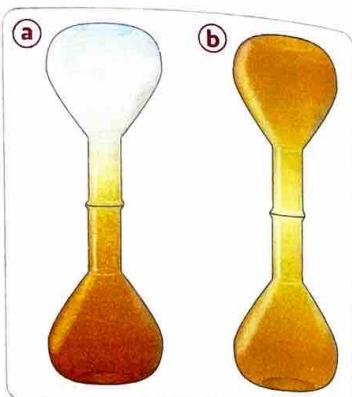


## 1 Description des gaz

### 1.1 État d'équilibre du gaz

- À l'échelle microscopique, l'état gazeux se caractérise par un **mouvement désordonné** des entités (atomes, molécules ou ions) constituant le gaz, libres de se déplacer dans tout le volume offert au gaz.
- Une espèce à l'état gazeux est caractérisée par les grandeurs suivantes : sa **température  $T$** , sa **pression  $P$** , sa **masse volumique  $\rho$**  et le **volume  $V$**  qu'elle occupe.
- Ces grandeurs macroscopiques correspondent à la moyenne d'un très grand nombre d'**événements** microscopiques.
- Lorsque les grandeurs macroscopiques décrivant un gaz sont constantes dans le temps et identiques en tout « point » du gaz, celui-ci est dit en **équilibre thermodynamique** (doc. 1).



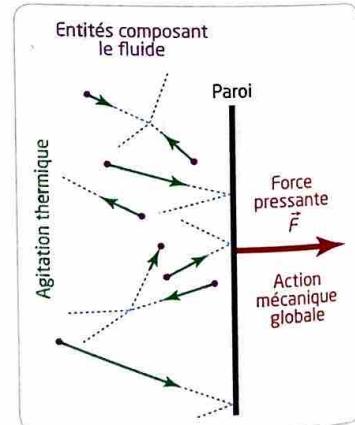
1. (a) Gaz coloré hors équilibre thermodynamique.  
(b) Gaz coloré à l'équilibre thermodynamique.

### 1.2 Interprétation des grandeurs macroscopiques

Grandeurs macroscopiques décrivant le gaz	Lien avec les entités microscopiques constituant le gaz
<b>Masse volumique <math>\rho</math></b> $\rho = \frac{m}{V}$ $m$ est la masse de gaz occupant un volume $V$ .	La masse volumique augmente d'autant plus que: - la masse des entités $m_{\text{entité}}$ est élevée; - la distance moyenne $d$ entre les entités est faible.
<b>Pression <math>P</math></b> $P = \frac{F}{S}$ $F$ est la norme de la force pressante modélisant l'action exercée par le gaz sur la paroi d'aire $S$ (doc. 2).	La pression augmente lorsque: - le nombre de collisions par unité de surface et de temps (fréquence des collisions par unité de surface) est élevé; - l'énergie cinétique moyenne des entités $\frac{1}{2} m_{\text{entité}} V^2$ , liée à la violence des collisions, est plus importante.
<b>Température <math>T</math></b>	La température est une fonction croissante de l'énergie cinétique moyenne des entités $\frac{1}{2} m_{\text{entité}} V^2$ .

#### VOCABULAIRE

Un **événement** est un ensemble de résultats possibles pour une expérience aléatoire, c'est-à-dire une expérience dont on ne peut prévoir les résultats et qui ne donne pas forcément les mêmes lorsqu'elle est renouvelée.



2. La pression du gaz est liée aux collisions des entités sur la paroi.

## 2 Gaz parfait

### 2.1 Hypothèses de modélisation

Le gaz parfait est un modèle formalisé au XIX<sup>e</sup> siècle. Il est fondé sur l'observation expérimentale selon laquelle tous les gaz tendent vers un comportement unique à pression suffisamment basse, quelles que soient les entités constituant le gaz.

Les entités qui composent un gaz parfait :

- n'interagissent pas entre elles ou avec les parois du récipient en dehors des collisions;
- ont une taille négligeable par rapport à la distance moyenne qui les sépare de sorte que les entités peuvent être considérées comme ponctuelles.

#### ÉVITER LES ERREURS

Les volumes sont couramment exprimés en litre (L) et la pression en bar. Il faut bien veiller à **respecter les unités** lors de l'application de l'équation d'état du gaz parfait énoncée page suivante :  $V$  en  $\text{m}^3$  et  $P$  en pascal (Pa).

## 2.2 Équation d'état du gaz parfait

Les grandeurs macroscopiques qui décrivent un gaz parfait en équilibre thermodynamique vérifient la relation :

$$PV = nRT$$

**Unités SI:**

$P$  la pression en Pa

$n$  la quantité de matière en mol

$V$  le volume en  $\text{m}^3$

$T$  la température thermodynamique en K

$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ , la constante du gaz parfait

### Remarque

On retrouve la loi de Boyle-Mariotte étudiée en classe de 1<sup>re</sup> selon laquelle  $PV = \text{cste}$  pour  $n$  et  $T$  fixées.

### VOCABULAIRE

- On parle d'**équation d'état du gaz parfait** ou encore de loi du gaz parfait.
- La **température thermodynamique**, exprimée en kelvin (K), est la température d'un thermomètre utilisant un gaz parfait pour fonctionner :  $T = \theta + 273$ , avec  $\theta$  la température en degré Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ).



### ANALYSE DIMENSIONNELLE

Le travail d'une force à la dimension de la norme d'une force multiplié par une longueur et une force à la dimension d'une pression multipliée par une aire, donc  $1 \text{ J} = 1 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3$ , ce qui est compatible avec l'unité de la constante du gaz parfait.

### HISTOIRE DES SCIENCES

Physicien et chimiste italien, **Amedeo Avogadro (1776-1856)** énonce en 1811 la loi mentionnée dans l'exemple ci-contre en s'appuyant notamment sur la théorie atomique. Le physicien et mathématicien français **André-Marie Ampère (1775-1836)** énonce trois ans plus tard une loi analogue sans avoir eu connaissance des travaux d'Avogadro. La loi d'Avogadro-Ampère conduira au concept actuel de mole.



## 2.3 Exploitation et limites du modèle

Le modèle du gaz parfait permet de décrire le comportement d'un gaz par le calcul de grandeurs caractéristiques et la prévision ou l'interprétation de leur éventuelle variation.

### Exemples

#### • Volume molaire d'un gaz parfait

À la pression  $P = 1013 \text{ hPa}$  et à la température  $T = 293 \text{ K}$ , une mole de gaz parfait occupe un volume  $V$  donné par :  $V = \frac{nRT}{P}$ .

$$\text{A.N. : } V = \frac{1 \times 8,314 \times 273}{101300} = 22,4 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \text{ soit } 22,4 \text{ L.}$$

On écrit alors le volume molaire  $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

#### • Loi d'Avogadro-Ampère

Elle peut s'énoncer ainsi : « Des volumes égaux de gaz différents pris dans les mêmes conditions de température et de pression contiennent le même nombre d'entités ». L'équation d'état du gaz parfait permet de retrouver cette loi d'Avogadro car pour

$$P, V \text{ et } T \text{ constants, on a bien : } n = \frac{PV}{RT} = \text{cste.}$$

#### Limites d'application du modèle du gaz parfait :

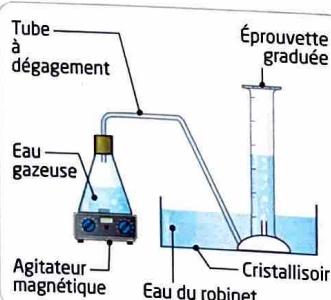
- le modèle du gaz parfait s'applique aux gaz de pression inférieure à 1 MPa environ :  $P < 1 \text{ MPa}$  ;

- il ne s'applique plus quand la température se rapproche de 0 K.

• Le modèle du gaz parfait est donc une excellente approximation du comportement de tous les gaz à pression et température modérées.

• Il est ainsi possible de calculer une quantité de matière de gaz à partir du volume de gaz mesuré dans des conditions usuelles de température et de pression, à 20 °C et 1 bar par exemple (doc. 3).

• Il n'est pas pertinent d'utiliser ce modèle pour décrire un gaz comme le méthane piégé dans des hydrates de gaz à des profondeurs où la pression dépasse 3 MPa.



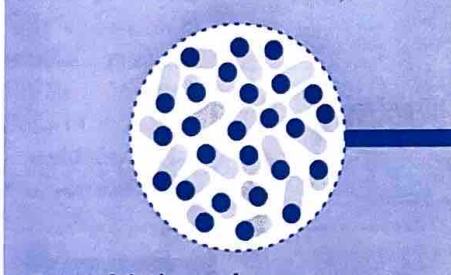
3. La mesure du volume de gaz recueilli par déplacement d'eau permet d'estimer la quantité de matière de dioxyde de carbone dissous dans 1 L d'eau gazeuse.

# Retenir l'essentiel

Situation réelle

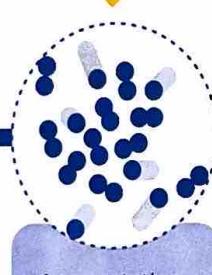


Description microscopique

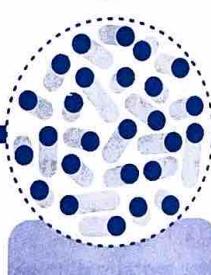


**Caractéristiques du mouvement aléatoire des entités :**

- nombre de collisions par unité de surface et de temps des entités
- énergie cinétique moyenne des entités
- distance moyenne entre les entités
- masse des entités



Augmentation du nombre de collisions entre les entités par unité de surface et de temps



Augmentation de l'énergie cinétique moyenne des entités

Description macroscopique

**Gaz à l'équilibre**  
 $P$ ,  $T$ ,  $n$  et  $V$  constantes dans le temps et dans l'espace

Augmentation de la pression  $P$

Augmentation de la température  $T$



**Modèle du gaz parfait**

$$PV = nRT$$

$n$  en mol  
 $P$  en Pa  
 $T$  en K  
 $V$  en  $\text{m}^3$   
 $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Ø

**Pas de modèle unique**



# 5 min chrono!

Indiquer la réponse exacte.

**1** La pression d'un gaz augmente si la fréquence des collisions des entités du gaz sur les parois du récipient qui le contient:

- a. diminue.
- b. reste constante.
- c. augmente.

▶ §1

▶ §2

**2** La température d'un gaz dépend de:

- a. la masse des entités.
- b. la nature du gaz.
- c. l'énergie cinétique moyenne des entités.

▶ §1

▶ §2

**3** Dans le modèle du gaz parfait, on ne tient pas compte:

- a. des collisions entre les entités.
- b. du volume des entités.
- c. des collisions des entités avec les parois.

▶ §1

▶ §2

**4** L'équation d'état du gaz parfait peut se mettre sous la forme:

- a.  $PVn = RT$ .
- b.  $PV = nRT$ .
- c.  $PT = nRV$ .

▶ §2

▶ §2

**5** La constante du gaz parfait:

- a. tend vers 0 à basse pression.
- b. dépend de la nature du gaz.
- c. vaut  $8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

▶ §2

▶ §2

Si vous ne trouvez pas la bonne réponse, reportez-vous au § de la synthèse des activités correspondant pour vous aider.

**6** Le modèle du gaz parfait permet de décrire le comportement des gaz:

- a. à basse pression.
- b. à pression élevée.
- c. quelle que soit la pression.

**7** D'après l'équation d'état d'un gaz parfait:

- a. si la pression diminue, la température augmente.
- b. si le volume augmente, la température augmente à quantité de matière et pression constantes.
- c. la pression est inversement proportionnelle à la quantité de matière.

**8** Une mole de gaz est maintenue dans une enceinte rigide à la pression initiale  $P_i = 2 \times 10^5 \text{ Pa}$ . Si on double la température, sa pression vaut alors:

- a.  $P_f = 2 \times 10^5 \text{ Pa}$ .
- b.  $P_f = 4 \times 10^5 \text{ Pa}$ .
- c.  $P_f = 8 \times 10^5 \text{ Pa}$ .

**9** On triple le volume d'une mole de gaz initialement à la température  $\theta_i = 27^\circ\text{C}$  en maintenant la pression constante. Sa température prend la valeur:

- a.  $\theta_f = 54^\circ\text{C}$ .
- b.  $\theta_f = 100^\circ\text{C}$ .
- c.  $\theta_f = 627^\circ\text{C}$ .

Corrigés p. 550

## Contrôle technique !

### 10 Calculer le volume occupé par un gaz

#### EXERCICE RÉSOLU

Un ballon gonflé à l'hélium contient une quantité de matière  $n = 4,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$  d'hélium. Il s'élève à une altitude où règne une pression  $P = 701 \text{ hPa}$  et une température  $T = 253 \text{ K}$ .

• Calculer en litres le volume du ballon à cette altitude.

**DONNÉE** Constante du gaz parfait:  $R = 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

#### SOLUTION

En modélisant le gaz par le gaz parfait:

$$PV = nRT, \text{ il vient } V = \frac{nRT}{P}.$$

**A.N.:**

$$V = \frac{4,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \times 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 253 \text{ K}}{701 \times 10^2 \text{ Pa}}$$

$$V = 1,2 \times 10^{-2} \text{ m}^3 = 12 \text{ L.}$$

#### APPLICATION • Sur le modèle de l'exercice résolu

On gonfle un ballon de baudruche avec de l'air en injectant une quantité de matière de gaz  $n = 2,1 \times 10^{-1} \text{ mol}$  à la pression  $P = 1 013 \text{ hPa}$ . La température extérieure vaut  $T = 308 \text{ K}$ .

• Calculer le volume du ballon.

### 11 Calculer une quantité de matière

#### EXERCICE RÉSOLU

Un pneu de vélo de volume  $V = 2,5 \text{ L}$  contient un gaz à la pression  $P = 350 \text{ kPa}$  et à la température  $\theta = 20^\circ\text{C}$ .

• Calculer la quantité de matière de gaz  $n$  dans le pneu.

#### DONNÉES

- Conversion de température:  $T (\text{en K}) = \theta (\text{en } ^\circ\text{C}) + 273$ .
- Constante du gaz parfait:  $R = 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

#### SOLUTION

En modélisant le gaz par le gaz parfait:

$$PV = nRT, \text{ il vient } n = \frac{PV}{RT}.$$

$$\text{A.N.: } n = \frac{350 \times 10^3 \text{ Pa} \times 2,5 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{293 \text{ K} \times 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}}$$

$$n = 3,6 \times 10^{-1} \text{ mol.}$$

#### APPLICATION • Sur le modèle de l'exercice résolu

Le pneu se dégonfle. La température est toujours  $\theta = 20^\circ\text{C}$  mais la pression atteint la pression atmosphérique soit  $P = 1013 \text{ hPa}$  et son volume est alors  $V = 2,5 \text{ L}$ .

• Calculer la quantité de matière de gaz  $n$  restant dans le pneu.

### DONNÉES POUR TOUS LES EXERCICES :

- Constante du gaz parfait:  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .
- Constante d'Avogadro:  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .
- Conversion de températures:  $T(\text{en K}) = \theta(\text{en } ^\circ\text{C}) + 273$ .
- Conversion de pressions:  $1 \text{ bar} = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$ .

### Description des gaz

► § 1 de la synthèse des activités

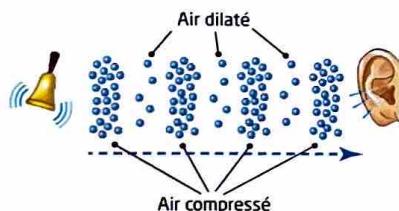
#### → EXERCICES RAPIDES

**12 GRAND ORAL** Réaliser un support visuel permettant de présenter oralement en deux minutes maximum à l'ensemble de la classe le lien qualitatif entre la pression et la température de la vapeur d'eau présente dans un autocuiseur à ses propriétés à l'échelle microscopique.

**13** Indiquer les propriétés microscopiques qui peuvent être invoquées pour expliquer une augmentation de pression dans un récipient contenant un gaz.

### 14 Définir un état d'équilibre

La propagation d'un son dans un tuyau induit des variations de pression dans l'air qui peuvent être modélisées par le schéma ci-contre.



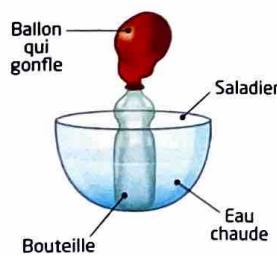
a. Relier la variation de pression observée dans le tuyau aux propriétés microscopiques de l'air.

b. Indiquer si l'air dans le tuyau peut être considéré à l'équilibre.

### 15 Interpréter une expérience

Une bouteille est vidée du liquide qu'elle contient et un ballon de baudruche souple est placé sur son ouverture. La bouteille est chauffée en utilisant le dispositif ci-contre et la pression dans la bouteille ne change pas au cours de l'expérience.

• Expliquer le fait que le ballon se gonfle à l'aide d'arguments microscopiques.



### 16 Relier la température aux propriétés microscopiques

Aux faibles pressions, la théorie cinétique des gaz décrit la température comme une fonction croissante de l'énergie cinétique moyenne des entités constituant le gaz,

$\bar{E}_c = \frac{1}{2} m_{\text{entité}} v^2$ ,  $v^2$  étant la moyenne des carrés des vitesses des entités.

Les valeurs suivantes sont données pour différents gaz:

Gaz	Masse atomique (en kg)	$v$ (en $\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$ )
He	$6,65 \times 10^{-27}$	1000
N <sub>2</sub>	$4,65 \times 10^{-26}$	519
O <sub>2</sub>	$5,31 \times 10^{-26}$	480

a. Classer les températures des gaz dans l'ordre croissant.

b. On trouve sur un forum Internet la phrase suivante: «La température est liée à l'agitation thermique qui dépend de la vitesse des entités». Commenter cette phrase en comparant les données.

### 17 Comparer les densités d'un gaz

La densité  $d$  d'un gaz est le rapport de sa masse volumique  $\rho$  (à une température  $T$  et une pression  $P$  données) à celle  $\rho_{\text{air}}$  de l'air, gaz de référence pris à  $0^\circ\text{C}$  sous une pression de 1,013 bar:  $d = \frac{\rho}{\rho_{\text{air}}}$ .

**DONNÉES** Masses volumiques de l'air et de l'hexafluorure de soufre SF<sub>6</sub> à  $P = 1,013$  bar et à  $\theta = 0^\circ\text{C}$  ou à  $\theta = 20^\circ\text{C}$ :  $\rho_{\text{air}}(0^\circ\text{C}) = 1,29 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ ,  $\rho_{\text{SF}_6}(20^\circ\text{C}) = 6,16 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ .

a. Calculer la densité de l'air à  $\theta = 0^\circ\text{C}$  sous une pression  $P = 1,013$  bar.

b. Calculer la densité de l'hexafluorure de soufre SF<sub>6</sub>, composé gazeux à la température  $\theta = 20^\circ\text{C}$ .

c. Expliquer la différence entre les densités calculées précédemment par des propriétés microscopiques.

### Gaz parfait

► § 2 de la synthèse des activités

#### → EXERCICES RAPIDES

**18 GRAND ORAL** Présenter, sans support visuel, oralement en deux minutes maximum à l'ensemble de la classe les différentes façons de maintenir constant le volume d'un ballon gonflé à l'air lorsqu'il s'élève à une altitude où sa pression est divisée par deux.

**19** L'équation d'état du gaz parfait est utilisée pour décrire le comportement macroscopique de gaz différents.

• Préciser les hypothèses du modèle et son domaine de validité.

### 20 In English please

A bottle of soda stirred at room temperature  $\theta = 25^\circ\text{C}$  can withstand a pressure  $P = 6$  bar. It contains a volume  $V = 10 \text{ mL}$  of gaseous carbon dioxide.

• Calculate the amount of gaseous carbon dioxide material contained in the bottle.

## 21 Apprendre à rédiger

Une cartouche utilisée pour gonfler les pneus de vélo contient une masse  $m = 12 \text{ g}$  de dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$ . On vide totalement la cartouche dans un ballon muni d'un pressiomètre. Le volume occupé par le gaz est  $V = 2,50 \text{ L}$  à la température  $\theta = 23^\circ\text{C}$ .



- a. Calculer la quantité de matière  $n$  de  $\text{CO}_2$  dans la cartouche.

### Aide méthodologique

- ▶ Exprimer  $n$  en fonction de  $m$  et de la masse molaire de  $\text{CO}_2$ .
- b. Exprimer puis calculer la pression  $P$  indiquée par le pressiomètre.
- ▶ Utiliser la loi du gaz parfait et les unités SI dans le calcul.

## 22 Construire une carte mentale

- L'étiquette centrale doit s'intituler :

### Modèle du gaz parfait

- Associer à l'étiquette centrale, par le moyen de votre choix, d'autres étiquettes comprenant au minimum les étiquettes suivantes :

Collisions

Loi du gaz parfait

Energie cinétique

## 23 Retour sur la photo d'ouverture

L'enveloppe souple d'un airbag se remplit de dioxyde d'azote gazeux libéré par une capsule lors d'un choc. Son volume atteint  $90 \text{ L}$  pour une pression  $P = 10 \text{ bar}$  à une température  $\theta = 35^\circ\text{C}$ .



- Calculer la quantité de matière de dioxyde d'azote produite par la capsule et libérée lors du choc pour assurer ce fonctionnement.

### S'AUTOÉVALUER

## 24 Faire preuve d'esprit critique

Le volume molaire du dihydrogène à l'état gazeux est mesuré expérimentalement sous une pression  $P = 73,8 \text{ bar}$  à une température  $\theta = 31^\circ\text{C}$ .

- Calculer, à l'aide du modèle du gaz parfait, le volume molaire du gaz dans ces conditions.
- Le résultat obtenu lors de l'expérience est :  

$$V_m = 2,3 \times 10^{-1} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Expliquer l'écart observé.

NIVEAU

**A B C D**

### INDICATEURS DE RÉUSSITE

#### RÉALISER

- Le volume cherché,  $V_m = \frac{V(\text{H}_2)}{n(\text{H}_2)}$ , est correctement exprimé à l'aide des grandeurs macroscopiques.
- La conversion de température  $T$  en kelvin est réalisée.
- Les unités sont respectées pour l'application numérique ainsi que le nombre de chiffres significatifs.

#### VALIDER

- La valeur est comparée à celle obtenue avec le modèle du gaz parfait.
- Des sources d'erreurs sont identifiées pour expliquer l'écart constaté.

## 25 Dissoudre un gaz

Un ballon de volume  $V_0 = 250 \text{ mL}$  est rempli de chlorure d'hydrogène gazeux  $\text{HCl(g)}$  et d'air à la pression  $P_0 = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$ . Le bouchon du ballon est traversé par un tuyau souple fermé par une pince. L'extrémité du tuyau est plongée dans un cristallisoir qui contient de l'eau distillée et quelques gouttes d'hélianthine qui se colorent en rouge lorsque le pH est inférieur à 3. Après l'ouverture de la pince, l'extrémité du tuyau souple est immergée dans la solution du cristallisoir, la solution aqueuse monte en jet dans le ballon et se colore en rouge. Le volume de gaz restant dans le ballon est  $V_1 = 20 \text{ mL}$  à la pression  $P_1 = 9,83 \times 10^4 \text{ Pa}$ .



**DONNÉE** En début et en fin d'expérience, la température du gaz est  $T = 298 \text{ K}$ .

- Après avoir visionné la vidéo, exprimer puis calculer la quantité de matière en chlorure d'hydrogène gazeux  $n_{\text{HCl(g)}}$  initialement introduite dans le ballon.

EXO

Exercices supplémentaires

### EXERCICE RÉSOLU ET COMMENTÉ

#### 26 Mélange de gaz

##### ÉNONCÉ

Le comte et chimiste français Claude Berthollet (1748-1822) réalise l'expérience suivante.

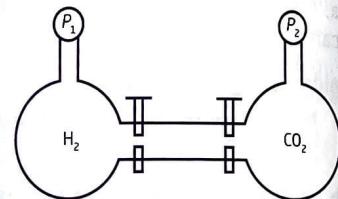
Deux ballons, reliés chacun à un manomètre, ont respectivement un volume  $V_1$  contenant  $n_1$  moles de dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ) à la pression  $P_1 = 1 \text{ bar}$ , et un volume  $V_2$  contenant  $n_2$  moles de dihydrogène ( $\text{H}_2$ ) à la pression  $P_2 = 1 \text{ bar}$ . Ils sont mis en communication à la température  $T$  constante de la pièce pendant la durée de l'expérience. Au bout de deux jours, la pression finale  $P_f$  du mélange est mesurée, puis les deux ballons sont séparés afin d'effectuer l'analyse de leur contenu.

Le constat est le suivant :

- la pression finale du mélange est la même que celle des gaz initialement séparés :  $P_f = P_1 = P_2$  (résultat 1);
- chaque ballon contient la même quantité de matière des deux gaz (résultat 2).

a. En utilisant des arguments microscopiques, expliquer le résultat 2 de l'expérience.

b. Montrer que le résultat 1 est cohérent avec l'application du modèle du gaz parfait.

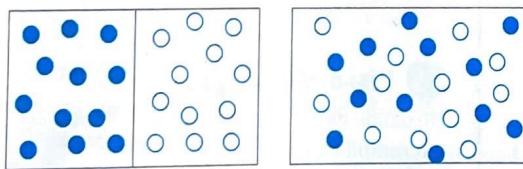


##### S'APPROPRIER

Réaliser un schéma de la situation représentant l'état initial et l'état final de l'expérience.

##### UNE SOLUTION

a. Par le jeu des collisions dues à l'agitation thermique, les molécules de gaz diffusent de proche en proche, dans tout l'espace disponible. Le mouvement à l'échelle microscopique étant aléatoire pour chaque entité, une proportion identique des deux gaz est retrouvée dans les deux compartiments.



b. En supposant que  $P_f$  est inférieure à 1 MPa, comme c'est le cas pour  $P_1$  et  $P_2$ , l'équation du gaz parfait permet d'écrire :

$$\text{pour le mélange final: } P_f V_{\text{total}} = n_{\text{total}} RT \text{ soit } P_f(V_1 + V_2) = (n_1 + n_2)RT; \quad (1)$$

$$\text{pour le dioxyde de carbone: } P_1 V_1 = n_1 RT; \quad (2)$$

$$\text{pour le dihydrogène: } P_2 V_2 = n_2 RT. \quad (3)$$

$$\text{comme } P_1 = P_2 = P, (2) + (3) \text{ conduit à } P(V_1 + V_2) = (n_1 + n_2)RT. \quad (4)$$

La comparaison de (1) et (4) conduit à  $P_f = P$  (on a bien  $P_f < 1 \text{ MPa}$ ): le mélange

de deux gaz à la même pression se fait sans variation de pression.

##### ANALYSER-RAISONNER

- Formuler l'hypothèse d'une faible pression pour appliquer le modèle du gaz parfait.
- Utiliser l'équation d'état du gaz parfait.
- Dans le modèle du gaz parfait, les entités étant modélisées par des points, considérer les molécules comme identiques : la quantité de matière de gaz parfait qui modélise le mélange est donc la somme des quantités de matière de chaque gaz qui compose le mélange.

##### VALIDER

S'assurer que l'hypothèse formulée est juste avant de conclure.

##### APPLICATION

##### Sur le modèle de l'exercice résolu



#### 27 Mélange Nitrox 34/66 en plongée

Le Nitrox 34/66 est un mélange gazeux utilisé en plongée dont la composition en quantité de matière est de 34 % de dioxygène et de 66 % de diazote. Un volume  $V = 10 \text{ L}$  de ce mélange est réalisé à la pression  $P = 5 \text{ bar}$  et à une température  $T$ , à partir de bouteilles contenant séparément le dioxygène et le diazote à la même pression  $P$  et à la même température  $T$ .

- a. En utilisant des arguments microscopiques, expliquer pourquoi le mélange de gaz ainsi réalisé est homogène.
- b. Exprimer les volumes de gaz à prélever de chacune des bouteilles en fonction du volume  $V$  de Nitrox 34/66 souhaité et calculer ces volumes.

## 28 \* Gonflage de pneu au diazote

## GRAND ORAL

**VAL** Faire preuve d'esprit critique • Confronter un modèle à des résultats expérimentaux **COM** Présenter une démarche de manière argumentée, synthétique et cohérente

Le diazote est utilisé pour gonfler les pneus d'avion ou ceux des voitures de course afin de réduire d'un facteur 3 à 4 les pertes par rapport aux pneus gonflés à l'air. On peut lire dans certains magazines que «les molécules de diazote étant plus grosses que les molécules de dioxygène, les pertes sont plus rares, le pneu reste donc gonflé plus longtemps».

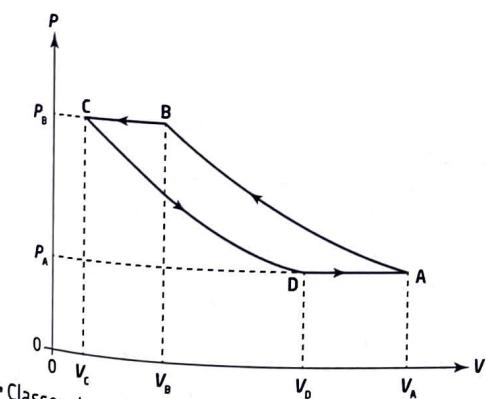
**DONNÉE** Diamètre moléculaire (diamètre minimal de la sphère dans laquelle peut évoluer une molécule) : 0,315 nm pour N<sub>2</sub> et 0,292 nm pour O<sub>2</sub>.

• En utilisant des arguments microscopiques, discuter de l'hypothèse avancée dans certains magazines et en formuler d'autres pour expliquer la réduction des pertes en cas de gonflage avec du diazote plutôt qu'avec de l'air.

## 29 \* Refroidissement d'une génératrice

**APP** Rechercher et organiser l'information en lien avec la problématique  
**RÉA** Utiliser un modèle

Une génératrice permet de convertir de l'énergie mécanique en énergie électrique. On assure son refroidissement par l'intermédiaire de la circulation d'une quantité de matière  $n$  de fluide que l'on assimile ici au gaz parfait. Celui-ci décrit un cycle entre les états d'équilibres du gaz C → D → A → B représentés dans le diagramme  $P = f(V)$  ci-dessous.



• Classer dans l'ordre croissant les températures  $T_A$ ,  $T_B$ ,  $T_C$  et  $T_D$  du gaz dans chaque état d'équilibre A, B, C et D.

## 30 \* Masse volumique de l'air

**APP** Rechercher et organiser l'information en lien avec la problématique  
**RÉA** Utiliser un modèle - Effectuer des procédures courantes (calculs)

L'air est un mélange gazeux composé, en quantité de matière, d'environ 80% de diazote N<sub>2</sub> et de 20% de dioxygène O<sub>2</sub>.

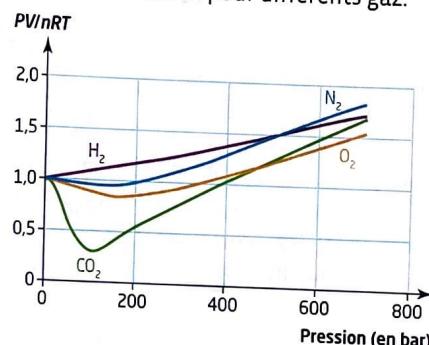
• En utilisant le tableau périodique pour déterminer les masses molaires moléculaires, estimer la masse volumique de l'air dans les conditions de température et de pression suivantes :  $\theta = 0^\circ\text{C}$  et  $P = 1013 \text{ hPa}$ .

## 31 \* Au-delà du modèle du gaz parfait

## HISTOIRE DES SCIENCES

**APP** Rechercher et organiser l'information en lien avec la problématique  
**ANA-RAI** Faire des prévisions à l'aide d'un modèle - Interpréter des résultats expérimentaux

Le physicien français Émile Amagat (1841-1915) a étudié le comportement des gaz selon leur pression en menant des études expérimentales sur les relations entre les grandeurs macroscopiques décrivant les gaz à l'équilibre. L'évolution isotherme (à température  $T$  constante) de ces grandeurs macroscopiques conduit à la représentation du diagramme ci-dessous pour différents gaz.



- Préciser en quoi le graphe est en accord avec le fait que tous les gaz peuvent être modélisés par le gaz parfait aux pressions faibles.
- Représenter la courbe correspondant au gaz parfait.
- Utiliser des arguments microscopiques pour expliquer le comportement des gaz pour des pressions supérieures à 10 bar.

## 32 \* Stockage des aérosols

**ANA-RAI** Faire des prévisions à l'aide d'un modèle  
**RÉA** Effectuer des procédures courantes (calculs)  
**VAL** Faire preuve d'esprit critique



Une bombe aérosol neuve, de volume  $V = 200 \text{ mL}$ , contient comme propulseur du diazote, que l'on assimile au gaz parfait.

- À la température  $\theta_1 = 25,0^\circ\text{C}$ , le volume  $V_1$  du gaz propulseur correspondant à 40% du volume du boîtier est à la pression  $P_1 = 6,00 \text{ bar}$ . Déterminer la quantité de matière  $n_1$  de gaz propulseur présent dans ce dispositif.
- Déterminer la température  $\theta_2$  pour atteindre la pression maximale  $P_2 = 10,0 \text{ bar}$  que peut supporter la bombe aérosol neuve en toute sécurité, en supposant que le volume  $V_2$  et la quantité de matière  $n_2$  du gaz propulseur restent constants.
- Indiquer si cette situation peut se produire dans la vie courante.
- Au cours de l'utilisation du produit, la pression du gaz propulseur diminue. À la température  $\theta_1 = 25,0^\circ\text{C}$ , quand sa pression atteint la valeur de  $P_3 = 3 \text{ bar}$ , le gaz propulseur occupe un volume  $V_3 = 160 \text{ mL}$  et le dispositif ne fonctionne plus. En déduire un inconvénient du conditionnement aérosol, d'un déodorant par exemple.

### 33 ★ Siphon de cuisinier

GRAND ORAL

**APP** Rechercher et organiser l'information en lien avec la problématique  
**ANA-RAI** Faire des prévisions à l'aide d'un modèle    **VAL** Faire preuve d'esprit critique    **COM** Utiliser un vocabulaire adapté

Un siphon est commercialisé avec une notice qui énonce cinq recommandations élémentaires :

- ne jamais remplir le réservoir du siphon au-delà de la moitié ni excessivement;

- toujours attendre le refroidissement complet de la préparation culinaire dans le réservoir avant de le mettre sous pression;
  - toujours retirer la cartouche de gaz avant utilisation une fois le siphon sous pression;
  - ne jamais percer deux cartouches ou plus;
  - ne jamais réutiliser un siphon endommagé.
- Présenter oralement en deux minutes maximum à l'ensemble de la classe, les recommandations d'utilisation en les étayant d'arguments scientifiques.



### 34 ★ Ludion

**APP** Représenter la situation par un schéma    **ANA-RAI** Faire des prévisions à l'aide d'un modèle - Interpréter des résultats expérimentaux  
**RÉA** Mettre en œuvre les étapes d'une démarche

Un ludion est un petit corps solide placé dans une bouteille remplie de liquide incompressible (comme l'eau), qui a pour particularité de changer de flottabilité lorsque la pression du liquide est modifiée. Pour cela, le ludion renferme un volume d'air en contact avec le liquide ambiant.

On peut faire varier la pression du liquide dans la bouteille de plusieurs façons :

- en utilisant une bouteille rigide (bouteille en verre par exemple) avec un bouchon sur lequel on peut appliquer une force pressante extérieure;
- en utilisant une bouteille souple en plastique que l'on comprime;
- en adaptant une pompe à air hermétiquement fixée sur le bouchon de la bouteille;
- en utilisant une bouteille rigide (bouteille en verre par exemple) hermétiquement fermée que l'on peut chauffer.

a. Schématiser les différents dispositifs envisageables pour faire varier la force pressante modélisant l'action exercée sur le liquide contenu dans la bouteille.

b. Préciser dans chaque cas les paramètres macroscopiques de l'air contenu dans la bouteille qui varient.

c. Indiquer l'évolution du volume d'air contenu dans le ludion après compression de l'air contenu dans la bouteille.

d. Justifier alors que le ludion entame un mouvement vertical vers le bas.



### MÉTIERS ET ORIENTATION

GRAND ORAL

Un(e) **ingénieur(e)** procède en chimie conçoit des usines et unités de production. Il est à la pointe des avancées techniques et environnementales et exerce dans les secteurs variés de la parachimie, de la pharmacie, de la pétrochimie, de l'aéronautique, du nucléaire, etc. Il travaille en équipe et sait piloter des projets. Il exerce dans les groupes industriels et maîtrise l'anglais, ce qui lui permet d'intervenir à l'étranger.

**Formation :** Bac +5. Généralement diplômés d'un Master II, les ingénieurs débutent avec un salaire moyen de 2 900 € brut qui évolue rapidement en fonction des missions à l'international notamment.

- Préparer une présentation orale de trois minutes sur un projet de poursuite d'études et/ou professionnel dans ce domaine (→ **Fiche Bac p. 513**).

### 35 ★ Retour sur la vidéo d'ouverture

**APP** Représenter la situation par un schéma    **ANA-RAI** Faire des prévisions à l'aide d'un modèle    **RÉA** Mettre en œuvre les étapes d'une démarche  
**Effectuer des procédures courantes (calculs)**

▶ Vidéo-débat

▶ Vidéo



Les poissons osseux possèdent un organe appelé vessie natatoire

Les poissons peuvent dormir ou se maintenir sans effort à une profondeur donnée puis remonter à la surface. Ils peuvent y parvenir grâce à un organe, la vessie natatoire, dont ils peuvent faire varier le volume  $V$  et la quantité de matière  $n$  de gaz. D'après les résultats de mécanique sur la poussée d'Archimède, le poisson pourra être immobile sans effort lorsque sa masse volumique sera égale à celle de l'eau.

Un poisson de masse  $m = 28 \text{ g}$  est immobile à une profondeur  $h = 10 \text{ m}$ . La pression du gaz contenu dans la vessie natatoire est  $P = 2,0 \text{ bar}$  et la température est  $\theta = 5,8^\circ\text{C}$ . Pour simplifier, on assimile le volume du poisson à celui de sa vessie natatoire dont le gaz qu'elle contient est considéré comme parfait.

a. Schématiser la situation.

b. Exprimer la masse volumique  $\rho$  du poisson en fonction de  $V$  et  $m$ .

c. Déterminer la quantité de matière  $n$  de gaz pour laquelle le poisson est immobile.

d. Une quantité de matière supplémentaire  $n_0$  est libérée dans la vessie natatoire du poisson initialement immobile à la profondeur  $h$ . Décrire le mouvement du poisson.

### 36 Prévoir la variation d'une grandeur

Un élève cherche à expliquer comment augmenter la masse volumique d'un gaz en faisant varier les grandeurs macroscopiques qui le décrivent.

#### ÉTAPE 1 Comprendre ce que l'on peut déduire de l'équation d'état du gaz parfait

Un petit quiz pour commencer...

- Si  $P$  augmente alors  $T$  augmente.  Vrai  Faux
- Si  $V$  augmente alors  $n$  augmente.  Vrai  Faux
- Si  $P$  augmente alors  $n$  augmente.  Vrai  Faux
- Si  $P \times V$  augmente alors  $T$  augmente.  Vrai  Faux

... étonnant non ?

- ▶ Dans chaque cas, l'affirmation est toujours vraie à condition que le reste des variables soient constantes. On peut donc dire sur le premier exemple : «*Si  $P$  augmente alors  $T$  augmente*» est toujours vrai si  $n$  et  $V$  restent constantes.
- ▶ Sinon, cela dépend des données du problème :  $P$  peut augmenter alors que  $T$  diminue si  $n$  augmente ou si  $V$  diminue.

La seule certitude est que le rapport  $\frac{PV}{nT}$  est constant quelles que soient les valeurs de  $n$ ,  $V$ ,  $P$  et  $T$  !

#### ÉTAPE 2 Isoler la grandeur physique souhaitée

Le support visuel ci-dessous présente les étapes et les résultats d'une démarche mise en œuvre pour isoler une variable de l'équation d'état du gaz parfait.

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{TR}$$

$$T = \frac{PV}{nR}$$

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

Par exemple, exprimer  $V$  en fonction de  $P$ ,  $T$ ,  $R$ ,  $n$ , pour une pression non nulle :

$$PV = nRT \Leftrightarrow \frac{1}{P}(PV) = \frac{1}{P}(nRT) \Leftrightarrow \frac{P}{P}V = \frac{nRT}{P} \Leftrightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

#### Questions

1 Exprimer la masse volumique  $\rho$  d'un gaz de masse  $m$  contenu dans une enceinte fermée de volume  $V$  variable et dont la température  $T$  est susceptible d'être modifiée.

2 Écrire l'équation d'état du gaz parfait et y faire intervenir  $\rho$ .

3 Isoler  $\rho$ .

4 En déduire les différentes façons d'augmenter la masse volumique d'un gaz en précisant, pour chacune d'elles, les paramètres qui restent constants.

#### Conseils!

##### ► Pour analyser les données du problème

Lorsqu'une grandeur physique est recherchée dans un problème, les autres grandeurs dont elle dépend sont déterminées soit directement à partir des données, soit indirectement à l'aide d'expressions connues. Par exemple, si la température  $T$  est demandée, il faut pouvoir extraire  $P$ ,  $V$  et  $n$  des données ou, si besoin, utiliser des relations connues faisant intervenir ces grandeurs comme :

- $n = \frac{m}{M}$ , relation reliant quantité de matière  $n$  à la masse  $m$  et à la masse molaire  $M$ ;
- $V = \frac{m}{\rho}$ , relation reliant le volume  $V$ , la masse volumique  $\rho$  et la masse  $m$ ;
- etc.

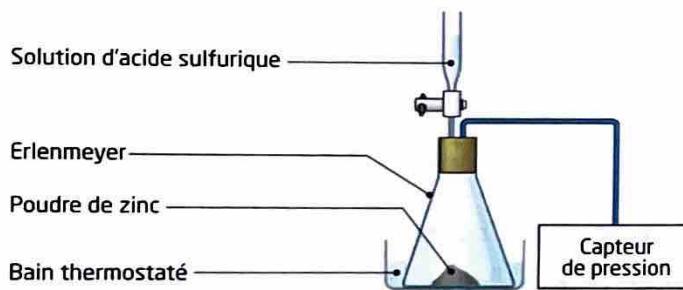
# 37 Suivi cinétique d'une transformation chimique

S'APPROPRIER   RÉALISER   VALIDER

Les pluies acides sont des précipitations qui peuvent contenir de l'acide sulfurique résultant de la combustion des combustibles fossiles. Cet acide est susceptible de réagir avec le zinc présent dans les gouttières. Pour étudier la transformation chimique entre l'acide sulfurique et le zinc, considérée comme totale, on réalise l'expérience décrite dans le **DOC. 1**. L'étude a comme objectif de retrouver expérimentalement la valeur de l'avancement maximal  $x_{\max}$  de la réaction attendue théoriquement.



## DOC. 1 Description de l'expérience



À la date  $t = 0$  s, on verse rapidement, sur 0,50 g de poudre de zinc, 75,0 mL de solution d'acide sulfurique de concentration en ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  égale à  $0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

La pression mesurée à cet instant par le capteur est  $P_0 = 1020 \text{ hPa}$ .

La formation de dihydrogène crée une surpression qui s'aditionne à la pression de l'air initialement présent.

## DOC. 2 Extrait du tableau de résultats

Les valeurs de la pression, mesurée à différentes dates par le capteur de pression, sont reportées dans le tableau suivant:

$t$ (en min)	0	1,0	3,0	5,0	7,0	9,0	11,0	15,0	20,0	25,0	30,0	35,0
$P$ (en hPa)	1020	1030	1060	1082	1101	1120	1138	1172	1215	1259	1296	1335

$t$ (en min)	45,0	50,0	60,0	70,0	80,0	90,0	110,0	140,0	160,0	190,0	240,0	300,0
$P$ (en hPa)	1413	1452	1513	1565	1608	1641	1697	1744	1749	1757	1757	1757

## DONNÉES

■ Masse molaire atomique du zinc :  
 $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

■ L'équation de la réaction modélisant la transformation du zinc en milieu acide est :  
 $\text{Zn} (\text{s}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$ .

## Questions

- 1 A partir du **DOC. 1**, établir un tableau d'avancement de la réaction et déterminer l'avancement maximal  $x_{\max}$ .
- 2 En considérant que le dihydrogène libéré par la réaction est un gaz parfait et en négligeant le volume de solution d'acide sulfurique versé devant le volume d'air initialement présent dans l'rlenmeyer, montrer que l'avancement  $x$  de la réaction a pour expression :  
$$x = x_{\max} \left( \frac{P - P_0}{P_{\max} - P_0} \right)$$
 où l'on note  $P_{\max}$  la pression mesurée à l'état final.
- 3 Sur une feuille de papier millimétré, tracer la courbe d'évolution de l'avancement de la réaction en fonction du temps.
- 4 Vérifier que l'avancement maximal  $x_{\max}$  obtenu en 1. est en accord avec l'avancement  $x_f$  déterminé graphiquement, en justifiant les écarts éventuels.

### 38 Des bouchons sous pression

S'APPROPRIER   RÉALISER   ANALYSER-RAISONNER   VALIDER

#### RÉSOLUTION DE PROBLÈME

Le champagne doit son effervescence au dioxyde de carbone dissous ( $\text{CO}_2$ ) qui est libéré sous forme de gaz à l'ouverture du bouchon. Il en contient entre 5 et 9 g dans une bouteille.



#### DOC. 1 Dissolution du $\text{CO}_2$ dans l'eau

La concentration  $C$  de gaz dissous dans une solution aqueuse est proportionnelle à la pression  $P$  qu'exerce ce gaz sur le liquide d'après la loi de Henry (1803). Cela se traduit par la relation  $C = k_T \times P$ , avec  $k_T$  la constante de Henry qui est fonction de la température  $T$  et du composé chimique étudié. À  $T = 298 \text{ K}$ , la constante de Henry vaut pour le  $\text{CO}_2$ :  $k_{298}(\text{CO}_2) = 3,35 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{Pa}^{-1}$ .

#### DOC. 2 Chronophotographie du bouchon initialement immobile



Intervalle temporel  $\tau$  entre deux clichés:  $\tau = t_1 - t_0 = t_2 - t_1 = 400 \mu\text{s}$ .

La force pressante modélisant l'action exercée par le gaz contenu dans la bouteille sur le bouchon est constante pendant 2 ms après la libération du bouchon. Il règne une pression dans la bouteille telle que le bouchon éjecté verticalement à température ambiante pourrait atteindre une hauteur comprise entre 8 m et 9 m en l'absence de frottement de l'air !

#### DOC. 3 Caractéristiques de la bouteille de champagne



Masse du bouchon de liège :  
 $m = 7,0 \text{ g}$

Section intérieure du goulot :  
 $d = 2,08 \text{ cm}$

Volume de  $\text{CO}_2$  gazeux :  
 $V_g = 6,50 \text{ cm}^3$

Volume de champagne :  
 $V_0 = 75,0 \text{ cl}$

#### DONNÉES

- $T_{\text{ambiante}} = 298 \text{ K}$ .
- $P_{\text{atmosphérique}} = 1013 \text{ hPa}$ .
- Intensité de la pesanteur :  $g = 9,81 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$ .
- Dans un référentiel galiléen, la relation approchée entre le vecteur variation de vitesse  $\Delta \vec{v}$  d'un système modélisé par un point matériel de masse  $m$  et la somme  $\sum \vec{F}$

des forces appliquées à ce système pendant une durée  $\Delta t$  séparant deux instants voisins est la suivante :

$$m \times \Delta \vec{v} = \sum \vec{F} \times \Delta t$$

Unités SI:  
 $||\Delta \vec{v}||$  en  $\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$   
 $m$  en kg  
 $||\sum \vec{F}||$  en N  
 $\Delta t$  en s

#### Question

Estimer la quantité de matière de dioxyde de carbone contenu dans une bouteille de champagne en portant un regard critique sur le résultat obtenu au regard des hypothèses formulées.

■ Aides à la fin du manuel.