

2-1 A pression constante, on fait passer de 10 à 100 °C la température d'un gaz dont le volume initial est de 0.5 dm³. Quel est le volume final ?

Solution

On admet que l'élévation de la température est progressive et lente, la dilatation est donc réalisée par passage à des états d'équilibre intermédiaires, le processus est réversible sans perte d'énergie (frottement..etc). On part aussi du présupposé que la pression n'est pas très élevée, on peut alors appliquer la loi des gaz parfaits et pour simplifier ici de Gay-Lussac puisque l'on se retrouve à pression constante.

$$\frac{PV_1}{T_1} = \frac{PV_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{T_2}{T_1} * V_1 = \frac{273.15 + 100}{273.15 + 10} * 0.5[dm^3] = 0.659[dm^3]$$

2-2 Un gaz à 20°C a une pression de 60 cm Hg. On double son volume et on élève sa température à 200°C. Quelle est sa nouvelle pression ?

Solution

On peut reprendre les mêmes arguments que pour l'exercice 2-1 et appliquer la loi des gaz parfaits. De plus ici on connaît la pression initiale et le calcul nous permet de confirmer que la pression finale est du même ordre, que cette loi peut être appliquée avec une très bonne approximation.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_2 * 2 * V_1}{T_2} \Rightarrow \frac{P_1 \cancel{V_1}}{T_1} = \frac{P_2 * 2 * \cancel{V_1}}{T_2} \Rightarrow P_2 = \frac{T_2}{T_1} * \frac{P_1}{2} = 34.1[cmHg]$$

2-3 Le volume d'un gaz parfait est de 25 cm³ et sa température de -100°C. On élève la température à 200°C et on double la pression. Calculer le volume final.

Solution

On applique ici à nouveau la loi des gaz parfaits.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{2 * P_1 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{\cancel{P_1} V_1}{T_1} = \frac{2 * \cancel{P_1} V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{T_2}{T_1} \frac{V_1}{2} = 34.1[cm^3]$$

2-4 Quel volume faut-il donner à 3g de tétrachlorure de carbone (CCl₄) pour que ce gaz ait, à la température de 120°C, la pression de 10 cm Hg ?

Solution

On applique ici à nouveau la loi des gaz parfaits et l'on fait apparaître la masse dans l'équation. La masse d'un composé est le produit du nombre de mole par la masse moléculaire. Il faut entre autres convertir la pression en Pa. (76 cm Hg éq. 101325 N/m²).

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{mRT}{M_{CCl_4}P} = \frac{mRT}{(M_C + 4 * M_{Cl})P} = 4.77[dm^3]$$