

Exercice 1.

- 1 - Lors de la combustion du butane dans le dioxygène de l'air (combustion complète), l'un des produits formés trouble l'eau de chaux.

Nommer ce produit. **Le Dioxyde de carbone CO₂ trouble l'eau de Chaux**

- 2 - Équilibrer l'équation chimique de la combustion du butane :



Exercice 2.

Recopier, compléter et équilibrer l'équation bilan ci-dessous traduisant la combustion complète de l'isooctane :



On brûle 1 litre d'isooctane. Calculer le volume de dioxygène nécessaire à la combustion complète de l'isooctane.

Données : Masse volumique de l'isooctane : 0,69 kg / L
Volume molaire : 22,4 L / mol
Masse molaire atomique du carbone : 12 g / mol
Masse molaire atomique de l'hydrogène : 1 g / mol

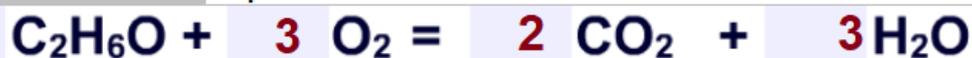
1 mole d'octane pèse $M_o=8 \times 12 + 18 \times 1 = 114 \text{ g/mol}$

1 Litre d'octane pèse 690g , il contient $690/114 = 6,05 \text{ mol}$

Pour 1 mole d'octane, il faut 12,2 de dioxygène donc pour 6,05 mol on consomme $6,05 \times 12,2 = 73,81 \text{ mol}$ de Dioxygène.

Le volume est donc $V = 73,81 \times 22,4 = 1653,34 \text{ L}$

Exercice 3 Équilibrer les réactions suivantes



Exercice N°1

L'éthanol, liquide incolore, de formule C_2H_6O brûle dans le dioxygène pur. Il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau. On fait réagir $m = 2,50$ g d'éthanol et un volume $V = 2,0$ L de dioxygène.

- Écrire l'équation chimique modélisant la réaction.
- Décrire l'état initial du système.
- Calculer l'avancement maximal.
- Quel est le réactif limitant?
- Déterminer la composition, en quantité de matière, du système à l'état final.

Donnée : volume molaire dans les conditions de l'expérience : $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$m(C_2H_6O) = 2,50 \text{ g} ; V(O_2) = 2 \text{ L}$$



$$b) \text{ On cherche } n(C_2H_6O) \quad m = 2,50 \text{ g} \quad M(C_2H_6O) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(C_2H_6O) = 2,5 / 46 = 5,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

On cherche $n(O_2)$:

$$O_2 \text{ est un gaz donc } n = V / V_m \quad n(O_2) = 2 / 25 = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

c)d)e) Tableau d'avancement de la transformation :

	C_2H_6O	$+ 3 O_2 \longrightarrow$	$3H_2O$	$+ 2 CO_2$
Etat initial $x = 0 \text{ mol}$	$5,43 \cdot 10^{-2}$		0	0
En cours de transformation x	$5,43 \cdot 10^{-2} - x$		$3x$	$2x$
Etat final $x_{\max} = 2,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$2,77 \cdot 10^{-2}$		$8 \cdot 10^{-2}$	$5,33 \cdot 10^{-2}$

Recherche de l'avancement maximal x_{\max} et du réactif limitant :

$$\text{Si } C_2H_6O \text{ est le réactif limitant : } 5,43 \cdot 10^{-2} - x = 0 \Rightarrow x = 5,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Si } O_2 \text{ est le réactif limitant : } 8 \cdot 10^{-2} - 3x = 0 \Rightarrow x = 2,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Par conséquent $x_{\max} = 2,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ et le réactif limitant est O_2

A l'état final on a : $2,77 \cdot 10^{-2}$ mole de C_2H_6O ; 0 mole de O_2 ; $8 \cdot 10^{-2}$ mole de H_2O et $5,33 \cdot 10^{-2}$ mole de CO_2

Exercice N°3

Un des constituants principaux de l'essence est l'heptane, alcane de formule brute C_7H_{16} . Un réservoir de voiture contient 42 L d'essence que l'on assimilera à l'heptane pur (densité $d = 0,755$). On admettra que la carburation est parfaite, que l'essence est intégralement brûlée, et qu'il se forme exclusivement du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

- Écrire l'équation chimique modélisant la réaction.
- Quel est le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de la moitié du réservoir?
- Quel est le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de la totalité du réservoir?
- Quel est alors le volume de dioxyde de carbone (pour la totalité)?

Donnée : volume molaire dans les conditions de l'expérience : $25 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$V = 42 \text{ L}$ essence liquide C_7H_{16} ($d = 0,755$)



b) La moitié du réservoir: 21 L

Calcul de n: $m = d \times V = 0,755 \times 21 = 15,8 \text{ Kg}$ $M_{(C_7H_{16})} = 7 \times 12 + 16 \times 1 = 100 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$n = 15,8 \cdot 10^3 / 100 = 1,58 \cdot 10^2 \text{ mol}$

Tableau d'avancement de la transformation :

	C_7H_{16}	+ 11 O_2	\rightarrow 7 CO_2	+ 8 H_2O
Etat initial $x = 0 \text{ mol}$	$1,58 \cdot 10^2$	n	0	0
En cours de transformation x	$1,58 \cdot 10^2 - x$	$n - 11 x$	7 x	8 x
Etat final $x_{\text{max}} = 1,58 \cdot 10^2$ mol	0	0	$1,11 \cdot 10^3$	$1,27 \cdot 10^3$

Recherche de l'avancement maximal x_{\max} :

Tous le carburant est brûlé donc $1,58 \cdot 10^2 - x = 0$

Par conséquent $x_{\max} = 1,58 \cdot 10^2$ mol

On recherche le volume de O_2 nécessaire :

On a donc : $n - 11 x_{\max} = 0 \Rightarrow n = 11 \times 1,58 \cdot 10^2 = 1,74 \cdot 10^3$ mol

O_2 est un gaz donc : $V = n \times V_m$

$V(O_2) = 4,36 \cdot 10^4$ L

c) Pour la totalité du réservoir on a besoin du double de O_2 soit $8,72 \cdot 10^4$ L

d) Pour la moitié du réservoir il s'est dégagé : $1,11 \cdot 10^3$ mol de CO_2 donc pour la totalité il va s'en dégagé le double soit : $2,22 \cdot 10^3$ mol

CO_2 est un gaz donc : $V = n \times V_m$

$V(CO_2) = 5,55 \cdot 10^4$ L

Exercice N°4

Une bouteille de gaz butane contient 40,0 kg de gaz de formule C_4H_{10}

- Ecrire l'équation chimique de la combustion complète de ce gaz.
- Réaliser le tableau d'avancement et déterminer le volume de gaz nécessaire à cette combustion et le volume des gaz produits.

Donnée: volume molaire dans les conditions de l'expérience : $25,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Correction

Butane: C_4H_{10} ; 40 kg; $V_m = 25 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

a) Equation chimique : $2 C_4H_{10} + 13 O_2 \longrightarrow 8 CO_2 + 10 H_2O$

b) Tableau d'avancement de la transformation :

Déterminons les quantités de matière à l'état initial :

$$m_{(C_4H_{10})} = 40 \text{ kg} = 40 \cdot 10^3 \text{ g}; M_{(C_4H_{10})} = 4 \times 12 + 10 \times 1 = 58 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n_{(C_4H_{10})} = m / M \Rightarrow n = 40 \cdot 10^3 / 58 = 689,6 \text{ mol}$$

	$2 C_4H_{10}$	$+ 13 O_2$	$\longrightarrow 8 CO_2$	$+ 10 H_2O$
Etat initial $x = 0 \text{ mol}$	689,6	n	0	0
En cours de transformation x	$689,6 - 2x$	$n - 13x$	8 x	10 x
Etat final $x_{\max} = 344,8 \text{ mol}$	0	0	$2,76 \cdot 10^3$	$3,45 \cdot 10^3$

Recherche de l'avancement maximal x_{\max} :

$$\text{Tout le butane est consommé : } 689,6 - 2x = 0 \Rightarrow x_{\max} = 344,8 \text{ mol}$$

Volume de O_2 nécessaire :

$$n - 13x = 0 \Rightarrow n = 13x \Rightarrow n = 13 \times 344,8 = 4,48 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$V = n \times V_m \Rightarrow V(O_2) = 4,48 \cdot 10^3 \times 25 = 1,12 \cdot 10^5 \text{ L} = 112 \text{ m}^3$$

Volume de gaz produit :

$$V(CO_2) = 2,76 \cdot 10^3 \times 25 = 6,90 \cdot 10^4 \text{ L} = 69 \text{ m}^3$$

$$V(H_2O) = 3,45 \cdot 10^3 \times 25 = 8,62 \cdot 10^4 \text{ L} = 86,2 \text{ m}^3$$