Premier principe

Exercice 1. Bilans d'énergie.
Un marteau-pilon P, de masse $m_p = 1500\,kg$, tombe d'une hauteur $h = 3\,m$ sur un objet en aluminium à travailler A, de masse $m_a = 50\,kg$. La température de P ne varie pratiquement pas alors que celle de A varie de ΔT. Calculer ΔT sachant que la capacité thermique molaire d'un métal est $C_{Vm} = 3R$ et que la masse molaire de l'aluminium est $M = 27\,g.mol^{-1}$.
On fait subir à une masse de $10\,kg$ d'air ($M = 29\,g.mol^{-1}$), considéré comme un gaz parfait diatomique, une évolution au cours de laquelle elle reçoit $10\,kJ$ sous forme de chaleur et fournit $8kJ$ sous forme de travail. De plus, au cours de l'évolution, la vitesse du fluide passe de $5\,m.s^{-1}$ à $15\,m.s^{-1}$. Calculer la variation d'énergie interne et la variation de température.
On donne $R = 8,314\,J.K^{-1}.mol^{-1}$.

Exercice 2. Détente de Joule - Gay Lussac.
Soit le dispositif constitué de deux compartiments de volume V' et V'' calorifugés et communiquant par un robinet. Initialement le robinet est fermé, le compartiment de gauche contient n moles d'un fluide en équilibre à la température T_I et on fait le vide dans le compartiment de droite. On ouvre alors le robinet, le fluide se répartit dans les deux compartiments jusqu'à atteindre un nouvel état d'équilibre à la température T_F.
1) Montrer qu'au cours de la détente, l'énergie interne se conserve.
2) Montrer que la détente est isotherme pour un gaz parfait.
3) Calculer la variation de température pour un gaz de Van der Waals où $U = \dfrac{3}{2}nRT - \dfrac{n^2a}{V}$. Interpréter le signe.
4) Les résultats expérimentaux sur les fluides réels permettent d'accéder au coefficient a du modèle de Van der Waals. Application numérique pour une mole d'argon : $V' = 1\,L$; $V'' = 1\,L$; $T_I = 291,0\,K$; $T_F = 285,6\,K$.

Exercice 3. Calorimétrie.
Considérons un calorimètre c'est à dire un vase calorifugé de capacité thermique négligeable, où l'atmosphère maintient une pression constante.
1) Remplissons le calorimètre d'eau liquide de capacité thermique C, initialement à $T_I = 293\,K$. Plongeons dans l'eau une résistance électrique R connue, montée en série avec une pile et un ampèremètre. Établissons le courant pendant une durée τ mesurée au chronomètre et mesurons l'intensité du courant I. Mesurons la température T_F à l'équilibre. Montrer alors que l'on peut accéder à la capacité thermique de l'eau.
2) Remplissons le calorimètre d'eau liquide de capacité thermique C_1, initialement à $T_1 = 293\,K$. Plongeons dans l'eau un solide de capacité thermique C_2 initialement chauffé à $T_2 = 343\,K$. Lorsque l'équilibre est atteint, la température se stabilise à T_F. Montrer que l'on peut accéder à C_2 connaissant C_1, T_1, T_2 et T_F.

Exercice 4. Détente de Joule-Kelvin ou Joule-Thomson.
Soit un fluide s'écoulant lentement dans une canalisation horizontale calorifugé possédant un étranglement. Un régime stationnaire est supposé atteint. En amont de l'étranglement, l'état du fluide est décrit par la pression p_1, la température T_1, le volume massique v_1, l'énergie interne massique u_1 et la vitesse c_1. En aval, il est décrit par la pression p_2, la température T_2, le volume massique v_2, l'énergie interne massique u_2 et la vitesse c_2. Montrer que la détente est isenthalpique.
Un gaz a pour équation d'état $p(V - nb) = nRT$ (b covolume du gaz) et son énergie interne ne dépend que de la température (ce gaz suit la première loi de Joule).
1) Déterminer la relation qui lie les capacités thermiques molaires à pression constante C_{pm} et à volume constant C_{Vm} à R (relation de Mayer).
2) Une mole de ce gaz subit une détente de Joule-Thomson qui fait passer sa pression de p_1 à p_2. Calculer la variation ΔT correspondante.
3) Application numérique : $p_1 = 10^6\,Pa$; $p_2 = 10^5\,Pa$; $R = 8,314\,J.K^{-1}.mol^{-1}$; $\gamma = 1,4$; $b = 38.10^{-6}\,m^3.mol^{-1}$.