

Quelle méthode utiliser pour résoudre un problème de chimie ?

Quelle méthode utiliser pour résoudre un problème de chimie ?

Nous allons présenter un exemple pour mieux comprendre une méthode simple et efficace !

Quelle méthode utiliser pour résoudre un problème de chimie ?

Nous allons présenter un exemple pour mieux comprendre et rendre cette méthode efficace !

On considère la réaction chimique suivante :

Oxyde de fer (III) + chlorure d'hydrogène → chlorure de fer (III) + eau

Quelle méthode utiliser pour résoudre un problème de chimie ?

Nous allons présenter un exemple pour mieux comprendre et rendre cette méthode efficace !

On considère la réaction chimique suivante :



On fait réagir 100g d'oxyde de fer (III) avec 120 g de chlorure d'hydrogène

Quelle méthode utiliser pour résoudre un problème de chimie ?

Nous allons présenter un exemple pour mieux comprendre et rendre cette méthode efficace !

On considère la réaction chimique suivante :



On fait réagir 100g d'oxyde de fer (III) avec 120 g de chlorure d'hydrogène

Question : quelle masse (en gramme) de chlorure de fer (III) va-t-on former si l'on considère la transformation totale.

Etape 1 : écriture de l'équation chimique équilibrée

Remplacer les noms par les formules, soit : $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Puis réaliser l'équilibrage en respectant la loi de conservation des éléments mis en jeu
le nombre d'atomes de chaque élément doit être identique de part et d'autre du symbole : →

Remplacer les noms par les formules, soit : $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Puis réaliser l'équilibrage en respectant la loi de conservation des éléments mise en jeu : le nombre d'atomes de chaque élément doit être identique de part et d'autre du symbole : →

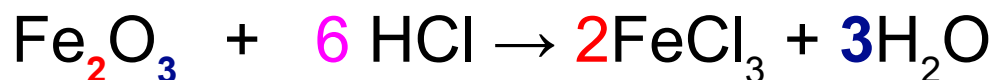
Commençons par équilibrer l'élément fer : **Fe** : $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow 2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$

„,„puis l'élément oxygène **O** : $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

„,„puis les éléments **Cl et H** : $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Les coefficients:1, 6, 2, 3 sont dits stoéchiométriques

Remarque : dans l'équation chimique , si un élément est présent dans plus de 2 formules , (c'est souvent le cas avec l'oxygène) ,réaliser son équilibre en dernier .



Signification de l'équation: 1mole Fe_2O_3 réagit avec 6 moles HCl
pour donner 2 moles FeCl_3 et 3moles H_2O

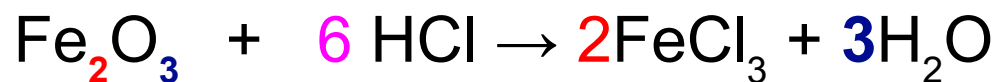
Ces quantités (en mole) représentent les proportions stoechiométriques de la réaction

Calculons les quantités mélangées (mol) de chaque réactif : pour cela nous utilisons l'expression: $n=m/M$
m est la masse du réactif en g et M sa masse molaire en g/mol

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{100}{2 * 55,8 + 3 * 16} = 0,626 \text{ mol}$$

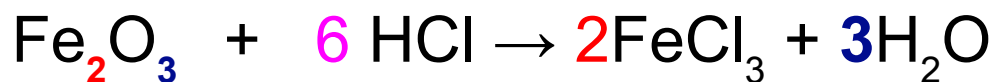
$$n_{\text{HCl}} = \frac{120}{1 + 35,5} = 3,29 \text{ mol}$$

Attention : les quantités calculées ci-dessus sont celles introduites dans le mélange, cela ne signifie pas à priori qu'elles vont s'annuler en fin de réaction. Cela se produira seulement si les proportions stoechiométriques sont respectées



La stoechiométrie impose 1mole Fe_2O_3 pour 6 moles HCl

Cette condition peut s'écrire : $\frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{1} = \frac{n_{\text{HCl}}}{6} (1)$



La stoechiométrie impose 1 mole Fe_2O_3 pour 6 moles HCl

Cette condition peut s'écrire : $\frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{1} = \frac{n_{\text{HCl}}}{6}$

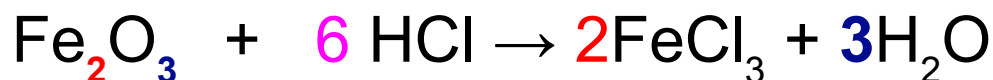
$$\frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{1} = 0,626 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{HCl}}}{6} = \frac{3,29}{6} = 0,548 \text{ mol}$$

L'égalité n'est donc pas vérifiée,
le mélange n'est pas stoechiométrique !

$$\frac{n_{\text{HCl}}}{6} < \frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{1}$$

Cela signifie que HCl est en défaut par rapport à Fe_2O_3



La stoechiométrie impose 1 mole Fe_2O_3 pour 6 moles HCl

Cette condition peut s'écrire : $\frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{1} = \frac{n_{\text{HCl}}}{6}$

$$\frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{1} = 0,626 \text{ mol}$$

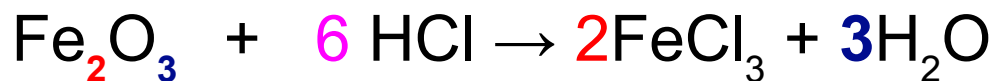
$$\frac{n_{\text{HCl}}}{6} = \frac{3,29}{6} = 0,548 \text{ mol}$$

L'égalité n'est donc pas vérifiée,
le mélange n'est pas stoechiométrique !

$$\frac{n_{\text{HCl}}}{6} < \frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{1}$$

Cela signifie que HCl est en défaut par rapport à Fe_2O_3

HCl est appelé « réactif limitant ». En fin de réaction il sera entièrement consommé et c'est lui qui déterminera la quantité des produits formés. Au contraire Fe_2O_3 est en excès. Cet excès, comme son nom l'indique, ne permettra pas la poursuite de la réaction.



C'est la quantité de réactif en défaut HCl qui détermine la quantité maximale de produit formé

$$\frac{n_{\text{FeCl}_3}(\text{formé})}{2} = \frac{n_{\text{HCl}}(\text{consommé})}{6}$$

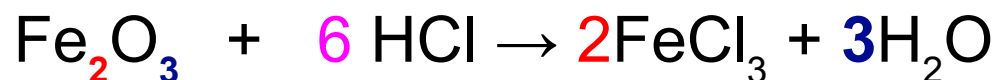
$$n_{\text{FeCl}_3}(\text{formé}) = \frac{1}{3}(n_{\text{HCl}}(\text{consommé})) = \left(\frac{1}{3}\right) \cdot 3,29 = 1,10 \text{ mol}$$

Soit en masse :

$$m = n_{\text{FeCl}_3} \times M_{\text{FeCl}_3} = 1,10 \times (55,8 + 3 \times 35,5) = 178,5 \text{ g}$$



Une petite question supplémentaire pour approfondir : quelle masse d'oxyde de fer est en excès et n'a donc pas pu réagir ? .



Déterminons d'abord la quantité de Fe_2O_3 (en mol) qui a réagi :

Celle-ci est reliée à la quantité de HCl consommée connue (réactif limitant) :

$$\frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}(\text{consommé})}{1} = \frac{n_{\text{HCl}}(\text{consommé})}{6} = \frac{3,29}{6} = 0,548 \text{ mol}$$

Ce qui représente une masse :

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}(\text{consommé}) = n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} \times M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 0,548 \times (2 \times 55,8 + 3 \times 16) = 87,5 \text{ g}$$

Sachant que la masse initiale introduite est de 100g , la masse qui n'a pas réagi est donc : $100 - 87,5 = 12,5\text{g}$

Vous avez tout compris ! Vous allez devenir un très bon chimiste !