

2-bis Quelques solutions détaillées sur les «transformations chimiques»

Les numéros des énoncés du paragraphe 2 précédent sont maintenus dans ce texte.

2-La chimie industrielle: synthèse de l'ammoniac.

Rappel énoncé

L'acide nitrique reste le produit le plus utilisé pour la fabrication des engrais sous la forme de nitrate d'ammonium. Matière qui n'est pas particulièrement écologique Enfin, comme il réagit avec la plupart des métaux (sauf l'or, l'iridium et le platine), l'acide nitrique est très utilisé en métallurgie et en microélectronique. Mélangé avec l'acide chlorhydrique, il forme l'eau régale (l'aqua regia des alchimistes), l'un des rares réactifs capables de dissoudre l'or et le platine.

La première étape est la réaction de l'ammoniac NH_3 avec le dioxygène pour donner de l'eau et du monoxyde d'azote NO . C'est la transformation que l'on va étudier maintenant .

Cette réaction nécessite l'utilisation d'un catalyseur : **le platine** utilisé en toiles de plus de 4m de diamètre suspendue par des fils de 0,07mm . Les pertes en platine sont de 40mg par tonne d'acide nitrique pur produit ce qui semble infime .

La 2ème étape: le monoxyde d'azote NO est ensuite oxydé par le dioxygène en dioxyde d'azote, suivant le bilan : $2 \text{NO} + \text{O}_2$
-----> 2NO_2

La 3ème étape : le dioxyde d'azote est dissous dans l'eau pour produire l'acide nitrique dilué :

bilan : $3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ -----> $2 \text{HNO}_3 + \text{NO}$

Questions :

- 1- écrire l'équation bilan de la première étape en utilisant des nombres stœchiométriques entiers et les plus petits possibles.
- 2-Sous qu'elle condition cette transformation est-elle possible? Donner une définition du mot «**catalyseur**».Doit -on prévoir de grosses quantités de catalyseur pour réaliser la synthèse? Pourquoi?
- 3-Pour lancer cette première étape, on mélange dans le réacteur: $m_1=340\text{g}$ d'ammoniac et $m_2=480\text{g}$ de dioxygène . Calculer les quantités de matière correspondantes n_1 et n_2 .
- 4-Réaliser un tableau montrant l'évolution du système en fonction de la grandeur avancement x . On déterminera l'avancement maximum x_m et la composition finale du système en quantités de matière et masses . On précisera le nom du réactif limitant.
- 5-Comparer la masses totale du système entre l'état initial (avant transformation) et l'état final.
- 6-Quelle masse de produit reconnu en défaut faudrait-il prévoir à l'état initial pour faire disparaître la totalité de l'autre réactif (c'est-à-dire avoir un mélange initial stœchiométrique)

Correction :

- 1- amorçons l'écriture: $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$ (écriture provisoire)
 équilibre des H : $2\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow 3\text{H}_2\text{O} + \text{NO}$ (écriture provisoire)
 équilibre des N : $2\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$ (écriture provisoire)
 équilibre des O: $2\text{NH}_3 + (5/2)\text{O}_2 \rightarrow 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$ (écriture provisoire)
 x par 2 $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 6\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}$

2- La réaction nécessite l'utilisation d'un **catalyseur**, ici le platine . Le bilan de la réaction que nous venons d'écrire n'explique pas tout! Un mécanisme détaillé de la réaction montre qu'une transformation consomme le catalyseur mais qu'il est reformé lors d'une étape ultérieure . Il n'est donc pas globalement consommé et **est réutilisable indéfiniment en théorie** et n'apparaît pas dans le bilan . Pour autant sa présence accélère fortement la vitesse de réaction et son rendement. Le catalyseur ici est solide, alors que les réactifs sont liquides ; la catalyse est dite hétérogène et implique une fine division du platine pour faciliter leur contact en surface. La présence de catalyseur est très souvent indispensable en chimie industrielle.

$$3- \quad n_1 = \frac{m_1}{M_{\text{NH}_3}} = \frac{340}{17} = 20,0 \text{ mol}; n_2 = \frac{m_2}{M_{\text{O}_2}} = \frac{480}{32} = 15,0 \text{ mol}$$

Donnons une définition de la grandeur avancement x :

$$x = \frac{n(\text{NH}_3 \text{ disp})}{4} = \frac{n(\text{O}_2 \text{ disp})}{5} = \frac{n(\text{H}_2\text{O formé})}{6} = \frac{n(\text{NO formé})}{4}$$

A gauche , on indique les quantités des réactifs qui restent compte tenu de l'avancement x de la réaction

A droite, on indique les quantités de produits formés.

Toutes les valeurs sont en moles.

Equation bilan		4NH₃	+	5O₂	→	6H₂O	+	4NO
Etat initial	0	$n_1=20$		$n_2=15$		0		0
Etat intermédiaire	x	$20-4x$		$15-5x$		$6x$		$4x$
Etat final	x_m	$20-4x_m=8$		0		18		12

x_m est la plus petite des 2 racines des équations : $20-4x_m=0$ et $15-5x_m=0$ soit **$x_m=3 \text{ mol}$**

La réaction s'arrête faute de dioxygène ; le dioxygène est le réactif en défaut

masses des produits à l'état final :

$$m_{\text{NH}_3} = 8 \text{ mol} \times 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \mathbf{136 \text{ g}}; m_{\text{O}_2} = \mathbf{0 \text{ g}}; m_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \times 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \mathbf{324 \text{ g}}; m_{\text{NO}} = 12 \times 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \mathbf{360 \text{ g}}.$$

5- comparaison des masses :

état initial : $480+340=820 \text{ g}$; **état final** : $136+0+324+360=820 \text{ g}$

Évidemment la masse est conservée

6-Pour que le mélange initial soit stœchiométrique, il faut :

$$\frac{n_{\text{O}_2}}{5} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{4} \Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{5}{4} \cdot 20 = 25 \text{ mol}$$