8; 13,4.

- 4.3** Calculer la moyenne $\bar{E}$ et l'écart-type s de cette série, puis l'incertitude-type $u(\bar{E}) = s/\sqrt{8}$. Écrire le résultat.
- 4.4** La valeur de référence du pouvoir calorifique de l'éthanol est $26,8 \text{ kJ}\cdot\text{g}^{-1}$. Calculer $|\bar{E} - \text{PC}| / u(\bar{E})$. L'écart s'explique-t-il par la variabilité des mesures ? Identifier trois causes de pertes et proposer une amélioration.

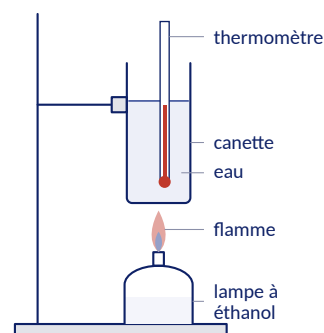


Figure 2 — Calorimétrie simple