

La stoechiométrie

(déf) Étude des rapports qui existent lors d'une réaction chimique entre les quantités de matière de réactifs qui réagissent ensemble pour former des produits.

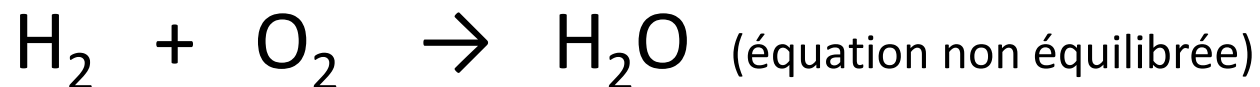


La réaction de formation de l'eau (H₂O)

Les deux éléments qui permettent la formation de l'eau sont l'hydrogène H et l'oxygène O.

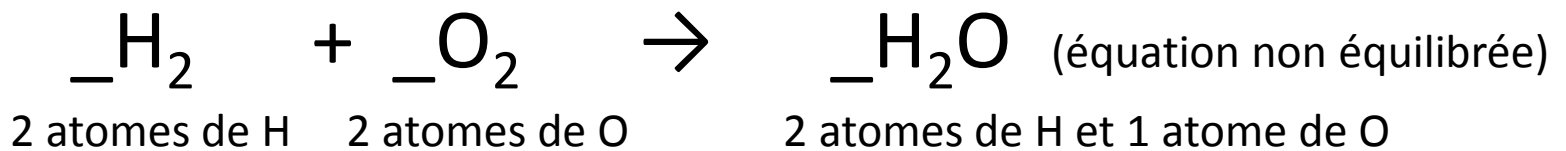
La formule stable de ces deux molécules est H₂ pour l'hydrogène et O₂ pour l'oxygène.

On forme de l'eau de la façon suivante:



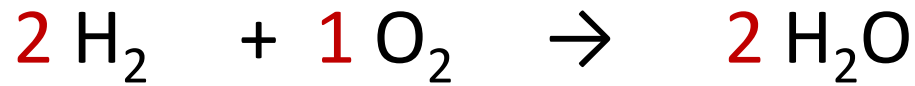
Toutes les réactions chimiques se réalisent en respectant des proportions stoechiométriques de base. Nous devons donc équilibrer dès le départ cette réaction.

Loi de la conservation de la matière (conservation du nombre d'atomes des deux côtés de l'équation)



La notion de mole

L'équation équilibrée de la formation de l'eau:



Nous savons que:

- Une molécule seule est toute petite.
- Les molécules ne peuvent pas être manipulées individuellement.
- On ne peut pas mesurer un petit nombre de molécules.

Exemple: un verre d'eau

Un verre d'eau



Combien y a-t-il de molécules d'eau dans le verre d'eau de l'illustration précédente?

Volume approximatif = 500 mL

Masse volumique $\rho_{\text{eau}} = 1\text{g/mL}$

Masse de l'eau = 500g

Nombre de molécules d'eau = $1,67 \times 10^{25}$ molécules

Questions?:

1-Peux-tu maintenant imaginer boire un verre d'eau contenant $3,34 \times 10^{22}$ molécules d'eau, est-ce suffisant pour éteindre ta soif?

2-Peux-tu imaginer peser une seule molécule d'eau sur la balance?

3-Une goutte d'eau occupe un volume approximatif de 0,1 mL, combien de molécules contient-elle?

Réponses (voir dernière diapositive)

Réflexion

Maintenant, peut-on imaginer fonctionner en molécules pour exprimer des quantités que nous devons manipuler?

Les scientifiques se sont entendus pour utiliser un mot correspondant à un nombre qui représente une quantité que l'on manipule fréquemment et facilement en chimie: **la mole**.

↓
de particules (molécules ou atomes)

La mole

- Une mole est représentée par le nombre
 $6,02 \times 10^{23}$
- Nombre principalement utilisé en chimie pour compter des molécules et des atomes.

En chimie, la mole correspond à:

a) Équivalence de nombre

Ex: 1 mole d'eau $\equiv 6,02 \times 10^{23}$ molécules de H₂O

1 mole de sel $\equiv 6,02 \times 10^{23}$ molécules de NaCl

Une mole de molécules **correspond** à un nombre qui exprime une quantité équivalente de molécules. Ce nombre est valable peu importe le type de molécules.

b) Équivalence de masse

Les molécules de substances différentes n'ont pas la même masse. Le tableau périodique est consulté pour connaître la masse d'une mole de chaque élément afin de calculer la masse molaire des molécules.

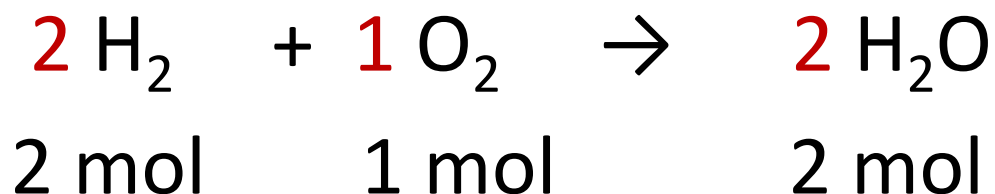
1 mole d'eau H₂O $\equiv 18,02\text{g}$ (2x 1,01g + 1x16,00g)

1 mole de sel NaCl $\equiv 58,44\text{g}$ (1x 22,99g + 1x 35,45g)

Attention! Une mole d'eau et une mole de sel contiennent le même nombre de molécules mais leur masse est différente.

Problèmes de stoechiométrie

L'équation équilibrée de la formation de l'eau:

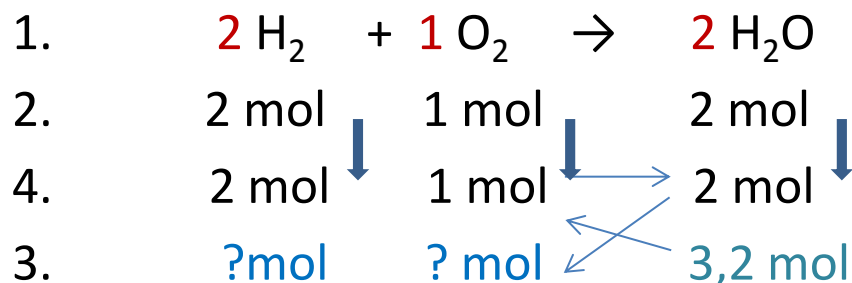


Problèmes de stoechiométrie

Comment résoudre des problèmes de stoechiométrie

1. Écrire l'équation équilibrée de la réaction.
2. Écrire sous chaque substance la quantité de moles qui réagissent.
3. Faire ressortir la question du problème.
4. Adapter la quantité de moles des substances impliquées dans la réaction aux unités de la question.
5. Faire le calcul (produit croisé) en utilisant la calculatrice sans affichage graphique.
6. Inscrire la réponse.

1- Combien de moles de réactifs avons-nous besoin pour obtenir 3,2 moles d'eau?



$$5. \text{ Pour H}_2, \quad \frac{3,2 \text{ mol} \times 2 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 3,2 \text{ mol}$$

$$\text{Pour O}_2, \quad \frac{3,2 \text{ mol} \times 1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 1,6 \text{ mol}$$

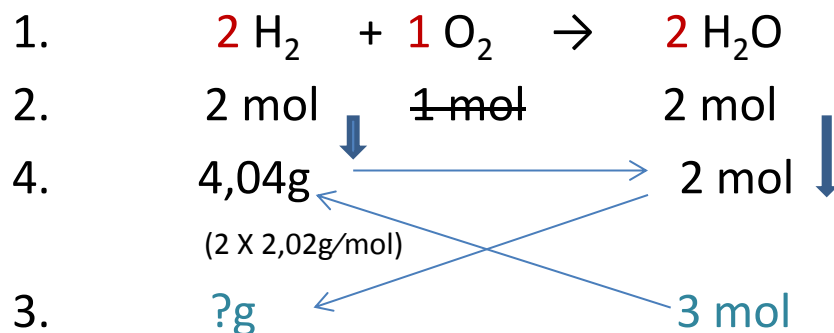
6. Rép: 3,2 mol de H_2 et 1,6 mol de O_2 sont nécessaires pour obtenir 3,2 mol de H_2O .

Problèmes de stoechiométrie

Comment résoudre des problèmes de stoechiométrie

1. Écrire l'équation équilibrée de la réaction.
2. Écrire sous chaque substance la quantité de moles qui réagissent.
3. Faire ressortir la question du problème.
4. Adapter la quantité de moles des substances impliquées dans la réaction aux unités de la question.
5. Faire le calcul (produit croisé) en utilisant la calculatrice sans affichage graphique.
6. Inscrire la réponse.

2- Quelle **masse** (g) d'hydrogène est nécessaire pour former **3 moles** de H₂O?



5.
$$\frac{3 \text{ mol} \times 4,04 \text{ g}}{2 \text{ mol}} = 6,06 \text{ g}$$

N.B. Observe les unités

6. Rép: 6,06g de H₂ sont nécessaires pour former 3 moles d'eau.

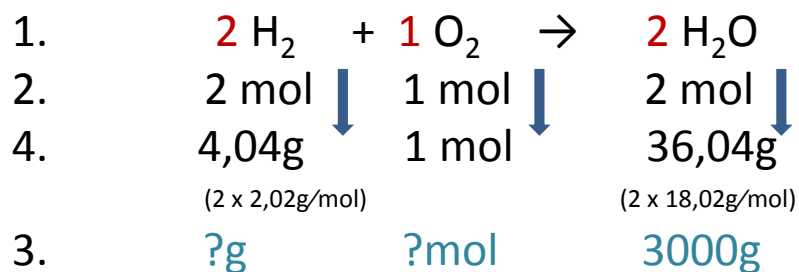
Problèmes de stoechiométrie

Comment résoudre des problèmes de stoechiométrie

1. Écrire l'équation équilibrée de la réaction.
2. Écrire sous chaque substance la quantité de moles qui réagissent.
3. Faire ressortir la question du problème.
4. Adapter la quantité de moles des substances impliquées dans la réaction aux unités de la question.
5. Faire le calcul (produit croisé) en utilisant la calculatrice sans affichage graphique.
6. Inscrire la réponse.

3- Quelle **masse** (g) d'hydrogène et combien de **moles** d'oxygène sont nécessaires à la formation de **3L** d'eau?

N.B. 1 litre d'eau équivaut à une masse de 1000g.



$$5. \quad \frac{3000g \times 4,04g}{36,04g} = 336,29g \text{ de H}_2$$

$$\frac{3000g \times 1 \text{ mole}}{36,04g} = 83,24 \text{ moles de O}_2$$

N.B. Observe les unités.

6. Rép: 336,29g de H₂ et 83,24moles de O₂ sont nécessaires pour former 3 litres d'eau.

Problèmes de stoechiométrie

Comment résoudre des problèmes de stoechiométrie

1. Écrire l'équation équilibrée de la réaction.
2. Écrire sous chaque substance la quantité de moles qui réagissent.
3. Faire ressortir la question du problème.
4. Adapter la quantité de moles des substances impliquées dans la réaction aux unités de la question.
5. Faire le calcul (produit croisé) en utilisant la calculatrice sans affichage graphique.
6. Inscrire la réponse.

Questions supplémentaires:

4. Combien de moles de H_2 et quelle masse de O_2 sont nécessaires pour former 0,35 mole d'eau?
5. Quelle masse d'eau peut-on former à partir de $2,48 \times 10^{25}$ molécules de O_2 et suffisamment de H_2 ?
6. Quelle est la masse de 25cL d'eau?
7. Combien y a-t-il de moles dans $4,05 \times 10^{21}$ molécules d'eau et $4,05 \times 10^{21}$ molécules de sel NaCl? Quelle est la masse de chacun?

Réponses (voir dernière diapositive)

Réponses aux questions sur le verre d'eau: diapo6

- 1- $3,34 \times 10^{22}$ molécules d'eau \equiv 1mL d'eau
- 2- 1 molécule d'eau \equiv $2,99 \times 10^{-23}$ g
- 3- 0,1 mL \equiv $3,34 \times 10^{21}$ molécules

Réponses aux questions sur la stoechiométrie: diapo15

- 4- 0,35 mol de H₂ et 5,6g de O₂
- 5- ~~1484,70g~~ soit $1,48 \times 10^3$ g
- 6- 250g
- 7- 0,00673 mol ou $6,73 \times 10^{-3}$ mol d'eau et de sel
0,121g d'eau et 0,393g de sel

Équivalence de mole

1 mole de molécules $\equiv 6,02 \times 10^{23}$ molécules \equiv MMM (masse molaire moléculaire) (g) $\equiv 22,4\text{L}$ (si gaz à TPN)

Exemples:

1 mole de $\text{H}_{2(g)}$ $\equiv 6,02 \times 10^{23}$ molécules $\equiv 2,02\text{g} \equiv 22,4\text{L}$

1 mole de $\text{O}_{2(g)}$ $\equiv 6,02 \times 10^{23}$ molécules $\equiv 32,00\text{g} \equiv 22,4\text{L}$

2 moles de $\text{O}_{2(g)}$ $\equiv 1,20 \times 10^{24}$ molécules $\equiv 64,00\text{g} \equiv 44,8\text{L}$

2 moles d' $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ $\equiv 1,20 \times 10^{24}$ molécules $\equiv 36,04\text{g} \neq 44,8\text{L}$ pas un gaz

0,3mol d' $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ $\equiv 1,806 \times 10^{23}$ molécules $\equiv 5,406\text{g} \neq 6,72\text{L}$ pas un gaz