

Module 1.3 : Excès et limitant

- 1.3.1. En faisant réagir dans un tube fermé 1,00 mole de fer et 1,00 mole d'oxygène pour obtenir du Fe_2O_3 , quelle(s) substance(s) y aura-t-il dans le tube à la fin de la réaction, en quelle(s) quantité(s) de mole et de masse ?

Stratégie :

Deux valeurs de réactifs fournies, donc probablement **NON** stœchiométrique, à vérifier, et si c'est le cas déterminer le réactif limitant, qui conditionnera les quantités qui réagiront et seront créées.

- Écrire et équilibrer l'équation de réaction
- Calculer les masses molaires des réactifs et du produit
- Choisir un réactif et calculez le nombre de mole de l'autre nécessaire à la réaction, comparez, déterminer qui est limitant et qui est en excès.
- Calculer le nombre de mole de produit formé.
- Calculer la masse à laquelle cela correspond
- Calculer le nombre de mole restant du réactif en excès
- Calculer la masse à laquelle cela correspond

Résolution :

- $4 \text{ Fe} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3$
- $M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}_2) = 32,00 \text{ g/mol}$; $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,70 \text{ g/mol}$
- $4 \text{ Fe} / 3 \text{ O}_2 = x \text{ Fe} / 1,00 \text{ mol O}_2 \Rightarrow 1,33 \text{ mol de Fe nécessaire}$
On en a 1,00 mol $\Rightarrow$ donc pas assez : Fe = limitant
 $4 \text{ Fe} / 3 \text{ O}_2 = 1,00 \text{ mol Fe} / x \text{ O}_2 \Rightarrow 0,750 \text{ mol de O}_2 \text{ nécessaire}$
On en a 1,00 mol $\Rightarrow$ donc trop : O_2 = excès
- $4 \text{ Fe} / 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 = 1,00 \text{ mol Fe} / x \text{ Fe}_2\text{O}_3 \Rightarrow 0,500 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \text{ créé}$
- $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = n \cdot M = 0,500 \text{ mol} \cdot 159,70 \text{ g/mol} = 79,9 \text{ g}$
- $4 \text{ Fe} / 3 \text{ O}_2 = 1 \text{ mol Fe} / x \text{ O}_2 \Rightarrow 0,750 \text{ mol de O}_2 \text{ utilisé}$
 $1,00 \text{ mol de O}_2 \text{ initial} - 0,750 \text{ mol utilisé} = 0,25 \text{ mol restant}$
- $m(\text{O}_2) = n \cdot M = 0,25 \text{ mol} \cdot 32,00 \text{ g/mol} = 8,0 \text{ g}$

- 1.3.2. On introduit dans un récipient 50,0 g de NaCl et 200,0 g d'acide sulfurique pour effectuer la réaction suivante (à équilibrer) : $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$. Que contiendra quantitativement (en masse) le récipient en fin de réaction ?

Stratégie :

Deux valeurs de réactifs fournies, donc probablement NON stœchiométrique, à vérifier, et si c'est le cas déterminer le réactif limitant, qui conditionnera les quantités qui réagiront et seront créés.

- a) Équilibrer l'équation de réaction
- b) Calculer les masses molaire de chacun des réactifs et produits
- c) Calculer le nombre de mole de chacun de réactif
- d) Choisir un réactif et calculez le nombre de mole de l'autre nécessaire à la réaction, comparez, déterminer qui est limitant et qui est en excès.
- e) Calculer le nombre de mole de produits formé à partir du limitant
- f) Calculer la masse correspondante avec $M = m / n$
- g) Calculer le nombre de mole de réactif en excès (si non stœchiométrique)
- h) Calculer la masse correspondante avec $M = m / n$

Résolution :

- a) $2 \text{NaCl} + 1 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1 \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$
- b) $M(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,08 \text{ g/mol}$;
 $M(\text{HCl}) = 36,46 \text{ g/mol}$; $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142,04 \text{ g/mol}$
- c) $n = m / M \Rightarrow n(\text{NaCl}) = 8,56 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$; $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2,039 \text{ mol}$
- d) $2 \text{NaCl} / 1 \text{H}_2\text{SO}_4 = x / 2,039 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow$ il faut 4,089 mol de NaCl
on a $8,56 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \Rightarrow$ pas assez : NaCl limitant !
- e) $2\text{NaCl} / 1\text{Na}_2\text{SO}_4 = 8,56 \cdot 10^{-1} \text{ mol NaCl} / x \Rightarrow 4,28 \cdot 10^{-1} \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \text{ formé}$
 $2\text{NaCl} / 2\text{HCl} = 8,56 \cdot 10^{-1} \text{ mol NaCl} / x \Rightarrow 8,56 \cdot 10^{-1} \text{ mol de HCl formé}$
- f) $m = n \cdot M \Rightarrow m(\text{HCl}) = 31,2 \text{ g}$; $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 60,8 \text{ g}$
- g) $2\text{NaCl} / 1\text{H}_2\text{SO}_4 = 8,56 \cdot 10^{-1} \text{ mol NaCl} / x \Rightarrow 4,28 \cdot 10^{-1} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ consommé}$
 $2,039 \text{ mol initial} - 0,428 \text{ mol consommé} = 1,611 \text{ mol restant}$
- h) $m = n \cdot M \Rightarrow m(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ restant}) = 1,611 \text{ mol} \cdot 98,08 \text{ g/mol} = 158,0 \text{ g}$

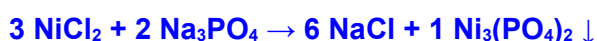
- 1.3.3. Soit la réaction de précipitation entre deux solutions contenant respectivement 50,3 g de NiCl_2 et 42,3 g Na_3PO_4 . On obtient 40,2 g de précipité, calculez le rendement de la réaction.

Stratégie :

- a) compléter et équilibrer l'équation
- b) trouver le réactif limitant (comparer n de réactifs nécessaires et présents)
- c) calculer la masse de précipité produite théoriquement
- d) comparer à la masse pratique (calcul du rendement)

Résolution :

- a) équation équilibrée de la réaction :



- b) trouver le réactif limitant :

$$\text{il y a : } 50,3 \text{ g} / 129,61 \text{ g/mol} = 3,88 \cdot 10^{-1} \text{ mol de } \text{NiCl}_2$$

$$\text{il faudrait : } 3,88 \cdot 10^{-1} \text{ mol } \text{NiCl}_2 / 3 \text{ NiCl}_2 = x / 2 \text{ Na}_3\text{PO}_4$$

$$\Rightarrow x = 2,59 \cdot 10^{-1} \text{ mol de } \text{Na}_3\text{PO}_4$$

$$\text{il y a : } 42,3 \text{ g} / 163,94 \text{ g/mol} = 2,58 \cdot 10^{-1} \text{ mol de } \text{Na}_3\text{PO}_4$$

$$(\text{il faudrait : } 2,58 \cdot 10^{-1} \text{ mol } \text{Na}_3\text{PO}_4 / 2 \text{ Na}_3\text{PO}_4 = x / 3 \text{ NiCl}_2$$

$$\Rightarrow x = 3,88 \cdot 10^{-1} \text{ mol de } \text{NiCl}_2)$$

Ici les conditions sont stœchiométriques ! Il ne restera aucun des 2 réactifs en fin de réactions. Le calcul de la masse de précipité formé peut donc se faire à partir du nombre de mole de n'importe quel réactif.

- c) trouver la masse de précipité créée :

$$\text{on aura : } 3,88 \cdot 10^{-1} \text{ mol } \text{NiCl}_2 / 3 \text{ NiCl}_2 = x / 1 \text{ Ni}_3(\text{PO}_4)_2$$

$$(\text{ ou } 2,58 \cdot 10^{-1} \text{ mol } \text{Na}_3\text{PO}_4 / 2 \text{ Na}_3\text{PO}_4 = x / 1 \text{ Ni}_3(\text{PO}_4)_2)$$

$$\Rightarrow x = 1,29 \cdot 10^{-1} \text{ mol de } \text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$$

$$\text{soit } 1,29 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot 366,07 \text{ g/mol} = 47,2 \text{ g de } \text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$$

- d) rendement :

$$40,2 \text{ g} / 47,2 \text{ g} = x / 100 \% \Rightarrow x = 85,1 \%$$

- 1.3.4. En faisant réagir 0,5 g de charbon de bois (C) et 80 mL de dioxygène, calculez la masse solide qui devrait rester en fin de réaction (on considère que l'on travaille aux conditions normales).

Stratégie :

- a) compléter et équilibrer l'équation
- b) vérifier que C est en excès
- c) calculer la masse de C restant

Résolution :

- a) Équation de réaction équilibrée (combustion)



- b) Vérifier que C est en excès

on a : $0,5 \text{ g} / 12,01 \text{ g/mol} = 4,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol de C}$

stoechio de 1/1 => il faut pour réagir avec cela $4,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol de O}_2$

on a $0,08 \text{ L} / 22,4 \text{ L/mol} = 3,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol de O}_2$

soit moins que ce qu'il serait nécessaire pour que tout le C réagisse !

O₂ est limitant, C est en excès.

- c) calculer la masse de C restant

stoechio 1/1 : pour réagir avec $3,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol de O}_2$ il faut $3,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol de C}$

on avait au départ : $4,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol de C}$

on consomme $3,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol de C}$

il restera $4,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol} - 3,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 3,81 \cdot 10^{-2} \text{ mol de C}$

soit $3,81 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 12,01 \text{ g/mol} = 0,457 \text{ g de C}$

1.3.5. On obtient du monoxyde d'azote en faisant réagir l'ammoniac avec de l'oxygène gazeux selon l'équation suivante : $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$. Quelles quantités de NO et de H_2O obtient en faisant réagir :

- i) 5 moles de NH_3 et 5 moles de O_2 ?
- ii) 4 moles de NH_3 et 1 mole de O_2 ?
- iii) 4 moles de NH_3 et 4 moles de O_2 ?
- iv) 1 mole de NH_3 et 2 moles de O_2 ?

Stratégie :

Deux valeurs de réactifs fournies, donc probablement NON stœchiométrique, à vérifier, et si c'est le cas déterminer le réactif limitant, qui conditionnera les quantités qui réagiront et seront créées.

a) Choisir un réactif et calculez le nombre de mole de l'autre nécessaire à la réaction, comparez, déterminer qui est limitant et qui est en excès.

b) Calculer le nombre de mole formé pour chacun des produits.

i) $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
 5 moles 5 moles $\Rightarrow$ excès NH_3 , il restera 1 mole inutilisée
 4 moles de NO et 6 de H_2O seront créées

ii) $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
 4 moles 1 moles $\Rightarrow$ manque de $\text{O}_2 \Rightarrow \text{O}_2$ limitant
 avec 1 mole de O_2 on crée :
 $4 \text{NO} / 5 \text{O}_2 = x / 1 \text{ mole O}_2 \Rightarrow 0,8 \text{ mol de NO}$
 $6 \text{H}_2\text{O} / 5 \text{O}_2 = x / 1 \text{ mole O}_2 \Rightarrow 1,2 \text{ mol de H}_2\text{O}$
 et on consomme $4 \text{NH}_3 / 5 \text{O}_2 = x / 1 \text{ mole O}_2 \Rightarrow 0,8 \text{ mol de NH}_3$
 $\Rightarrow$ il restera $4 \text{ mol} - 0,8 \text{ mol de NH}_3$ soit 3,2 mol

iii) $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
 4 moles 4 moles $\Rightarrow$ manque de $\text{O}_2 \Rightarrow \text{O}_2$ limitant
 avec 4 mole de O_2 on crée : 3,2 mol de NO et 4,8 mol de H_2O
 et on consomme 3,2 mol de $\text{NH}_3 \Rightarrow$ il restera 0,8 mol de NH_3

iv) $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
 1 moles 2 moles
 pour réagir avec 1 mol de NH_3 il faut : $4 \text{NH}_3 / 5 \text{O}_2 = 1 \text{ mol NH}_3 / x$
 $\Rightarrow 1,25 \text{ mol O}_2 \Rightarrow$ on en a plus, O_2 est en excès de $2 - 1,25$ soit 0,75 mol
 avec 1 mol NH_3 (limitant) on crée : 1 mol NO et 1,5 mol H_2O

- 1.3.6. Un façon de détecter la présence de calcaire dans une roche est de déposer un peu d'acide chlorhydrique dessus. Ainsi, on observera des bulles se formant dans le liquide, correspondant à la formation de gaz carbonique, selon la réaction (à équilibrer) suivante : $1 \text{ CaCO}_3 + 2 \text{ HCl} \rightarrow 1 \text{ CaCl}_2 + 1 \text{ H}_2\text{O} + 1 \text{ CO}_2$

Deux litres d'une solution contenant 100 g de HCl par litre seront-ils suffisant pour faire réagir complètement 450 g de calcaire ?

Stratégie :

On cherche ici la valeur de HCl nécessaire pour faire réagir de façon stœchiométrique les 450 g de calcaire. La valeur obtenue sera à comparer avec les 200,0 g de HCl.

- a) Calculer la masse molaire puis le nombre de mole de calcaire.
- b) Calculez le nombre de mole, puis la masse de HCl nécessaire.
- c) Comparez à la masse proposée (attention : 2 L, avec 100g PAR litre)

Résolution :

a) $M(\text{CaCO}_3) = 100,09 \text{ g/mol}$; $n = m / M = 450 \text{ g} / (100,09 \text{ g/mol}) = 4,50 \text{ mol}$

b) stoechio 1/2 => 9,00 mol HCl nécessaire

$M(\text{HCl}) = 36,46 \text{ g/mol}$; $m = n \cdot M = 9,00 \text{ mol} \cdot 36,46 \text{ g/mol} = 328 \text{ g}$

c) dans 2 L de solution il y a seulement 200 g donc pas suffisamment

- 1.3.7. Le fluorure d'hydrogène, gaz utilisé pour la fabrication des fréons (gaz propulseurs détruisant la couche d'ozone) et dans la production d'aluminium, peut être préparé de la façon suivante : $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{ HF}$. En faisant réagir 6 kg de CaF_2 avec un excès d'acide, on obtient 2,86 kg de HF. Quel est le rendement de la réaction.

Stratégie :

- a) calculer la masse de HF produite théoriquement (CaF_2 limitant)
- b) comparer à la masse pratique (calcul du rendement)

Résolution :

c) trouver la masse de HF crée :

on a $6000 \text{ g} / 78,08 \text{ g/mol} = 76,84 \text{ mol}$ de CaF_2

on aura : $76,84 \text{ mol CaF}_2 / 1 \text{ CaF}_2 = x / 2 \text{ HF}$

=> $x = 153,68 \text{ mol}$ de HF produit

soit $153,68 \text{ mol} \cdot 20,008 \text{ g/mol} = 3075 \text{ g} = 3,075 \text{ kg}$ de HF créé

d) rendement :

$2,86 \text{ kg} / 3,075 \text{ kg} = x / 100 \% \Rightarrow x = 93 \%$