

Réponses révision chapitre 12

3. Le volume molaire d'un gaz parfait à TPN est de 22,4 L/mol.
4. Caractéristiques d'un gaz parfait : les molécules d'un gaz parfait n'ont aucun volume; les molécules n'exercent aucune attraction entre elles ni avec leur contenant ; les molécules se déplacent en ligne droite ; les collisions ne requièrent pas d'énergie puisqu'elles sont élastiques. Caractéristiques d'un gaz réel : les molécules d'un gaz réel ont leur propre volume ; les molécules s'attirent ; les molécules ne se déplacent pas forcément en ligne droite ; les collisions ne sont pas complètement élastiques.
5. Les deux gaz occupent le même volume (22,4 L), mais leur masse diffère. Une mole d'oxygène gazeux a une masse supérieure, donc une masse volumique supérieure, à celle d'une mole d'hydrogène gazeux.
6. a) Si l'on ajoute plus de gaz à un contenant rigide, la pression et la température du gaz augmentent, car les collisions entre les molécules deviennent plus fréquentes.
b) Une chute de la pression entraîne un accroissement de volume.
8. À proximité de la Terre, l'ozone cause des problèmes respiratoires chez les humains et les animaux, retarde la croissance des plantes, réduit le rendement des récoltes et endommage les forêts. L'ozone abîme également le plastique, décompose le caoutchouc et corrode le métal.
9. De hauts niveaux de rayonnement ultraviolet sont dangereux : ils augmentent les risques de cancers de la peau et les troubles oculaires chez les humains, et ils attaquent le phytoplancton, qui est à la base de la chaîne alimentaire aquatique.
10. Le Protocole de Montréal est un accord entre des pays indépendants pour éliminer progressivement la production et la consommation de toutes les substances qui appauvrissent la couche d'ozone.
12. a) 22,4 L
b) $12,5 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 2,80 \times 10^2 \text{ L}$
c) Nombre de moles = $100 \text{ g} / 4,00 \text{ g/mol} = 25,0 \text{ mol}$
Volume occupé $25 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 5,60 \times 10^2 \text{ L}$
13. Trouvez le nombre de moles dans le volume donné:
 $V = 0,250 \text{ m}^3 = 250 \text{ L}$
 $n = \frac{250 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} = 11,16 \text{ mol}$
Il y a $11,16 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ molécules/mol} = 6,72 \times 10^{24} \text{ molécules}$.

Réponses révision chapitre 12

14. $n = 2,00 \text{ mol}$

$$P = 750 \text{ torr}$$

$$T = 30,0 \text{ }^\circ\text{C} = 303 \text{ K}$$

Trouvez le volume d'après la loi des gaz parfaits:

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{2,00 \text{ mol} \times 62,7 \text{ mm Hg} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 303 \text{ K}}{750 \text{ torr}} = 50,4 \text{ L}$$

15. $T = 100,0 \text{ }^\circ\text{C} = 373,2 \text{ K}$

$$P = 5,00 \text{ atm}$$

$$m = 1,50 \text{ g}$$

Trouvez le nombre de moles:

$$n = \frac{1,50 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}} = 0,0535 \text{ mol}$$

Trouvez le volume d'après la loi des gaz parfaits:

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,0535 \text{ mol} \times 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 373,2 \text{ K}}{5,00 \text{ atm}} = 0,328 \text{ L}$$

16. $V = 2,00 \text{ L}$

$$m = 25,0 \text{ g}$$

$$T = 20,0 \text{ }^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$$

Trouvez le nombre de moles:

$$n = \frac{25,0 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 0,781 \text{ mol}$$

Trouvez la pression d'après la loi des gaz parfaits:

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,781 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 293 \text{ K}}{2,00 \text{ L}} = 951 \text{ kPa}$$

17. $V = 40,0 \text{ dm}^3 = 40 \text{ L}$

$$P = 25,0 \text{ atm}$$

$$T = 20,0 \text{ }^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$$

Trouvez le nombre de moles d'après la loi des gaz parfaits:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{25,0 \text{ atm} \times 40 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 293 \text{ K}} = 41,59 \text{ mol}$$

Trouvez la masse du propane:

$$M = (12,01 \text{ g/mol} \times 3) + (1,01 \text{ g/mol} \times 8) = 44,11 \text{ g/mol}$$

$$m = n \times M = 41,59 \text{ mol} \times 44,11 \text{ g/mol} = 1,84 \times 10^3 \text{ g} = 1,84 \text{ kg}$$

23. $m = 13,4 \text{ g}$

$$T = 85,0 \text{ }^\circ\text{C} = 358,2 \text{ K}$$

$$P = 100,0 \text{ kPa}$$

$$V = 4,32 \text{ L}$$

Soit 100,0 g la masse totale de l'échantillon.

$$\text{Masse de carbone} = 68,5\% \times 100,0 \text{ g} = 68,5 \text{ g}$$

$$\text{Masse d'hydrogène} = 8,6\% \times 100,0 \text{ g} = 8,6 \text{ g}$$

$$\text{Masse d'oxygène} = 22,8\% \times 100,0 \text{ g} = 22,8 \text{ g}$$

Trouvez le nombre de moles de carbone, d'hydrogène et d'oxygène:

$$n_{(\text{carbone})} = \frac{m}{M} = \frac{68,5 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 5,70 \text{ mol}$$

$$n_{(\text{hydrogène})} = \frac{m}{M} = \frac{8,6 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 8,51 \text{ mol}$$

$$n_{(\text{oxygène})} = \frac{m}{M} = \frac{22,8 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 1,43 \text{ mol}$$

Réponses révision chapitre 12

- 23 (suite) Le rapport des éléments dans le composé est de:
4,0 mol de C: 6,0 mol de H: 1,0 mol d'oxygène.
La formule empirique du liquide inconnu est: C_4H_6O .
Trouvez le nombre de moles d'après la loi des gaz parfaits:
$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{100,0 \text{ kPa} \times 4,32 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 358 \text{ K}} = 0,145 \text{ mol}$$

Trouvez la masse molaire:
$$M = \frac{m}{n} = \frac{13,4 \text{ g}}{0,145 \text{ mol}} = 92,4 \text{ g/mol}$$

Masse molaire de la formule empirique = 70,10 g/mol
Le rapport des masses molaires est de 1,0.
La formule moléculaire du liquide est: C_4H_6O .

24. $m = 10,0 \text{ g}$
 $T = 120,0 \text{ }^\circ\text{C} = 393 \text{ K}$
 $P = 5,0 \text{ atm}$
 $V = 568,0 \text{ cm}^3 = 0,568 \text{ L}$
Soit 100,0 g la masse totale de l'échantillon.
Masse de carbone = $84,2\% \times 100,0 \text{ g} = 84,2 \text{ g}$
Masse d'hydrogène = $15,8\% \times 100,0 \text{ g} = 15,8 \text{ g}$
Trouvez le nombre de moles de carbone et d'hydrogène:
$$n_{(\text{carbone})} = \frac{m}{M} = \frac{84,2 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 7,01 \text{ mol}$$

$$n_{(\text{hydrogène})} = \frac{m}{M} = \frac{15,8 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 15,64 \text{ mol}$$

Le rapport des éléments dans le composé est de:
1,0 mol de C: 2,0 mol de H.
La formule empirique du liquide inconnu est: CH_2 .

Trouvez le nombre de moles d'après la loi des gaz parfaits:
$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{5,0 \text{ atm} \times 0,568 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 393 \text{ K}} = 0,0881 \text{ mol}$$

Trouvez la masse molaire:
$$M = \frac{m}{n} = \frac{10,0 \text{ g}}{0,0881 \text{ mol}} = 113,5 \text{ g/mol}$$

Masse molaire de la formule empirique = 57,13 g/mol
Le rapport des masses molaires est de 2: 1.
La formule moléculaire du liquide est: C_8H_{16} .

26. a) $CH_3OH_{(l)} + 3/2 O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2 H_2O_{(g)}$
b) Soit x le volume de CO_2 .
$$\frac{1 \text{ mol } CO_2}{3/2 \text{ mol } O_2} = \frac{x \text{ L } CO_2}{10 \text{ L } O_2}$$

Par conséquent $x = 6,67 \text{ L}$.
Le volume de CO_2 produit est de 6,67 L.
c) Trouvez le nombre de moles d'oxygène d'après la loi des gaz parfaits:
$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 10 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 273 \text{ K}} = 0,446 \text{ mol}$$

Le rapport molaire entre CH_3OH et O_2 est de: 1: 3/2.
Nombre de moles de $CH_3OH = 2/3 \times 0,446 \text{ mol} = 0,297 \text{ mol}$
Masse de méthanol = $0,297 \text{ mol} \times 32,05 \text{ g/mol} = 9,23 \text{ g}$

Réponses révision chapitre 12

30. Trouvez le nombre de moles de méthane:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{500,0 \text{ g}}{16,05 \text{ g/mol}} = 31,15 \text{ mol}$$

Le rapport molaire entre le méthane et l'ammoniac est de: 1: 2.

Par conséquent, le nombre de moles d'ammoniac = $2 \times 31,15 \text{ mol} = 62,3 \text{ mol}$

Trouvez le volume d'ammoniac d'après la loi des gaz parfaits:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{62,3 \text{ mol} \times 0,08206 \text{ L/mol} \cdot \text{K} \times 300 \text{ K}}{1,20 \text{ atm}} = 1,28 \times 10^3 \text{ L}$$

31. Trouvez le nombre de moles des deux réactifs:

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{12,0 \text{ g}}{100,08 \text{ g/mol}} = 0,120 \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) = CV = 1,25 \text{ mol/L} \times 0,110 \text{ L} = 0,138 \text{ mol}$$

Nombre de moles de bioxyde de carbone produit, d'après $\text{CaCO}_3 = 0,120 \text{ mol}$

Nombre de moles de bioxyde de carbone produit, d'après $\text{HCl} = 0,0688 \text{ mol}$

HCl est le réactif limitant.

Trouvez le volume de CO_2 d'après la loi des gaz parfaits:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,0688 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 295 \text{ K}}{99,0 \text{ kPa}} = 1,70 \text{ L}$$

32. a) $\text{C}_4\text{H}_{10(g)} + 13/2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 4 \text{CO}_{2(g)} + 5 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

- b) Trouvez le nombre de moles de bioxyde de carbone d'après la loi des gaz parfaits:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,25 \text{ atm} \times 0,300 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 323 \text{ K}} = 0,0141 \text{ mol}$$

Le rapport molaire entre le bioxyde de carbone et le butane est de: 4: 1.

Par conséquent, le nombre de moles de butane = $\frac{1}{4} \times 0,0141 = 0,00352 \text{ mol}$.

Le rapport molaire entre le bioxyde de carbone et l'oxygène est de: 4: 13/2.

Par conséquent, le nombre de moles d'oxygène = $13/8 \times 0,0141 \text{ mol} = 0,0229 \text{ mol}$

Masse de butane nécessaire = $n \times M = 0,00352 \times 58,14 \text{ g/mol} = 0,205 \text{ g}$

Masse d'oxygène nécessaire = $n \times M = 0,0229 \times 32,00 \text{ g/mol} = 0,733 \text{ g}$