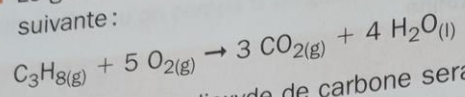
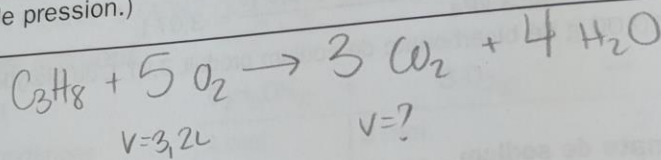


- c) 20 ml de ...
 d) 20 ml de P réagissent avec 30 ml ...
- 2 Le gaz propane (C_3H_8), que l'on utilise dans les barbecues, brûle selon l'équation suivante:



Quel volume de dioxyde de carbone sera produit par la réaction de 3,2 L de dioxygène? (Les volumes sont mesurés aux mêmes conditions de température et de pression.)



$$\frac{5 \text{ mol } O_2}{3 \text{ mol } CO_2} = \frac{3,2L O_2}{V_{CO_2}}$$

$$V_{CO_2} \approx 1,9L$$

Réponse:

Démarche plus détail

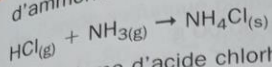
$$V_{O_2} = \frac{nRT}{P} \quad 3,2L = \frac{5 \text{ mol} \cdot R \cdot T}{P}$$

$$\frac{3,2P}{RT} = 5 \text{ mol } O_2$$

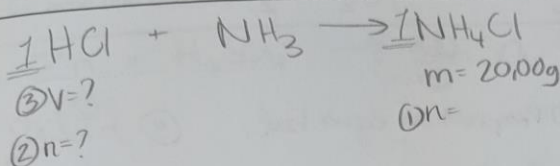
$$\frac{3 \cdot 3,2 \cdot P}{5 RT} \rightarrow x = 3 \text{ mol } CO_2$$

donc $V = 1,9L$

4 L'acide chlorhydrique réagit en présence d'ammoniac pour former du chlorure d'ammonium, selon l'équation chimique suivante:



Quel volume d'acide chlorhydrique gazeux sera nécessaire pour obtenir 20,00 g de chlorure d'ammonium à TPN? $T=273\text{K}$ $P=101,3\text{kPa}$ $1\text{mol} = 22,4\text{L}$



① $M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 53,50\text{g/mol}$
 $M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{m}{n}$
 $53,50\text{g} = \frac{20,00\text{g}}{n}$
 $1\text{mol} \quad n$
 $n \approx 0,3738\text{mol}$

② Prop. Équation bal.
 $1:1$ alors
 $n = n_{\text{HCl}} = 0,3738\text{mol}$

③ à T, P, N:
 $\frac{22,4\text{L}}{1\text{mol}} = \frac{V}{0,3738\text{mol}}$
 $V = 8,37\text{L}$

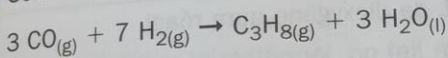
ou $PV = nRT$

Si non

Calculer Avec V_{molaire}

Réponse: _____

5 Soit la réaction suivante:

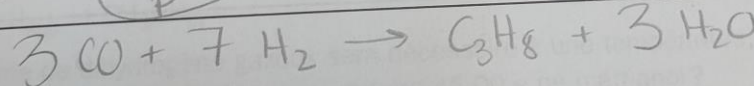


Quel volume de dihydrogène réagira avec 800,0 ml de monoxyde de carbone, à une pression de 300,0 kPa et à une température de 150,0 °C?

$T = 150,0^\circ\text{C} + 273 = 423,0\text{K}$

Demande

A



$V = 800,0\text{ml}$ $V = ?$
 $V = 0,8000\text{L}$

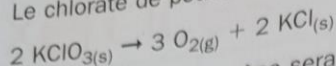
$\frac{3\text{mol CO}}{7\text{mol H}_2} = \frac{0,8000\text{L}}{V_{\text{H}_2}}$
 $V_{\text{H}_2} \approx 1,8667\text{L}$

Si non

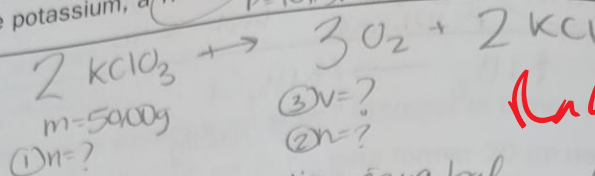
- 1- Trouve n_{CO} avec $PV = nRT$
- 2- Correspondance
- 3- $PV = nRT$ pour V_{H_2}

Réponse: _____

6 Le chlorate de potassium se décompose selon l'équation chimique suivante:



Quel volume de dioxygène sera produit lors de la décomposition de 50,00 g de chlorate de potassium, à TPN? $T=298\text{K}$ $1\text{mol}=22,4\text{L}$
 $P=101,3\text{kPa}$



Calculer avec volume molaire

① $M_{\text{KClO}_3} = 122,55\text{g/mol}$
 $M = \frac{m}{n}$
 $\frac{122,55}{1\text{mol}} = \frac{50,00\text{g}}{n}$
 $n \approx 0,4080\text{mol}$

② Proportion équibal.

$$\frac{3\text{mol O}_2}{2\text{mol KClO}_3} = \frac{n_{\text{O}_2}}{0,4080\text{mol}}$$

$$n_{\text{O}_2} \approx 0,612\text{mol}$$

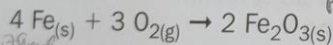
$$\frac{22,4\text{L}}{1\text{mol}} = \frac{V}{0,612\text{mol}}$$

$$V \approx 13,7\text{L}$$

Sur $(3) \rightarrow PV = nRT$

Réponse: _____

7 Lors de l'oxydation d'un morceau de fer en présence de dioxygène, on remarque que sa masse diminue graduellement. Si le morceau de fer pesait initialement 100,00 g, quelle sera sa nouvelle masse lorsque 1,2 L de dioxygène aura réagi aux conditions ambiantes? $T=298\text{K}$ $1\text{mol}=24,5\text{L}$
 $P=101,3\text{kPa}$



de fer (Fe)

$PV = nRT$

$m=100,00\text{g}$ $V=1,2\text{L}$
 ③ $m=?$ ① $n=?$
 ② $n=?$

Calculer

Sur

① à TPN:

$$\frac{1\text{mol}}{24,5\text{L}} = \frac{n}{1,2\text{L}}$$

$$n_{\text{O}_2} = 0,049\text{mol}$$

③ $M_{\text{Fe}} = 55,85\text{g/mol}$

$$M_{\text{Fe}} = \frac{m}{n}$$

$$\frac{55,85}{1\text{mol}} = \frac{m}{0,065\text{mol}}$$

$m \approx 3,6\text{g} \rightarrow$ qte de fer ayant réagit (transformé)

② Proport. équibal

$$\frac{3\text{mol O}_2}{4\text{mol Fe}} = \frac{0,049\text{mol}}{n_{\text{Fe}}}$$

$$n_{\text{Fe}} \approx 0,065\text{mol}$$

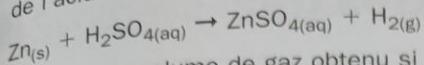
$n_{\text{Fe}} \approx 0,065\text{mol} \rightarrow$ qte (en mol) de fer ayant réagit avec le 1,2L d'O₂

Réponse: _____

$$m = m_{\text{initiale}} - m_{\text{transformé}}$$

$$m = 100,00\text{g} - 3,6\text{g} = 96,4\text{g}$$

- 8 La plupart des métaux réagissent en présence d'un acide. Cette réaction produit un sel ainsi qu'un dégagement de dihydrogène. Par exemple, la réaction du zinc avec de l'acide sulfurique produit du sulfate de zinc selon l'équation suivante :



Quel sera le volume de gaz obtenu si on fait réagir complètement un morceau de 7,50 g de zinc avec une quantité suffisante d'acide sulfurique, à 85,0 °C et 250 kPa ?

$$T = 85,0^\circ\text{C} + 273 = 358\text{K}$$

$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

$m = 7,50\text{g}$

① $n = ?$

① $M_{\text{Zn}} = 65,39\text{g/mol}$

$M_{\text{Zn}} = \frac{m}{n}$

$\frac{65,39\text{g}}{1\text{mol}} = \frac{7,50\text{g}}{n}$

$n_{\text{Zn}} \approx 0,115\text{mol}$

② Prop. équa. bal.

$\frac{1\text{mol Zn}}{1\text{mol H}_2} = \frac{0,115\text{mol Zn}}{n_{\text{H}_2}}$

$n_{\text{H}_2} = 0,115\text{mol}$

③ $V = ?$

$n = 0,115\text{mol}$

$P = 250\text{kPa}$

$T = 358\text{K}$

$PV = nRT$

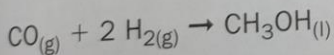
$V = \frac{nRT}{P}$

$V = \frac{0,115\text{mol} \cdot 8,314\text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot 358\text{K}}{250\text{kPa}}$

$V \approx 1,37\text{L}$

Réponse: _____

- 9 Pour synthétiser le méthanol, on fait réagir du monoxyde de carbone avec du dihydrogène, selon l'équation suivante :



Quel volume de dihydrogène gazeux sera nécessaire à une température de 0 °C et une pression de 101,3 kPa pour produire 45,00 g de méthanol ?

$$T = 273\text{K}$$

$\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$

$m = 45,00\text{g}$

① $n = ?$

① $M_{\text{CH}_3\text{OH}} = 32,05\text{g}$

$M = \frac{m}{n}$

$\frac{32,05\text{g}}{1\text{mol}} = \frac{45,00\text{g}}{n}$

$n \approx 1,404\text{mol}$

② Prop. équa. bal.

$\frac{2\text{mol H}_2}{1\text{mol CH}_3\text{OH}} = \frac{n_{\text{H}_2}}{1,404\text{mol}}$

$n_{\text{H}_2} = 2,808\text{mol}$

③ $V = ?$

$n = 2,808\text{mol}$

$P = 101,3\text{kPa}$

$T = 273\text{K}$

$PV = nRT$

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

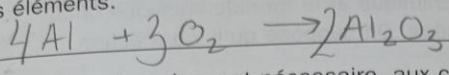
$V = \frac{2,808\text{mol} \cdot 8,314\text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot 273\text{K}}{101,3\text{kPa}}$

$V \approx 62,9\text{L}$

Réponse: _____

5 L'aluminium est un métal qui a la propriété de résister à la corrosion. En contact avec le dioxygène de l'air, il s'oxyde pour former une mince couche de trioxyde de dialuminium solide ($Al_2O_{3(s)}$). C'est ce solide imperméable qui protège le reste du métal de la corrosion.

a) Écrivez l'équation qui décrit la synthèse du trioxyde de dialuminium à partir de ses éléments.



b) Quel volume de dioxygène est nécessaire, aux conditions ambiantes, pour produire 50,00 g de trioxyde de dialuminium? $1 \text{ mol} \rightarrow 24,5 \text{ L}$

① $M_{Al_2O_3} = 101,96 \text{ g/mol}$
 $M = \frac{m}{n}$
 $\frac{101,96 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{50,00 \text{ g}}{n} \quad n \approx 0,4904 \text{ mol}$

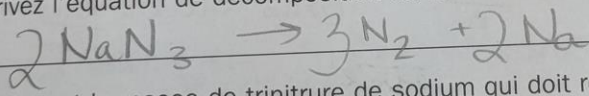
② Prop. Équa. bal.
 $\frac{2 \text{ mol } Al_2O_3}{3 \text{ mol } O_2} = \frac{0,4904 \text{ mol}}{n_{O_2}}$
 $n_{O_2} = 0,7356 \text{ mol}$

③ à TAPN:
 $\frac{1 \text{ mol}}{24,5 \text{ L}} = \frac{0,7356 \text{ mol}}{V_{O_2}}$
 $V_{O_2} \approx 18,1 \text{ L}$

Réponse:

6 Les coussins gonflables sont des dispositifs de sécurité dont l'utilisation est de plus en plus répandue dans les automobiles. C'est le diazote gazeux ($N_{2(g)}$) produit par la décomposition rapide du triniture de sodium solide ($NaN_{3(s)}$) qui permet de gonfler en une fraction de seconde le sac du coussin.

a) Écrivez l'équation de décomposition du triniture de sodium en ses éléments.



b) Quelle est la masse de triniture de sodium qui doit réagir pour que le gaz produit puisse remplir un coussin de 15,0 L, à 102,0 kPa et 20,0 °C? $T = 20,0^\circ\text{C} + 273 = 293,0 \text{ K}$

① $n = ?$
 $V = 15,0 \text{ L}$
 $P = 102,0 \text{ kPa}$
 $T = 293,0 \text{ K}$
 $PV = nRT$
 $\frac{PV}{RT} = n$
 $\frac{102,0 \text{ kPa} \cdot 15,0 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 293,0 \text{ K}} = n$
 $n \approx 0,628 \text{ mol } N_2$

② Prop. Équa. bal.
 $\frac{3 \text{ mol } N_2}{2 \text{ mol } NaN_3} = \frac{0,628 \text{ mol } N_2}{n_{NaN_3}}$
 $n_{NaN_3} \approx 0,419 \text{ mol}$

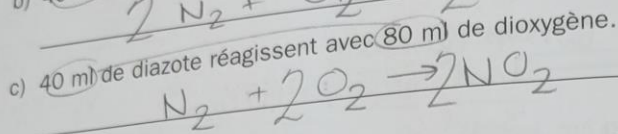
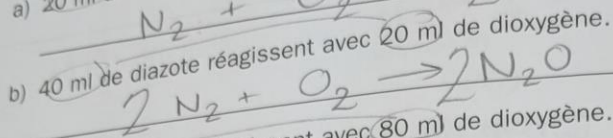
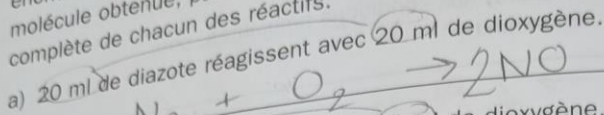
③ $M_{NaN_3} = 65,02 \text{ g/mol}$
 $M = \frac{m}{n}$
 $\frac{65,02 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{m}{0,419 \text{ mol}}$
 $m \approx 27,2 \text{ g}$

Réponse:

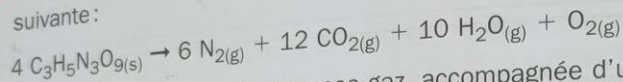
© ERPI Reproduction interdite

Défis du chapitre 3

- 1 À cause des propriétés chimiques particulières de l'azote, le dioxygène et le diazote peuvent se combiner dans différentes proportions. Il en résulte des composés de formules chimiques différentes, dont le NO, le N₂O ou le NO₂. Pour chacun des énoncés ci-dessous, indiquez l'équation chimique et la formule chimique de la molécule obtenue, parmi celles mentionnées. On suppose qu'il y a réaction complète de chacun des réactifs.



- 2 La nitroglycérine est une molécule très instable qui se décompose selon l'équation suivante:



La formation soudaine de tous ces gaz, accompagnée d'une grande quantité de chaleur, cause une explosion foudroyante. Si la décomposition d'une certaine quantité de nitroglycérine provoque une augmentation de pression de 50 000 kPa, quelle sera la pression partielle de chacun des gaz produits?

$$P_T = 50\,000\text{ kPa}$$

$$n_T = 6 + 12 + 10 + 1$$

$$n_T = 29\text{ mol}$$

$$P_{\text{N}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{N}_2}}{n_T}$$

$$P_{\text{N}_2} = 50\,000\text{ kPa} \cdot \frac{6\text{ mol}}{29\text{ mol}} = 10\,345\text{ kPa}$$

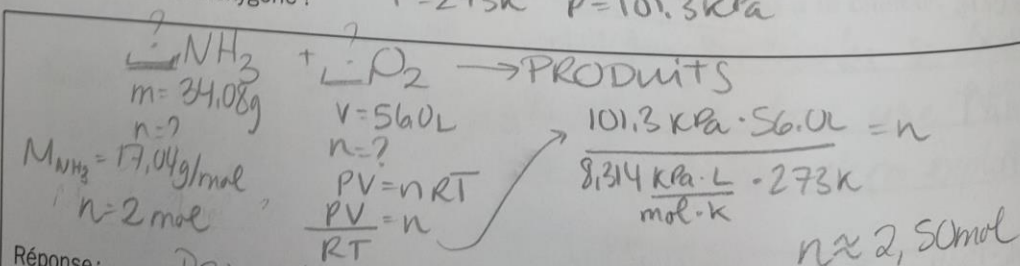
$$P_{\text{CO}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_T}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 50\,000\text{ kPa} \cdot \frac{12\text{ mol}}{29\text{ mol}} = 20\,690\text{ kPa}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 50\,000\text{ kPa} \cdot \frac{10\text{ mol}}{29\text{ mol}} = 17\,241\text{ kPa}$$

$$P_{\text{O}_2} = 50\,000\text{ kPa} \cdot \frac{1\text{ mol}}{29\text{ mol}} = 1\,724\text{ kPa}$$

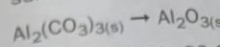
- 3 Au laboratoire, Michelle fait réagir 34,08 g d'ammoniac (NH₃) gazeux en présence de 56,0 L de dioxygène, à 0 °C et à 101,3 kPa. Elle note que les réactifs se sont complètement transformés en produits. Dans quelle proportion molaire l'ammoniac réagit-il avec le dioxygène?



Réponse: _____

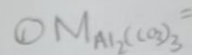
Proportion de 2 mol NH₃ pour 2,5 mol de O₂
 ou 4 mol NH₃ pour 5 mol O₂

- 4 Le tricarbonat de dialuminium se décompose selon l'équation suivante:



Une quantité de 20,0 g de tricarbonat de dialuminium scellé de 4,500 L, à 27 °C. Quelle sera la pression partielle de CO₂ décomposé?

$$P_{T\text{ finale}} = P_{\text{air}} + P_{\text{CO}_2}$$



$$n = \frac{20,0\text{ g}}{233,99\text{ g/mol}} = 0,0855\text{ mol}$$

$$P = ?$$

$$T = 273\text{ K}$$

$$n = 0,25\text{ mol}$$

$$V = 4,5\text{ L}$$

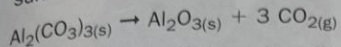
$$P_T = ?$$

Répo

EXERC

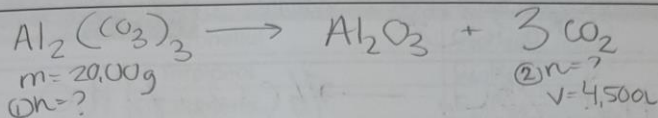
EXERC

- 4 Le tricarbonate de dialuminium ($\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$) se décompose selon l'équation chimique suivante :



Une quantité de 20,00 g de cette substance se décompose dans un contenant scellé de 4,500 L, à une température de 120,0 °C et une pression de 105,0 kPa. Quelle sera la pression finale dans le contenant lorsque tout le solide se sera décomposé ?

$$T = 120,0^\circ\text{C} + 273 = 393,0\text{K}$$



$$\textcircled{4} P_{\text{finale}} = P_{\text{air}} + P_{\text{CO}_2} \quad \textcircled{3}$$

$$\textcircled{1} M_{\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3} = 233,99\text{g/mol}$$

$$M = \frac{m}{n}$$

$$\frac{233,99\text{g}}{1\text{mol}} = \frac{20,00\text{g}}{n}$$

$$n \approx 0,08547\text{mol}$$

$$\textcircled{2} \text{Prop. équa. bal}$$

$$\frac{1\text{mol Al}_2(\text{CO}_3)_3}{3\text{mol CO}_2} = \frac{0,08547\text{mol}}{n_{\text{CO}_2}}$$

$$n_{\text{CO}_2} \approx 0,2564\text{mol}$$

$$\textcircled{3} P = ?$$

$$T = 393,0\text{K}$$

$$n = 0,2564\text{mol}$$

$$V = 4,500\text{L}$$

$$PV = nRT$$

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

$$P = \frac{0,2564\text{mol} \cdot 8,314 \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 393,0\text{K}}{4,500\text{L}}$$

$$P \approx 186,2\text{ kPa}$$

$$\textcircled{4} P_{\text{T}} = P_{\text{air}} + P_{\text{CO}_2}$$

$$= 105,0\text{ kPa} + 186,2\text{ kPa}$$

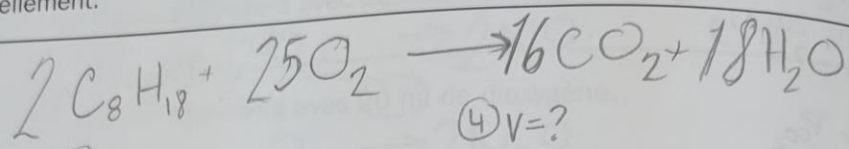
$$= 291,2\text{ kPa}$$

Réponse: _____

5 L'utilisation de l'automobile contribue au réchauffement climatique parce qu'elle dégage un gaz à effet de serre, le dioxyde de carbone, produit lors de la combustion de l'essence. Sachant que l'essence est principalement constituée d'octane (C_8H_{18}) et que la masse volumique de cette substance est de 0,69 g/ml, calculez le volume de dioxyde de carbone produit dans une année aux conditions ambiantes par une automobile qui consomme en moyenne 8,5 L/100 km et qui parcourt 10 000 km annuellement.



TAPN
1 mol
24,5 L



- ① m = ?
- ② n = ?

- ④ V = ?
- ③ n = ?

① Masse brûlée annuellement:

$$\frac{8,5 L}{100 km} = \frac{V}{10\,000 km}$$

$$V = 850 L = 850\,000 ml$$

$$m.v. = 0,69 g/ml$$

$$\frac{0,69 g}{1 ml} = \frac{m}{850\,000 ml}$$

$$m = 586\,500 g$$

$$\textcircled{2} M_{C_8H_{18}} = 114,26 g/mol$$

$$M = \frac{m}{n}$$

$$\frac{114,26 g}{1 mol} = \frac{586\,500 g}{n}$$

$$n \approx 5133,0 mol$$

③ Prop. équa. bal.

$$\frac{2 mol C_8H_{18}}{16 mol CO_2} = \frac{5133,0 mol}{n_{CO_2}}$$

$$n_{CO_2} \approx 41\,064 mol$$

④ À TAPN:

$$\frac{1 mol}{24,5 L} = \frac{41\,064 mol}{V}$$

$$V = 100\,6068 L$$

$$V = 1,00 \times 10^6 L$$

Réponse: _____