

méca → thermo

Définir les échelles
microscopiques et
macroscopiques puis l'échelle
mésoscopique.

méca → thermo

Qu'est ce qu'un système fermé

méca → thermo

Qu'est ce qu'un système isolé

méca → thermo

Qu'est ce qu'un paramètre
d'état extensif. Donner des
exemples.

méca → thermo

Qu'est ce qu'un paramètre
d'état intensif. Donner des
exemples.

méca → thermo

Définir l'équilibre
thermodynamique d'un
système.

méca → thermo

Définir la vitesse quadratique
moyenne d'une particule.

méca → thermo

Définir le libre parcours
moyenne et donner des
exemples d'ordres de
grandeurs.

méca → thermo

Citer les hypothèses du
modèle du gaz parfait
monoatomique.

Un système fermé n'échange ni matière ni énergie avec le milieu extérieur.

Un système fermé n'échange pas de matière avec le milieu extérieur.

On peut considérer chaque particule et on modélise le système à l'aide des interactions entre particules : échelle microscopique On peut considérer le système de façon moyenne en considérant un petit nombre de paramètres (température, pression) : échelle macroscopique On définit une échelle intermédiaire, suffisamment grande pour contenir un grand nombre de particules et pour pouvoir définir des grandeurs moyennes, mais suffisamment petite pour que ces grandeurs soient homogènes : échelle mésoscopique .

Un système thermodynamique, livré à lui-même dans des conditions extérieures ne variant pas, est dit en équilibre thermodynamique lorsque toutes ses propriétés macroscopiques ne varient plus.

Un paramètre d'état est intensif s'il est indépendant de la quantité de matière et il est défini en un point du système : masse volumique, température, pression

Un paramètre d'état est extensif s'il est proportionnel à la quantité de matière et relatif au système entier : volume, masse, charge...

Particules ponctuelles sans interaction. Pas de mouvement d'ensemble. Isotropie de la distribution des vitesses.

On appelle libre parcours moyen la distance moyenne parcourue par les particules du système entre deux chocs.

- à température et pression ambiante pour un gaz : $l \simeq 70 \text{ nm}$
- à température ambiante et 1 Pa pour un gaz : $l \simeq 10 \text{ mm}$
- pour un liquide : 10^{-10} m

$$v^* = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{1}{N} \sum_{i=1}^N v_i^2}$$

méca → thermo

On imagine un gaz parfait monoatomique hypothétique dans lequel toutes les particules ont la même vitesse en norme v^* et ne se déplacent que selon les trois directions de l'espace (Ox , Oy , Oz). Établir l'expression de la pression cinétique.

méca → thermo

Définir la température cinétique.

méca → thermo

Citer l'équation d'état du gaz parfait.

méca → thermo

Définir la pression au sein d'un fluide.

méca → thermo

Exprimer l'énergie interne d'un gaz parfait monoatomique en fonction de sa température.

méca → thermo

Qu'est ce qu'une fonction d'état ?

méca → thermo

Définir la température d'un système réel.

méca → thermo

Définir l'énergie interne d'un système réel.

méca → thermo

Qu'est-ce que la capacité thermique à volume constant d'un corps ?

$$pV = nRT$$

$$\frac{1}{2}mv^{*2} = \frac{3}{2}k_B T$$

$$p = \frac{1}{3}mn^*v^{*2}$$

On appelle fonction d'état d'un système thermodynamique, une fonction dont la valeur ne dépend que des paramètres d'états.

$$U = \frac{3}{2}nRT$$

La pression p est définie telle que sur la surface élémentaire $d\vec{S}$ d'une paroi, la force élémentaire exercée par le fluide sur la paroi s'exprime :

$$d\vec{F}_{\text{fluide} / \text{paroi}} = p d\vec{S}$$

avec $d\vec{S}$ un vecteur de norme dS , l'aire de la surface élémentaire considérée, normal à la surface et orientée du fluide vers la paroi.

$$C_v = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_v$$

L'énergie interne d'un système est la somme de l'énergie cinétique propre de ses composants (énergie cinétique microscopique, E_c^*) et de l'énergie potentielle d'interaction entre les composants (énergie de liaison dans un cristal par exemple) :

$$U = E_{c,\text{micro}} + E_{p,\text{int}}$$

La température d'un corps au repos thermodynamique est définie par référence à la température d'un gaz parfait monoatomique avec lequel il est placé en équilibre thermique.

méca → thermo

Qu'est-ce qu'une phase condensée ?

méca → thermo

Exprimer la variation d'état interne d'une phase condensée incompressible et indilatable.

méca → thermo

Dans quelles limites peut-on assimiler un gaz réel à un gaz parfait ?

méca → thermo

Énoncer la première loi de Joule.

méca → thermo

Comment définir la température d'un système réel ?

Un gaz réel peut être assimilé à un gaz parfait dans la limite des grands volumes ou des basses pressions.

$$\Delta U = C\Delta T$$

On appelle phase condensée une phase dans laquelle les particules sont quasiment au contact.

La température d'un système peut être définie comme la température du gaz parfait avec lequel il est placé en équilibre.

L'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend que de sa température.

T_1 – De la mécanique à la thermodynamique

Conseils pour ce TD

- Bien faire la différence entre les grandeurs microscopiques (nombre de particules N , énergie cinétique moyenne d'une particule ...) et les grandeurs macroscopiques (quantité de matière, énergie interne ...). On peut souvent les relier par l'intermédiaire de la constante d'Avogadro d'où des ordres de grandeurs bien différents.
- Retenez les hypothèses du gaz parfait monoatomique (particules ponctuelles sans interaction) et la méthode du calcul qui permet d'obtenir l'expression de la pression cinétique.
- On peut retrouver rapidement la relation liant u la vitesse quadratique moyenne des particules du gaz parfait à sa température en partant de l'expression de son énergie interne ou de l'énergie cinétique moyenne d'une particule. Vérifier que vous en êtes capable.
- Partant de la relation précédente et de l'équation d'état, on peut remonter à celle liant la pression cinétique à la vitesse quadratique.

Entraînement au calcul

Entraînement 21.1 — Quelques calculs de volume.



Calculer le volume (en L) occupé à $T = 25^\circ\text{C}$ et sous une pression $P = 1,0\text{ bar}$ pour les gaz suivants.

- a) 100 g d'argon ($M_{\text{Ar}} = 40\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)
- b) 32 g de dioxygène O_2 ($M_{\text{O}} = 16\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)
- c) 1,2 kg de dioxyde de carbone CO_2 ($M_{\text{C}} = 12\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Entraînement 21.2 — Bouteille de butane.



Une bouteille de 30,6 L, maintenue à 20°C , contient du butane (C_4H_{10}) qui est sous la forme d'un mélange liquide/gaz comprimé. Le contenu de la bouteille présente une masse m de 13 kg. On donne $M_{\text{H}} = 1\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M_{\text{C}} = 12\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) Combien vaut la masse molaire (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) du butane ?
- b) Quelle serait la pression à l'intérieur de la bouteille si tout le butane était à l'état gazeux ?
.....

c) Quel volume occuperait le contenu de la bouteille, s'il était entièrement à l'état gazeux, sous une pression de 1,0 bar et à la température de 20 °C?



Entraînement 21.3 — Volume molaire.



Calculer le volume molaire (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$) d'un gaz parfait :

a) sous 1,00 bar et à 25,0 °C

b) sous 2,00 bar et à 50,0 °C

Entraînement 21.4 — Surchauffe ?



Un pneu de voiture, de volume supposé constant, est gonflé à froid, à la température $T_1 = 20^\circ\text{C}$, sous la pression $P_1 = 2,0\text{ bar}$. Après avoir roulé un certain temps, le pneu affiche une pression $P_2 = 2,3\text{ bar}$.

Quelle est alors sa température (en $^\circ\text{C}$) si l'on assimile l'air à un gaz parfait ?

Entraînement 21.5



Un récipient de volume V_1 enferme de l'air (assimilé à un gaz parfait) à la température $T_1 = 20^\circ\text{C}$ et sous une pression $P_1 = 1,20\text{ bar}$.

Que vaut la pression finale (en bar) si l'on augmente :

a) le volume de 20% ?

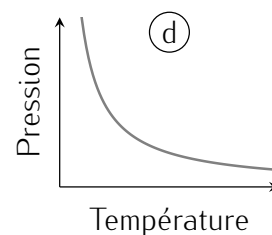
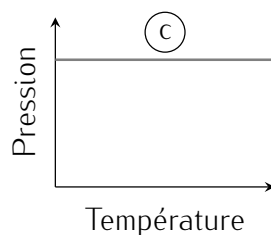
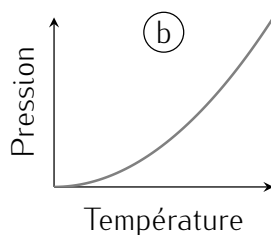
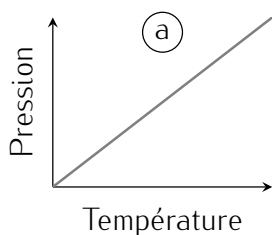
b) la température de 10°C ?

Manipulations algébriques

Entraînement 21.6 — Faire le lien entre une formule et un graphique.

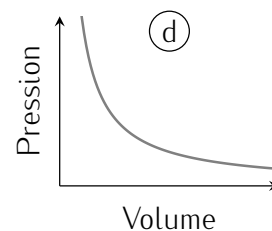
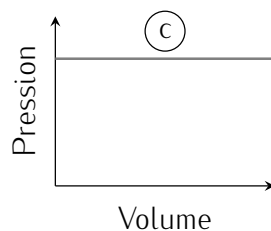
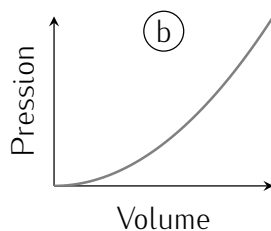
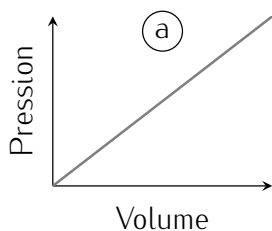


a) Lequel de ces graphes représente la relation entre pression et température lorsque n et V sont fixés ?



.....

b) Lequel de ces graphes représente la relation entre pression et volume lorsque n et T sont fixés ?



.....

Entraînement 21.7 — Masse volumique de l'eau.



On considère un gaz parfait de masse molaire M , à la pression P et à la température T .

a) Exprimer sa masse volumique ρ en fonction de M , P et T

b) La vapeur d'eau a pour masse volumique $\rho = 0,595 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ à 100°C et 1013 hPa . Sa masse molaire est $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Est-ce compatible avec le modèle du gaz parfait?

Entraînement 21.8 — Compression d'un gaz.



Un gaz, initialement à la pression P_1 et à la température $T_1 = 25^\circ\text{C}$, est comprimé jusqu'à une pression valant $P_2 = 4P_1$. Sa masse volumique initiale est de ρ_1 .

Exprimer sa masse volumique finale ρ_2 en fonction de ρ_1 si sa température T_2 vaut :

a) $T_2 = T_1$

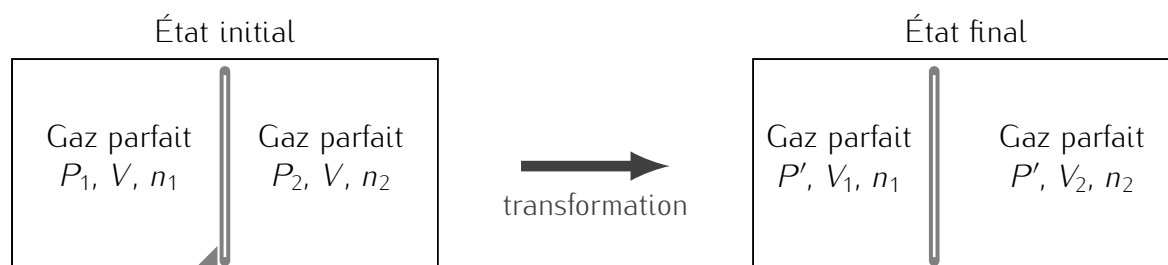
b) $T_2 = 50^\circ\text{C}$

Entraînement 21.9 — Mouvement d'un piston.



Une enceinte maintenue à une température T est divisée en deux parties d'égal volume V , par un piston mobile sans frottement.

Initialement, le piston est bloqué, et chaque compartiment contient un gaz parfait de pressions respectives P_1 et P_2 . On note n_1 et n_2 les quantités de matière dans chaque compartiment.



Une fois débloquent, le piston se déplace librement de façon à ce que les pressions dans chaque compartiment deviennent égales.

Déterminer :

a) la relation entre n_1 , n_2 , P_1 et P_2

b) le volume V_1 en fonction de V , P_1 et P_2

Entraînement 21.10 — Expression de la densité d'un gaz.



La densité d d'un gaz A est le rapport entre la masse volumique du gaz A et la masse volumique de l'air sous les mêmes conditions de pression et de température. Autrement dit, c'est

$$d = \frac{\rho_A}{\rho_{\text{air}}}.$$

On note M_A la masse molaire de A et M_{air} celle de l'air.

Exprimer la densité d en fonction de M_A et M_{air} à l'aide de la loi du gaz parfait

Entraînement 21.11 — Bulle de savon.



Une bulle de savon sphérique de rayon r enferme n moles d'air à la température ambiante T_0 .

La pression qui règne à l'intérieur de la bulle de savon est donnée par

$$P = P_0 + \frac{4\gamma}{r}$$

où γ est la tension superficielle de l'eau savonneuse et où P_0 est la pression atmosphérique.

a) Donner l'expression du volume de la bulle en fonction r

b) Exprimer n en fonction de P_0 , T_0 , γ et r

Réponses mélangées

$\frac{2P_1}{P_1 + P_2} V$	1,24 bar	64 °C	non	$\frac{4\pi P_0 r^3 + 16\pi \gamma r^2}{3RT_0}$
25 L	(d)	$4\rho_1$	$\frac{MP}{RT}$	58 g · mol ⁻¹
$\frac{n_2}{n_1} = \frac{P_2}{P_1}$	3,7 ρ_1	$\frac{M_A}{M_{\text{air}}}$	1,00 bar	13,4 L · mol ⁻¹
$\frac{4}{3}\pi r^3$	24,8 L · mol ⁻¹	62 L	5,5 m ³	1,8 × 10 ² bar



Exercice 1 : Description microscopique d'un Gaz parfait

Un récipient cubique contient, sous une pression $p = 1$ bar et à la température $t = 0^\circ\text{C}$, $n = 10^3$ moles d'argon, de masse molaire $M = 39,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

On modélise l'argon comme un gaz parfait.

On donne :

— $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

— $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Masse d'un atome

1. Rappeler les hypothèses du modèle du gaz parfait.

Masse d'un atome

1. Convertir la masse molaire M en unités SI.
2. Exprimer la masse m d'un atome en fonction de M et de N_A .
3. Calculer m .

Nombre total d'atomes

1. Rappeler la relation entre la quantité de matière n et le nombre d'entités N .
2. Calculer le nombre total d'atomes N dans le récipient.

Volume du récipient

1. Convertir la température en Kelvins.
2. Exprimer le volume V à partir de l'équation des gaz parfaits :
3. Calculer V .

Dimension du récipient

1. Exprimer l'arête L du cube en fonction du volume V .
2. Calculer L .

Densité atomique

1. Exprimer la densité particulière : $n^* = \frac{N}{V}$
2. Calculer n^* .

Ordre de grandeur de l'espacement entre atomes

On modélise la répartition des atomes en les plaçant aux sommets d'un réseau cubique simple. On imagine donc, pour cette question, que les atomes sont immobiles et qu'ils occupent les sommets de cubes juxtaposés.

1. Faire un beau schéma, en dessinant des sphères sur chaque sommet d'un cube.
2. À combien de mailles, chaque atome appartient-il ? En déduire le nombre d'atomes par maille.

3. Exprimer la densité atomique n^* en fonction de a .
4. En déduire une expression de a en fonction de n^* .
5. Calculer l'ordre de grandeur de a .
6. Comparer cette distance à une taille atomique typique et commenter.

Énergie cinétique moyenne

1. Rappeler l'expression de l'énergie cinétique moyenne d'un atome dans un gaz parfait monoatomique. Calculer cette énergie.
2. Quelle est la définition de la température cinétique ?
3. En déduire une expression de v^* la vitesse quadratique moyenne des atomes.
4. Calculer v^* .

Exercice 2 : Rouler sous la pluie

M. Percier part en vacances à 558 km de son domicile. Le trajet se fait essentiellement sur autoroute et on suppose qu'il roule à la vitesse $v = 120 \text{ km.h}^{-1}$ dans son SUV consommant 6,5 L au 100 km.

1. Le prix du diesel au 27 Mars 2026 est de 2,35 € le litre. Combien lui coûte son aller-retour en vacances ?

On suppose maintenant que tout le trajet se fait sous une pluie battante.

2. Expliquer pourquoi les impacts des gouttes de pluie sur la voiture vont engendrer une surconsommation de carburant. L'objectif est ensuite d'estimer cette surconsommation.
3. On suppose que les gouttes de pluie tombent verticalement dans le référentiel lié au sol et qu'elles possèdent la vitesse $u = 32 \text{ km.h}^{-1}$. On suppose également que la voiture roule sur une route horizontale à la vitesse v . Exprimer le vecteur vitesse des gouttes de pluie dans le référentiel lié à la voiture.
4. Toujours dans le référentiel lié à la voiture, que vaut la vitesse d'une goutte une fois qu'elle s'est écrasée sur le pare brise ?
5. En déduire la variation de quantité de mouvement d'une goutte de pluie avant et après impact.
6. Toujours dans un souci de simplification, on modélise l'avant de la voiture comme un carré de côté $a = 1,8 \text{ m}$ aligné selon la verticale (tant pis pour l'aérodynamisme !). Sur un schéma, représenter le volume où se trouvent les gouttes entrant en collision avec la voiture entre les instants t et $t + dt$. En déduire que ce volume vaut $dV = a^2 v dt$.
7. Le nombre de goutte par unité de volume est $n^* = 700 \text{ m}^{-3}$. Montrer que la composante horizontale de la force d'impact des gouttes sur la voiture est $F_x = m n^* a^2 v^2$.
8. Une goutte de pluie est une sphère de rayon $r = 1 \text{ mm}$. Faire l'application numérique pour F_x ?
9. Que vaut la F_x dans le référentiel lié au sol ?
10. En déduire la puissance de cette force.
11. Un litre de diesel fournit 30 MJ d'énergie thermique et le rendement du moteur est de l'ordre de 10 %, estimer alors le surcoût.

Exercice 3 : Caractéristiques d'un Gaz Parfait Monoatomique, fuite de Gaz

Soit un récipient de volume constant $V = 10 \text{ L}$. Il contient un GPM (de l'hélium) à une pression $p = 2,1 \text{ bar}$ et à la température $T = 300 \text{ K}$.

On donne : $R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$, la constante des gaz parfaits, $k = \frac{R}{N_A} \simeq 1,38.10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$, la constante de Boltzmann et $M_{He} = 4 \text{ g.mol}^{-1}$, la masse molaire de l'hélium.

Exprimer en fonction des données puis calculer :

1. La masse m d'hélium contenue dans le récipient et la densité particulaire n^* des atomes dans le récipient.
2. L'énergie cinétique totale E_c du gaz enfermé puis l'énergie cinétique moyenne par atome $\langle e_c \rangle$ et la vitesse quadratique moyenne u des atomes.
3. Par suite d'une fuite de gaz, la pression passe à $p' = 1,4$ bar et la température à $T' = 290$ K. Calculer la masse du gaz échappé Δm .
4. On colmate la fuite, à quelle température T_1 doit-on porter le gaz pour atteindre à nouveau p ?

Exercice 4 : Energie interne, tables thermodynamiques.

Le tableau ci-dessous donne, avec trois chiffres significatifs, le volume molaire V_m (en $\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$) et l'énergie interne molaire U_m (en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) de la vapeur d'eau à la température $t = 500$ °C pour différentes valeurs de la pression p (en bars). On donne en outre la constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

p	1	10	20	40	70	100
V_m	$6,43 \cdot 10^{-2}$	$6,37 \cdot 10^{-3}$	$3,17 \cdot 10^{-3}$	$1,56 \cdot 10^{-3}$	$8,68 \cdot 10^{-4}$	$5,90 \cdot 10^{-4}$
U_m	56,33	56,23	56,08	55,77	55,47	54,78

1. Justifier sans calcul que la vapeur d'eau ne se comporte pas comme un gaz parfait.
2. On se propose d'adopter le modèle de Van der Waals pour lequel on a

$$\left(p + \frac{a}{V_m^2}\right)(V_m - b) = RT \quad U_m = U_{m,GP} - \frac{a}{V_m}$$

- (a) Calculer le coefficient a en utilisant les énergies internes des états à $p = 1$ bar et $p = 100$ bars. Calculer b en utilisant l'équation d'état à $p = 100$ bars et en déduire un ordre de grandeur du rayon des particules r_s dans le modèle des sphères dures.
- (b) Quelle valeur obtient-on alors pour U_m à $p = 40$ bars ? Quelle température obtient-on alors en utilisant l'équation d'état avec $p = 40$ bars et $V_m = 1,56 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$? Conclure sur la validité du modèle.

Exercice 5 : Vitesses quadratiques moyennes

1. L'air est constitué principalement de dioxygène O_2 et de diazote N_2 .
Calculer les vitesses quadratiques moyennes de ces molécules à la température $t_0 = 20$ °C.
On donne $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, la constante des gaz parfaits et les masses molaires $M_N = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M_O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
2. Calculer, en électron-volts (eV), l'énergie cinétique moyenne $\langle e_c \rangle$ d'une molécule O_2 à la température t_0 . L'énergie molaire de la liaison $O-O$ a pour valeur $E_{O-O} = 498 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Calculer, en électron-volts, l'énergie de la liaison $O-O$ pour une molécule et comparer au résultat précédent. Que peut-on en conclure ?
Pour quelle valeur de la température T_c a-t-on rupture de O_2 (vérifier que l'on reste dans le cadre de la mécanique classique).
3. Calculer numériquement la valeur de la vitesse de libération du diazote à la surface de la Terre. Quelle devrait être la température à la surface de la Terre pour que N_2 échappe à son attraction. Mêmes questions pour la Lune ($R_L = 1800 \text{ km}$, $M_L = 7,4 \cdot 10^{22} \text{ kg}$, $g = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ SI}$ la constante de gravitation universelle).



Exercice 6 : Effusion gazeuse

Une cabine de navette spatiale (volume $V = 2 \text{ m}^3$) contient N_0 molécules d'air à la température T . A l'instant $t = 0$, une petite météorite perce dans la paroi un petit trou de section $s = 1 \mu\text{m}^2$ par lequel le gaz peut s'échapper dans le vide. On supposera que le trou est suffisamment petit pour que la distribution des vitesses des particules dans la navette ne soit pas perturbée. On note $N(t)$ le nombre de molécules présentes à l'intérieur de l'enceinte à l'instant t . On prendra un modèle dans lequel les molécules se déplacent selon 6 directions, avec des vitesses de même normes (égale à la vitesse quadratique moyenne v^*).

1. Montrez qu'à un instant t , le nombre de molécules sortant de l'enceinte pendant dt s'écrit :

$$dN_s = \frac{N_s}{6V} v^* dt$$

2. Faire un bilan de particules sur le gaz contenu dans la navette et en déduire une équation différentielle sur $N(t)$, on fera apparaître un temps caractéristique dont on vérifiera la dimension.
3. En déduire l'expression du nombre de molécule dans l'enceinte à l'instant t .
4. Donnez finalement l'expression de l'instant $t_{1/2}$ au bout duquel la pression dans l'enceinte a diminué de moitié.