

Calculons le nombre N de molécules de dihydrogène H_2 contenues dans la masse $m = 50,0$ kg:

$$N = \frac{m}{m(H_2)} = \frac{50,0 \times 10^3}{3,34 \times 10^{-24}} = \underline{1,50 \times 10^{28}} \text{ molécules de } H_2 \quad (3CS)$$

Calculons la quantité de matière $n(H_2)$ correspondante :

$$n(H_2) = \frac{N}{N_A} = \frac{1,50 \times 10^{28}}{6,02 \times 10^{23}} = \underline{2,49 \times 10^4 \text{ mol}} \quad (3 \text{ CS})$$

Le réactif limitant est le dihydrogène car le dioxygène est en quantités illimitées dans l'air.

On considère donc une réaction en proportions stoechiométriques :

$$\frac{n(H_2)}{2} = \frac{n(O_2)}{1}$$

$$\text{On en déduit que la quantité de dioxygène consommée est : } n(O_2) = \frac{2,49 \times 10^4}{2} = \underline{1,25 \times 10^4 \text{ mol}}$$

Calculons le nombre de molécules N' de O_2 consommée :

$$N' = n(O_2) \times N_A = 1,25 \times 10^4 \times 6,02 \times 10^{23} = \underline{7,53 \times 10^{27}} \text{ molécules de } O_2 \quad (3 \text{ CS})$$

Calculons la masse $m(O_2)$ d'une molécule de dioxygène O_2 :

$$m(O_2) = 2 \times m_O$$

$$m(O_2) = 2 \times 2,67 \times 10^{-23}$$

$$m(O_2) = 5,34 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Calculons la masse de dioxygène m' consommé :

$$m' = N' \times m(O_2) = 7,53 \times 10^{27} \times 5,34 \times 10^{-23} = 4,02 \times 10^5 \text{ g} = \underline{402 \text{ kg de dioxygène consommé.}}$$