

# Théorie 9

## Réactions chimiques

### Concept de réaction chimique

Manuel p.108-109

Une transformation chimique modifie la nature et les propriétés caractéristiques de la matière. Elle implique un réarrangement des liaisons entre les atomes et la formation de nouvelles molécules.

Une transformation chimique est aussi appelée réaction chimique

C'est l'interaction entre deux ou plusieurs molécules de manière à briser les liens entre les atomes et former de nouveaux liens de manière à changer l'arrangement des atomes et leur séparation en molécules.

Réactifs → Produits

- Réactifs : Substances présentes avant la réaction
- Produits : Substances produites par la réaction

### Loi de la conservation de la masse (matière)

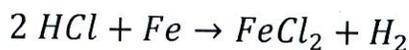
Manuel p.110-111

«Rien ne se perd, rien ne se crée, seulement tout se transforme.»

– Antoine Laurent de Lavoisier

Lors d'une réaction chimique, aucun atome n'est créé et aucun atome n'est détruit, les liens entre eux sont simplement réarrangés. La **loi de la conservation de la masse** stipule que la masse totale des réactifs est toujours égale à la masse totale des produits

$$m_{\text{réactifs}} = m_{\text{produits}}$$



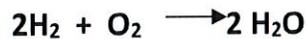
$$36 \text{ g} + 28 \text{ g} = \underline{63} \text{ g} + 1 \text{ g}$$

$$\underbrace{64 \text{ g}} = x + 1 \text{ g}$$

$$64 - 1 = x = 63 \text{ g}$$

### Exemple 1 :

Certains moteurs de fusées utilisent le dihydrogène comme combustible. La réaction qui s'y produit correspond à l'équation :



Quelle masse d'eau sera formée au cours du lancement de la fusée si 80 kg de dihydrogène brûlent dans 640 kg de dioxygène ?

$$\begin{aligned} \text{H}_2 + \text{O}_2 &\rightarrow \text{H}_2\text{O} \\ 80\text{kg} + 640\text{g} &\rightarrow \\ m_{\text{réactifs}} &= m_{\text{produits}} \\ 80 + 640 &= x \\ 720\text{kg} &= x \end{aligned}$$

720kg d'eau seront formés

### Exemple 2 :

Les matières organiques en décomposition produisent souvent du méthane ( $\text{CH}_4$ ). Ce gaz brûle pour former du dioxyde de carbone et de l'eau selon l'équation :



Quelle masse de dioxyde de carbone est formée si la combustion de 8 g de méthane dans 32 g de dioxygène produit 18 g de vapeur d'eau ?

$$\begin{aligned} \text{CH}_4 + \text{O}_2 &\rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \\ 8\text{g} + 32\text{g} &\rightarrow \quad + 18\text{g} \\ m_{\text{réactifs}} &= m_{\text{produits}} \\ 40\text{g} &= x + 18\text{g} \\ 40 - 18 &= x = 22\text{g} \end{aligned}$$

22g de  $\text{CO}_2$  sont formés

La loi de la conservation ne s'applique pas seulement à la masse; elle s'applique aussi au nombre d'atomes de chaque élément.

## Balancement des équations

Manuel p.111-112

Le balancement d'une équation c'est préciser le nombre de chaque type molécules nécessaire pour que cette équation respecte la loi de la conservation de la matière.

Concrètement, balancer une équation chimique consiste à placer des coefficients devant chaque réactif et chaque produit, de façon que le nombre d'atomes de chaque éléments du côté des réactifs soit égal au nombre d'atomes de chaque élément du côté des produits.

### Méthode de balancement d'équation

Vidéo : <http://monurl.ca/871o>  
<http://app.didacti.com/#lvzgYZv>



1° Identifier la substance la plus complexe (ayant le plus grand nombre d'atomes ou de sortes d'atomes), lui attribuer 1 comme coefficient et souligner cette substance pour indiquer qu'elle est balancée.

Exemple 3 :



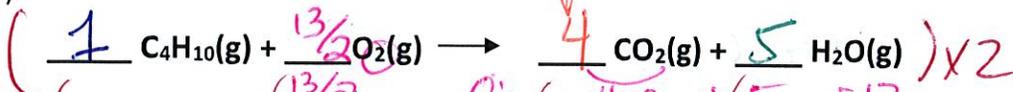
2° Balancer de l'autre côté, la (ou les) substances contenant les atomes de la première substance balancée, puis souligner.



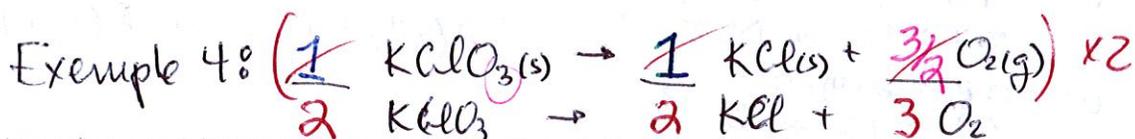
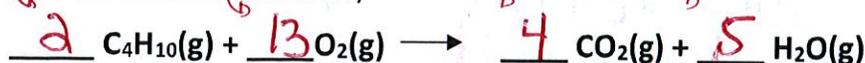
3° Et ainsi de suite...

Balancer de part et d'autre ce qui ne l'a pas été.

Généralement, on termine par un élément (substance formée d'une seule sorte d'atome)



4° Ajuster les coefficients au besoin (multiplier s'il y a des fractions; diviser si tous les coefficients ont un diviseur commun)



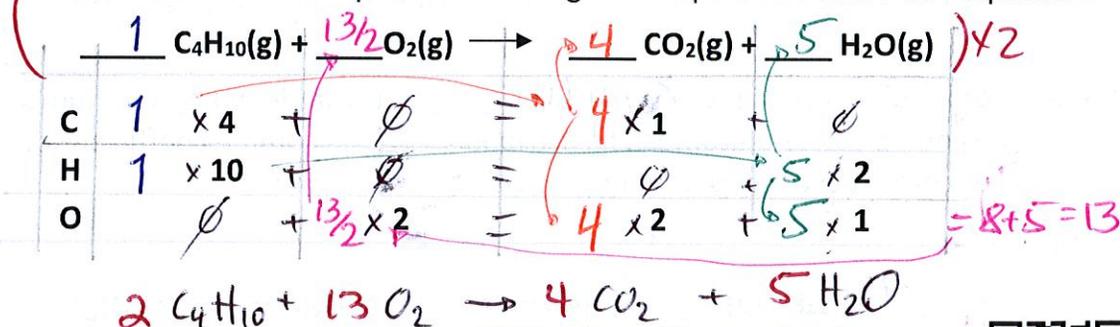
## Méthode du tableau

- 1° Sous l'équation, inscrire sur différentes lignes le symbole de chacun des éléments quelle contient
- 2° Incrire l'indice correspondant à l'élément sous chaque substance de l'équation

### Exemple 3.2

	<u>1</u>	$C_4H_{10}(g)$	+	$O_2(g)$	$\rightarrow$	$CO_2(g)$	+	$H_2O(g)$
C	1	x 4	+	$\emptyset$	=	x 1	+	$\emptyset$
H	1	x 10	+	$\emptyset$	=	$\emptyset$	+	x 2
O	$\emptyset$	$\emptyset$	+	x 2	=	x 2	+	x 1

- 3° Ajuster les coefficients pour balancer l'équation en prenant soin de multiplier les indices notés dans le tableau pour vérifier l'égalité de part et d'autre de l'équation.



## Méthode algébrique

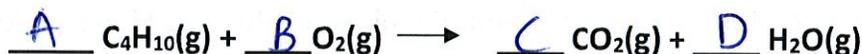
Vidéo : <http://monurl.ca/8762>

<http://app.didacti.com/#!57vWQ7>



- 1° Attribuer une lettre différente à chaque substance
- 2° Pour chaque sorte d'atome, écrire l'équation de balancement

### Exemple 3.3



Atomes : C :  $4A = C$

H :  $10A = 2D \rightarrow 5A = D$

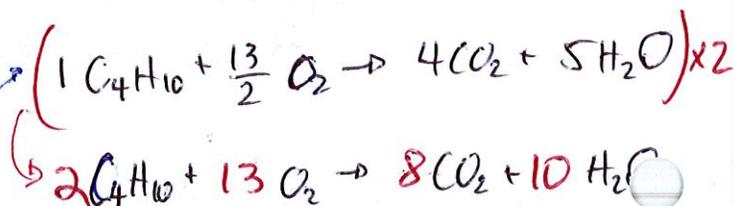
O :  $2B = 2C + D$

- 3° Supposer que  $A = 1$  et résoudre les équations.

C :  $4 \cdot 1 = C \rightarrow C = 4$

H :  $5 \cdot 1 = D \rightarrow D = 5$

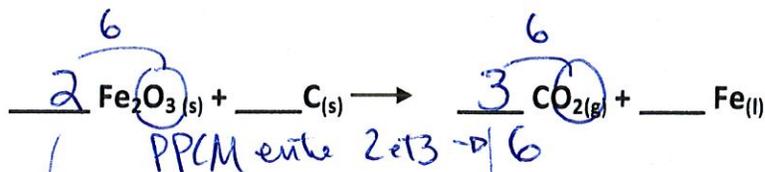
O :  $2B = 2(4) + 5$   
 $2B = 13 \rightarrow B = 13/2$



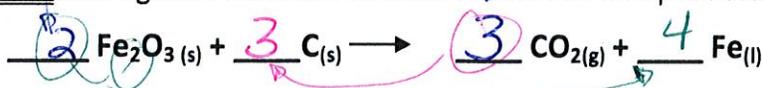
## Méthode des ppcm

- 1° Identifier l'élément impliqué dans plusieurs composés et ayant les indices (nombre d'atomes de l'élément dans la molécule) les plus complexes
- 2° Trouver le plus petit multiple commun des nombres des indices de cet élément
- 3° Inscrive les coefficients devant les composés formés de cet élément de manière que le nombre d'atomes (*coefficient* × *indice*) soit égal au multiple calculé en 2°

Exemple 5 :



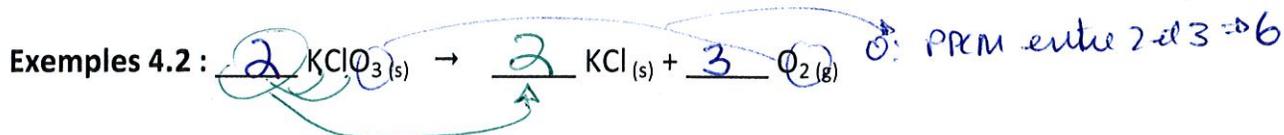
- 4° Inscrive les coefficients devant les autres composés pour que le nombre d'atomes de chaque élément soit égal du côté des réactifs et du côté des produits



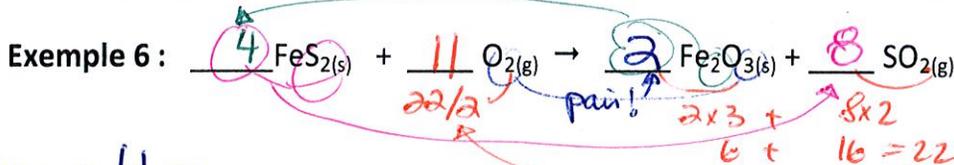
- 5° Ajuster les coefficients au besoin (multiplier s'il y a des fractions ; diviser si tous les coefficients ont un diviseur commun)



Non  
nécessaire  
ici.



Balancer les équations suivantes par la méthode de votre choix.



\* Radicaux = blocs

