

Combustions et énergie

Corrigé des exercices - niveau 1re

Voici le corrigé détaillé des exercices sur les combustions et l'énergie chimique. Compare chaque démarche avec la tienne : l'ajustement des équations, l'usage de l'avancement et le suivi des unités comptent autant que le résultat final.

Ce corrigé est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

La correction détaillée : corrigé des exercices sur les combustions et l'énergie

Correction de l'exercice 1 : Questions de cours

1. Une **combustion** est une transformation chimique exothermique entre un combustible et un comburant (le dioxygène). Triangle du feu : **combustible, comburant, chaleur (énergie d'activation)**.
2. **Dioxyde de carbone et eau**. Le CO_2 trouble l'eau de chaux ; l'eau bleuit le sulfate de cuivre anhydre.
3. Une transformation exothermique **libère de l'énergie** au milieu extérieur ; $\Delta_r E$ est **négative**.
4. $e = |\Delta_r E| \div M$ (en kJ/g, soit MJ/kg).

Correction de l'exercice 2 : Vrai ou faux ?

- a. **Vrai** (combustion complète d'un composé de carbone et d'hydrogène).
- b. **Faux** : le bois est le combustible, le dioxygène est le comburant.
- c. **Faux** : à gauche 4 H et 2 O, à droite 2 H et 3 O. L'équation ajustée est $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.
- d. **Vrai** : $E = \xi \times |\Delta_r E|$ est proportionnelle à l'avancement.
- e. **Vrai** : il est inodore et incolore, donc très dangereux.
- f. **Faux** : il ne contient pas de carbone, il ne donne que de l'eau.

Correction de l'exercice 3 : Ajuster des équations

- a. $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$ (O : $10 = 6 + 4$).
- b. $\text{C}_5\text{H}_{12} + 8 \text{O}_2 \rightarrow 5 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$ (O : $16 = 10 + 6$).
- c. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$ (O : $1 + 6 = 4 + 3$).

d. $2 \text{C}_6\text{H}_{14} + 19 \text{O}_2 \rightarrow 12 \text{CO}_2 + 14 \text{H}_2\text{O}$ (O : $38 = 24 + 14$).

e. $2 \text{CH}_4 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO} + 4 \text{H}_2\text{O}$ (O : $6 = 2 + 4$).

f. $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.

Correction de l'exercice 4 : Masses molaires et quantités de matière

- $M(\text{CH}_4) = 12,0 + 4 \times 1,0 = \mathbf{16,0 \text{ g/mol}}$; $M(\text{C}_3\text{H}_8) = 36,0 + 8,0 = \mathbf{44,0 \text{ g/mol}}$;
 $M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 48,0 + 10,0 = \mathbf{58,0 \text{ g/mol}}$; $M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 24,0 + 6,0 + 16,0 = \mathbf{46,0 \text{ g/mol}}$.
- $n = m \div M$: méthane $100 \div 16,0 = \mathbf{6,25 \text{ mol}}$; propane $100 \div 44,0 = \mathbf{2,27 \text{ mol}}$;
butane $100 \div 58,0 = \mathbf{1,72 \text{ mol}}$; éthanol $100 \div 46,0 = \mathbf{2,17 \text{ mol}}$.

Correction de l'exercice 5 : La bougie sous cloche

- 21 %** : c'est bien la proportion de dioxygène dans l'air.
- Au moment où la flamme s'éteint (5 min), on lit **environ 16,6 %** ; la diminution est de $21 - 16,6 = \mathbf{4,4 \text{ points}}$.
- La combustion exige une concentration minimale de dioxygène (environ 16 % ici) : en dessous, la chaleur dégagée ne suffit plus à entretenir la réaction, d'autant que le CO_2 et la vapeur d'eau produits diluent le dioxygène restant.
- De la **buée** sur les parois (eau) et un **trouble de l'eau de chaux** introduite dans la cloche (CO_2).
- $\text{C}_{20}\text{H}_{42} + 61/2 \text{O}_2 \rightarrow 20 \text{CO}_2 + 21 \text{H}_2\text{O}$, soit **$2 \text{C}_{20}\text{H}_{42} + 61 \text{O}_2 \rightarrow 40 \text{CO}_2 + 42 \text{H}_2\text{O}$** (O : $122 = 80 + 42$).

Correction de l'exercice 6 : Combustion du propane

- $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$** .
- $n(\text{C}_3\text{H}_8) = 22 \div 44,0 = \mathbf{0,50 \text{ mol}}$. Le dioxygène est en excès : $\xi_{\text{max}} = \mathbf{0,50 \text{ mol}}$.
- $n(\text{O}_2) = 5 \times 0,50 = \mathbf{2,5 \text{ mol}}$; $V = 2,5 \times 24 = \mathbf{60 \text{ L}}$.
- $n(\text{CO}_2) = 3 \times 0,50 = 1,5 \text{ mol}$, soit $m = 1,5 \times 44,0 = \mathbf{66 \text{ g}}$; $n(\text{H}_2\text{O}) = 4 \times 0,50 = 2,0 \text{ mol}$, soit $m = 2,0 \times 18,0 = \mathbf{36 \text{ g}}$.
- Réactifs : $22 + 2,5 \times 32,0 = 22 + 80 = 102 \text{ g}$. Produits : $66 + 36 = 102 \text{ g}$. **La masse se conserve.**

Correction de l'exercice 7 : Énergie libérée

- $\xi = 3,0 \text{ mol}$: $E = 3,0 \times 802 = \mathbf{2\,406 \text{ kJ} \approx 2,41 \times 10^3 \text{ kJ}}$.
- $n = 13\,000 \div 58,0 \approx \mathbf{224 \text{ mol}}$; avec $\xi = n$ pour l'équation $\text{C}_4\text{H}_{10} + 13/2 \text{O}_2 \rightarrow \dots$, $E = 224,1 \times 2\,657 \approx 5,96 \times 10^5 \text{ kJ} = \mathbf{5,96 \times 10^2 \text{ MJ}}$.
- $596 \div 3,6 \approx \mathbf{165 \text{ kWh}}$.

Correction de l'exercice 8 : Deux flammes de brûleur

1. La **flamme bleue** (bague ouverte, beaucoup d'air) correspond à la combustion complète ; la **flamme jaune** (peu d'air) à une combustion incomplète.
2. Elle vient de **particules de carbone** (suie) portées à incandescence dans la flamme.
3. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{C} + 2 \text{H}_2\text{O}$ (H : $4 = 2 \times 2$; O : $2 = 2 \times 1$).
4. La flamme bleue libère plus d'énergie, ne forme pas de suie et peu de CO. La flamme jaune peut produire du **monoxyde de carbone**, toxique et inodore, qui s'accumule dans une pièce fermée.

Correction de l'exercice 9 : Émissions de dioxyde de carbone

1. **Méthane (55) < propane (65) < butane (66) < octane (69) < éthanol (71)** g/MJ.
2. Méthane : $55 \times 500 = 27\,500 \text{ g} = \mathbf{27,5 \text{ kg}}$; octane : $69 \times 500 = 34\,500 \text{ g} = \mathbf{34,5 \text{ kg}}$.
3. Différence : $34,5 - 27,5 = \mathbf{7,0 \text{ kg}}$ de CO_2 en plus avec l'octane.
4. Le méthane contient 4 H pour 1 C, l'octane 18 H pour 8 C, soit 2,25 H par C. Plus la molécule est riche en hydrogène, plus une part importante de l'énergie provient de la formation d'eau et moins de CO_2 est émis.

Correction de l'exercice 10 : Éthanol ou essence ?

1. Éthanol : $e = 1\,235 \div 46,0 \approx \mathbf{26,8 \text{ MJ/kg}}$; octane : $e = 5\,070 \div 114,0 \approx \mathbf{44,5 \text{ MJ/kg}}$.
2. $44,5 \div 26,8 \approx \mathbf{1,66}$.
3. $m = 1,0 \times 44,5 \div 26,8 \approx \mathbf{1,7 \text{ kg}}$ d'éthanol.
4. La molécule d'éthanol contient déjà un atome d'oxygène : elle est **partiellement oxydée**, donc elle a moins à gagner en brûlant.

Correction de l'exercice 11 : Chauffer de l'eau au brûleur

1. Une **droite** : la température augmente linéairement. Vitesse : $(84 - 20) \div 8 = \mathbf{8,0 \text{ °C/min}}$.
2. $\Delta T = 64 \text{ K}$; $Q = 0,500 \times 4,18 \times 64 \approx \mathbf{134 \text{ kJ}}$.
3. $n = 6,0 \div 58,0 = 0,103 \text{ mol}$; $E = 0,103 \times 2\,657 \approx \mathbf{275 \text{ kJ}}$.
4. $\eta = Q \div E = 134 \div 275 \approx \mathbf{0,49}$, soit **49 %**.
5. $P = Q \div \Delta t = 134\,000 \text{ J} \div 480 \text{ s} \approx \mathbf{279 \text{ W}}$.
6. Pertes : chaleur emportée par les gaz chauds et l'air, chauffage de la casserole, rayonnement et convection, évaporation de l'eau.

Correction de l'exercice 12 : Diagramme énergétique du dihydrogène

1. Le niveau des produits est à environ -484 kJ : l'énergie libérée est $\approx \mathbf{480 \text{ kJ}}$ (484 kJ).
2. Pour $\xi = 1 \text{ mol}$, 2 mol de H_2 sont consommées : $484 \div 2 = \mathbf{242 \text{ kJ}}$ par mole de H_2 .
3. $n(\text{H}_2) = 4,0 \div 2,0 = 2,0 \text{ mol}$, donc $\xi = 1,0 \text{ mol}$: $E = \mathbf{484 \text{ kJ}}$.

4. $n = 1\,000 \text{ kJ} \div 242 \text{ kJ/mol} \approx 4,13 \text{ mol}$; $m = 4,13 \times 2,0 \approx \mathbf{8,3 \text{ g}}$.

5. La molécule de dihydrogène **ne contient pas de carbone** : le seul produit est l'eau.

Correction de l'exercice 13 : Combustion incomplète du méthane

1. $n(\text{CH}_4) = 16 \div 16,0 = 1,0 \text{ mol}$; l'équation donne 2 CO pour 2 CH₄ : $n(\text{CO}) = \mathbf{1,0 \text{ mol}}$.

2. $m(\text{CO}) = 1,0 \times 28,0 = \mathbf{28 \text{ g}}$.

3. Combustion complète : $E = 1,0 \times 802 = \mathbf{802 \text{ kJ}}$; incomplète : $E = 1,0 \times 519 = \mathbf{519 \text{ kJ}}$.

4. Perte : $(802 - 519) \div 802 = 283 \div 802 \approx \mathbf{35 \%}$.

5. Le CO se fixe sur l'hémoglobine du sang à la place du dioxygène : les organes ne sont plus oxygénés, d'où maux de tête, malaise puis risque mortel.

Correction de l'exercice 14 : Une voiture et son carburant

1. $m = \rho \times V = 0,70 \times 6,0 = \mathbf{4,2 \text{ kg}}$.

2. $E = m \times e = 4,2 \times 44,5 \approx 187 \text{ MJ}$, soit $\mathbf{1,87 \times 10^2 \text{ MJ}}$.

3. $2 \text{ C}_8\text{H}_{18} + 25 \text{ O}_2 \rightarrow 16 \text{ CO}_2 + 18 \text{ H}_2\text{O}$. $n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 4\,200 \div 114,0 = 36,8 \text{ mol}$; $n(\text{CO}_2) = 8 \times 36,8 = 295 \text{ mol}$; $m(\text{CO}_2) = 295 \times 44,0 \approx 1,30 \times 10^4 \text{ g}$, soit $\mathbf{13,0 \text{ kg}}$.

4. $E_{\text{utile}} = 0,30 \times 187 \approx \mathbf{56 \text{ MJ}}$ pour 100 km, soit $\mathbf{0,56 \text{ MJ/km}}$.

Correction de l'exercice 15 : Réactif limitant

1. $\mathbf{\text{CH}_4 + 2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}}$.

2. État final : $n(\text{CH}_4) = 2,0 - \xi$; $n(\text{O}_2) = 3,0 - 2\xi$; $n(\text{CO}_2) = \xi$; $n(\text{H}_2\text{O}) = 2\xi$. Pour CH₄ : $\xi = 2,0 \text{ mol}$; pour O₂ : $\xi = 1,5 \text{ mol}$. Donc $\xi_{\text{max}} = \mathbf{1,5 \text{ mol}}$ et le **dioxygène est limitant**.

3. $\mathbf{0,50 \text{ mol de CH}_4, 0 \text{ mol de O}_2, 1,5 \text{ mol de CO}_2, 3,0 \text{ mol de H}_2\text{O}}$.

4. $E = 1,5 \times 802 = \mathbf{1\,203 \text{ kJ}} \approx \mathbf{1,20 \times 10^3 \text{ kJ}}$.

Correction de l'exercice 16 : Hydrogène contre gaz naturel

1. H₂ : $e = 242 \div 2,0 = \mathbf{121 \text{ MJ/kg}}$; CH₄ : $e = 802 \div 16,0 \approx \mathbf{50,1 \text{ MJ/kg}}$; rapport $121 \div 50,1 \approx \mathbf{2,4}$.

2. H₂ : $n = 1\,000 \div 2,0 = 500 \text{ mol}$, $V = 500 \times 24 = 12\,000 \text{ L} = \mathbf{12 \text{ m}^3}$; CH₄ : $n = 1\,000 \div 16,0 = 62,5 \text{ mol}$, $V = 62,5 \times 24 = 1\,500 \text{ L} = \mathbf{1,5 \text{ m}^3}$.

3. H₂ : $242 \div 24 \approx \mathbf{10,1 \text{ kJ/L}}$; CH₄ : $802 \div 24 \approx \mathbf{33,4 \text{ kJ/L}}$.

4. Le dihydrogène libère 2,4 fois plus d'énergie par kilogramme et n'émet pas de CO₂, mais il occupe un volume 3,3 fois plus grand pour la même énergie : son stockage (haute pression, très basse température) est difficile.

Correction de l'exercice 17 : Le bilan carbone du bioéthanol

1. $n(\text{glucose}) = 1\,000 \div 180,0 = 5,56 \text{ mol}$; $n(\text{éthanol}) = 2 \times 5,56 = 11,1 \text{ mol}$; $m = 11,1$

$\times 46,0 \approx \mathbf{511\text{ g}}$.

2. $n(\text{CO}_2) = 11,1\text{ mol}$; $m = 11,1 \times 44,0 \approx \mathbf{489\text{ g}}$. Contrôle : $511 + 489 = 1\,000\text{ g}$, la masse se conserve.

3. Le carbone du CO_2 émis a été prélevé dans l'atmosphère par les plantes lors de la photosynthèse : on rejette du carbone **récemment capté**, alors que les carburants fossiles libèrent du carbone stocké depuis des millions d'années.

4. Cultiver, récolter, transporter et transformer la biomasse consomment de l'énergie, souvent fossile : le bilan est **meilleur mais pas nul**.

Correction de l'exercice 18 : Chauffer une maison au gaz

1. $12\,000 \times 3,6 = \mathbf{43\,200\text{ MJ}}$.

2. $E = 43\,200 \div 0,90 = \mathbf{48\,000\text{ MJ}}$.

3. $m = 48\,000 \div 50,1 \approx 958\text{ kg}$, soit $\mathbf{9,6 \times 10^2\text{ kg}}$.

4. $m(\text{CO}_2) = 958 \times 44,0 \div 16,0 \approx 2\,635\text{ kg}$, soit $\mathbf{2,6 \times 10^3\text{ kg}}$ (2,6 tonnes).

5. Elle part sous forme de chaleur dans les fumées évacuées par la cheminée et dans l'environnement de la chaudière.

Correction de l'exercice 19 : Quel combustible pour le camping ?

1. $E = 24 \div 0,50 = \mathbf{48\text{ MJ}}$.

2. Butane : $m = 48 \div 45,8 \approx \mathbf{1,05\text{ kg}}$; éthanol : $m = 48 \div 26,8 \approx \mathbf{1,79\text{ kg}}$.

3. Butane : $4 \times 44,0 \div 58,0 = 3,03\text{ kg de CO}_2\text{ par kg}$, soit $1,05 \times 3,03 \approx \mathbf{3,2\text{ kg}}$;
éthanol : $2 \times 44,0 \div 46,0 = 1,91\text{ kg par kg}$, soit $1,79 \times 1,91 \approx \mathbf{3,4\text{ kg}}$.

4. Réponse libre argumentée : le **poids à porter** est le critère majeur en randonnée (1,05 kg contre 1,79 kg), le butane est aussi légèrement moins émetteur ; l'éthanol est un liquide, plus simple à transporter en sécurité et issu de la biomasse.

Correction de l'exercice 20 : Éteindre un feu en sécurité

1. On supprime un côté du triangle : **priver de comburant** (couvercle, couverture ignifugée), **couper le combustible** (fermer le gaz, éteindre la plaque), **refroidir** (eau sur un feu de bois ou de papier).

2. L'huile ne se mélange pas à l'eau et est plus légère ; l'eau tombe au fond, se vaporise brutalement et **projette l'huile enflammée** : le feu s'étend.

3. Éteindre la plaque, **étouffer** avec un couvercle ou un linge humide essoré, ne pas déplacer la casserole, ne pas utiliser l'eau, évacuer et appeler les secours si le feu s'étend.

4. Un manque d'air provoque une combustion incomplète et du **monoxyde de carbone** : on aère la pièce, on fait entretenir l'appareil et on installe un **détecteur de monoxyde de carbone** et un détecteur de fumée.

Comment progresser après ce corrigé

Si tu as hésité, refais d'abord les exercices 3, 6 et 15 : ajuster l'équation, construire le tableau d'avancement et convertir correctement masse, quantité de matière et volume sont les gestes de base. Pour les exercices d'énergie (7, 11, 18), écris toujours $E = \xi \times |\Delta_r E|$, garde les unités à chaque ligne et vérifie l'ordre de grandeur du résultat. Termine par les trois derniers, plus ouverts : argumente avec des valeurs.

Retour aux énoncés des exercices