

Applications directes

AD 1. Vaporisation de l'eau liquide

À pression fixée, la variation d'enthalpie s'identifie au transfert thermique.

La transformation à considérer se décompose en deux étapes :

- étape 1 : échauffement de l'eau liquide jusqu'à 100°C ;
- étape 2 : vaporisation de l'eau à la température de 100°C.

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = mc_{eau}\Delta T + mh_{l \rightarrow v}$$

Une mole d'eau ayant une masse de 18 g, on en déduit :

$$\Delta H = 18 \times 10^{-3} \times 4,18 \times 10^3 \times 80 + 18 \times 10^{-3} \times 2,26 \times 10^6 \Rightarrow \boxed{\Delta H = 47 \text{ kJ}}$$

AD 2. Détente d'un gaz monoatomique

1. En divisant par la masse molaire, on obtient la capacité thermique massique connaissant la capacité thermique molaire :

$$c_V = \frac{C_{V,m}}{M} = \frac{3R}{2M} \Rightarrow \boxed{c_V = 3,1 \times 10^3 \text{ J.kg}^{-1}}$$

2. Lors d'une détente isotherme d'un gaz parfait, le produit $P \times V$ est une constante :

$$P_2 V_2 = P_1 V_1 \Rightarrow P_2 = P_1 \frac{V_1}{V_2} = \frac{nRT_1}{V_1} \times \frac{V_1}{V_2} = \frac{nRT_1}{V_2} = \frac{mRT_1}{MV_2}$$

Application numérique :

$$P_2 = \frac{500}{4} \times \frac{8,31 \times 600}{0,250} \Rightarrow \boxed{P_2 = 24,9 \text{ bar}}$$

3. Lors d'une détente le travail reçu est négatif ; pour une détente isotherme à la température T_1 d'un gaz parfait :

$$W = nRT_1 \ln \left(\frac{V_1}{V_2} \right) = -\frac{m}{M} RT_1 \ln(2,5) = -\frac{500}{4} \times 8,31 \times 600 \times \ln(2,5)$$

$$\boxed{W = -571 \text{ kJ}}$$

Pour une transformation isotherme d'un gaz parfait $\Delta U = 0$, on en déduit $Q = -W$:

$$\boxed{Q = 571 \text{ kJ}}$$

Lors de la détente, le gaz a tendance à se refroidir, un transfert thermique s'effectue de l'extérieur vers le système pour maintenir la température du système tout au long de la transformation.

AD 3. Diagramme (P, h) de l'eau

1. L'enthalpie de vaporisation étant positive, à pression fixée, l'enthalpie de la phase gazeuse est nécessairement supérieure à l'enthalpie de la phase liquide. **Le liquide se situe sur la gauche du diagramme, le domaine diphasé au centre et la vapeur sur la partie droite du diagramme.**
2. Pour un gaz parfait (gaz réel à basse pression), l'enthalpie massique n'est fonction que de la température. **Les isothermes se confondent avec des isenthalpiques, c'est à dire des droites verticales.** On constate que ceci n'est plus valable lorsque la pression dépasse 10 à 100 bars (le modèle GP ne s'applique plus).

Pour un liquide, l'enthalpie massique n'est fonction que de la température, **les isothermes se confondent avec des isenthalpiques, c'est à dire des droites verticales.**

Pour un corps pur diphasé, fixer la température impose la pression. **Une isotherme est donc une isobare et les isothermes sont donc des droites horizontales.**

3. Partons d'un kilogramme de liquide, l'enthalpie de vaporisation s'identifie à la différence d'enthalpie entre le liquide pur et la vapeur sèche à 100° C, c'est à dire, par lecture graphique : $h_{L \rightarrow V} \simeq 2700 - 400$, $h_{L \rightarrow V} = 2300 \text{ kJ.kg}^{-1}$. Partant d'un kilogramme de liquide pur, le point d'enthalpie massique $h = 1500 \text{ kJ.kg}^{-1}$ représente une variation d'enthalpie massique de $\Delta h = 1500 - 400 = 1100 \text{ kJ.kg}^{-1}$, c'est à dire pour le titre massique en vapeur :

$$w_v = \frac{1100}{2300} \Rightarrow \boxed{w_v = 48\%}$$

AD 4. L'air, un gaz parfait ?

1. Sur le graphique, le point A est l'intersection de l'isotherme $T = 20^\circ\text{C}$ et de l'isobare $P = 10^5 \text{ Pa}$.
2. On constate que le point A est situé entre les courbes d'isovolume 0,8 et 1,0 $\text{m}^3.\text{kg}$. Vérifions que ce résultat est compatible avec la formule du gaz parfait :

$$PV = nRT = \frac{mRT}{M} \Rightarrow v = \frac{V}{m} = \frac{RT}{MP}$$

Application numérique au point A :

$$v_A = \frac{8,31 \times 293,15}{29 \times 10^{-3} \times 10^5} \Rightarrow \boxed{v_A = 0,84 \text{ m}^3.\text{kg}^{-1}}$$

À la précision de lecture près, cette valeur semble tout à fait en accord avec l'indication des courbes d'isovolume. Sans surprise, à pression et température ambiantes, **le modèle du gaz parfait est applicable**.

3. Pour un gaz parfait, l'enthalpie massique ne dépend que de la température. Les isothermes doivent donc se confondre avec les isenthalpiques et donc être représentées par des droites verticales.

On constate que ce résultat est bien vérifié à basse pression, en particulier au point A , mais qu'il est mis en défaut à plus haute pression $P > 10$ bars lorsque les interactions entre particules ne sont plus négligeables.

4. Par définition, la capacité thermique à pression constante $c_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_P$.

Il s'agit donc d'évaluer de combien varie l'enthalpie massique du système au voisinage du point A pour une variation de température donnée et ceci à **pression constante**.

Ainsi, en restant sur l'isobare $P = 10^5$ Pa associée au point A , on constate que la température passe de 0°C à 40°C quand l'enthalpie massique passe de 400 à 440 $\text{kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$:

$$c_p = \frac{40 \times 10^3}{40} \Rightarrow \boxed{c_p = 1,0 \times 10^3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}}$$

Pour un gaz parfait diatomique :

$$c_p = \frac{\gamma R}{(\gamma - 1) M} \Leftrightarrow \gamma = \frac{1}{1 - \frac{R}{M c_p}} = \frac{1}{1 - \frac{8,31}{0,029 \times 1,0 \times 10^3}}$$

On en déduit $\gamma = 1,4$ en accord avec la valeur de ce coefficient pour un gaz parfait diatomique.