

Série 04 : Théorie cinétique et gaz réel

Exercice 1 : Réchauffement climatique

Le problème du réchauffement global est lié à la production et à l'injection dans l'atmosphère de grandes quantités de CO₂. Ceci provoque un effet de serre, qui donne lieu à une augmentation globale des températures sur Terre. Ici nous estimons les ordres de grandeur d'une des conséquences catastrophiques de ce réchauffement, à savoir l'augmentation du niveau des mers et océans.

En considérant une augmentation globale de température de 1 °C, quels sont les mécanismes qui contribueraient à l'augmentation du niveau des mers et océans ? De combien le niveau augmenterait-il ? Faites des approximations très simples pour avoir une idée de l'ordre de grandeur de l'effet de chacun de ces mécanismes, en supposant que seulement les glaciers situés en dessous du seuil de neige éternelle ($\approx 2\%$ de l'eau totale sous forme solide) sont touchés par le réchauffement global.

Indications : Volume des réserves terrestres d'eau sous forme solide : $V_g = 24 \times 10^6 \text{ km}^3$. Surface de la Terre : $S_T = 5.1 \times 10^8 \text{ km}^2$. Approximation du coefficient de dilatation volumique de l'eau à env. 15 °C : $\beta = 2 \times 10^{-4} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$. Masse volumique de la glace : $\rho_{glace} = 917 \text{ kg/m}^3$.

Exercice 2 : L'évaporation au microscope

Il faut à peu près 3750 J pour évaporer 1.5 g d'eau à température ambiante ($T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$).

- a) Estimez la vitesse minimale des molécules qui s'échappent de la surface du liquide, donnant lieu à l'évaporation.
- b) Comparez cette vitesse minimale avec la vitesse la plus probable $v_{\max} = \sqrt{\frac{2k_B T}{m}}$ de la distribution de Maxwell pour des molécules d'eau à 20°C, en sachant que la masse molaire de l'eau est $M = 18 \text{ g/mol}$. Tracez la distribution des vitesses. Où se trouve la partie de la distribution qui contribue à l'évaporation ?

Exercice 3 : Équilibre thermodynamique du néon

Considérez un tube rempli de néon ($M = 20 \text{ g/mol}$) que l'on aurait cassé dans cette salle à $p = 1 \text{ bar}$ et $T = 20 \text{ }^\circ\text{C}$. Calculez la fraction d'atomes de néon libérés ayant une vitesse comprise entre 2000 m/s et 2010 m/s à l'équilibre thermodynamique.

Indications : Constante de Boltzmann $k_B = 1.38 \times 10^{-23} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-2} \text{ K}^{-1}$. Nombre d'Avogadro $\mathcal{N}_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Exercice 4 : Gaz parfait vs gaz réel au point critique

Pour un processus à température constante, la courbe $p - V$ d'une substance pure a un point-selle au point critique (au-dessus de la température critique, une substance reste à l'état gazeux quelle que soit la pression). L'identification de ce point critique est l'un des succès de la théorie de Van

der Waals. Les facteurs a et b de l'équation de Van der Waals (a est lié à la force d'attraction des molécules à courte distance, b au volume occupé par une mole de la substance) peuvent être estimés quantitativement lorsque le point critique de la substance considérée est connu. Pour l'eau, le point critique est à $T_c = 647\text{ K}$ et $p_c = 221\text{ bar}$.

Calculez la température de la vapeur pour une pression de 130 bar et un volume spécifique (ou massique) de $0.05\text{ m}^3/\text{kg}$ en considérant la vapeur :

- comme un gaz parfait ;
- comme un gaz réel, décrit par l'équation de Van der Waals.

Comparez les deux résultats.

Indications : Notez que la masse molaire de l'eau est $M = 18\text{ g/mol}$. Utilisez l'équation de Van der Waals sous sa forme molaire : $(p + \frac{a}{\nu^2})(\nu - b) = RT$, avec $\nu = V/n$. Au point-selle de l'isotherme à la température critique : $\frac{\partial p}{\partial \nu} = 0$ et $\frac{\partial^2 p}{\partial \nu^2} = 0$.

N.B : un point-selle est un point d'inflexion particulier où, en plus de la dérivée première, la dérivée seconde s'annule aussi.

Exercice 5 : Sur le Mont Chogori

Au sommet du Mont Chogori (8611 m d'altitude, le deuxième plus haut sommet du monde après l'Everest), la densité de l'air est assez faible et la montée se fait normalement à l'aide de bouteilles d'oxygène. En sachant que la pression de l'air dans une atmosphère isothermique décroît exponentiellement avec l'altitude z selon la formule

$$p(z) = p_0 e^{-\frac{mgz}{k_B T}}$$

où m est la masse moléculaire de l'air, k_B la constante de Boltzmann et p_0 la pression à $z = 0\text{ m}$, repondez aux questions suivantes.

- En supposant que les **conditions standard de température et de pression**⁽¹⁾ règnent à $z = 0\text{ m}$ (i.e. une température de 0°C et une pression de 10^5 Pa), estimatez la pression de l'air au sommet du Mont Chogori où il règne une température de -30°C . La masse molaire de l'air vaut $M = 29\text{ g/mol}$.
- Une bouteille d'oxygène contient 4 litres d'oxygène à 300 bar à température ambiante (i.e. 20°C). Aux **conditions standards de température et de pression ambiantes** (faites l'hypothèse d'une température de 20°C et d'une pression de 10^5 Pa), quel volume occuperait l'oxygène contenu dans cette bouteille ?
- Le détendeur de la bouteille d'oxygène est réglé de sorte qu'il satisfait au besoin de respiration de l'alpiniste en lui fournissant 1.5 litres d'oxygène supplémentaire par minute (à température et pression ambiante). Combien de temps l'alpiniste peut-il se promener au sommet du Mont Chogori où il règne une température de -30°C ?

1. International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) <https://goldbook.iupac.org/terms/view/S05910>