

Le rendement des réactions chimiques

PowerPoint 7.5

Le rendement

Souvent, 100% du produit prévu n'est pas obtenu lors d'une réaction – le **pourcentage de rendement** est, donc, réduit.

Le **pourcentage de rendement** est le **rendement expérimental** d'une réaction exprimé comme un pourcentage du **rendement théorique**

la quantité réelle d'un produit qu'on obtient lors d'une réaction.

la quantité de produit qu'on prédit par des calculs stœchiométriques

$$\% \text{ de rendement} = \frac{\text{rendement expérimental}}{\text{rendement théorique}} \times 100$$

Des causes possible pour une réduction dans le pourcentage de rendement

Il y a deux raisons principales pour une réduction dans le rendement

1. les réactifs n'ont pas complètement réagi – ceci peut être causé par le matériel pur qui ne réagit pas complètement ou des réactifs qui ne sont pas 100% purs
2. Une portion du produit est perdue durant les procédures expérimentales, Ex. – la filtration, l'extraction par solvant, ou des transferts entre récipients

Des calculs qui impliquent le rendement

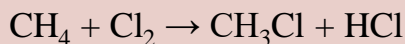
On verra 3 types de situations qui impliquent le calcul du pourcentage de rendement.

1. trouver le pourcentage de rendement, étant donné la masse des réactifs utilisée et la masse du produit
2. trouver la masse du produit formée, étant donné la masse du réactif utilisée et le pourcentage de rendement
3. trouver la masse du réactif utilisée, étant donné la masse du produit et le pourcentage de rendement

$$\% \text{ de rendement} = \frac{\text{rendement expérimental}}{\text{rendement théorique}} \times 100$$

Déterminer le pourcentage de rendement

Question – Quand 15,0 g de CH_4 réagissent avec un excès de Cl_2 , selon la réaction



un total de 29,7 g de CH_3Cl sont formés.

Quel est le pourcentage de rendement de cette réaction?

Réponse – On doit, premièrement, calculer le rendement théorique. CH_4 est le réactif limitant.

$$\begin{aligned} \text{rendement} \\ \text{théorique} &= (15,0 \text{ g } \text{CH}_4) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{16,0 \text{ g } \text{CH}_4} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{Cl}}{1 \text{ mol } \text{CH}_4} \right) \left(\frac{50,5 \text{ g } \text{CH}_3\text{Cl}}{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{Cl}} \right) \\ &= 47,3 \text{ g } \text{CH}_3\text{Cl} \end{aligned}$$

$$\% \text{ de rendement} = \frac{\text{rendement expérimental}}{\text{rendement théorique}} \times 100 = \frac{29,7 \text{ g}}{47,3 \text{ g}} \times 100 = \boxed{62,8\%}$$

Déterminer la masse du produit

Question – Quelle masse de K_2CO_3 est produit si 1,50 g de KO_2 est réagis avec un excès de CO_2 selon la réaction suivante,



si le pourcentage de rendement es 76,0%?

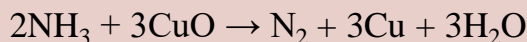
Réponse – premièrement, calculer le rendement théorique avec KO_2 comme réactif limitant

$$\begin{aligned} \text{rendement} \\ \text{théorique} &= (1,50 \text{ g } \text{KO}_2) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{KO}_2}{71,1 \text{ g } \text{KO}_2} \right) \left(\frac{2 \text{ mol } \text{K}_2\text{CO}_3}{4 \text{ mol } \text{KO}_2} \right) \left(\frac{138,2 \text{ g } \text{K}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{CO}_3} \right) \\ &= 1,458 \text{ g } \text{K}_2\text{CO}_3 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{rendement} \\ \text{expérimental} &= (\text{rendement théorique})(\% \text{ de rendement en décimal}) \\ &= (1,458 \text{ g})(0,760) \\ &= \boxed{1,11 \text{ g de } \text{K}_2\text{CO}_3} \end{aligned}$$

Déterminer la masse d'un réactif utilisé

Question – Quelle masse de CuO est nécessaire pour produire 10,0 g de Cu selon la réaction suivante,



Si le pourcentage de rendement est 58,0%

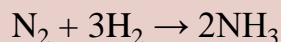
Réponse – Premièrement, on doit calculer le rendement théorique pour être capable de déterminer la masse du réactif. La masse théorique doit être plus de la masse expérimentale

$$\begin{aligned} \text{rendement théorique} &= \frac{\text{rendement expérimental}}{\% \text{ de rendement en décimal}} \\ &= \frac{10,0 \text{ g}}{0,580} = 17,24 \text{ g} \end{aligned}$$

$$g \text{ CuO} = (17,24 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g}} \right) \left(\frac{3 \text{ mol CuO}}{3 \text{ mol Cu}} \right) \left(\frac{79,5 \text{ g}}{1 \text{ mol CuO}} \right) = \boxed{21,6 \text{ g CuO}}$$

Question pratique

Question – Si 25,0 g de H₂ sont réagis avec un excès de N₂ selon la réaction suivante,



125,2 g de NH₃ est formé. Quel est le pourcentage de rendement?

Réponse – Premièrement, il faut calculer le rendement théorique, H₂ est le réactif limitant

$$\begin{aligned} \text{rendement théorique} &= (25,0 \text{ g H}_2) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \right) \left(\frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} \right) \left(\frac{17,0 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \right) \\ &= 141,67 \text{ g NH}_3 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \% \text{ de rendement} &= \frac{\text{rendement expérimental}}{\text{rendement théorique}} \times 100 \\ &= \frac{125,2 \text{ g}}{141,67 \text{ g}} \times 100 = \boxed{88,4\%} \end{aligned}$$

Le pourcentage de pureté

Un facteur qui contribue à un rendement moins grand qu'on aurait prévu est d'avoir un réactif qui n'est pas 100% pure, on peut calculer le **pourcentage de pureté** selon la formule suivante,

$$\% \text{ de pureté} = \frac{\text{masse pure}}{\text{masse impure}} \times 100$$

Question – Si 100,0 g de FeO produit 12,9 g de Fe selon la réaction suivante, $2 \text{ FeO} + 2 \text{ C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ Fe} + 2 \text{ CO}_2$ quel est le pourcentage de pureté de FeO utilisé?

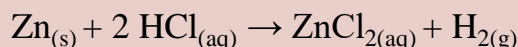
Réponse – Premièrement, il faut calculer la masse de FeO pure qui produit de 12,9 g de Fe

$$g \text{ FeO pure} = (12,9 \text{ g Fe}) \left(\frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \right) \left(\frac{2 \text{ mol FeO}}{2 \text{ mol Fe}} \right) \left(\frac{71,8 \text{ g FeO}}{1 \text{ mol FeO}} \right) = 16,6 \text{ g}$$

$$\% \text{ de pureté} = \left(\frac{\text{masse pure}}{\text{masse impure}} \right) \times 100 = \left(\frac{16,6 \text{ g}}{100,0 \text{ g}} \right) \times 100 = 0,166 = \boxed{16,6\%}$$

Le pourcentage de pureté

Question – Quelle masse de zinc impure avec une pureté de 89,5% est nécessaire pour produire 975 mL d'hydrogène gazeux à TPN selon la réaction suivante?



Réponse – Premièrement, il faut calculer la masse de zinc pure nécessaire

$$g \text{ Zn pure} = (0,975 \text{ L H}_2) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{22,4 \text{ L H}_2} \right) \left(\frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol H}_2} \right) \left(\frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \right) = 2,847 \text{ g}$$

$$\% \text{ de pureté en décimale} = \left(\frac{\text{masse pure}}{\text{masse impure}} \right)$$

$$\downarrow$$

$$\text{masse impure} = \frac{\text{masse pure}}{\% \text{ de pureté en décimale}} = \frac{(2,847 \text{ g})}{0,895} = \boxed{3,18 \text{ g}}$$

Récapitulons!

Souvent, 100% du montant du produit attendu n'est pas obtenu d'une réaction. Le terme **pourcentage de rendement** décrit la quantité du produit obtenue comme pourcentage de la quantité attendue.

Un facteur qui contribue à un rendement moins grand qu'on aurait prévu est d'avoir un réactif qui n'est pas 100% pure, on peut calculer le **pourcentage de pureté** selon la formule suivante,

