

Stoechiométrie:

**Comme de la fine
Cuisine!**

Équation chimique

Une représentation d'une réaction chimique:



réactifs

produits

L'équation est équilibrée: 1 mole d'éthanol réagit avec 3 moles d'oxygène pour produire 2 moles de dioxyde de carbone et 3 moles d'eau.

Ces nombres sont appelés des coefficients stoechiométriques.

Stoechiométrie

L'étude des rapports de quantité de matière utilisée et produite dans les réactions chimiques.

Produits

réactifs

Recettes vs Réactions chimiques

Recettes

- Quantités pour les ingrédients (g, mL, pincée, etc.)
- Proportions des ingrédients
- Ingrédient limitant
- Rendement de la recette (nb de portions que cela fait)

Réactions chimiques

- Quantité de matière (g, mL, nombre de particules, moles)
- Rapport molaire ou réactifs/produits
- Réactif limitant
- Rendement de la réaction (théorique, expérimental, ...)

Le tableau de stoechiométrie (ou: Comment organiser un problème de stoechio.)

« Un jour au McDonald »

Big Mac = BM
Morceau de «Viande» = MV
Morceau de Pain = MP

L'« Équation » du Big Mac:



L'« Équation » du Big Mac:

quantité: morceaux	3 MP + 2 MV → 1 BM		
n_p	?	?	10

n_p : nb de mol pendant ...

$$10_{BM} \times \frac{3 MP}{1 BM} = 30 MP$$

$$10_{BM} \times \frac{2 MV}{1 BM} = 20 MV$$

L'« Équation » du Big Mac:

quantité: morceaux	3 MP + 2 MV → 1 BM		
n_p	30	20	10

$$\text{MP} \quad \text{nombre de MP} = \text{nombre de BM} \times \left(\frac{3 \text{ MP}}{1 \text{ BM}} \right) = 10 \text{ BM} \times \left(\frac{3 \text{ MP}}{1 \text{ BM}} \right) = 30 \text{ MP}$$

$$\text{MV} \quad \text{nombre de MV} = \text{nombre de BM} \times \left(\frac{2 \text{ MV}}{1 \text{ BM}} \right) = 10 \text{ BM} \times \left(\frac{2 \text{ MV}}{1 \text{ BM}} \right) = 20 \text{ MV}$$

L'« Équation » du Big Mac:

quantité: morceaux	3 MP + 2 MV → 1 BM		
n_p	45	?	?

n_p : nb de mol pendant ...

L'« Équation » du Big Mac:

quantité: morceaux	3 MP + 2 MV → 1 BM		
n_p	45	30	15

$$\text{BM} \quad \text{nombre de BM} = \text{nombre de MP} \times \left(\frac{1 \text{ BM}}{3 \text{ MP}} \right) = 45 \text{ MP} \times \left(\frac{1 \text{ BM}}{3 \text{ MP}} \right) = 15 \text{ BM}$$

$$\text{MV} \quad \text{nombre de MV} = \text{nombre de MP} \times \left(\frac{2 \text{ MV}}{3 \text{ MP}} \right) = 45 \text{ MP} \times \left(\frac{2 \text{ MV}}{3 \text{ MP}} \right) = 30 \text{ MV}$$

L'« Équation » du Big Mac:

quantité: morceaux	3 MP + 2 MV → 1 BM		
n_p	?	550	?

n_p : nb de mol pendant ...

L'« Équation » du Big Mac:

quantité: morceaux	3 MP + 2 MV → 1 BM		
n_p	825	550	275

$$\text{BM} \quad \text{nombre de BM} = \text{nombre de MV} \times \left(\frac{1 \text{ BM}}{2 \text{ MV}} \right) = 550 \text{ MV} \times \left(\frac{1 \text{ BM}}{2 \text{ MV}} \right) = 275 \text{ BM}$$

$$\text{MP} \quad \text{nombre de MP} = \text{nombre de MV} \times \left(\frac{3 \text{ MP}}{2 \text{ MV}} \right) = 550 \text{ MV} \times \left(\frac{3 \text{ MP}}{2 \text{ MV}} \right) = 825 \text{ MP}$$

Recettes vs Réactions chimiques

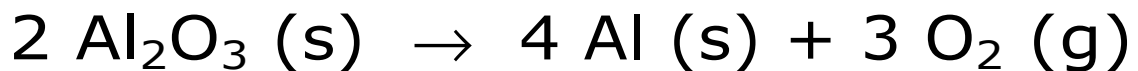
Tasses de farine ou de sucre, morceaux de pain ou viande, mL de lait, nombre d'oeufs; ce sont des «quantités d'ingrédients» dans les recettes

En chimie, comment exprime-t-on les «quantités» d'éléments ou de composés?

En moles (mol)!

Ex₁ L'oxyde d'aluminium(alumine), la composante principale de la bauxite (minerai d'aluminium) se décompose en aluminium solide et en oxygène gazeux.

a) Exprime la formule équilibrée de cette situation.



b) Combien de moles de Al et de O₂ seront produites par la décomposition de 35,5 moles de Al₂O₃?

nombre de moles de Al₂O₃: $n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 35,5 \text{ mol}$

b) Combien de moles de Al et de O₂ seront produites par la décomposition de 35,5 moles de Al₂O₃?

quantité: moles	2Al ₂ O _{3(s)} → 4Al _(s) + 3O _{2(g)}		
n _p	35,5	?	?

n_p: nb de mol pendant ...

b) Combien de moles de Al et de O₂ seront produites par la décomposition de 35,5 moles de Al₂O₃?

quantité: moles	$2\text{Al}_2\text{O}_{3(s)} \rightarrow 4\text{Al}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$		
n_p	35,5	71,0	53,2

Al	$n(\text{Al}) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \times \left(\frac{4 \text{ Al}}{2 \text{ Al}_2\text{O}_3} \right) = 35,5 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \times \left(\frac{4 \text{ Al}}{2 \text{ Al}_2\text{O}_3} \right) = 71,0 \text{ mol Al}$
O ₂	$n(\text{O}_2) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \times \left(\frac{3 \text{ O}_2}{2 \text{ Al}_2\text{O}_3} \right) = 35,5 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \times \left(\frac{3 \text{ O}_2}{2 \text{ Al}_2\text{O}_3} \right) = 53,2 \text{ mol O}_2$

c) Combien de moles de Al_2O_3 et de O_2 seront produites si on a 125 moles de Al?

quantité: moles	$2\text{Al}_2\text{O}_{3(s)} \rightarrow 4\text{Al}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$		
n_p	62,5	125	93,8

Al_2O_3	$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}) \times \left(\frac{2 \text{Al}_2\text{O}_3}{4 \text{Al}} \right) = 125 \text{ mol Al} \times \left(\frac{2 \text{Al}_2\text{O}_3}{4 \text{Al}} \right) = 62,5 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$
O_2	$n(\text{O}_2) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \times \left(\frac{3 \text{O}_2}{4 \text{Al}} \right) = 125 \text{ mol Al} \times \left(\frac{3 \text{O}_2}{4 \text{Al}} \right) = 93,8 \text{ mol O}_2$

Ex.2 Combien de moles de CO_2 seront produites par la combustion complète de 3,31 moles d'éthanol ?
($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)

quantité: moles	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$			
n_p	3,31	9,93	6,62	9,93

CO_2 $3,31 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \times \frac{2 \text{ CO}_2}{1 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 6,62 \text{ mol } \text{CO}_2$

O_2 et
 H_2O

P. 237-240
n°s 1 à 10

Et si les données ne sont pas en moles ...
Il faut convertir nos données en mol (n)

On obtient le nombre de mol à partir de la
masse à l'aide de : $n = m / M$

On obtient le nombre de mol à partir du
nb de particules à l'aide de : $n = N / N_A$

Comment intégrer ces paramètres dans une
structure fonctionnelle...

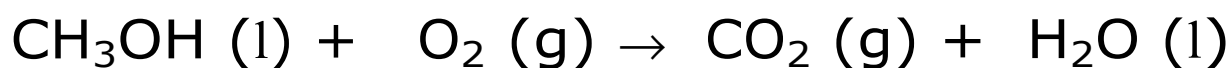
Le tableau stoechiométrique

quantité: moles	Écrire l'équation équilibrée ici
M (g/mol)	Écrire les <u>masses molaires</u> des <u>réactifs et produits</u> ici
m (g)	Écrire les <u>masses</u> des <u>réactifs et produits</u> ici
n_p	Détermine <u>le nombre de moles requis des réactifs et produits</u> ici (RESPECTE PROPORTIONS DE L'ÉQUATION ÉQUILIBRÉE)

Ex₁:

Connaissant la masse d'un réactif, calcule la masse des produits formés...

Le méthanol, CH₃OH, est utilisé comme combustible pour fondue. Sa combustion produit du CO₂ et de l'eau



Quelle sera la masse de CO₂ et H₂O produite lors de la combustion complète de 75,3 g de CH₃OH ?

Masse de CH₃OH: $m(\text{CH}_3\text{OH}) = 75,3 \text{ g}$

Quelle sera la masse de CO_2 et H_2O produite lors de la combustion complète de 75,3 g de CH_3OH ?

quantité: moles	$2\text{CH}_3\text{OH}_{(l)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{CO}_{2(g)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)}$			
M(g/mol)	32,04	32,00	44,01	18,02
m (g)	75,3g	113g	103g	84,7g
n_p (mol)	2,3501...	3,525...	2,3501...	4,7003...

$$\textcircled{1} \quad n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{75,3}{32,04}$$

$$\textcircled{2}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 2,3501... \text{ mol}_{\text{CH}_3\text{OH}} \frac{2_{\text{CO}_2}}{2_{\text{CH}_3\text{OH}}}$$

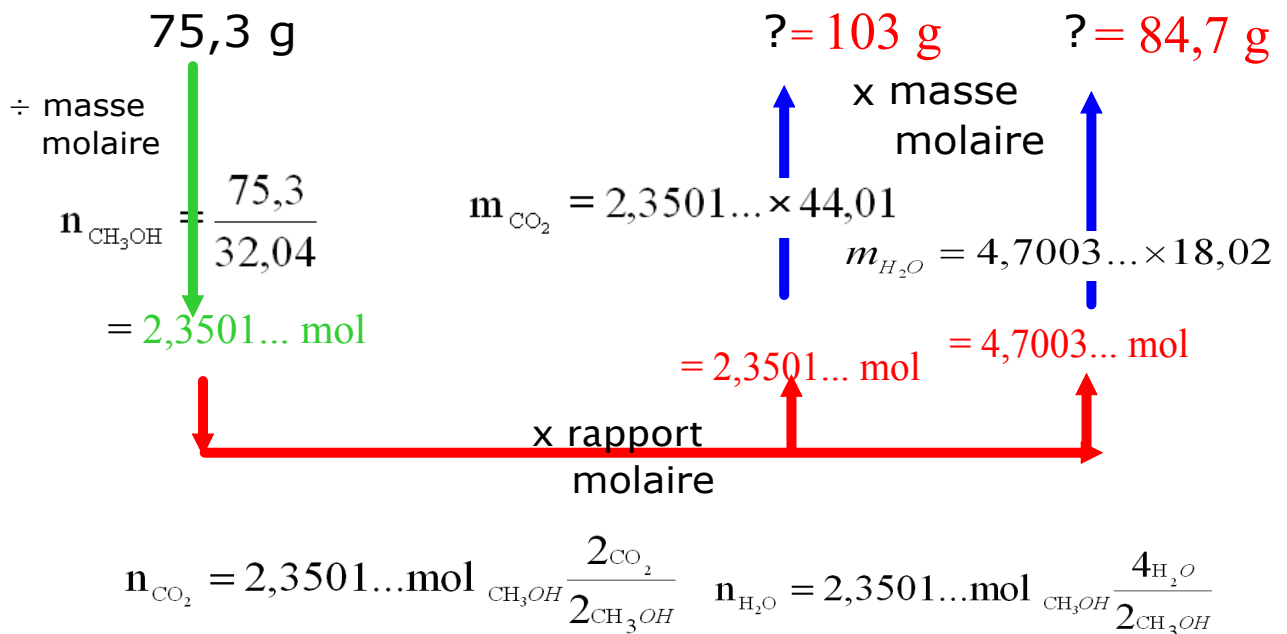
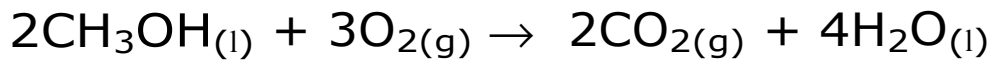
$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2,3501... \text{ mol}_{\text{CH}_3\text{OH}} \frac{4_{\text{H}_2\text{O}}}{2_{\text{CH}_3\text{OH}}}$$

$$\textcircled{3}$$

$$m = n \times M$$

$$m_{\text{CO}_2} = 2,3501... \times 44,01 \quad m_{\text{H}_2\text{O}} = 4,7003... \times 18,02$$

Quelle sera la masse de CO_2 et H_2O produite lors de la combustion complète de 75,3 g de CH_3OH ?

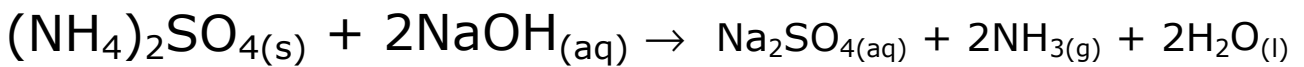


IL Y A DONC 4 ÉTAPES GÉNÉRALES :

1. AVOIR UNE ÉQUATION ÉQUILIBRÉE
2. CONVERTIR EN MOL LA QUANTITÉ DE LA SUBSTANCE CONNUE
3. TROUVER LE NOMBRE DE MOL DE LA SUBSTANCE VOULUE
4. CONVERTIR EN UNITÉS VOULUES LE NOMBRE DE MOL DE LA SUBSTANCE VOULUE

Ex₂ p. 244 n° 11

Quelle masse d'hydroxyde de sodium réagira complètement avec 15,4g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?



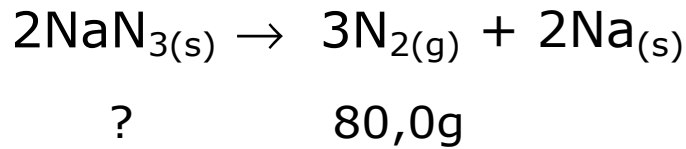
15,4 g ?

$$n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = \frac{15,4\text{g}}{132,13\text{g mol}^{-1}} = 0,11655\dots\text{mol}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 0,2331\dots\text{mol} \times 39,9971\text{g mol}^{-1} = 9,32347\dots\text{g} = \boxed{9,32\text{ g}}$$

x rapport molaire

$$n_{\text{NaOH}} = 0,11655\dots \times \frac{2\text{ NaOH}}{1(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 0,2331\dots\text{mol}$$

Ex₃ p. 248 n° 19Quelle est la masse de NaN₃ nécessaire pour produire 80,0g de N₂?

$$= \boxed{124 \text{ g}}$$

$$m_{\text{NaN}_3} = 1,90385 \dots \text{mol} \times 65,0099 \text{g mol}^{-1}$$

$$= 123,769 \dots \text{g}$$

÷ masse molaire

$$n_{\text{N}_2} = \frac{80,0 \text{g}}{28,0134 \text{g mol}^{-1}}$$

$$= 2,855776 \dots \text{mol}$$

x masse molaire

$$1,90385 \dots =$$

rapport x molaire

$$1,90385 \dots \text{mol} = \frac{2 \text{NaN}_3}{3 \text{N}_2} \times 0,11655 \dots = n_{\text{NaN}_3}$$

b)

$$n_{\text{Na}} : 1,90385 \dots \text{mol}$$

$$1,90385 \dots \text{mol} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,15 \times 10^{24} \text{ atomes Na}$$

réactif limitant

Le réactif limitant est le réactif qui est le premier à être utilisé complètement, limitant ainsi la quantité de produit formé.

L'« Équation » du Big Mac:

quantité: morceaux	3 MP + 2 MV → 1 BM		
n_{av}	60	40	0
n_p	60	40	20
n_{ap}	0	0	20

L'«Équation» du Big Mac:

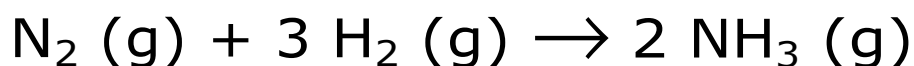
quantité: morceaux	3 MP + 2 MV → 1 BM		
n_{av}	54	32	0
n_p	54	36	18
n_{ap}	0	-4 ???	

L'«Équation» du Big Mac:

quantité: morceaux	3 MP + 2 MV → 1 BM		
n_{av}	54	32	0
n_p	48	32	16
n_{ap}	6 <i>pyces</i>	0	16

Ex 1:

L'ammoniac est un produit chimique important industriellement qui sert entre autres à la fabrication de fertilisants. L'ammoniac est produit selon l'équation suivante :



Combien de moles de NH_3 peuvent être produites en faisant réagir 0,950 moles de N_2 avec 2,33 moles de H_2 ?

Nombre de moles de N_2 : $n(\text{N}_2) = 0,950 \text{ mol}$

Nombre de moles de H_2 : $n(\text{H}_2) = 2,33 \text{ mol}$

Combien de moles de NH_3 peuvent être produites en faisant réagir 0,950 moles de N_2 avec 2,33 moles de H_2 ?

quantité: moles	$\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$		
n_{av}	0,950	2,33	0
n_p	0,950	2,85 <i>limitant</i>	1,90
n_{ap}		imp	

$$0,950 \text{ mol N}_2 \times \frac{2 \text{ NH}_3}{1 \text{ N}_2} = 1,90 \text{ mol NH}_3$$

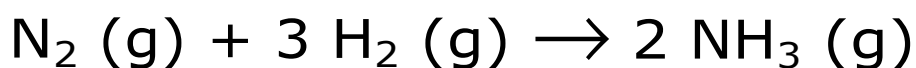
Combien de moles de NH_3 peuvent être produites en faisant réagir 0,950 moles de N_2 avec 2,33 moles de H_2 ?

quantité: moles	$\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$		
n_{av}	0,950	2,33	0
n_p	0,777	2,33	1,55
n_{ap}	0,173 excès	0 limitant	

$$2,33 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} = 1,55 \text{ mol NH}_3$$

Ex 2:

L'ammoniac est un produit chimique important industriellement qui sert entre autres à la fabrication de fertilisants. L'ammoniac est produit selon l'équation suivante :



Quelle masse de NH_3 peut être produite en faisant réagir 54,7 g de N_2 avec 29,5 g de H_2 ?

masse de N_2 : $m(\text{N}_2) = 54,7 \text{ g}$

masse de H_2 : $m(\text{H}_2) = 29,5 \text{ g}$

Quelle masse de NH_3 peut être produite en faisant réagir 54,7 g de N_2 avec 29,5 g de H_2 ?

	$\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$		
M (g/mol)	28,02	2,02	17,04
m_{av} (g)	54,7	29,5	0
n_{av}	1,9521...	14,6039...	0
n_{p}	1,9521...	5,8565...	3,9043...
n_{ap}	0	8,7474...	3,9043...
m_{ap} (g)	0 limitant	17,6698... excès	66,5

Quelle masse de NH_3 peut être produite en faisant réagir 54,7 g de N_2 avec 29,5 g de H_2 ?

