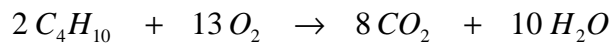


Quantité de matière**I. Le tableau d'avancement**

On fait réagir 12 mol de butane C_4H_{10} avec 6,5 mol de dioxygène. La réaction produit de l'eau et du gaz carbonique. Comment déterminer à l'aide d'un tableau d'avancement le réactif limitant et la quantité des produits formés ?

Méthode :

On commence par établir l'équation bilan équilibrée de cette transformation :



Puis on place cette équation bilan dans un tableau d'avancement :

Etat du système	Avancement	$2 C_4H_{10}$	$+ 13 O_2$	$\rightarrow 8 CO_2$	$+ 10 H_2O$
initial	$x = 0$	12	6,5	0	0
intermédiaire	x	$12 - 2x$	$6,5 - 13x$	$0 + 8x$	$0 + 10x$
final	x_{max}	$12 - 2x_{max} = 11 \text{ mol}$	$6,5 - 13x_{max} = 0 \text{ mol}$	$0 + 8x_{max} = 4 \text{ mol}$	$0 + 10x_{max} = 5 \text{ mol}$

- Comment remplir l'état initial ?

On place dans chaque case la quantité de chaque substance placée au départ dans le réacteur (voir énoncé).

$$\begin{cases} n_{butane} = 12 \text{ mol} \\ n_{dioxygène} = 6,5 \text{ mol} \\ n_{gaz carbonique} = 0 \text{ mol} \\ n_{eau} = 0 \text{ mol} \end{cases}$$

- Comment remplir l'état intermédiaire ?

Du côté des réactifs :

On prend la quantité de matière placée dans la case au-dessus et on retire x fois le coefficient stœchiométrique correspondant.

Du côté des produits :

On prend la quantité de matière placée dans la case au-dessus et on ajoute x fois le coefficient stœchiométrique correspondant.

- Comment remplir l'état final ?

Il faut commencer par trouver la valeur maximale, notée x_{max} , de l'avancement. On résout alors les équations du côté des réactifs uniquement :

$$\begin{aligned} 12 - 2x &= 0 \Leftrightarrow x = 6 \text{ mol} \\ 6,5 - 13x &= 0 \Leftrightarrow x = 0,5 \text{ mol} \end{aligned}$$

La valeur à retenir pour x_{max} est toujours la plus petite valeur trouvée, soit ici : $x_{max} = 0,5 \text{ mol}$

Pour remplir la dernière ligne, on prend l'équation de la ligne précédente dans laquelle on remplace la valeur de x par celle de x_{max} et on effectue le calcul.

Conclusion :

Cette réaction produit 4 mol de gaz carbonique et 5 mol d'eau.

De plus, à la fin de la réaction, il reste 11 mol de butane qui n'ont pas réagi dans le réacteur.

Ce réactif est dit « en EXCES ».

Le dioxygène au contraire a été complètement consommé. Il n'en reste plus (valeur nulle dans le tableau).

Ce réactif est dit « LIMITANT » ou « en DEFAUT ». C'est à cause de lui que la réaction s'arrête.

II. Déterminer une quantité de matière

- a. A partir d'un corps pur solide, liquide ou gazeux de masse m :
Soit M la masse molaire du corps pur solide liquide ou gazeux. On a alors :

$$n = \frac{m}{M}$$

- b. A partir d'une solution de volume V et de concentration molaire en soluté C :
La quantité de soluté présente dans le volume V de solution est :

$$n = C \times V$$


- c. A partir d'un gaz pur de volume V :
Si l'on connaît le volume molaire V_m dans les conditions de l'exercice, on a la relation :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

Sinon il faut connaître la température et la pression à laquelle on se trouve et utiliser la loi des gaz parfaits : $PV = nRT$. On aura alors la relation :

$$n = \frac{PV}{RT}$$

III. Applications

- Déterminer la quantité de matière présente dans 500 g d'eau.
- Déterminer la quantité de matière présente dans 1,0 kg de sel.
- Déterminer la quantité de matière présente dans 3,2 L d'acide sulfurique pur ($d = 1,83$)
- Déterminer la quantité de matière présente dans 250 mL d'eau salée de concentration en sel 0,35 mol/L.
- Déterminer la quantité d'hélium présente dans 500 g de ce gaz.
- Déterminer la quantité d'hélium dans 500 L de ce gaz à 20°C et sous une pression de 1013 hPa.
- Déterminer le volume V d'acide acétique liquide nécessaire pour disposer d'une quantité $n = 8,225 \text{ mol}$ de cet acide sachant que sa masse volumique est $\rho = 1,05 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$.
- On place dans un réacteur 2,5 mol d'éthane et de la vapeur d'eau. Au bout de quelques instants on récupère du monoxyde de carbone CO et du dihydrogène H₂.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction.
 - Déterminer à l'aide d'un tableau d'avancement la quantité minimale d'eau nécessaire pour faire réagir tout l'éthane du réacteur.
 - Exprimer l'avancement x en fonction de la quantité de monoxyde de carbone produite.
 - En déduire la relation entre les quantités de dihydrogène et de monoxyde de carbone produites pour un avancement x .
 - Déterminer la masse de monoxyde de carbone et de dihydrogène formée en fin de réaction.
 - Dans les conditions de cette expérience, le volume molaire d'un gaz est de 42,3 L·mol⁻¹. Déterminer le volume de monoxyde de carbone ainsi que le volume de dihydrogène formé.
- Le sulfure d'hydrogène H₂S est un gaz acide à l'odeur très désagréable d'œuf pourri. Ce gaz est produit lors de la décomposition de matière organique et lors de phénomène volcanique. Il est très toxique et est capable de corroder les métaux et de fragiliser le béton.
On peut s'en débarrasser en le faisant réagir avec du dioxygène pur selon l'équation :
$$\dots H_2S + \dots O_2 \rightarrow \dots H_2O + \dots S$$
 - Equilibrer cette équation bilan.
 - On enferme dans une enceinte 25 g de sulfure d'hydrogène avec 20 L de dioxygène pur. Etablir le tableau d'avancement de cette réaction et retrouver le réactif limitant.
 - Déterminer la masse de soufre formé.
 - Déterminer le volume d'eau liquide formée.
 - Le sulfure d'hydrogène est stocké avec les pictogrammes suivants :  Quelles précautions faut-il prendre avec un tel gaz ?