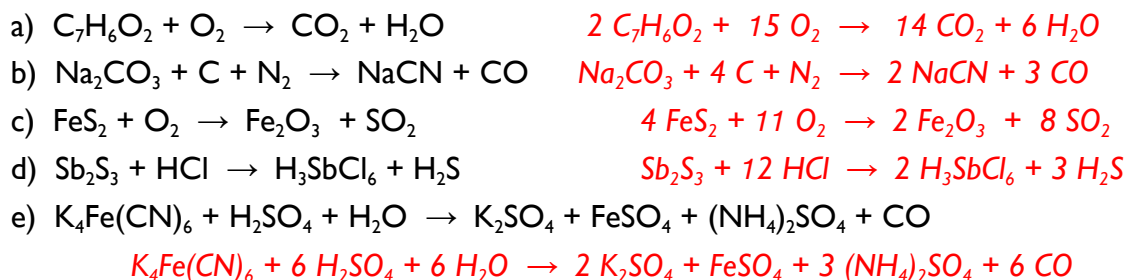


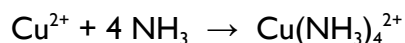
EXERCICES – SÉRIE B

Equations chimiques

B.1. Equilibrer les équations suivantes :



B.2. Calculer le nombre de mole d'ammoniac NH_3 nécessaire à la production de 2,50 mol de $Cu(NH_3)_4SO_4$ par la réaction donnée par l'équation ionique réduite suivante :



Réponse : 10,0 mol NH_3

B.3. Un excès de gaz carbonique CO_2 réagit complètement avec 500 ml d'une solution contenant de l'hydroxyde de barium $Ba(OH)_2$ à une concentration de 0,410 M pour produire de l'eau et du carbonate de barium $BaCO_3$. Ecrire l'équation équilibrée de la réaction. Calculer la masse de $BaCO_3$ produite et celle de CO_2 consommée.

Réponse : $Ba(OH)_2 + CO_2 \rightarrow BaCO_3 \downarrow + H_2O$, $m(BaCO_3) = 40,5 \text{ g}$, $m(CO_2) = 9,0 \text{ g}$

B.4. Calculer la masse de chlorate de potassium $KClO_3$ nécessaire au dégagement de 1,23 g d'oxygène gazeux O_2 . Quelle est la masse de KCl produite par la même réaction ?

Réponse : $2 KClO_3 \rightarrow 2 KCl + 3 O_2 \uparrow$, $m(KClO_3) = 3,14 \text{ g}$, $m(KCl) = 1,91 \text{ g}$

B.5. Une voiture consomme en moyenne 10 l d'essence / 100 km. a) Quelle est la masse de CO_2 rejetée dans l'atmosphère par ce véhicule pour chaque kilomètre parcouru ?

On postulera que le carburant est équivalent à de l'octane pur C_8H_{18} et que sa masse volumique est $\rho = 703 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

b) Lausanne compte 50'000 véhicules qui, en moyenne, parcourent 20'000 km/ an. Si leur consommation est en moyenne de 10 l / 100 km, quelle masse (exprimée en tonnes) de CO_2 ce parc automobile génère-t-il par an ?

Réponse : $2 C_8H_{18} + 25 O_2 (g) \rightarrow 16 CO_2 + 18 H_2O$, a) 216,5 g, b) 216'500 tonnes

B.6. Un mélange gazeux composé de 100 g d'hydrogène H_2 et 100 g d'oxygène O_2 est contenu dans un récipient fermé. On fait exploser le mélange en l'allumant. Quelle masse de vapeur d'eau est formée par la réaction ?

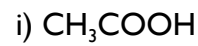
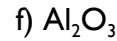
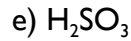
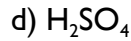
Réponse : $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$, $m(H_2O) = 112,6 \text{ g}$

87,4 g de H_2 qui n'auront pas réagi se retrouveront dans le mélange final.

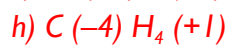
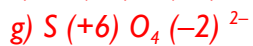
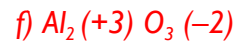
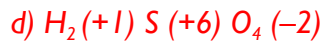
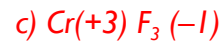
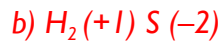
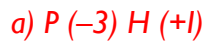
B.7. Quel volume d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium $NaOH$ 0,200 M faut-il utiliser pour neutraliser 100 ml d'une solution 0,250 M d'acide sulfurique H_2SO_4 ?

Réponse : $2 NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2 H_2O$, $V(NaOH) = 250 \text{ ml}$

B.8. Sachant que le nombre d'oxydation de l'hydrogène H est +1, de l'oxygène -2, et du fluor -1, déterminer le nombre d'oxydation des autres éléments des composés suivants:

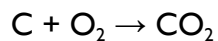


Réponse :



La somme des nombres d'oxydation de la molécule neutre devant être nulle, on en déduit que la somme des nb. d'oxydation des deux atomes de carbone doit être ici égale à 0. En fait, les deux atomes de C n'ont formellement pas le même nb. d'oxydation. Le carbone de la fonction -CH₃, lié à 3 atomes H et à un atome C a pour nb. d'oxydation -3, tandis que le carbone de la fonction carboxylique -COOH devrait se voir attribué un nb. d'oxydation +3.

B.9. La combustion complète du carbone dans le dioxygène a pour équation :



a) Cette réaction libère une énergie de 393 kJ/mol. Calculer la perte de masse globale associée à la combustion d'une mole de carbone.

b) Quelle masse de carbone faudrait-il brûler pour que la perte de masse ait pour valeur 1 g ?

c) Cette perte est-elle décelable expérimentalement ?

d) peut-on conclure qu'il y a conservation de la masse lors d'une réaction chimique ?

Réponse : a) $4,4 \cdot 10^{-9}$ g ; b) $2,74 \cdot 10^9$ g, soit 2'744 tonnes ; c) les meilleures balances à quartz peuvent actuellement peser avec une précision de l'ordre 1 µg / 100 g, soit 10^{-8} , or la perte de masse relative calculée est de $3,6 \cdot 10^{-10}$, ~30 fois inférieure à la limite de détection expérimentale.