

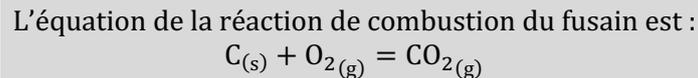
Corrigé exercice 8

COMBUSTION DU FUSAIN

1) Le fusain est du carbone pur, soit une espèce chimique atomique notée $C_{(s)}$.

Comme l'indique le test à l'eau de chaux, la combustion produit du dioxyde de carbone, soit l'espèce chimique moléculaire $CO_{2(g)}$.

La réaction de combustion est donc une combinaison du carbone avec le dioxygène contenu dans l'air, c'est-à-dire l'espèce chimique moléculaire $O_{2(g)}$, d'où :



2) Il faut déterminer quel est le réactif limitant de la réaction.

Quantité initiale de $C_{(s)}$:

Soit m la masse du morceau de fusain :

$$n_{C_{(s)},0} = \frac{m}{M_C}$$

Le volume du morceau étant $V_C = S \times \ell$ et la valeur de sa masse volumique $\rho = \frac{m}{V_C}$ étant fournie, on trouve :

$$n_{C_{(s)},0} = \frac{\rho S \ell}{M_C} = 0,067 \text{ mol}$$

Quantité de $O_{2(g)}$:

On détermine tout d'abord la quantité de matière totale dans l'air contenu dans le flacon grâce à la loi des gaz parfaits :

$$n_{tot} = \frac{pV}{RT} = 0,0807 \text{ mol}$$

Comme la fraction molaire de $O_{2(g)}$ dans l'air est de $x_{O_2} = 0,21$, on en déduit :

$$n_{O_{2(g)},0} = 0,017 \text{ mol}$$

Les deux réactifs ont le même nombre stœchiométrique $s = 1$. Comme $\frac{n_{O_{2(g)},0}}{1} < \frac{n_{C_{(s)},0}}{1}$, on en déduit que c'est le **dioxygène de l'air** qui est **réactif limitant** :

La combustion s'arrête lorsque le dioxygène est épuisé.

3) Si le dioxygène est initialement pur, à la même pression, c'est que $n_{O_{2(g)},0} = n_{tot} = 0,0807 \text{ mol}$

Dans ce cas, on a : $\frac{n_{O_{2(g)},0}}{1} > \frac{n_{C_{(s)},0}}{1}$: c'est maintenant le **carbone** qui est **réactif limitant**. La réaction s'arrête lorsqu'elle est **totale**, c'est-à-dire lorsque le morceau de fusain disparaît complètement.

L'avancement final vaut donc l'avancement maximal : $\xi_f = \xi_{max} = \frac{n_{C_{(s)},0}}{1} = 0,067 \text{ mol}$

Par bilan de matière (*faire un tableau d'avancement si nécessaire*), on en déduit qu'il reste une phase gazeuse composée :

- d'une quantité $n_{O_{2(g)},f} = n_{O_{2(g)},0} - \xi_f = 0,014 \text{ mol}$ de dioxygène ;
- d'une quantité $n_{CO_{2(g)},f} = \xi_f = 0,067 \text{ mol}$ de dioxyde de carbone.

On peut calculer les fractions molaires dans cette phase gazeuse : $x_{O_2} = \frac{0,014}{0,014+0,067} = 0,17$ et $x_{CO_2} =$

0,83.

La réaction a produit $\xi_f = 0,067$ mol de $\text{CO}_{2(g)}$, qui remplace la même quantité de $\text{O}_{2(g)}$ dans le flacon : la quantité de matière totale de gaz ne change donc pas. La pression en fin d'expérience sera donc, après refroidissement, égale à la pression initiale, soit $p = 1,0$ bar.

Dans l'état final, il reste uniquement une phase gazeuse, de pression $p = 1,0$ bar, constituée de 17% dioxygène et de 83% de dioxyde de carbone (pourcentages molaires).

4) L'eau de chaux étant une solution aqueuse limpide du solide ionique $\text{Ca}(\text{OH})_2$, on en déduit qu'elle contient les solutés : $\text{Ca}_{(aq)}^{2+}$ et $\text{HO}_{(aq)}^-$.

Le trouble est dû à l'apparition du solide ionique $\text{Ca}(\text{CO}_3)$ par précipitation. La dernière réaction cherchée est donc : $\text{Ca}_{(aq)}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}_{(aq)} = \text{Ca}(\text{CO}_3)_{(s)}$.

Les anions carbonate $\text{CO}_3^{2-}_{(aq)}$ ne peuvent provenir que de la réaction en solution entre $\text{CO}_{2(aq)}$ et $\text{HO}_{(aq)}^-$. L'équation est : $\text{CO}_{2(aq)} + 2\text{HO}_{(aq)}^- = \text{CO}_3^{2-}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$

En conclusion :

Les réactions qui se produisent successivement lors du test à l'eau de chaux sont :

