

Physique pour Geosciences (1) :
THERMODYNAMIQUE

CoPG1Th3

Fiche de cours

kaminski@ipgp.jussieu.fr

Résumé du cours II : Second principe

Second principe & Multiplicité

Si un système isolé, composé de nombreuses molécules, a la possibilité d'évoluer, alors il évoluera, avec une probabilité infiniment proche de 1, vers l'état macroscopique ayant la plus grande multiplicité de micro-états.

Entropie & Multiplicité

Si \mathcal{M} est la multiplicité d'un état thermodynamique, alors on introduit une nouvelle fonction d'état, l'entropie S , définie par

$$S = k \ln(\mathcal{M}), \quad (1)$$

avec k la constante de Boltzmann.

Second principe & Entropie

Lors d'une transformation thermodynamique, les changements d'entropie sont la somme des échanges d'entropie (q/T) et de la création d'entropie (δS^{irr} , toujours positive):

$$dS = \frac{q}{T} + \delta S^{\text{irr}}. \quad (2)$$

La production d'entropie est nulle pour les processus réversibles. Dans la réalité il y a toujours une production d'entropie par les processus dissipatifs.

Variation d'entropie pour un gaz parfait

La variation d'entropie entre deux états i et f pour un gaz parfait est donnée en fonction du changement de volume et de température par

$$\Delta S = C_v \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right) + nR \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right), \quad (3)$$

avec C_v la chaleur spécifique à volume constante, n le nombre de moles et R la constante des gaz parfaits.