Corrigé et barème – modéliser les transformations chimiques : formules, conservation de la masse et équations — niveau ★★★

Durée : 55 min – Calculatrice autorisée – Sur 20 points · Chimie 4e

Exercice 1 – Problème — L'étage principal d'Ariane 5 *(6 pts)*

a) Hydrogène : $2 \times 2 = 4$ et $2 \times 2 = 4$; oxygène : 2 et $2 \times 1 = 2$: l'équation est **ajustée** (0,5 pt). Deux molécules de dihydrogène réagissent avec une molécule de dioxygène et forment deux molécules d'eau (0,5 pt). $1\,000 = 2 \times 500$: **1 000 molécules H_2** et **500 molécules O_2**. (0,5 pt) (1,5)

b) Les coefficients comptent des molécules, pas des masses : en masse, il faut 8 t de dioxygène pour 1 t de dihydrogène, huit fois plus (0,5 pt). Ces masses contiennent 2 molécules H_2 pour 1 molécule O_2 ; pour autant de molécules H_2 que de molécules O_2, il faudrait $1 \div 2 = 0{,}5$ t de dihydrogène pour 8 t de dioxygène : une molécule O_2 pèse donc environ $8 \div 0{,}5 =$ **16 fois** plus qu'une molécule H_2. (1 pt) (1,5)

c) Pour 25 t de dihydrogène, il faudrait $25 \times 8 = 200$ t de dioxygène (0,5 pt) ; on n'en a que 149 t : le **dioxygène est limitant** (0,5 pt), même s'il y en a bien plus en masse ; le dihydrogène est en excès. (0,5 pt) (1,5)

d) Les 149 t de dioxygène consomment $149 \div 8 = 18{,}625$ t de dihydrogène (0,5 pt). Eau formée : $149 + 18{,}625 =$ **167,625 t** ; dihydrogène restant : $25 - 18{,}625 =$ **6,375 t** (0,5 pt). Vérification : $167{,}625 + 6{,}375 = 174$ t $= 25 + 149$. (0,5 pt) (1,5)

Erreur fréquente — lire les coefficients d'une équation comme des masses : « 2 H_2 pour 1 O_2 » parle de molécules ; en masse, c'est le bilan de référence qui donne les proportions (1 pour 8 ici).

Exercice 2 – Enquête — Une formule à retrouver *(4 pts)*

a) Les atomes se conservent. À droite : 4 C, $4 \times 2 = 8$ H, $4 \times 2 + 4 = 12$ O (0,5 pt). À gauche, les 5 O_2 apportent 10 O : X apporte 4 C, 8 H et $12 - 10 = 2$ O, donc $\mathbf{X = C_4H_8O_2}$. (0,5 pt) (1)

b) Pour 6 X, il faudrait $6 \times 5 = 30$ O_2 ; il n'y en a que 25 : le **dioxygène est limitant**, alors qu'il y a quatre fois plus de molécules de dioxygène que de X (0,5 pt). Les 25 O_2 consomment $25 \div 5 = 5$ X : il se forme $5 \times 4 =$ **20 CO_2** et **20 H_2O**, et il reste $6 - 5 =$ **1 molécule de X**. (0,5 pt) (1)

c) **Non** (0,5 pt) : les deux espèces ont la même formule $C_4H_8O_2$, donc la même équation de combustion ; elles diffèrent par la façon dont leurs atomes sont reliés, ce que la formule ne dit pas (il faudrait un modèle moléculaire). (0,5 pt) (1)

d) Eau : $8{,}8 + 16{,}0 - 17{,}6 =$ **7,2 g** (0,5 pt). $2{,}2 = 8{,}8 \div 4$: dioxygène $16{,}0 \div 4 =$ **4,0 g** ; eau $7{,}2 \div 4 =$ **1,8 g**. (0,5 pt) (1)

Méthode — pour trouver une formule inconnue dans une équation ajustée, je compte chaque élément du côté connu, puis je soustrais ce que les autres espèces de son côté apportent déjà.

Exercice 3 – La bougie sur la balance *(6 pts)*

a) Carbone : 18 CO_2 ; hydrogène : $36 \div 2 = 18$ H_2O ; oxygène à droite : $36 + 18 = 54$, la molécule de combustible en apporte 2, il en faut 52 de plus, soit 26 O_2 : $\mathbf{C_{18}H_{36}O_2 + 26\ O_2 \rightarrow 18\ CO_2 + 18\ H_2O}$ (1 pt). C 18 et 18 ; H 36 et 36 ; O $2 + 52 = 54$ et $36 + 18 = 54$. (0,5 pt) (1,5)

b) Eau : $28{,}4 + 83{,}2 - 79{,}2 = \mathbf{32{,}4\ g}$ (0,5 pt). Pour 1 g d'acide stéarique : $83{,}2 \div 28{,}4 \approx \mathbf{2{,}9\ g}$ de dioxygène (0,5 pt). Vérification : $28{,}4 + 83{,}2 = 111{,}6$ g de réactifs et $79{,}2 + 32{,}4 = 111{,}6$ g de produits. (0,5 pt) (1,5)

c) $2{,}84 = 28{,}4 \div 10$: tout est divisé par 10 (0,5 pt). Dioxygène : **8,32 g** (0,5 pt) ; dioxyde de carbone : **7,92 g** ; eau : **3,24 g**. (0,5 pt) (1,5)

d) Inès annonce $7{,}92 + 3{,}24 = 11{,}16$ g ; c'est **Tom** qui a raison (0,5 pt) : la balance ne pèse que la bougie, qui a perdu 2,84 g d'acide stéarique ; les 11,16 g de gaz contiennent aussi les 8,32 g de dioxygène pris à l'air, qui n'était pas sur la balance ($2{,}84 + 8{,}32 = 11{,}16$) (0,5 pt). Sous une cloche étanche, système fermé, la balance aurait affiché la **même masse** avant et après. (0,5 pt) (1,5)

Piège — à l'air libre, la masse des produits formés n'est pas la perte de masse affichée : le dioxygène consommé vient de l'air, il n'a jamais été pesé.

Exercice 4 – Trois copies à corriger *(4 pts)*

a) Une boule **noire** (carbone) au milieu, reliée par une tige à chacune de deux boules **jaunes** (soufre), les trois alignées (0,5 pt). Seul le **dichlore** Cl_2 est un corps pur simple, une seule sorte d'atome ; CS_2, CCl_4 et S_2Cl_2 ont deux sortes d'atomes. (0,5 pt) (1)

b) C 1 et 1 ; S 2 et 2 ; Cl 4 et 4 : les atomes sont conservés (0,5 pt). Pourtant elle est **fausse** : le produit soufré est le dichlorure de disoufre S_2Cl_2, pas du soufre S ; une équation doit écrire les vraies espèces de la transformation. (0,5 pt) (1)

c) Cl_6 n'est pas le dichlore : il a changé un indice, ce qui invente une autre espèce (0,5 pt). Pour avoir 6 atomes de chlore, on place un coefficient : $\mathbf{3\ Cl_2}$. (0,5 pt) (1)

d) Son équation est ajustée, mais tous ses coefficients se divisent par 2 : ce ne sont pas les plus petits entiers (0,5 pt). $\mathbf{CS_2 + 3\ Cl_2 \rightarrow CCl_4 + S_2Cl_2}$: C 1 et 1 ; S 2 et 2 ; Cl 6 et $4 + 2 = 6$. (0,5 pt) (1)

Erreur fréquente — s'arrêter dès que les atomes « tombent juste » : une équation juste écrit aussi les vraies espèces, garde les indices intacts et prend les plus petits coefficients entiers.

Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).