Exercices du cours de révision du test 3

Exercices supplémentaires, Option science, chapitre 2, p.10

3. Du dioxygène est recueilli par déplacement d'eau à une pression de 102,50 kPa et à une température de 30,0 °C. Quelle est la pression partielle du dioxygène ?

$P_T = 102,50$ kPa

$T = 30,0°C = 303$ K

$P_{O_2} = ?$

$P_T = P_g + P_{H_2O}$

$P_T = P_{O_2} + P_{H_2O}$

$P_{O_2} = P_T - P_{H_2O}$

(P_T : connue ; P_{H_2O} : inconnue)

Comment trouver P_{H_2O} ?

Annexe 4, p.411

$P_{H_2O} = 4,24$ kPa à 30,0°C

$P_{O_2} = P_T - P_{H_2O}$

$= 102,50 - 4,24$

$= 98,26$ kPa

Exercice maison sur le déplacement d'eau

Dans une burette, on recueille 5,56 X 10^{-4} mol de dihydrogène (H_2) par déplacement d'eau à 15°C. Quelle est la pression du gaz indiquée par le manomètre branché sur la burette si le gaz occupe un volume de 25,5ml?

pression totale

$n_{H_2} = 5,56 \times 10^{-4}$ mol

$T = 15°C = 288K$

$P_T = ?$

$V = 25,5$ ml
$= 0,0255$ L

$P_T = P_g + P_{H_2O}$
? ? ?

P_{H_2O} à 15°C → annexe 4, p 411

$P_{H_2O} = 1,71$ kPa

$P_g = P_{H_2}$

$PV = nRT$

$P = \frac{nRT}{V} = \frac{5,56 \times 10^{-4} \cdot 8,314 \cdot 288}{0,0255 L}$

$P_{H_2} = 52,2$ kPa

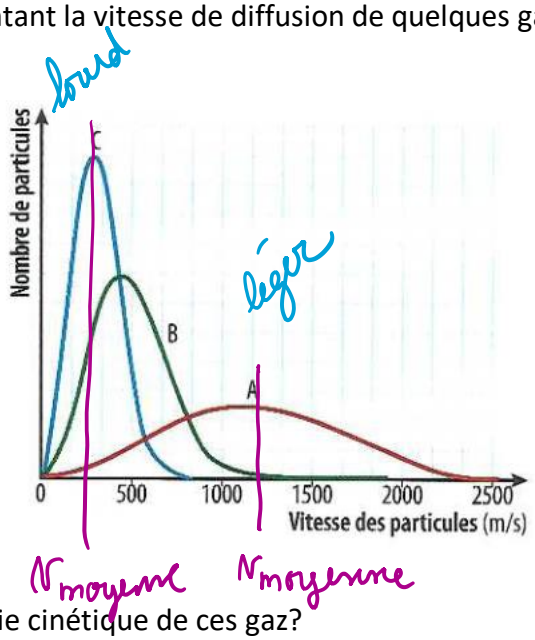
$P_T = P_{H_2} + P_{H_2O}$

$= 52,2 + 1,71$
kPa

$= 53,9$

Exercice sur la diffusion et l'effusion

Voici un graphique représentant la vitesse de diffusion de quelques gaz à une même température.



$E_k = \frac{1}{2} m v^2$

à T° constante

E_k = constant

Que peut-on dire de l'énergie cinétique de ces gaz?

L'énergie cinétique dépend de la température. L'énergie cinétique moyenne de ces gaz est la même puisque la température est la même pour tous les gaz dans le graphique.

Quel gaz a la vitesse moyenne la plus élevée? le gaz A

Quel gaz a la vitesse moyenne la plus petite? le gaz C

Quel gaz a la plus petite masse molaire? le gaz A

Quel gaz a la plus grande masse molaire? le gaz C

plus léger = plus vite

plus lourd = plus lent

Si le graphique représente le comportement du néon, de l'argon et du krypton,

- Quel gaz est représenté par le gaz A? le plus léger Ne
- Quel gaz est représenté par le gaz B? A_r
- Quel gaz est représenté par le gaz C? le plus lourd Kr

$Ne = 20,18$ g/mol

$A_r = 39,95$ g/mol

$Kr = 83,80$ g/mol

Dans une grande salle de spectacle, on diffuse en même temps et au même endroit un gaz lacrymogène (qui fait pleurer) et un gaz hilarant (qui fait rire). Le gaz lacrymogène est le bromoacétate d'éthyle ($C_6H_{11}OBr$) et le gaz hilarant est l'oxyde de diazote (N_2O). Quelle sera la première réaction du public? Expliquez votre réponse.

$M_{C_6H_{11}OBr} = 179,07\ g/mol$

$M_{N_2O} = 44,02\ g/mol$

Plus un gaz est léger, plus il se diffuse rapidement.

$M_{N_2O} < M_{C_6H_{11}OBr}$

↑ gaz hilarant ↑ lacrymogène

Le gaz hilarant est plus léger, il se diffuse plus rapidement.

Le public devrait d'abord se mettre à rire!

Exercice sur les pressions partielles

Par une journée très humide, la pression de la vapeur d'eau peut atteindre 3,3 kPa à une pression atmosphérique de 102,3 kPa. Dans ces conditions, quel est le pourcentage de vapeur d'eau dans l'air?

$P_{air} = P_T = 102,3\ kPa$

$P_{H_2O} = 3,3\ kPa$

$X = \frac{n_{H_2O}}{n_T} \times 100$

(pourcentage de vapeur d'eau)

$\frac{P_{H_2O}}{n_{H_2O}} = \frac{P_T}{n_T}$

$\frac{P_{H_2O}}{P_T} = \frac{n_{H_2O}}{n_T}$?

$\frac{n_{H_2O}}{n_T} = \frac{3,3}{102,3} = 0,0322$

$X = \frac{n_{H_2O}}{n_T} \times 100 = 0,0322 \times 100$

$X = 3,22\ \%$

Pratique examen sommatif étape 1 – niveau défi sur Moodle

No.3

Dans un contenant fermé à volume fixe, 93.45 g de zinc est mélangé avec 600 mL de HCl à 4M. Du gaz de dihydrogène est produit selon l'équation suivante:
$Zn_{(s)} + HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

Si le contenant peut contenir 12.5 L et que la température du contenant est de 32 °C, quel sera la pression à l'intérieur du contenant après que la réaction est complétée?
Donne ta réponse en kPa.

balancer

$Zn_{(s)} + 2\,HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

le seul gaz!

$V_{H_2} = 12,5\,L$

$T_{H_2} = 32°C = 305\,K$

$P_{H_2} = ?$ (kPa)

$m_{Zn} = 93,45\,g$

$n_{Zn} = \frac{m}{M} = \frac{93,45}{65,39}$

$\boxed{n_{Zn} = 1,42\,mol}$

HCl

Concentration $4\,M = 4\,\frac{mol}{L}$

$V = 600\,ml = 0,6\,L$

$C = \frac{n}{V}$ $\quad n = C \cdot V = 4 \cdot 0,6$

$\boxed{n_{HCl} = 2,4\,mol}$

Réactif limitant

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

$n_{Zn} = 1{,}42 \text{ mol}$

$n_{HCl} = 2{,}4 \text{ mol}$

Zn

Il faut $\frac{1 \text{ mol Zn}}{1{,}42 \text{ mol}}$ et $\frac{2 \text{ mol HCl}}{2{,}84 \text{ mol}}$ (les deux réactifs de l'équation)

Si Zn réagit complètement, il faut 2,84 mol de HCl. Nous avons 2,4 mol HCl

$2{,}84 > 2{,}4$

Il n'y aura pas suffisamment de HCl

Donc le HCl est le réactif limitant.

Production de H_2

limitant

$\frac{2 \text{ mol HCl}}{2{,}4} \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{1{,}2}$

1,2 mol de H_2 produit

$PV = nRT$

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

$= \frac{1{,}2 \cdot 8{,}314 \cdot 305}{12{,}5}$

$P = 243{,}4 \text{ kPa}$

Quiz évalué: loi de Dalton + stoechiométrie

Dû 25 octobre 2020

23 sur 272 tentative(s)

- Limite dimanche 25 oct 23h59
- 3 questions - durée: 60 mins
- 3 tentatives

Dans un contenant fermé à volume fixe de 15 L à 40˚C, on produit du méthanol selon l'équation non équilibré suivante:

$$CO_{(g)} + H_{2(g)} \rightarrow CH_3OH_{(l)}$$

Avant la réaction, on introduit chaque gaz de façon individuelle et on mesure une pression totale de 1908,34 kPa. Si la pression partielle de $CO_{(g)}$ est de 867,43 kPa et qu'il y avait 11 mol de gaz en total, quelle est la masse de méthanol produite après que la réaction a lieu?

Quel est la pression totale du contenant après que la réaction est complétée?

donc, il y a un gaz en excès

$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow CH_3OH_{(l)}$

↑ balancer!

↑ pas un gaz

$V = 15\ L$

$T = 40°C = 313\ K$

$P_T = 1908,34\ kPa$ (initialement)

$P_{CO} = 867,43\ kPa$

$n_T = 11\ mol$

$m_{CH_3OH} = ?$ donc n_{CH_3OH}

$P_T = ?$ (à la fin) → la pression du gaz en surplus car le CH_3OH est liquide

$PV = nRT$

↑ ↑ ↑ ↑

? 15L ? 313 K

il faut trouver n du gaz en excès.

il faut trouver quel gaz est en excès.

$$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow CH_3OH_{(\ell)}$$

$n_{CO} = ?$ $n_{H_2} = ?$ $n_{CH_3OH} = ?$

Pour trouver n_{CO} et n_{H_2}

$$\frac{P_{CO}}{n_{CO}} = \frac{P_T}{n_T} \qquad n_{CO} = \frac{P_{CO} \cdot n_T}{P_T} = \frac{867{,}43 \cdot 11}{1908{,}34}$$

situation initiale, avant la réaction

$$n_{CO} = 5 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = n_T - n_{CO} = 11 - 5$$

$$n_{H_2} = 6 \text{ mol}$$

Réactif limitant

il faut $\frac{1 \text{ mol CO}}{5 \text{ mol CO}}$ et $\frac{2 \text{ mol } H_2}{10 \text{ mol } H_2}$ nous avons $> 6 \text{ mol } H_2$

il n'y en a pas assez donc H_2 est limitant

$$\frac{1 \text{ mol CO}}{3 \text{ mol CO}} = \frac{2 \text{ mol } H_2}{6}$$

5 mol CO (au départ) − 3 mol CO (consommé) = 2 mol CO qui restent

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V} \rightarrow P = \frac{2 \cdot 8{,}314 \cdot 313}{15}$$

$$\boxed{P = 347 \text{ kPa}}$$ pression à la fin

$$CO_{(g)} + 2H_{2\,(g)} \rightarrow CH_3OH_{(\ell)}$$

on a : on obtient :

$$\frac{2 \text{ mol } H_2}{6} = \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{3 \text{ mol } CH_3OH}$$

$$M_{CH_3OH} = 4(1,01) + 12,01 + 16,00$$
$$= 32,05 \text{ g/mol}$$

$$m_{CH_3OH} = n \cdot M = 3 \cdot 32,05$$

$$\boxed{= 96,15 \text{ g}}$$ ce que l'on cherchait !

On veut tester l'efficacité d'un moteur à combustion pour un mini-robot dans l'espace. Pour ce faire, on compare la combustion de deux hydrocarbures: octane ($C_8H_{18(l)}$) et propane ($C_3H_{8(l)}$).

Chaque hydrocarbure est introduit dans un contenant différent. Les deux contenants sont identiques: volume fixe de 75L à 4˚C avec une certaine quantité de $O_{2(g)}$. Avant la combustion, on mesure un pression absolue de 235 kPa dans chaque contenant.

La combustion d'hydrocarbure en présence de gaz dioxygène va générer du dioxyde de carbone gazeux et de la vapeur d'eau.

On procède à la combustion de 100 g d'octane dans le contenant #1 et à la combustion de 52,92 g de propane dans le contenant #2.

Quelle sera la pression dans chaque contenant après que la réaction est terminée? Lequel aura une plus grande pression?

Défi #3

1- OCTANE

$2\,C_8H_{18}(\ell) + 25\,O_2(g) \rightarrow 18\,H_2O(g) + 16\,CO_2(g)$

① $n_{octane} = \frac{1000\,g}{114,23\,g/mol} = 0,875\,mol$ octane

$2\,mol\ C_8H_{18} \rightarrow 25\,mol\ O_2$
$0,875\,mol\ C_8H_{18} \rightarrow x \rightarrow 10,94\,mol\ O_2$ de besoin.

② $n_{O_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{235\,kPa \cdot 75\,L}{8,314\,\frac{kPa \cdot L}{mol \cdot K} \cdot 277\,K}$

$n_{O_2} = 7,65\,mol$ ..... PAS assez!

↳ Reactif limitant

③ $2\,mol\ C_8H_{18} \rightarrow 25\,mol\ O_2$
$x \rightarrow 7,65\,mol\ O_2$
↳ 0,612 mol assez → reactif limitant

④ ~~Réaction~~:

$2\,C_8H_{18}(\ell) + 25\,O_2(g) \rightarrow 18\,H_2O(g) + 16\,CO_2(g)$

$7,65\,mol\ O_2 \rightarrow 5,508\,mol\ H_2O + 4,896\,mol\ CO_2$

après rxn

n_{TOT} : ~~7,86~~ $5,508 + 4,896 = 10,404\,mol$ gaz

$P = \frac{nRT}{V} = \frac{10,404\,mol \cdot 8,314\,\frac{kPa \cdot L}{mol \cdot K} \cdot 277\,K}{75\,L}$

$P = 319,47\,kPa$

2- PROPANE

$C_3H_{8(l)} + 5\,O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(g)}$

① $n_{propane}$: $\frac{52,95\,g}{44,1\,g/mol} = 1,20$ mol

② 1 mol C_3H_8 → 5 mol O_2
1,2 mol C_3H_8 → x
↳ 6 mol O_2 — assez !

2b : verif :

~~→ 6 mol O_2~~

réactif limitant

1 mol C_3H_8 → 5 mol O_2
x → 7,65 mol O_2

1,53 mol — pas assez

③ Après réaction . . .

n_{O_2} : 7,65 − 6 = 1,65 mol

n_{CO_2} : 1 → 3
1,2 → x 3,6 mol CO_2

(je suis de venir paresseux)

n_{H_2O} : 1 → 4 4,8 mol H_2O
1,2 → x

n_T = 1,65 + 3,6 + 4,8 = 10,05 mol

④ $P = \frac{nRT}{V} = \frac{10,05\,mol \cdot 8,314\,\frac{kPa \cdot L}{mol \cdot K} \cdot 277}{752}$

= 308,60 kPa

donc octane plus de pression