

Conservation des atomes

Exercices de sciences physiques - niveau 4e

Vingt exercices pour t'entraîner sur la conservation des atomes et de la masse : équilibrer des équations, calculer des masses, lire des graphiques et interpréter des expériences en système ouvert ou fermé. Puis cherche seul, puis compare avec le corrigé séparé.

L'essentiel : Au cours d'une transformation chimique, les atomes se conservent et la masse totale aussi : la masse des réactifs est égale à celle des produits. Pour s'entraîner sur « Conservation des atomes » en 4ème, la fiche propose 20 exercices progressifs : vocabulaire, le comprimé effervescent et bouteille fermée, bouteille ouverte. Le corrigé détaillé est sur une page séparée ; fiche gratuite, à imprimer en PDF.

Ainsi, 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 la conservation des atomes

Exercice 1 : Vocabulaire

Complète avec : système fermé, atomes, coefficient, indice, équilibrée.

- Ensuite, dans $2\text{H}_2\text{O}$, le 2 devant la formule est un
- Puis dans H_2O , le 2 en bas est un
- De plus, une transformation se déroule dans un si rien n'entre ni ne sort.
- Ensuite, une équation est quand il y a autant d'..... de chaque sorte de chaque côté.

Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Justifie chaque réponse.

- Au cours d'une transformation chimique, des atomes disparaissent.
- Par ailleurs, la masse des produits est égale à la masse des réactifs en système fermé.
- Puis pour équilibrer une équation, on peut changer les indices.

d. Si la balance indique moins après une réaction en récipient ouvert, la loi de conservation de la masse est fausse.

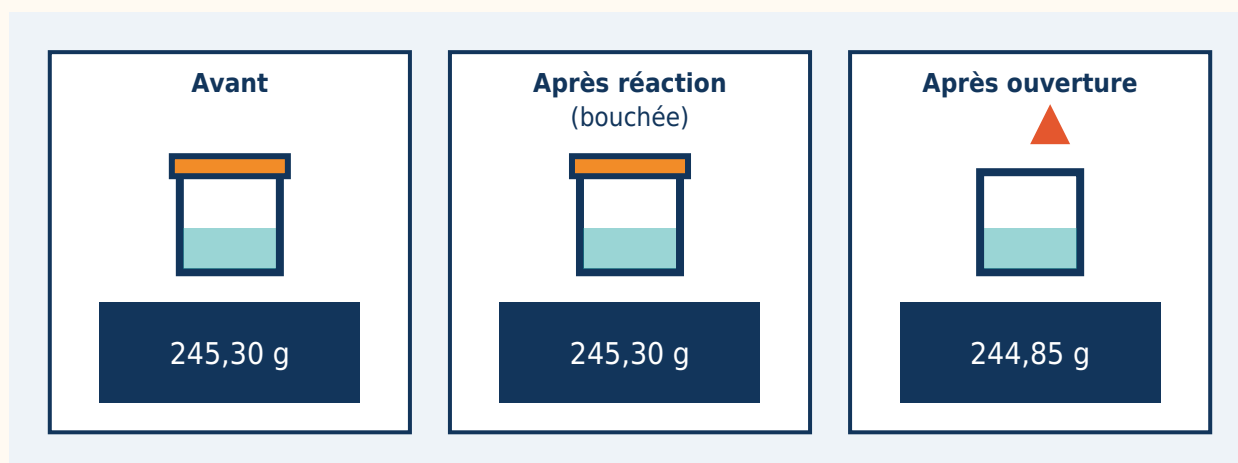
Exercice 3 : Le comprimé effervescent

Par ailleurs, un verre contenant 148,0 g d'eau reçoit un comprimé de 2,0 g. Après la réaction, la balance indique 149,2 g.

1. Quelle masse initiale a-t-on sur la balance ?
2. Quelle est la perte de masse ?
3. Où est passée cette masse ? Quel gaz est concerné ?
4. Que faire pour que la balance indique la même masse avant et après ?

Exercice 4 : Bouteille fermée, bouteille ouverte

De plus, dans une bouteille bouchée, du vinaigre réagit avec du bicarbonate. Voici les trois pesées.



Pesées d'une bouteille avant, après réaction (fermée) puis après ouverture.

1. Que constate-t-on entre la 1^{re} et la 2^e pesée ? Pourquoi ?
2. Quelle est la perte de masse à l'ouverture ?
3. Quelle espèce chimique s'échappe ? Comment l'identifier ?

Exercice 5 : Le magnésium

Donc, quand 12,0 g de magnésium brûlent dans le dioxygène, il se forme 20,0 g d'oxyde de magnésium.

1. Ensuite, écris le bilan en mots.
2. Puis calcule la masse de dioxygène consommée.

3. Quelle masse d'oxyde se forme avec 6,0 g de magnésium (la masse est proportionnelle) ? Quelle masse de dioxygène est alors consommée ?

Exercice 6 : Compter les atomes

L'équation de formation de l'eau est : $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.

1. Combien d'atomes d'hydrogène et d'oxygène y a-t-il à gauche ? à droite ?
2. L'équation est-elle équilibrée ?
3. Combien de molécules d'eau se forment si 10 molécules de dihydrogène réagissent ? Combien de molécules de dioxygène sont consommées ?

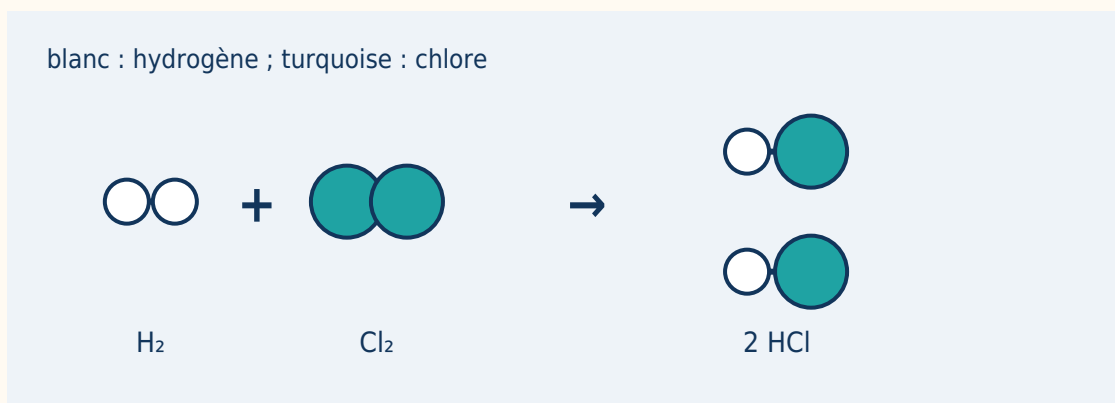
Exercice 7 : Équilibrer

Équilibre chaque équation.

- a. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$
- b. $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
- c. $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- d. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e. $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

Exercice 8 : Chlorure d'hydrogène

Enfin, le schéma représente une réaction entre le dihydrogène et le dichlore.



Modèles de la réaction entre le dihydrogène et le dichlore.

1. Combien d'atomes de chaque sorte y a-t-il à gauche ? à droite ?
2. De plus, écris l'équation de réaction.
3. 2 g de dihydrogène réagissent avec 71 g de dichlore. Quelle masse de chlorure d'hydrogène se forme ?

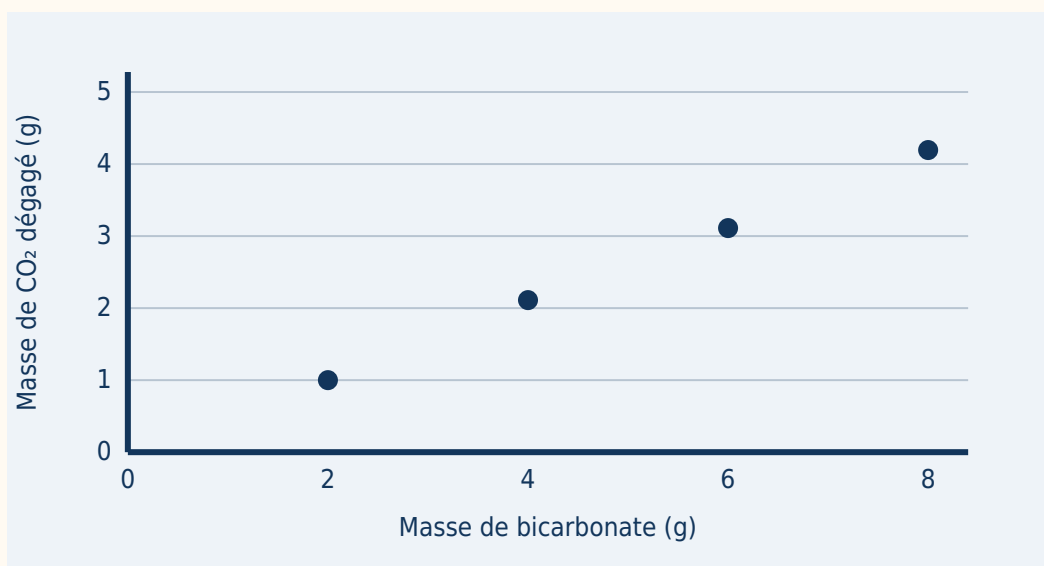
Exercice 9 : Le piège de l'indice

Ensuite, pour équilibrer $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, Marc écrit $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$.

1. Compte les atomes de chaque côté : l'équation de Marc est-elle équilibrée ?
2. Pourquoi sa méthode est-elle pourtant fautive ?
3. Ensuite, écris l'équation équilibrée correcte.

Exercice 10 : Dioxyde de carbone et bicarbonate

Puis, on fait réagir différentes masses de bicarbonate de sodium avec un excès de vinaigre dans un récipient ouvert, et l'on mesure la masse de dioxyde de carbone dégagé (perte de masse).

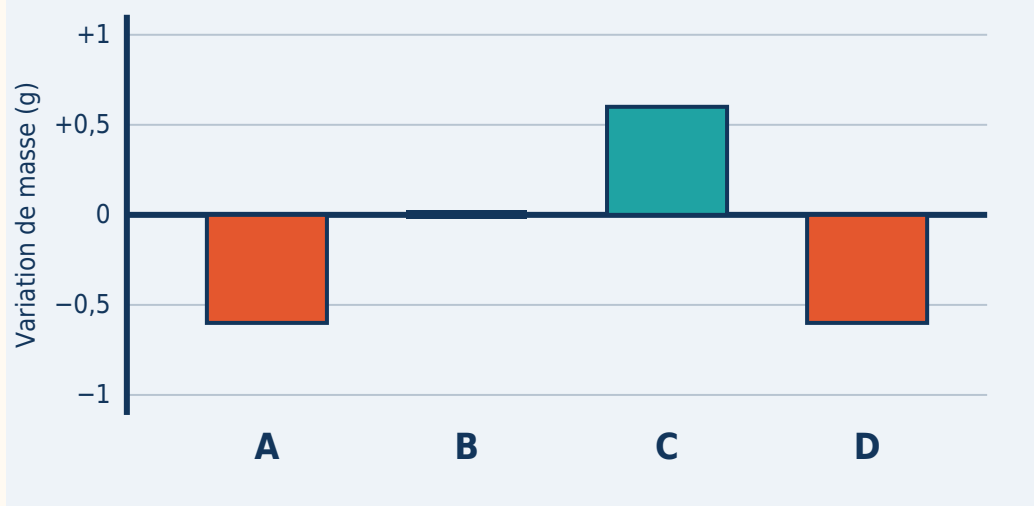


Masse de CO₂ dégagé en fonction de la masse de bicarbonate de sodium utilisée.

1. Par ailleurs, lis la masse de CO₂ pour chaque masse de bicarbonate.
2. Puis les points sont-ils alignés avec l'origine ? Que signifie la proportionnalité ?
3. Ensuite, calcule le rapport $m(\text{CO}_2) \div m(\text{bicarbonate})$ pour 4,0 g, puis estime la masse de CO₂ pour 10 g de bicarbonate.
4. Pourquoi la masse de CO₂ est-elle mesurée par une perte de masse ?

Exercice 11 : Quatre pesées

Ainsi, le diagramme montre la variation de masse de quatre expériences : A comprimé effervescent dans un verre ouvert ; B même réaction dans une bouteille fermée ; C laine d'acier chauffée à l'air libre ; D bougie qui brûle à l'air libre.



Variation de masse mesurée sur la balance pour quatre expériences.

1. Puis lis la variation de masse de chaque expérience.
2. Explique le signe de chaque variation (A, B, C, D).
3. De plus, dans quelle expérience le système est-il fermé ? Quelle conclusion en tires-tu ?

Exercice 12 : La laine d'acier

3,0 g de laine d'acier (fer) chauffés à l'air donnent 4,3 g d'oxyde de fer.

1. Ensuite, écris le bilan en mots.
2. Par ailleurs, calcule la masse de dioxygène fixée.
3. Pourquoi la masse mesurée augmente-t-elle alors que la masse totale est conservée ?

Exercice 13 : La bougie

Par ailleurs, une bougie perd 0,6 g de cire en brûlant. Pendant ce temps, elle consomme 1,8 g de dioxygène.

1. Quel est le bilan en mots ?
2. Quelle est la masse totale des produits formés (CO_2 et eau) ?
3. Pourquoi la masse de la bougie seule diminue-t-elle ?

Exercice 14 : Combustion du carbone

12 g de carbone brûlent dans 32 g de dioxygène : il se forme du dioxyde de carbone.

1. Puis calcule la masse de CO_2 formé.
2. Quelle masse de carbone et de dioxygène faut-il pour obtenir 11 g de CO_2 ?

Exercice 15 : Combustion du méthane

16 g de méthane réagissent avec 64 g de dioxygène pour donner 44 g de dioxyde de carbone et de l'eau.

1. Quelle masse d'eau se forme ?
2. Ensuite, on brûle 4 g de méthane : quelles sont les masses de dioxygène consommé, de CO_2 et d'eau formés ?

Exercice 16 : Dissolution et masse

De plus, on dissout 5,0 g de sucre dans 100 g d'eau.

1. Quelle est la masse de la solution ?
2. S'agit-il d'une transformation chimique ? Puis la masse totale se conserve-t-elle ?
3. De plus, on fait fondre un glaçon de 36 g : quelle est la masse d'eau liquide obtenue ?

Exercice 17 : Combustion de 6 molécules de méthane

Donc, on brûle 6 molécules de méthane selon $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

1. Combien de molécules de dioxygène sont consommées ?
2. Combien de molécules de CO_2 et d'eau se forment ?
3. Combien d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène y a-t-il avant ? après ?

Exercice 18 : L'aluminium

L'équation de la combustion de l'aluminium est $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$.

1. Ensuite, vérifie qu'elle est équilibrée.
2. Avec 8 atomes d'aluminium, combien de molécules de O_2 faut-il ? Combien de formules Al_2O_3 obtient-on ?
3. Avec 6 molécules de dioxygène, combien d'atomes d'aluminium peuvent réagir au maximum ?

Exercice 19 : Concevoir une vérification

Enfin, on veut vérifier expérimentalement la conservation de la masse lors de la réaction de la laine d'acier ou du zinc avec une solution, en pesant avant et après.

1. Choisis une transformation qui libère un gaz et propose un protocole en système fermé (matériel, étapes).
2. Quelles mesures faut-il effectuer ? Quel résultat attend-on ?
3. Quels risques de sécurité faut-il prévoir ?

Exercice 20 : L'expérience de Lavoisier

Lavoisier chauffe de l'étain dans un récipient de verre scellé. Par ailleurs, la masse totale est de 500,00 g avant et après le chauffage. Quand il ouvre le récipient, de l'air s'engouffre et la balance indique 500,35 g, alors que l'étain est devenu une poudre grise.

1. Pourquoi la masse n'a-t-elle pas changé dans le récipient scellé ?
2. Quelle espèce de l'air a réagi avec l'étain ? Que se passe-t-il à l'ouverture ?
3. Que représente la masse de 0,35 g ?
4. Rédige une conclusion de 3 phrases sur ce que cette expérience prouve.

Tout le chapitre « Conservation de la masse et des atomes » en 4ème

- Le cours : Conservation de la masse et des atomes
- Le corrigé des exercices : Conservation de la masse et des atomes
- Le TP : Conservation de la masse et des atomes
- Le corrigé du TP : Conservation de la masse et des atomes
- Le QCM : Conservation de la masse et des atomes
- Le contrôle : Conservation de la masse et des atomes
- Le corrigé du contrôle : Conservation de la masse et des atomes

Chapitre précédent : Les combustions (exercices)

Chapitre suivant : Solutions acides et basiques, le pH (exercices)

Retrouve aussi tous les exercices de sciences physiques en 4ème et le programme complet de sciences physiques en 4ème.