FICHE METHODE
Equilibrer une réaction chimique

Problème à résoudre

❶

Enoncé

Deux espèces chimiques réagissent pour en donner une ou plusieurs autres. Trouver les nombres de moles de réactifs et de produits de la réaction équilibrant l'équation de la réaction chimique.

Commentaire

Si deux espèces A et B peuvent réagir pour donner (par exemple) deux espèces C et D, équilibrer la réaction veut dire trouver les coefficients a, b, c, d de l'équation $aA + bB \rightarrow cC + dD$ tels que lorsque *exactement* a moles de A et b moles de B sont mélangées, la réaction est complète (A et B sont intégralement consommés) et la réaction produit *exactement* c moles de C et d moles de D.

a et b sont appelés les proportions *stœchiométriques* de A et B.

Méthode

Idée de la méthode

a) Puisque la réaction est complète, toutes les molécules de A et B mélangées disparaissent pour laisser la place aux molécules de B et C. **MAIS** dans la réaction, **les atomes des éléments simples qui composent A et B sont intégralement conservés et se retrouvent en nombre total égal dans C et D**. Il faut donc trouver les nombres de moles a, b, c, d qui satisfont cette exigence ("rien ne se perd, rien ne se crée" disait Lavoisier).

❷

b) Il est plus intuitif de raisonner à l'échelle particulaire, en raisonnant sur des nombres de *molécules* qui s'échangent des *atomes*. Les coefficients trouvés seront aussi valables en nombre de *moles* à l'échelle de la réaction (multiplication des deux côtés de l'équation par le nombre d'Avogadro $\mathcal{N} = 6{,}022\ 045 \,.\, 10^{23}$).

c) Remarque : si a, b, c, d sont une solution, alors on peut tous les multiplier par un même nombre pour obtenir une autre solution : en augmentant *dans la même proportion les réactifs, on ne change pas la réaction, on obtient simplement plus de produits.* **On a donc le droit de choisir librement un des coefficients (on donne la valeur que l'on veut à celui que l'on veut mais on fait ça pour un seul !)**. Ce choix est fait pour avoir des nombres "ronds" d'atomes à droite et à gauche mais n'est pas obligatoire car, une fois le problème résolu, on peut multiplier par un même nombre les deux membres de l'équation, pour éviter les coefficients fractionnaires (simple souci esthétique !)

❸

Description de la méthode

Pour chaque élément présent dans la réaction, **on compte les atomes présents à gauche** (ceux dans les a molécules de A plus ceux dans les b molécules de B) et **on compte aussi les atomes présents à**

droite (ceux dans les c molécules de C plus ceux dans les d molécules de D). On cherche ensuite a, b, c, d pour que les deux nombres d'atomes à droite et à gauche soient égaux pour chaque élément.

❶ Après avoir donné à l'un des coefficients a, b, c, d la valeur de son choix, on peut en principe trouver les autres inconnues en résolvant les équations mathématiques obtenues en appliquant la loi de Lavoisier à chaque élément. Toutefois, **en général, les réactions chimiques sont assez simples pour trouver les coefficients un par un, en considérant successivement les atomes en jeu, en commençant par un atome de la molécule dont le coefficient est choisi,** comme le montrent les exemples suivants.

Exemple d'application

Données

Dans sa combustion, le méthane CH_4 se combine à l'oxygène O_2 de l'air pour donner du dioxyde de carbone CO_2 et de l'eau H_2O. Ecrire l'équation de la réaction.

Résolution

Point de départ : $\bullet\, CH_4 + \bullet O_2 \rightarrow \bullet CO_2 + \bullet H_2O$.

❷ 1) Comme on a le droit de choisir librement un (et un seul) coefficient, **on fixe celui de CH_4** à 1 (le choix de cette molécule est fait pour simplifier l'étape 2 car C est présent dans une seule molécule à droite comme à gauche).

$$CH_4 + \bullet O_2 \rightarrow \bullet CO_2 + \bullet H_2O$$

On va regarder les éléments un par un, **en commençant par l'un des atomes de CH_4**, soit le carbone (H conviendrait aussi bien).

2) **C** : pour qu'il y ait autant d'atomes C à droite qu'à gauche , il faut qu'il y ait autant de molécules CH_4 à gauche que de molécules CO_2 à droite ; donc le coefficient de CO_2 est 1.

$$CH_4 + \bullet O_2 \rightarrow CO_2 + \bullet H_2O$$

3) **H** : il y a 4 atomes de H à gauche, pour en avoir aussi 4 à droite, il faut mettre 2 molécules de H_2O :

$$CH_4 + \bullet O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

4) **O** : on voit maintenant qu'il y a 2+2*1=4 atomes d'O à droite ; pour en avoir 4 à gauche également, il faut y mettre 2 molécules d'O_2 :

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

❸ **Vérification**

Atome	A gauche	A droite
C	1x1 + 2x0 = 1	1x1 + 2x0 = 1
H	1x4 + 2x0=4	1x0 + 2x2 = 4
O	1x0 + 2x2 = 4	1x2 + 2x1 = 4

Autre exemple d'application

Données

La synthèse de l'ammoniac NH_3 s'opère en faisant réagir de l'azote N_2 et de l'hydrogène H_2. Ecrire l'équation de la réaction.

❶

Résolution

Point de départ : $\bullet N_2 + \bullet H_2 \rightarrow \bullet NH_3$.

1) Comme on a le droit de choisir librement un (et un seul) coefficient, on fixe celui de N_2 à 1.

$$N_2 + \bullet H_2 \rightarrow \bullet NH_3$$

On va regarder les éléments un par un, en commençant par l'azote.

2) **N** : pour qu'il y ait autant d'atomes N à droite qu'à gauche , il faut qu'il y ait 2 molécules NH_3 à droite :

$$N_2 + \bullet H_2 \rightarrow 2NH_3$$

3) **H** : il y a 6 atomes de H à droite, pour en avoir aussi 6 à gauche, il faut y mettre 3 molécules de H_2 :

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3.$$

❷

Vérification

Atome	A gauche	A droite
N	1x2 + 3x0 = 2	2x1 = 2
H	1x0 + 3x2=6	2x3 = 6

❸