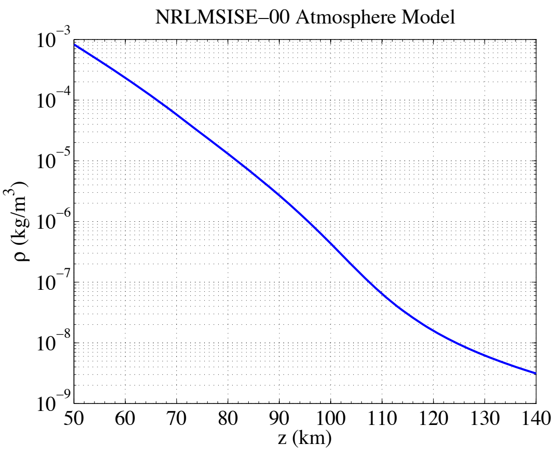
1. Introducción - Introduction

1. Determine la densidad del gas helio (masa molar $M = 4$ g/mol) comprimido a 200 bar y 15º C.
   Determine the density of gas helium (molar mass M = 4 g/mol) compressed to 200 bar and 15º C.
   Sol. $\rho = 33,4$ kg/m^3

2. La densidad del aire en las capas altas de la atmosfera es tan baja que el camino libre medio puede llegar a ser muy grande, anulando así la hipótesis de equilibrio termodinámico local $\lambda \ll L$ en el flujo alrededor de vehículos espaciales. Sabiendo que la masa molar del aire es $M = 29$ g/mol, estime el valor de la densidad del aire para la cual el camino libre medio $\lambda = d(d/d_0)^2$ se hace del orden de 10 cm. Utilizando la figura adjunta, estime la altura z en km a la que se alcanza dicho valor de la densidad atmosférica. Utilice el valor $d_0 = 3 \cdot 10^{-10}$ m.

   The density of air in the upper layers of the atmosphere is so low that the mean free path is very large, breaking down the hypothesis of local thermodynamic equilibrium $\lambda \ll L$ for the flow around spatial vehicles. If the molar mass of air is $M = 29$ g/mol, estimate the value of the density of air for which the mean free path $\lambda = d(d/d_0)^2$ is of the order of 10 cm. Then, using the figure below, estimate the altitude in km where such a value for the atmospheric density is reached. For the calculations, use the value $d_0 = 3 \cdot 10^{-10}$ m.

   Sol. $d \sim 2,1 \cdot 10^{-7}$ m, $\rho \sim 5,4 \cdot 10^{-6}$ kg/m^3, $z \sim 86$ km

3. Estime la distancia intermolecular media d para un gas ideal en función de la presión p y la temperatura T. Utilice en la respuesta la constante de Boltzmann, $k = R^\circ/N_A$. Note que la relación es la misma para cualquier gas ideal, independientemente de su masa molar.
   Estimate the intermolecular distance d for an ideal gas as a function of the pressure p and the temperature T. In your answer, use the Boltzmann constant $k = R^\circ/N_A$. Note that the relation is the same for any ideal gas, independently of the molar mass.
   Sol. $d = (kT/p)^{1/3}$

4. Determine la distancia intermolecular del mercurio sabiendo que su densidad es $\rho = 13534$ kg/^{3} y su peso molar es $M = 200$ g/mol.

Determine the intermolecular distance of mercury upon knowleddge that its density is $\rho = 13534$ kg/^{3} and its molas mass is $M = 200$ g/mol.
Sol. $d = 2.9 \cdot 10^{-10}$ m.

5. Según la definición de la atmosfera estandar, la densidad del aire a una altitud de 11000 m es $\rho = 0,364$ kg/m^3. Sabiendo que la masa molar del aire es $M = 29$ g/mol, estime el valor de la distancia intermolecular media d y el camino libre medio $\lambda = d(d/d_0)^2$ en esta situación. Utilice el valor $d_0 = 3 \cdot 10^{-10}$ m.
   Following the definition of the standard atmosphere, the density of air at an altitude of 11000 m is $\rho = 0,364$ kg/m^3. Knowing that the molar mass of air is $M = 29$ g/mol, estimate the value of the intermolecular distance d and the mean free path $\lambda = d(d/d_0)^2$ in this situation. Use the value $d_0 = 3 \cdot 10^{-10}$ m.
   Sol. $d = 5,2 \cdot 10^{-9}$ m, $\lambda = 1,5 \cdot 10^{-9}$ m.

6. La rueda de una bicicleta de carreras se hincha hasta 9.3 bar en una mañana de temperatura 0° C. Después, la bicicleta se usa para una carrera en condiciones de alta temperatura durante la tarde que alcanzan los 45° C en la superficie de la carretera. Suponiendo que el volumen de la rueda es prácticamente constante, ¿cuál será la presión de la rueda en estas condiciones?
   A bicycle tire was inflated to 9.3 bar total pressure in the cool of the morning when the temperature was 10° C. Later, the bicycle was used for a race on hot roads in the afternoon, when the temperature of the tires rose to 45° C. Assuming that the volume of the tire stays the same and that the gases behave ideally, determine the pressure in the hot tire.
   Sol. $\rho =$const. $\frac{p}{R_g T} =$const. $p_2 = p_1 \frac{T_2}{T_1} = 10.45$ bar.

7. Utilizando la ecuación de estado de los gases ideales a)¿Qué volumen ocupa un mol de gas en condiciones estándar? b) ¿Y normales? c)¿Cuántas moléculas hay en 0.33 cl. de gas ideal a una temperatura de 500 K y a una presión de 2 atm?
   Sol. a) $p = \rho R_g T \rightarrow p = \frac{nM_{mol}}{V} \frac{R^\circ}{M_{mol}} T \rightarrow V = n \frac{R^\circ T}{p} = \frac{8.314 \cdot 273.15}{10^5} = 22.7$ l. Sol. b) $V = \frac{8.314 \cdot 298.15}{101325} = 22.4$ l.

   Sol. c) $n = \frac{PV}{R^\circ T} = 0.0161 \rightarrow N = nN_A = 9.69 \cdot 10^{21}$ molec.