

## Autres énoncés avec indications de correction

### 1. La combustion du soufre

On dispose dans un têt à combustion 2 g de fleur de soufre. On l'introduit dans un flacon de dioxygène après avoir amorcé la combustion avec la flamme d'un bec Bunsen.

Quel doit être le volume du flacon pour que le soufre soit entièrement transformé en dioxyde de soufre?

On suppose que l'on opère dans les conditions normales de température et de pression.

Dans les conditions normales, le volume molaire d'un gaz est :  $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

(Rep 1,4L)

### 2. La chimie industrielle : synthèse de l'acide nitrique

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  $\text{NH}_3$  avec le dioxygène pour donner de l'eau et du monoxyde d'azote  $\text{NO}$ . **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  $\text{NO}$  est ensuite oxydé par le dioxygène en dioxyde d'azote, suivant le bilan :  $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$

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

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

#### Questions :

1- écrire l'équation bilan de la première étape en utilisant des nombres stœchiométriques entiers et les plus petits possibles.

2-Sous quelle 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)

Résultats partiels : état initial :  $n_1=20$ ,  $n_2=15$  en mol ; état final  $m_1=136\text{g}$ ,  $m_2=0$ ,  $m_3=324\text{g}$ ,  $m_4=360\text{g}$ .

Masse d'oxygène nécessaire : 800g

**Solution détaillée dans le paragraphe 2 bis**

### 3. Pyrolyse du carbonate de calcium (\*)

Le carbonate de calcium (appelé usuellement «calcaire») a pour formule  $\text{CaCO}_3$ . Sous l'influence d'une chaleur intense il se décompose en solide blanc : l'oxyde de calcium (ou «chaux vive»)  $\text{CaO}$  et en dioxyde de carbone.

0-Écrire l'équation bilan de la transformation chimique.

1-Quelle masse d'oxyde de calcium peut-on obtenir à partir de 40g de calcaire ? (Rep 22,4g)

2-Quel est le volume de dioxyde de carbone dégagé en L puis  $\text{cm}^3$ .. (Rep 10L)

On donne : en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  :  $M_{\text{C}}=12$  ;  $M_{\text{O}}=16$  ;  $M_{\text{Ca}}=40$  ;

le volume molaire dans les conditions de l'expérience :  $V_m=25\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .