

**But de l'activité : Décrire un système chimique et son évolution ; Apprendre à équilibrer les équations de réaction chimiques.**

### **Partie I : Acide et soude**

Lorsque l'on mélange une solution d'acide chlorhydrique (composée d'ions hydronium  $H^+$  et d'ions  $Cl^-$ ) à une solution d'hydroxyde de sodium, aussi appelée soude (composée d'ions  $Na^+$  et d'ions hydroxyde  $HO^-$ ), on obtient de l'eau selon la réaction :



- I.1. Les ions chlorure et sodium participent-ils à la réaction ?
- I.2. De quoi est composé le système chimique à l'état initial ?
- I.3. Comment appelle-t-on les composants de l'état initial ?
- I.4. De quoi est composé le système chimique à l'état final ?
- I.5. Comment appelle-t-on les composants de l'état final ?
- I.6. Que représente la flèche ?

### **Partie II : La photosynthèse**

La photosynthèse est le processus qui permet aux plantes vertes de synthétiser de la matière organique en utilisant la lumière du soleil. Des glucides tels que le glucose (en solution), sont synthétisés à partir du dioxyde de carbone (gaz) et de l'eau (liquide) avec libération de dioxygène (gaz).

Cette synthèse peut donc s'écrire :



Les formules brutes des différents composés mis en jeu dans la photosynthèse sont les suivantes :

glucose	eau	Dioxyde de carbone	dioxygène
$C_6H_{12}O_6$	$H_2O$	$CO_2$	$O_2$

II.1. Réécrire le bilan de la synthèse en utilisant les formules brutes des éléments chimiques.

Lors d'une réaction chimique, il y a conservation de la matière (car, comme l'a dit Lavoisier « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme ! »). Il faut donc avoir le même nombre d'atome de chaque type avant et après la réaction. Lorsque c'est le cas, on dit que **l'équation bilan est équilibrée**.

II.2. Compléter le tableau suivant en comptant le nombre d'atome de chaque type avant et après la réaction.

Avant		Après	
<b>C</b>		<b>C</b>	
<b>H</b>		<b>H</b>	
<b>O</b>		<b>O</b>	

II.3. L'équation est-elle équilibrée ? Justifier.

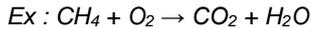
II.4. En utilisant la fiche décrivant comment équilibrer une équation de réaction (page suivante), équilibrer l'équation de la réaction de photosynthèse (sans oublier d'indiquer les états).

II.5. Du point de vue de la réaction chimique, à quoi correspondent les coefficients (appelés coefficients stœchiométriques) que vous avez placé pour équilibrer l'équation de réaction ? Quelle est alors la relation entre les quantités de matière de chaque réactif et de chaque produit ?

## Méthode

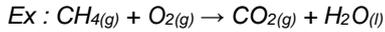
Pour équilibrer une équation de réaction, il faut :

→ Ecrire les formules moléculaires des réactifs et des produits



→ Ajouter les états entre parenthèse en bas à droite.

Corps purs	Solide	(s)
	Liquide	(l)
	Gazeux	(g)
En solution aqueuse		(aq)



→ Compter le nombre d'atomes (et de charges le cas échéant) de chaque sorte, dans les réactifs et dans les produits. Un tableau est en général utile.

Ex :

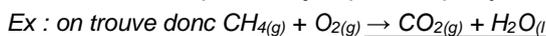
Réactifs	Produits
$CH_{4(g)} + O_{2(g)}$	$\rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$
1 atome de carbone	1 atome de carbone
2 atomes d'oxygène	3 atomes d'oxygène
4 atomes d'hydrogène	2 atomes d'hydrogène

→ A gauche et à droite de la flèche, il doit y avoir le même nombre d'atomes d'un même type (conservation de la matière). Choisir un atome parmi ceux qui n'ont pas le même nombre des deux côtés, multiplier le nombre de molécules par un nombre ENTIER pour qu'il en soit ainsi, en faisant figurer ce nombre devant la formule de la molécule.

Ex : On multiplie par 2 la molécule d'eau pour avoir 4 atomes d'hydrogène. Cela donne AUSSI des atomes d'oxygène en plus !

Réactifs	Produits
$CH_{4(g)} + O_{2(g)}$	$\rightarrow CO_{2(g)} + 2 H_2O_{(l)}$
1 atome de carbone	1 atome de carbone
2 atomes d'oxygène	4 atomes d'oxygène
4 atomes d'hydrogène	4 atomes d'hydrogène

→ Recommencer l'opération jusqu'à ce qu'il y ait le même nombre d'atome des deux côtés.



Réactifs	Produits
$CH_{4(g)} + 2 O_{2(g)}$	$\rightarrow CO_{2(g)} + 2 H_2O_{(l)}$
1 atome de carbone	1 atome de carbone
4 atomes d'oxygène	4 atomes d'oxygène
4 atomes d'hydrogène	4 atomes d'hydrogène

### Remarques :

• Il ne faut **jamais** modifier les molécules dans l'équation, il faut simplement multiplier les molécules en ajoutant un numéro ENTIER devant.

Exemples : on ne peut pas passer de  $O_2$  à  $O_4$  pour avoir 4 atomes d'oxygène, mais on peut utiliser 2  $O_2$

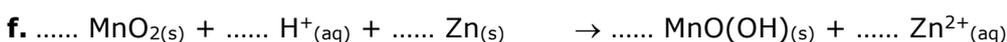
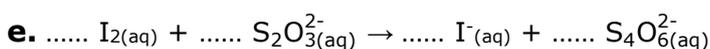
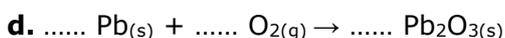
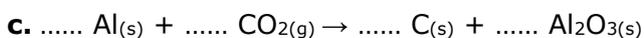
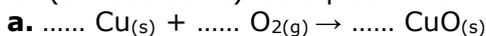
• Il faut toujours avoir le plus bas multiple.

Exemple : On n'écrit pas  $2 CH_4 + 4 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 4 H_2O$  car tous les coefficients peuvent être divisés par 2

• Il faut aussi penser à équilibrer les charges s'il y en a !

## Partie III : Entraînement

Equilibrer (si nécessaire) les équations suivantes :



Ce qu'il faut retenir

❖ **Système chimique et évolution**

Les composants de l'état initial s'appellent .....

Les composants de l'état final s'appellent .....

La flèche représente .....

Le bilan s'écrit donc : .....

Les espèces chimiques présentes en solution mais ne participant pas à la réaction sont appelées ...

.....

❖ **Coefficients stœchiométriques**

Les coefficients stœchiométriques correspondent ..... de réactifs nécessaires et de produits formés lors d'une transformation chimique.

Savoir faire

❖ **Equilibrer les équations de réaction** (Sujet)