

TRAVAIL PRATIQUE #12

Exercice 1 (Gaz réels)

La masse volumique de la vapeur d'eau à 1,00 bar et 383 K est de 0,5678 kg/m³.

- 1) Déterminer le volume molaire de l'eau et le facteur de compressibilité Z à partir de ces données;
- 2) Calculer Z à partir de l'équation de van der Waals avec $a = 5,536 \text{ atm L}^2 \text{ mol}^{-2}$ et $b = 0,03049 \text{ L mol}^{-1}$.

Exercice 2 (Thermochimie)

Déterminer la chaleur de sublimation d'une mole de H₂O solide à 25°C et à la pression de 1 atm (conditions standards) en sachant que :

$$\Delta_{\text{vap}} H_{373}^0(\text{H}_2\text{O}, l) = 40600 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta_{\text{fus}} H_{273}^0(\text{H}_2\text{O}, s) = 6000 \text{ J mol}^{-1}$$

Les capacités calorifiques molaires à pression constante sont respectivement 35,55, 75,31 et 33,5 J K⁻¹ mol⁻¹ pour la glace, l'eau liquide et la vapeur d'eau.

Exercice 3 (Thermochimie - Équilibre)

Soit la réaction et les données suivantes à 298 K :



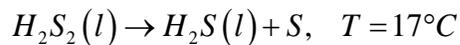
	NH ₄ HS(s)	NH ₃	H ₂ S
$\Delta_f H^0$ (kJ mol ⁻¹)	-156,94	-20,63	-46,12
$\Delta_f G^0$ (kJ mol ⁻¹)	-50,64	-33,48	-16,40

- a) Calculer la constante d'équilibre de la réaction.
- b) Dans un récipient où on fait le vide, on introduit du NH₄HS solide.
 - i. Quel est le signe de $\Delta_r G$ de la réaction à l'instant initial?
 - ii. Déterminer les pressions partielles en NH₃ et en H₂S une fois l'équilibre atteint.
 - iii. Quelle est la valeur de $\Delta_r G$?
- c) En admettant que $\Delta_f H^0$ et $\Delta_f S^0$ soient indépendants de la température, calculez la constante d'équilibre à 310 K.

Exercice 4 (Thermochimie-changement de phase)

Un tube de verre, dans lequel on a fait le vide, contient de la poudre de quartz et une ampoule scellée avec 2,706 g de disulfure d'hydrogène, H_2S_2 , liquide. On l'immerge dans un calorimètre, et l'ampoule est rompue : le H_2S_2 est alors décomposé catalytiquement par le quartz* en sulfure d'hydrogène liquide, $H_2S(l)$, et solide, $H_2S(g)$, et en soufre, S. La température s'accroît de $0,153^\circ C$. La capacité calorifique du calorimètre est 1060 cal K^{-1} et la température moyenne du système, $17^\circ C$; le volume du gaz dans le tube est $14,6 \text{ cm}^3$. La pression de vapeur d'équilibre de $H_2S(l)$ est de $16,3 \text{ atm}$ et son enthalpie de vaporisation, $3843 \text{ cal mol}^{-1}$.

En déduire la variation d'énergie interne pour la réaction :



Les poids atomiques du soufre et de l'hydrogène sont respectivement $S = 32$ et $H = 1$.

* Le quartz est un catalyseur de la réaction, il accélère la réaction sans entrer dans la composition du produit obtenu ni être consommé.

Exercice 5 (Diagrammes de Phase)

À l'aide du diagramme de phase du mercure donné sur la figure 1 (à la fin du document), répondez aux questions suivantes :

- Sous quel état physique se trouve le mercure dans les conditions normales de température et de pression?
- À quelle température peut-on observer l'équilibre $Hg(s) \leftrightarrow Hg(l)$ sous une pression de $0,05 \text{ Pa}$?
- Quelle est la température d'ébullition normale du mercure?
- Quelle est la valeur de la pression d'équilibre liquide - vapeur du mercure à $25^\circ C$?
- Sous quel état physique se trouve le mercure à $-50^\circ C$ et sous 10^{-6} Pa ?
- Quel(s) changement(s) de phase observe-t-on lorsqu'on porte le mercure de $-100^\circ C$ à $0^\circ C$ sous $2 \times 10^{-3} \text{ Pa}$?

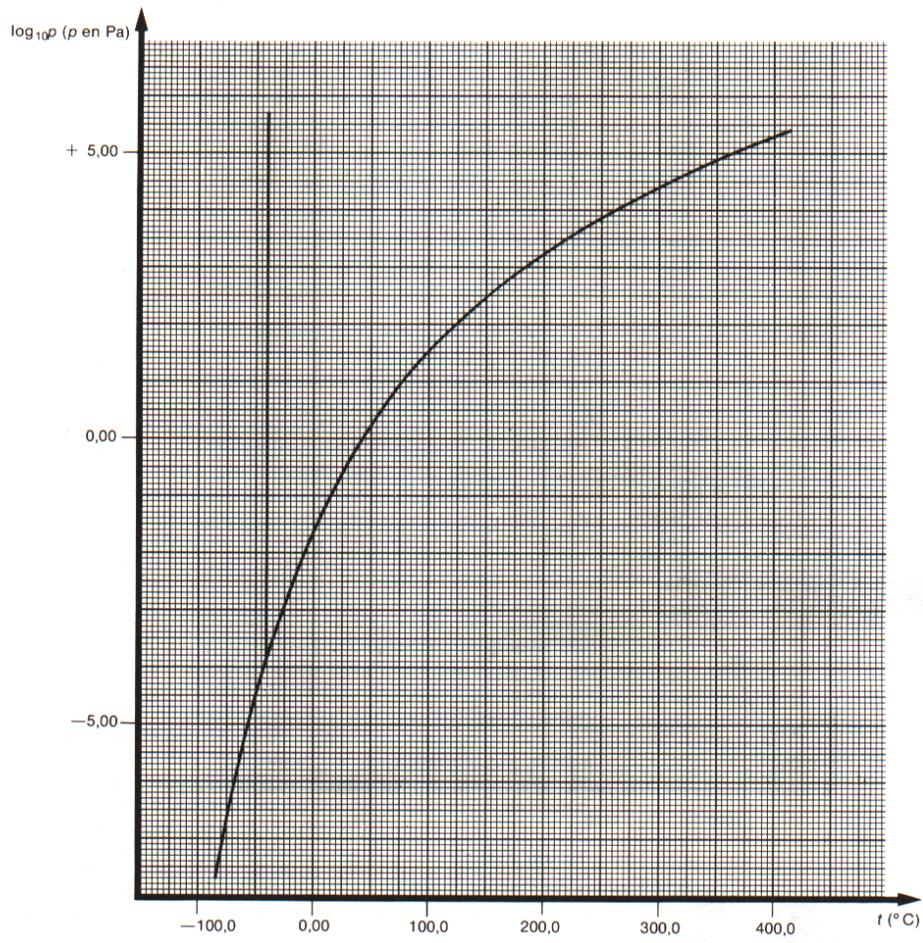


Figure 1 : Exercice 5 - Diagramme des phases du mercure