

TD 1 : Ordres de grandeur

1 Distance entre molécules dans un gaz

Une bouteille de di-hydrogène, considéré comme gaz parfait, comprimé à 100 atmosphères à 20°C a un volume de 100 litres.

- Combien de moles de gaz contient-elle ?
- Mêmes questions pour une pression de 200 atmosphères.
- Pour ces deux valeurs de la pression, calculer la distance moyenne entre deux molécules du gaz et vérifier s'il est légitime de le considérer comme un gaz parfait.
- même calcul pour $p = 1$ atm.

Données : $R = 8.31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$, $\mathcal{N}_A = 6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, $1 \text{ atm} = 1.01 \times 10^5 \text{ Pa}$.

2 Dissociation d'un gaz

- Quelle est le volume V_0 occupé par 1 g de brome (molécule Br_2) à $T_0 = 600^\circ\text{C}$ sous la pression normale, en assimilant la vapeur de brome à un gaz parfait et en admettant que, à cette température, on puisse négliger la dissociation du brome.
- Que deviendrait ce volume (soit V_1) à $T_1 = 1600^\circ\text{C}$, toujours sous la pression normale, en supposant que l'on puisse encore négliger la dissociation ?
- L'expérience montre que ce volume est en fait $V_1' = 1.195 \text{ l}$. Montrer que ce résultat peut s'expliquer en admettant qu'une partie des molécules Br_2 s'est dissociée en atomes de brome Br. Calculer le coefficient de dissociation (*i.e.* la proportion des molécules dissociées).

Données : $M_{\text{Br}} = 80 \text{ g.mol}^{-1}$.

3 Libre parcours moyen et fréquence de collision dans un gaz.

Un gaz est constitué de molécules identiques, supposées sphériques, de petit diamètre a . On désigne par n le nombre de molécules par unité de volume de ce gaz que l'on supposera parfait.

- Calculer en fonction de a et n le libre parcours moyen ℓ d'une molécule M, c'est-à-dire la distance moyenne parcourue par M entre deux chocs successifs. En déduire le temps moyen entre deux collisions et la fréquence des collisions pour une molécule M. On distinguera :

- l'hypothèse simpliste où toutes les molécules sont immobiles sauf M
- l'hypothèse où toutes les molécules sont en mouvement (on assimilera la vitesse des molécules à la vitesse quadratique moyenne)

2) Un flacon contient de l'oxygène à 290 K sous très faible pression $P = 10$ Pa. On donne : $a = 0.35$ nm, masse molaire : $M = 32$, $R = 8.31$ J.mol⁻¹.K⁻¹, volume molaire : 22.4 l, nombre d'Avogadro : $\mathcal{N}_A = 6.02 \times 10^{23}$ mol⁻¹

Calculer :

- le libre parcours moyen des molécules d'oxygène
- la vitesse quadratique moyenne ainsi que leur vitesse moyenne donnée par $\bar{v} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}}$
- la fréquence des collisions (nombre de collisions par seconde)
- le nombre total de collisions par seconde dans 1 mm³ du gaz.