

Des réactifs en excès et des réactifs limitants

PowerPoint 7.4

1

Avoir un réactif en excès

Jusqu'à présent, on regardait des réactions où un réactif est complètement épuisé durant la réaction.

Pour assurer qu'un des réactifs soit complètement utilisé, on assure qu'un autre réactif est présent en excès pour que toutes les molécules de celui qui n'est pas en excès puissent réagir

Des raisons pour faire des réactions avec un des réactifs en excès incluent

- assurer qu'un autre réactif coûteux est complètement utilisé
- un réactif n'est simplement pas disponible en grande quantité

2

Les réactifs en excès et les réactifs limitants

Dans une réaction chimique, le réactif qui est présent en moins grande quantité s'appelle le réactif limitant et il est épuisé avant les autres réactifs – donc le réactif limitant détermine la quantité du produit qui peut être formé et la quantité du réactif en excès qui est utilisé dans la réaction.

Le réactif limitant est le réactif qui est complètement transformé pendant une réaction chimique et qui limite la quantité de produit formée

Le réactif en excès est le réactif qui est toujours présent une fois la réaction terminée, qui n'est pas complètement transformé pendant la réaction chimique

3

Question pratique

Question – Si 20,0 g de $H_{2(g)}$ réagit avec 100,0 g de $O_{2(g)}$ selon la réaction suivante, $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$

a) quel réactif est en excès et b) par combien?

Réponse –

a) Pour déterminer le réactif en excès, on calcule la masse d'un produit arbitraire – ici il y a seulement un produit, H_2O .

Combien de H_2O peut être formé des deux quantités de réactifs?

$$g H_2O = (20,0 g H_2) \left(\frac{1 mol H_2}{2,02 g H_2} \right) \left(\frac{2 mol H_2O}{2 mol H_2} \right) \left(\frac{18,00 g H_2O}{1 mol H_2O} \right) = 180 g H_2O$$

$$g H_2O = (100,0 g O_2) \left(\frac{1 mol O_2}{32,00 g O_2} \right) \left(\frac{2 mol H_2O}{1 mol O_2} \right) \left(\frac{18,00 g H_2O}{1 mol H_2O} \right) = 113 g H_2O$$

La quantité présente de O_2 peut seulement produire 113 g comparé aux 180 g produits par le H_2 , donc le O_2 est le réactif limitant et le H_2 est le réactif en excès.

4

Question pratique

Question – Si 20,0 g de $H_{2(g)}$ réagit avec 100,0 g de $O_{2(g)}$ selon la réaction suivante, $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$

a) quel réactif est en excès et b) par combien?

Réponse –

b) On utilise la quantité du réactif limitant pour déterminer combien du réactif en excès est utilisé

$$g H_2 \text{ utilisés} = (100,0 \text{ g } O_2) \left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{32,00 \text{ g } O_2} \right) \left(\frac{2 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } O_2} \right) \left(\frac{2,02 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} \right)$$

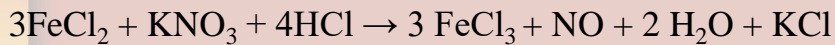
$$= 13,0 \text{ g } H_2$$

$$g H_2 \text{ pas utilisés} = 20,0 \text{ g} - 13,0 \text{ g} = 7,0 \text{ g } H_2$$

5

Question pratique

Question – Si 56,8 g de $FeCl_2$, 14,0 g de KNO_3 , et 40,0 g de HCl sont mélangés et permis de réagir selon la réaction



a) quel réactif est le réactif limitant?

Réponse – a) On peut déterminer la masse de NO produit par la quantité présente de chaque réactif

$$g NO = (56,8 \text{ g } FeCl_2) \left(\frac{1 \text{ mol } FeCl_2}{126,8 \text{ g } FeCl_2} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } NO}{3 \text{ mol } FeCl_2} \right) \left(\frac{30,0 \text{ g } NO}{1 \text{ mol } NO} \right)$$

$$= 4,48 \text{ g } NO$$

$$g NO = (14,0 \text{ g } KNO_3) \left(\frac{1 \text{ mol } KNO_3}{101,1 \text{ g } KNO_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } NO}{1 \text{ mol } KNO_3} \right) \left(\frac{30,0 \text{ g } NO}{1 \text{ mol } NO} \right)$$

$$= 4,15 \text{ g } NO \longrightarrow KNO_3 \text{ est le réactif limitant}$$

$$g NO = (40,0 \text{ g } HCl) \left(\frac{1 \text{ mol } HCl}{36,5 \text{ g } HCl} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } NO}{4 \text{ mol } HCl} \right) \left(\frac{30,0 \text{ g } NO}{1 \text{ mol } NO} \right)$$

$$= 48,22 \text{ g } NO$$

6

Question pratique

Question – Si 56,8 g de FeCl_2 , 14,0 g de KNO_3 , et 40,0 g de HCl sont mélangés et permis de réagir selon la réaction



b) Combien de chaque réactif en excès reste après la réaction

Réponse – b) On utilise le réactif limitant pour calculer la quantité de chaque réactif en excès est utilisée.

$$\begin{aligned} g \text{ FeCl}_2 \text{ utilisé} &= (14,0 \text{ g KNO}_3) \left(\frac{1 \text{ mol KNO}_3}{101,1 \text{ g KNO}_3} \right) \left(\frac{3 \text{ mol FeCl}_2}{1 \text{ mol KNO}_3} \right) \left(\frac{126,8 \text{ g FeCl}_2}{1 \text{ mol FeCl}_2} \right) \\ &= 52,7 \text{ g FeCl}_2 \end{aligned}$$

$$g \text{ FeCl}_2 \text{ pas utilisés} = 56,8 \text{ g} - 52,7 \text{ g} = \boxed{4,1 \text{ g FeCl}_2}$$

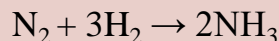
$$\begin{aligned} g \text{ HCl utilisé} &= (14,0 \text{ g KNO}_3) \left(\frac{1 \text{ mol KNO}_3}{101,1 \text{ g KNO}_3} \right) \left(\frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol KNO}_3} \right) \left(\frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \right) \\ &= 20,2 \text{ g HCl} \end{aligned}$$

$$g \text{ HCl pas utilisés} = 40,0 \text{ g} - 20,2 \text{ g} = \boxed{19,8 \text{ g HCl}}$$

7

Question pratique

Question – Si 35,0 g de H_2 réagit avec 4,68 g de N_2 selon la réaction suivante



a) quel est le réactif limitant

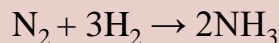
Réponse – a)

$$\begin{aligned} g \text{ NH}_3 &= (35,0 \text{ g H}_2) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{2,02 \text{ g H}_2} \right) \left(\frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} \right) \left(\frac{17,04 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \right) \\ &= 197 \text{ g NH}_3 \\ g \text{ NH}_3 &= (4,68 \text{ g N}_2) \left(\frac{1 \text{ mol N}_2}{28,02 \text{ g N}_2} \right) \left(\frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} \right) \left(\frac{17,04 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \right) \\ &= \boxed{5,69 \text{ g NH}_3} \longrightarrow \boxed{\text{N}_2 \text{ est le réactif limitant}} \end{aligned}$$

8

Question pratique

Question – Si 35,0 g de H_2 réagit avec 4,68 g de N_2 selon la réaction suivante



b) par combien le réactif limitant est-il limitant?

Réponse – b) On peut utiliser la quantité du réactif en excès pour calculer combien du réactif limitant devrait être présent pour utiliser tout des deux réactif

$$g N_2 \text{ nécessaire} = (35,0 \text{ g } H_2) \left(\frac{1 \text{ mol } H_2}{2,02 \text{ g } H_2} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } N_2}{3 \text{ mol } H_2} \right) \left(\frac{14,02 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} \right)$$

$$= 80,97 \text{ g } H_2$$

$$g N_2 \text{ qui manquent} = 80,97 \text{ g} - 4,68 \text{ g} = \boxed{76,3 \text{ g } H_2O}$$

9

Récapitulons!

Dans une réaction chimique, le réactif qui est présent en moins grande quantité s'appelle le **réactif limitant** et il est épuisé avant les autres réactifs – donc le réactif limitant détermine la quantité du produit qui peut être formé et la quantité du **réactif en excès** qui est utilisé dans la réaction.

- Pour déterminer le réactif en excès, on calcule la masse d'un produit arbitraire pour déterminer combien serait produit par la quantité de chaque réactif présent
- On utilise la quantité du réactif limitant pour déterminer combien du réactif en excès est utilisé

10