

# Révision des Sciences physiques 436

## Document 2

### 1- Comment équilibrer une réaction chimique

---

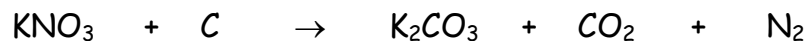
Principe de base : Il doit y avoir le même nombre de chacun des types d'atome du côté des réactifs et du côté des produits.

TECHNIQUE 1 : **Avantage :** la plus facile et la plus rapide  
**Désavantage :** Ne marche pas toujours (environ 10% des cas nécessitent une autre technique ).

Étapes :

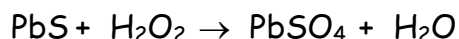
- 1) Commencer par la molécule la plus complexe dont les atomes ne sont pas présents dans une autre molécule du même côté de la flèche de réaction chimique. La plus complexe est celle qui présente le plus d'atomes différents. Lorsque deux molécules ont la même quantité d'atomes différents, la molécule la plus complexe est celle qui contient le plus d'atomes au total.
- 2) Balancer tous les atomes de cette molécule
- 3) Vous n'avez plus le droit de toucher à cette molécule, ni aux coefficients que vous avez ajoutés aux autres molécules lors du balancement. Une bonne stratégie consiste à souligner les molécules balancées afin de se rappeler de ne plus les modifier.
- 4) Balancer les autres molécules, sans jamais rien modifier de ce qui a été fait dans les étapes précédentes.
- 5) Si vous avez dû utiliser des fractions pour balancer certaines molécules, multipliez toutes les molécules par le dénominateur de vos fractions, elles auront toutes le même dénominateur, afin d'enlever ces fractions.
- 6) Faire le bilan atomique des réactifs et des produits afin d'être certain d'avoir bien balancé l'équation.

Exemple



TECHNIQUE 2:   Avantage:   Fonctionne pour 100% des cas  
                   Désavantage :   Méthode plus difficile à comprendre et plus lente.

Exemple d'un cas qui ne fonctionne pas avec la technique 1:



Exemple d'application de la technique 2



Étape 1: Introduire une variable qui jouera le rôle de coefficient devant chacune des molécules de l'équation.



Étape 2: Établir des équations algébriques pour chaque atome de l'équation :



$$\text{K: } a = 2c$$

$$\text{N: } a = 2e$$

$$\text{O: } 3a = 3c + 2d$$

$$\text{C: } b = c + d$$

Étape 3: Remplacer une des variables par 1 dans les équations algébriques ( ex.  $a = 1$  )

$$a = 2c \Rightarrow 1 = 2c \Rightarrow c = \frac{1}{2}$$

$$a = 2e \Rightarrow 1 = 2e \Rightarrow e = \frac{1}{2}$$

$$3a = 3c + 2d \Rightarrow 2d = 3a - 3c \Rightarrow 2d = 3 - 3/2 \Rightarrow 2d = 3/2 \Rightarrow d = \frac{3}{4}$$

$$b = c + d \Rightarrow b = \frac{1}{2} + \frac{3}{4} = 5/4$$

Étape 4: Remplacer les variables de l'équation par leur valeur trouver à l'étape 3



Étape 5: Si vous avez des fractions à l'étape 4, multipliez toutes les molécules par le dénominateur le plus élevé afin d'enlever ces fractions.

Dans notre exemple le dénominateur le plus élevé est 4

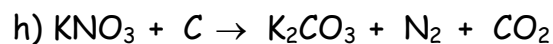
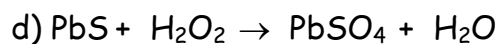
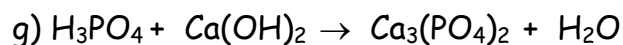
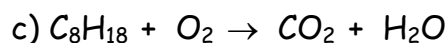
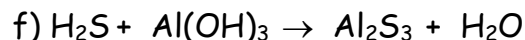
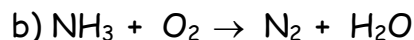
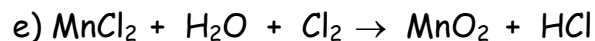
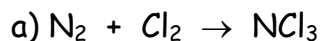


Étape 6: Faire le bilan atomique des réactifs et des produits afin d'être certain d'avoir bien balancé l'équation.

Atomes	Réactifs	Produits
K	4	$2 \times 2 = 4$
N	4	$2 \times 2 = 4$
O	$4 \times 3 = 12$	$(2 \times 3) + (3 \times 2) = 12$
C	5	$2 + 3 = 5$

### Exercices 1:

Balance les équations suivantes:



## 2- La combustion

---

La combustion a absolument besoin d'oxygène pour se produire. Tout problème parlant de combustion nécessite donc l'ajout d'oxygène gazeux aux réactifs.

### 3- La stoechiométrie

---

Un petit test... de cuisine

Un petit test de chimie

Un problème complexe de stoechiométrie :

Tu organises une expédition de camping d'hiver avec trois de tes amis durant le congé de Noël. Tu utilises pour te réchauffer une chaufferette au propane. Tu observes en te réveillant de l'humidité dans la tente, tu te demandes si ta chaufferette fonctionne bien. Ton professeur de chimie t'explique que la combustion du propane ( $C_3H_8$ ) produit du gaz carbonique et de la vapeur d'eau. La production de vapeur d'eau, explique l'humidité présente dans ta tente. Sachant que tu as brûlé 250g de propane, combien quelle masse d'eau a été produite dans ta tente?

Étapes de résolution :

1. Écrire l'équation de la réaction, en n'oubliant pas les données implicites.
2. Balancer l'équation.
3. Transformer les informations de masses en moles
4. Faire une proportion avec deux substances pour obtenir la réponse recherchée en mole.
5. Transformer la réponse en unités de masse si nécessaire.

Résolution du problème :

Théorie au tableau

Exercice 2:

1. Le chlorure d'hydrogène est un acide qui réagit vivement avec le zinc pour produire du dichlorure de zinc et du dihydrogène. Combien de moles de dihydrogène seront produites par la réaction complète de 1 kg de l'acide ?

2. Le sodium réagit avec l'eau pour produire de l'hydroxyde de sodium ( NaOH ) et dégager du dihydrogène.

- a) Si on fait réagir 1g de sodium, quelle masse d'hydrogène sera formée lors de cette réaction ?
- b) Combien de moles d'eau ont réagis lors de la réaction de la question a) ?

3. La réaction entre le diazote et le dihydrogène produit de l'ammoniac (  $\text{NH}_3$  ).

- a) Combien de moles de  $\text{NH}_3$  seront formées à partir de 0,5 mol de diazote ?
- b) Combien de moles de dihydrogène réagiraient avec 14g de diazote ?
- c) Quelle masse de diazote est nécessaire à la formation de 17g de  $\text{NH}_3$  ?
- d) Quelle masse de dihydrogène réagirait avec 7g de diazote ?
- e) Combien de moles de dihydrogène sont nécessaires à la formation de 3,4 g de  $\text{NH}_3$  ?

4. L'ammoniac (  $\text{NH}_3$  ) brûle en produisant du diazote et de la vapeur d'eau. Quelle masse d'eau sera formée par la combustion de 15 mol de  $\text{NH}_3$  ?

**À la suite de ce cours, je suis capable de :**

---

- Équilibrer une réaction chimique.
- Résoudre des problèmes de stoechiométrie.

**CORRIGÉ :**Exercice 1

a) $\text{N}_2 + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NCl}_3$	e) $\text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{HCl}$
b) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	f) $3\text{H}_2\text{S} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
c) $2\text{C}_8\text{H}_{18} + 25\text{O}_2 \rightarrow 16\text{CO}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$	g) $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
d) $\text{PbS} + 4\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$	h) $4\text{KNO}_3 + 5\text{C} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{N}_2 + 3\text{CO}_2$

Exercice 2

- 13,7 moles
- 0,044 g de  $\text{H}_2$
  - 0,044 mole de  $\text{H}_2\text{O}$
- 1 mol de  $\text{NH}_3$
  - 1,5 moles de  $\text{H}_2$
  - 14 g
  - 1,5 g de  $\text{H}_2$
  - 0,3 mole de  $\text{H}_2$
- 405 g