

Combustions et énergie

Exercices de sciences physiques - niveau 1re

Vingt exercices progressifs sur les combustions et l'énergie chimique : équations, quantités de matière, énergie libérée, énergie massique, rendement et émissions de dioxyde de carbone. Les données utiles sont rappelées dans chaque énoncé ; cherche seul(e) avant d'ouvrir le corrigé séparé.

Cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur les combustions et l'énergie chimique

Exercice 1 : Questions de cours

1. Définis une combustion et cite les trois éléments du triangle du feu.
2. Quels sont les produits d'une combustion complète d'un hydrocarbure ? Comment les identifier ?
3. Que signifie « exothermique » ? Quel est le signe de l'énergie molaire de réaction d'une combustion ?
4. Écris la formule de l'énergie massique de combustion e en fonction de $|\Delta_r E|$ et de M .

Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifie.

- a. La combustion complète d'un alcane produit uniquement du dioxyde de carbone et de l'eau.
- b. Le dioxygène est le combustible de la combustion du bois.
- c. L'équation $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ est correctement ajustée.
- d. Si l'on double la quantité de combustible brûlée, l'énergie libérée double.
- e. Le monoxyde de carbone est un gaz inodore.
- f. La combustion du dihydrogène produit du dioxyde de carbone.

Exercice 3 : Ajuster des équations

Ajuste les équations suivantes (nombres entiers les plus petits).

- a. $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b. $\text{C}_5\text{H}_{12} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- c. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d. $\text{C}_6\text{H}_{14} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ (combustion incomplète)
- f. $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

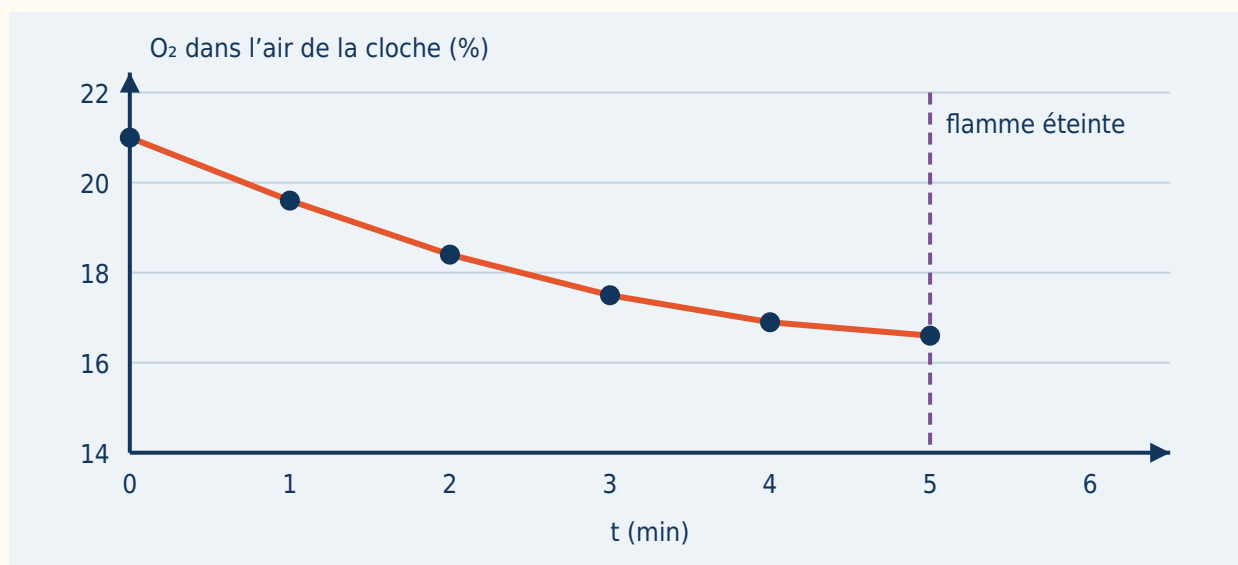
Exercice 4 : Masses molaires et quantités de matière

Données : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$.

1. Calcule les masses molaires du méthane CH_4 , du propane C_3H_8 , du butane C_4H_{10} et de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
2. Calcule la quantité de matière contenue dans 100 g de chacun de ces combustibles.

Exercice 5 : La bougie sous cloche

Une bougie allumée est placée sous une cloche en verre posée sur une cuve. Un capteur mesure le pourcentage de dioxygène dans l'air de la cloche. Le graphique donne les résultats.



Évolution du pourcentage de dioxygène sous la cloche pendant la combustion de la bougie.

1. Quel est le pourcentage initial de dioxygène ? Est-ce cohérent avec la composition de l'air ?
2. Lis le pourcentage de dioxygène au moment où la flamme s'éteint. De combien de points a-t-il diminué ?
3. Il reste du dioxygène sous la cloche. Pourquoi la flamme s'éteint-elle malgré tout ?
4. Quels résultats d'observation prouvent la formation de CO_2 et d'eau ?
5. La paraffine de la bougie est modélisée par $\text{C}_{20}\text{H}_{42}$. Écris l'équation de sa combustion complète avec des nombres entiers.

Exercice 6 : Combustion du propane

Données : $M(\text{C}_3\text{H}_8) = 44,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g/mol}$; $V_m = 24 \text{ L/mol}$. On brûle complètement 22 g de propane dans un excès de dioxygène.

1. Écris l'équation de la réaction.
2. Calcule la quantité de matière de propane et l'avancement maximal.
3. Calcule la quantité de dioxygène consommée et le volume correspondant.
4. Calcule les masses de dioxyde de carbone et d'eau formées.
5. Vérifie la conservation de la masse.

Exercice 7 : Énergie libérée

Données : méthane, $|\Delta_r E| = 802 \text{ kJ/mol}$; butane, $|\Delta_r E| = 2\,657 \text{ kJ/mol}$, $M = 58,0 \text{ g/mol}$; $1 \text{ kWh} = 3,6 \text{ MJ}$.

1. Calcule l'énergie libérée par la combustion de 3,0 mol de méthane.
2. Une bouteille de butane contient 13 kg de gaz. Calcule la quantité de matière correspondante puis l'énergie libérée par sa combustion complète, en MJ.
3. Exprime ce résultat en kWh.

Exercice 8 : Deux flammes de brûleur

Un brûleur à gaz (méthane) possède une bague d'entrée d'air réglable. On observe les deux flammes schématisées ci-dessous.



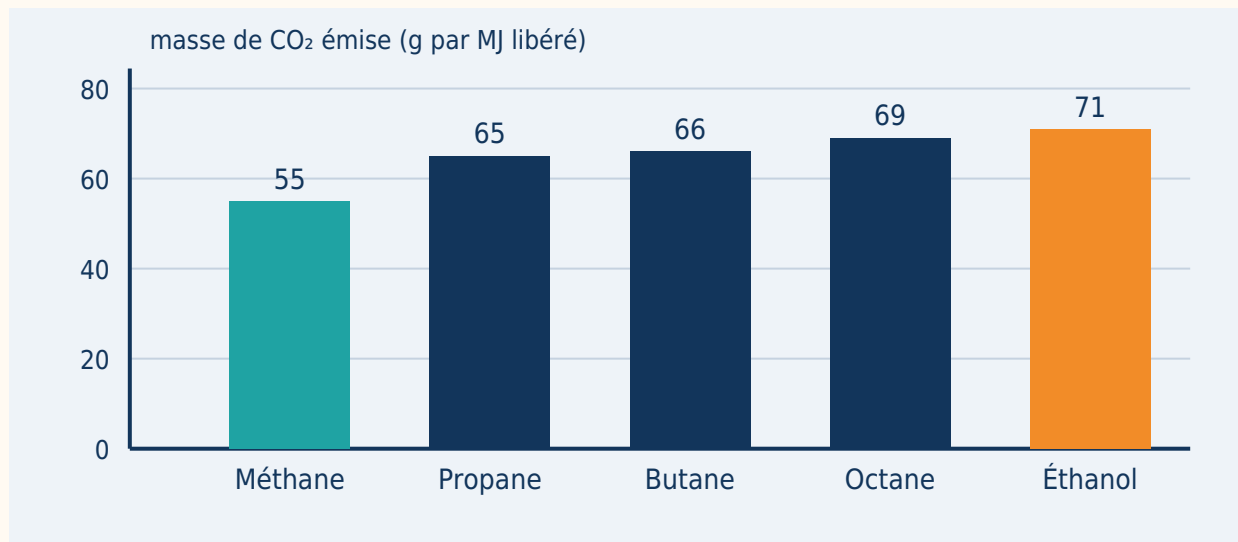
Le réglage de l'arrivée d'air change la nature de la combustion.

1. Quelle flamme correspond à une combustion complète ? À une combustion incomplète ? Justifie.
2. D'où vient la couleur jaune de la première flamme ?
3. Écris l'équation de la combustion du méthane formant du carbone C et de l'eau.
4. Pourquoi utilise-t-on la flamme bleue pour chauffer, et quel danger présente la

flamme jaune dans une pièce fermée ?

Exercice 9 : Émissions de dioxyde de carbone

Le diagramme donne la masse de CO_2 émise par mégajoule d'énergie libérée pour cinq combustibles.



Émissions de CO_2 par mégajoule pour cinq combustibles.

1. Classe les combustibles du moins émetteur au plus émetteur.
2. Calcule la masse de CO_2 émise pour libérer 500 MJ avec le méthane, puis avec l'octane.
3. Quelle différence obtient-on entre ces deux combustibles ?
4. Pourquoi le méthane émet-il moins de CO_2 par mégajoule que l'octane ? Compare le nombre d'atomes d'hydrogène par atome de carbone.

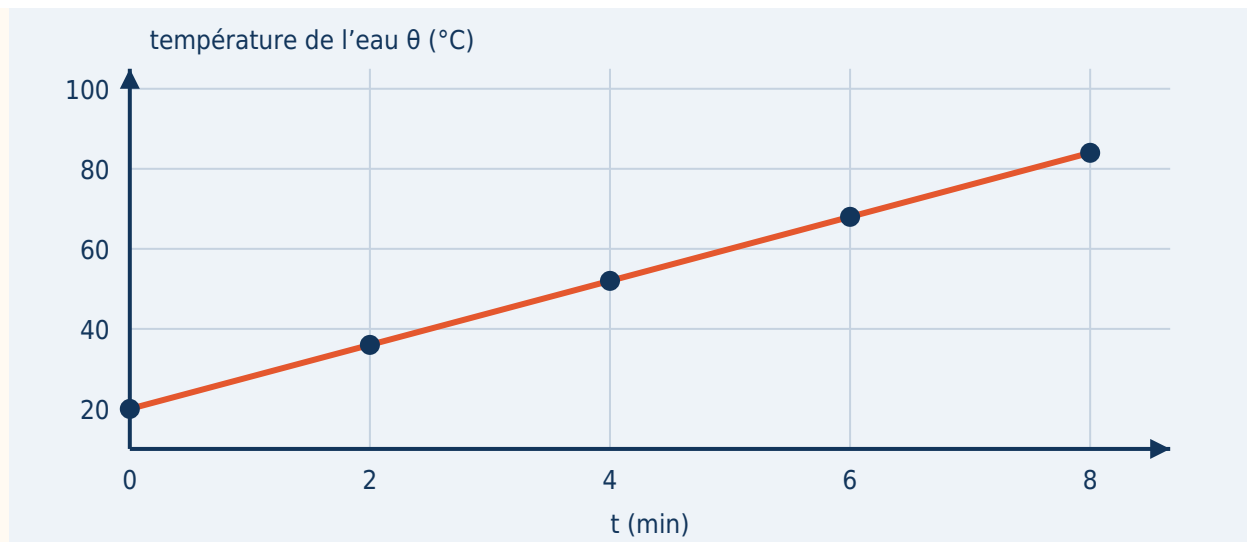
Exercice 10 : Éthanol ou essence ?

Données : éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $M = 46,0 \text{ g/mol}$, $|\Delta_r E| = 1\,235 \text{ kJ/mol}$; octane C_8H_{18} (modèle de l'essence), $M = 114,0 \text{ g/mol}$, $|\Delta_r E| = 5\,070 \text{ kJ/mol}$.

1. Calcule l'énergie massique de combustion de chaque combustible, en MJ/kg.
2. Quel est le rapport des deux valeurs ?
3. Quelle masse d'éthanol faut-il brûler pour libérer autant d'énergie que 1,0 kg d'octane ?
4. Explique pourquoi l'éthanol libère moins d'énergie par kilogramme.

Exercice 11 : Chauffer de l'eau au brûleur

Un réchaud à butane chauffe 500 g d'eau pendant 8 min. La température de l'eau est relevée toutes les deux minutes. Pendant l'expérience, le réchaud a consommé 6,0 g de butane. Données : $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ/(kg}\cdot\text{K)}$; butane : $M = 58,0 \text{ g/mol}$, $|\Delta_r E| = 2\,657 \text{ kJ/mol}$ pour $\text{C}_4\text{H}_{10} + 13/2 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ CO}_2 + 5 \text{ H}_2\text{O}$.



Température de l'eau au cours du chauffage.

1. Quelle est la nature de la courbe ? Quelle est la vitesse d'échauffement en °C/min ?
2. Calcule l'énergie Q reçue par l'eau entre 0 et 8 min.
3. Calcule l'énergie libérée par la combustion de 6,0 g de butane.
4. Calcule le rendement du chauffage.
5. Calcule la puissance moyenne reçue par l'eau, en watts.
6. Propose deux causes des pertes d'énergie.

Exercice 12 : Diagramme énergétique du dihydrogène

Le diagramme représente l'énergie du système lors de la réaction $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ (eau à l'état gazeux). Données : $M(\text{H}_2) = 2,0 \text{ g/mol}$.

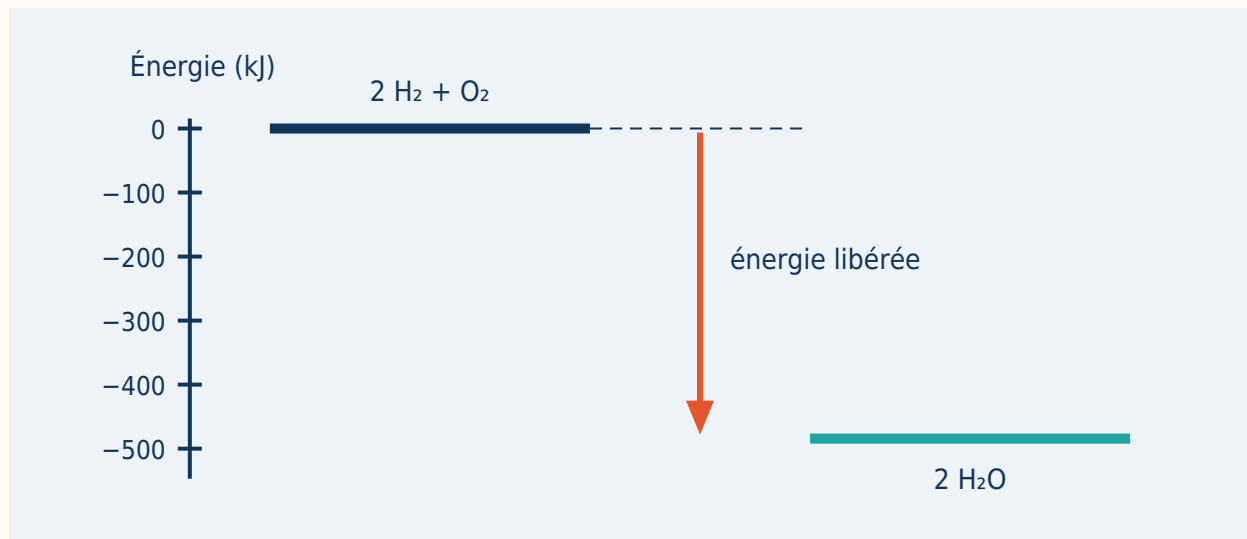


Diagramme énergétique pour un avancement de 1 mol.

1. Lis sur le diagramme l'énergie libérée pour un avancement $\xi = 1 \text{ mol}$ (à 10 kJ près).
2. En déduire l'énergie libérée par mole de dihydrogène consommé.
3. Calcule l'énergie libérée par la combustion de 4,0 g de dihydrogène.
4. Quelle masse de dihydrogène faut-il brûler pour libérer 1,0 MJ ?
5. Pourquoi cette combustion ne produit-elle pas de CO_2 ?

Exercice 13 : Combustion incomplète du méthane

Données : $M(\text{CH}_4) = 16,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{CO}) = 28,0 \text{ g/mol}$; énergie molaire de réaction : -802 kJ/mol pour la combustion complète (CO_2), -519 kJ/mol pour $2 \text{ CH}_4 + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO} + 4 \text{ H}_2\text{O}$ rapportée à une mole de CH_4 .

1. Calcule la quantité de CO formée quand 16 g de méthane brûlent selon la combustion incomplète.
2. Quelle masse de CO cela représente-t-il ?
3. Calcule l'énergie libérée dans chaque cas pour 16 g de méthane.
4. Quel pourcentage de l'énergie est perdu quand la combustion est incomplète ?
5. Explique le danger du monoxyde de carbone pour l'organisme.

Exercice 14 : Une voiture et son carburant

Une voiture consomme 6,0 L d'essence pour 100 km. L'essence est modélisée par l'octane : $M = 114,0 \text{ g/mol}$, $e = 44,5 \text{ MJ/kg}$, masse volumique 0,70 kg/L ; $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g/mol}$.

1. Calcule la masse d'essence consommée pour 100 km.
2. Calcule l'énergie libérée par cette combustion.
3. Écris l'équation de combustion de l'octane puis calcule la masse de CO_2 émise pour 100 km.
4. Le moteur n'utilise que 30 % de l'énergie libérée. Calcule l'énergie utile pour 100 km et par kilomètre.

Exercice 15 : Réactif limitant

On mélange 2,0 mol de méthane et 3,0 mol de dioxygène que l'on enflamme ($|\Delta_r E| = 802 \text{ kJ/mol}$).

1. Écris l'équation de la combustion complète.
2. Construis le tableau d'avancement et détermine ξ_{max} et le réactif limitant.
3. Donne la composition finale du système.
4. Calcule l'énergie libérée.

Exercice 16 : Hydrogène contre gaz naturel

Données : dihydrogène, $M = 2,0 \text{ g/mol}$, $|\Delta_r E| = 242 \text{ kJ/mol}$; méthane, $M = 16,0 \text{ g/mol}$, $|\Delta_r E| = 802 \text{ kJ/mol}$; $V_m = 24 \text{ L/mol}$.

1. Calcule l'énergie massique de chacun, puis leur rapport.
2. Calcule le volume occupé par 1,0 kg de chaque gaz.
3. Calcule l'énergie libérée par litre de gaz (en kJ/L) pour chacun.

4. Conclut : quel avantage et quelle difficulté présente le dihydrogène comme carburant ?

Exercice 17 : Le bilan carbone du bioéthanol

Le bioéthanol est produit par fermentation du glucose $C_6H_{12}O_6$ ($M = 180,0 \text{ g/mol}$) :
 $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2 C_2H_5OH + 2 CO_2$. Données : $M(C_2H_5OH) = 46,0 \text{ g/mol}$; $M(CO_2) = 44,0 \text{ g/mol}$.

1. À partir de 1,00 kg de glucose, calcule la quantité de matière puis la masse d'éthanol formée.
2. Calcule la masse de CO_2 libérée par la fermentation et vérifie la conservation de la masse.
3. La combustion de l'éthanol rejette aussi du CO_2 . Pourquoi dit-on que le bilan carbone d'un biocarburant est meilleur que celui d'un carburant fossile ?
4. Pourquoi ce bilan n'est-il pourtant pas nul ?

Exercice 18 : Chauffer une maison au gaz

Une maison a besoin de 12 000 kWh d'énergie thermique par an. La chaudière au gaz naturel (assimilé au méthane, $e = 50,1 \text{ MJ/kg}$) a un rendement de 90 %. Données : 1 kWh = 3,6 MJ ; $M(CH_4) = 16,0 \text{ g/mol}$; $M(CO_2) = 44,0 \text{ g/mol}$.

1. Convertis le besoin en mégajoules.
2. Calcule l'énergie que doit libérer la combustion du gaz.
3. Calcule la masse de méthane brûlée en un an.
4. Calcule la masse de CO_2 émise.
5. Que devient l'énergie perdue (10 %) ?

Exercice 19 : Quel combustible pour le camping ?

Pour un séjour de 4 jours, un randonneur a besoin de 24 MJ d'énergie utile pour cuisiner. Son réchaud a un rendement de 50 %. Il hésite entre le butane ($e = 45,8 \text{ MJ/kg}$) et l'éthanol ($e = 26,8 \text{ MJ/kg}$). Données : $M(C_4H_{10}) = 58,0 \text{ g/mol}$; $M(C_2H_5OH) = 46,0 \text{ g/mol}$; $M(CO_2) = 44,0 \text{ g/mol}$.

1. Calcule l'énergie que doit libérer la combustion.
2. Calcule la masse de chaque combustible à emporter.
3. Calcule la masse de CO_2 rejetée dans chaque cas.
4. Quel critère te semble le plus important pour ce choix ? Argumente.

Exercice 20 : Éteindre un feu en sécurité

Une casserole d'huile prend feu sur une cuisinière.

1. À l'aide du triangle du feu, explique trois façons d'éteindre un feu.
2. Pourquoi ne faut-il surtout pas jeter de l'eau sur de l'huile enflammée ?
3. Propose la réaction à avoir (gestes, ordre, ce qu'il faut éviter).
4. Pourquoi faut-il aérer une pièce où fonctionne un appareil de chauffage à combustion, et quel équipement de prévention recommandes-tu ?