

Parfait comme un gaz

Valeurs numériques pour les deux exercices.

Les Masses molaires ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$): $M_{(\text{H})} = 1,0$ $M_{(\text{O})} = 16,0$ $M_{(\text{C})} = 12,0$ $M_{(\text{N})} = 14,0$
 $R = 8,314$

Exercice 1. La loi des gaz parfaits.

1. Ecrire l'équation du gaz parfait, en précisant la signification de chaque lettre ainsi que les unités utilisées.
2. La pression et la quantité de matière ne varient pas. Dans quel sens varie le volume si l'on augmente la température absolue ?
3. Toujours dans l'hypothèse où la pression et la quantité de matière ne varient pas, la relation entre le volume et la température est-elle:

$$\frac{V}{T} = \text{cste} \quad \text{ou} \quad V \times T = \text{cste} ?$$

Les briquets à gaz contiennent du butane liquide.

La pesée d'un briquet a donné une masse de 20,51 g. Grâce à un tuyau souple, de faible section et adapté à l'orifice de sortie du gaz, on recueille un volume de butane de 1,5 L dans une bouteille en matière plastique. On pèse alors à nouveau le briquet: sa masse est de 16,93 g.

4. Calculer la masse de butane qui s'est échappée.

Au cours de cette expérience, la pression du gaz recueilli est égale à la pression atmosphérique $1\,020 \times 10^2 \text{ Pa}$ et sa température est de $23,0^\circ\text{C}$.

5. Rappeler la relation qui lie une température exprimée en $^\circ\text{K}$ et une température exprimée en $^\circ\text{C}$. Calculer la température du gaz en $^\circ\text{K}$.
6. Calculer la quantité de matière correspondante de gaz qui s'est échappée du briquet.
7. En déduire la masse molaire du butane.

On rappelle que le butane a pour formule brute C_4H_{10} .

8. Comparer la masse molaire du butane calculée à partir de la formule brute, à la masse molaire déterminée à la question 7.
9. Donner une formule semi-développée possible du butane.

Exercice 2. La synthèse de l'urée.

L'ammoniac a pour formule brute NH_3 .

La synthèse de l'urée, solide de formule brute corps $\text{N}_2\text{H}_4\text{CO}$, peut se faire par l'action entre le dioxyde de carbone et l'ammoniac tous les deux gazeux et s'accompagne de la formation d'eau.

La masse journalière d'ammoniac consommée dans une usine, pour réaliser la synthèse de l'urée, est de 1,19 tonnes et on utilise quotidiennement un volume de $7,20 \times 10^5 \text{ L}$ de dioxyde de carbone.

On fait l'hypothèse (très simplificatrice !!!) que la température et la pression restent constantes au cours de la réaction chimique, soit $P = 1,0135 \times 10^5 \text{ Pa}$; $\theta = 20^\circ\text{C}$.

On notera que le volume molaire n'est pas donné et ne doit pas être utilisé pour résoudre cet exercice.

- 1°) Ecrire l'équation de cette réaction, avec des nombres stoechiométriques entiers les plus petits possibles. Préciser l'état (solide, liquide, gazeux) de l'eau. Justifier la réponse.
- 2°) Déterminer l'état initial du système chimique. Bien détailler les calculs éventuellement nécessaires.
- 3°) Etablir un tableau d'avancement complet. Développer tout le raisonnement nécessaire qui permet notamment de déterminer la valeur maximale de l'avancement, notée x_{max} .
- 4°) Déterminer l'état final (quantité de matière de réactif en excès et celle du produit fermé).
- 5°) Déterminer le volume gazeux du réactif en excès. Bien détailler les calculs et le raisonnement. On se place toujours dans l'hypothèse où la température et la pression restent constantes au cours de la réaction chimique, soit $P = 1,0135 \times 10^5 \text{ Pa}$; $q = 20^\circ\text{C}$
- 6°) Déterminer la masse d'urée qui est produite. Bien détailler les calculs et le raisonnement. Exprimer le résultat dans une unité la plus adaptée à l'industrie.
- 7°) Déterminer le volume d'eau formée. Bien détailler les calculs et le raisonnement.

EXERCICE 2. Parfait comme un gaz

Données. $R = 8,314$ Masses molaires atomiques $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

1. Les variables d'état pression, volume, température et quantité de matière d'un gaz parfait au repos et en équilibre sont liées par la relation suivante, appelée équation d'état des gaz parfaits:

$$P \times V = n \times R \times T$$

P représente la pression du gaz exprimée en pascals (Pa)
 V représente le volume du gaz exprimé en m^3
 T représente la température absolue du gaz exprimée en kelvins (K)
 n représente la quantité de matière du gaz en moles (mol)
 R est une constante appelée constante des gaz parfaits: $R = 8,31 \text{ S.I.}$

2. La pression et la quantité de matière ne varient pas: si l'on augmente la température, le volume augmente.

3. A partir de la relation $P \times V = n \times R \times T$, on en déduit

$$\frac{V}{T} = \frac{n \times R}{P}$$

Or dans l'hypothèse où la pression P et la quantité de matière n ne varient pas, alors $\frac{n \times R}{P} = \text{Cste}$, de sorte que $\frac{V}{T} = \text{cste}$

4. La masse de butane qui s'est échappée est telle que $m_{\text{Butane}} = 20,51 - 16,93 = 3,58 \text{ g}$.

5. La relation qui lie une température T exprimée en $^{\circ}\text{K}$ et une température θ exprimée en $^{\circ}\text{C}$ est $T = \theta + 273$ soit $T = 20 + 273 = 293 \text{ }^{\circ}\text{K}$

6. Pour calculer la quantité de matière correspondante de gaz qui s'est échappée du briquet, on applique la relation $P \times V = n \times R \times T$, soit

$$n = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{1\,020 \times 10^2 \times 1,5 \times 10^{-3}}{8,314 \times 293} = 6,3 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

7. On a donc d'un côté une masse de butane $m = 3,58 \text{ g}$ qui correspond à une quantité de matière $n = 6,3 \times 10^{-2} \text{ mol}$. On peut en déduire

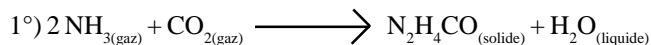
la masse molaire du butane, en appliquant la relation $M = \frac{m}{n} = \frac{3,58}{6,3 \times 10^{-2}} = 57 \text{ g.mol}^{-1}$

8. Le butane ayant pour formule brute C_4H_{10} , on en déduit $M = 4 \times M(C) + 10 \times M(H) = 4 \times 12,0 + 10 \times 1,0 = 58,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Les deux valeurs sont assez proches.

9. Une formule semi-développée possible du butane. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

Exercice 2. La synthèse de l'urée.



L'eau est liquide puisque nous sommes à une pression normale et une température de 20°C.

$$2^\circ) \text{ Il nous faut calculer les quantités de matière des réactifs:}$$

- pour l'ammoniac, on applique la relation $n_{\text{NH}_3(\text{Gaz})} = \frac{m_{\text{NH}_3(\text{Gaz})}}{M_{\text{NH}_3}} = \frac{1,19 \times 10^6}{17,0} = 7,00 \times 10^4 \text{ mol.}$

On aura calculé $M_{(\text{NH}_3)} = M_{(\text{N})} + 3 \times M_{(\text{H})} = 14,0 + 3 \times 1,0 = 17,0 \text{ g.mol}^{-1}$

- pour le dioxyde de carbone gazeux, on applique la relation $n_{\text{O}_2(\text{gazeux})} = \frac{P \times V_{\text{Gaz}}}{R \times T} = \frac{1,0135 \times 10^5 \times 7,20 \times 10^2}{8,314 \times (273 + 20)} = 3,00 \times 10^4 \text{ mol.}$

Attention, il faut convertir le volume $V = 7,20 \times 10^5 \text{ L}$ en m^3 , soit $V = 7,20 \times 10^2 \text{ m}^3$

3°)

Equation chimique		$2 \text{NH}_3(\text{gaz}) + \text{CO}_2(\text{gaz}) \longrightarrow \text{N}_2\text{H}_4\text{CO}(\text{solide}) + \text{H}_2\text{O}(\text{liquide})$			
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
Etat initial	0	$70,0 \times 10^3$	$30,0 \times 10^3$	0	0
En cours de transformation	x	$70,0 \times 10^3 - 2x$	$30,0 \times 10^3 - x$	x	x

On recherche la valeur de x_{max} en faisant l'hypothèse:

- le réactif limitant est l'ammoniac, de sorte que: $7,00 \times 10^4 - 2x = 0$, d'où $x_{\text{max}} = 3,50 \times 10^4 \text{ mol.}$
 - le réactif limitant est le dioxyde de carbone, d'où: $3,00 \times 10^4 - x_{\text{max}} = 0$, d'où $x_{\text{max}} = 3,00 \times 10^4 \text{ mol.}$

Des deux valeurs, on retient la plus petite, le réactif limitant est le dioxyde de carbone et la valeur retenue est $x_{\text{max}} = 3,00 \times 10^4 \text{ mol.}$

4°)

Equation chimique		$2 \text{NH}_3(\text{gaz}) + \text{CO}_2(\text{gaz}) \longrightarrow \text{N}_2\text{H}_4\text{CO}(\text{solide}) + \text{H}_2\text{O}(\text{liquide})$			
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
Etat initial	0	$70,0 \times 10^3$	$30,0 \times 10^3$	0	0
En cours de transformation	x	$70,0 \times 10^3 - 2x$	$30,0 \times 10^3 - x$	x	x
Etat Final	$x_{\text{max}} = 30,0 \times 10^3 \text{ mol}$	$10,0 \times 10^3$	0	$30,0 \times 10^3$	$30,0 \times 10^3$

La composition en quantité de matière du système dans l'état final: - il reste $10,0 \times 10^3 \text{ mol}$ d'ammoniac qui n'a pas réagit;
 - il s'est formé: $3,00 \times 10^4 \text{ mol}$ d'Urée.
 $3,00 \times 10^4 \text{ mol}$ d'eau.

5°) Pour déterminer le volume d'ammoniac en excès (ce dernier est le réactif en excès), on applique alors la relation:

$$V_{\text{NH}_3 \text{ en excès}} = \frac{n_{\text{NH}_3 \text{ en excès}} \times R \times T}{P} = \frac{10,0 \times 10^3 \times 8,314 \times (273 + 20)}{1,0135 \times 10^5} = 2,40 \times 10^2 \text{ m}^3 = 240 \times 10^3 \text{ L.}$$

6°) Pour déterminer la masse d'Urée formée, on applique la relation:

$$m_{\text{Urée Formé (Solide)}} = n_{\text{Urée Formé}} \times M_{\text{N}_2\text{H}_4\text{CO}} = 3,00 \times 10^4 \times 60,0 = 1,80 \times 10^6 \text{ g} = 1,80 \text{ tonnes.}$$

Au préalable on aura calculé la masse molaire moléculaire de l'Urée:

$$M_{(\text{N}_2\text{H}_4\text{CO})} = 2 \times M_{(\text{N})} + 4 \times M_{(\text{H})} + M_{(\text{C})} + M_{(\text{O})} = 2 \times 14,0 + 4 \times 1,00 + 12,0 + 16,0 = 60,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

7°) Pour déterminer la masse d'eau H_2O formée, on applique la relation:

$$m_{\text{H}_2\text{O Formé (Liquide)}} = n_{\text{H}_2\text{O Formé}} \times M_{\text{H}_2\text{O}} = 3,00 \times 10^4 \times 18,0 = 5,40 \times 10^5 \text{ g} = 5,40 \times 10^2 \text{ kg} = 540 \text{ kg.}$$

Remarque. Au préalable on aura calculé la masse molaire moléculaire de l'eau: $M_{(\text{H}_2\text{O})} = 2 \times M_{(\text{H})} + M_{(\text{O})} = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$

On sait (programme de 5^{ème} !!!), qu'1 Litre d'eau a une masse de 1 kg, ce qui nous permet de trouver le volume d'eau liquide formée à savoir: $V_{\text{H}_2\text{O Formé (Liquide)}} = 540 \text{ L}$

Remarque. Dans les conditions de l'expérience, l'eau est liquide car on se situe à une température de 20°C et sous une pression atmosphérique normale. Cette dernière précision est importante car l'état d'un corps chimique dépend certes de la température mais aussi de la pression.