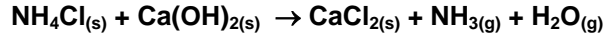


## Exercices / Stoechiométrie des gaz

- 1) On peut produire l'ammoniac au laboratoire par chauffage du chlorure d'ammonium avec l'hydroxyde de calcium.



On chauffe 8.93g de chlorure d'ammonium avec 7.48 g d'hydroxyde de calcium. Quelle masse d'ammoniac,  $\text{NH}_3$ , peut-on prévoir ? Suppose que la réaction a un rendement de 100%. Quel volume cet ammoniac occupera-t-il à une pression de 98 kPa, une température de 295 K



2. Réactif limitant (unité = g  $\text{NH}_3$ )

$$8,93 \text{ g NH}_4\text{Cl} \times \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{53,5 \text{ g NH}_4\text{Cl}} \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{2 \text{ mol NH}_4\text{Cl}} \times \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 2,84 \text{ g NH}_3$$

$$7,48 \text{ g Ca}(\text{OH})_2 \times \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{74 \text{ g Ca}(\text{OH})_2} \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} \times \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 3,44 \text{ g NH}_3$$

Volume molaire:

$$\begin{aligned} n &= 1 \text{ mol} \\ p &= 98 \text{ kPa} \\ T &= 295 \text{ K} \end{aligned}$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \times 8,314 \times 295}{98} = 25,03 \text{ dm}^3 \text{ pour 1 mol}$$

$$2,84 \text{ g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \times \frac{25,03 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol NH}_3} = 4,18 \text{ dm}^3$$

2) Le propane réagit avec l'oxygène de l'air pour former du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.



Quel volume de dioxyde de carbone (à une pression de 110 kPa et une température de 150° Celsius) prévoit-on obtenir lorsque 97.5g de propane réagissent avec suffisamment d'oxygène, ?

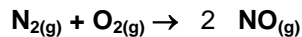
Volume molaire:  $V = \frac{nRT}{P}$

$n = 1 \text{ mol}$   
 $P = 110 \text{ kPa}$   
 $T = 150^\circ\text{C} = 423 \text{ K}$

$$= \frac{1 \times 8,314 \times 423 \text{ K}}{110 \text{ kPa}} = 31,97 \text{ dm}^3$$

$$97,5 \text{ g C}_3\text{H}_8 \times \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44 \text{ g C}_3\text{H}_8} \times \frac{3 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} \times \frac{31,97 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol CO}_2} = 212,3 \text{ dm}^3$$

3) La réaction de l'oxygène atmosphérique avec l'azote atmosphérique pour former le monoxyde d'azote se produit en même temps que la combustion du carburant.



Quel est la pression de 8L du NO(g) résultant de cette réaction à 273 K si 3g d'azote gazeux et 4 moles d'oxygène gazeux réagissent ensemble?

Données

$V = 8 \text{ L}$   
 $T = 273 \text{ K}$   
 $P = ?$   
 $n = 0,214 \text{ mol}$

$$3 \text{ g N}_2 \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} \times \frac{2 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol N}_2} = 0,214 \text{ mol NO}$$

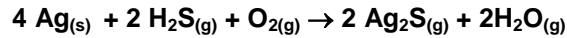
$$4 \text{ mol NO}_2 \times \frac{2 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol O}_2} = 8 \text{ mol NO}$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$= \frac{8,314 \times 273 \times 0,214}{8 \text{ L}} = 60,8 \text{ kPa}$$

4) L'argent réagit avec le sulfure d'hydrogène gazeux présent dans l'air pour produire du sulfure  
Tiré du livre CHIMIE-11 de Mustoe et Cie., Chenelière/McGraw-Hill, p. 262

d'argent.



Quel volume de sulfure d'hydrogène (à une pression de 198 kPa et 225 K) serait nécessaire pour faire réagir complètement 3g d'oxygène gazeux (avec l'argent en excès)?

Volume molaire

$$n = 1 \quad V = \frac{1 \cdot 8,314 \cdot 225}{198}$$

$$V = ? \quad = 9,45 \text{ dm}^3$$

$$p = 198 \text{ kPa}$$

$$T = 225 \text{ K}$$

$$R = 8,314$$

$$3 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{S}}{1 \text{ mol O}_2} \times \frac{9,45 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} = 1,77 \text{ dm}^3$$