

La loi des gaz parfaits

$$P_i V_i = n_i R T_i$$

Cette relation lie :

- la pression P_i du gaz ou du mélange gazeux, en **Pascal** ;
- la température du gaz T , en **Kelvin** ;
- le volume du gaz ou du mélange gazeux V_i en **mètre cube** ;
- la quantité de gaz ou du mélange gazeux n_i , en **mol** ;
- la constante des gaz parfaits R avec **$R = 8,31$ S.I.**

Unités et conversions :

- la pression est en Pascal (Pa) avec comme pression atmosphérique moyenne
 $P = 1013 \text{ hPa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
- la température en Kelvin (K) avec $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$
- le volume en mètre cube (m^3) avec $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$ et $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$

Quand utiliser cette relation plutôt que celle avec le volume molaire ?

-La relation avec le volume molaire n'est valable que si la température et la pression sont les mêmes au début et à la fin de l'expérience.

- J'utilise la loi des gaz parfaits quand si une des deux grandeurs ou les deux n'est pas la même au début ou à la fin de l'expérience ou si je ne dispose pas du volume molaire.

Exemple :

Exprimez et calculez la quantité de matière de dioxygène contenue dans une cartouche de 10 L de volume, à la température de 20°C sous une pression de $12 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Données et conversions :

$$V(\text{O}_2) = 10 \text{ L} = 1,0 \cdot 10^{-1} \times 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$P(\text{O}_2) = 12 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1,2 \cdot 10^6 \text{ Pa}$$

$$T(\text{O}_2) = 20 + 273 = 2,93 \cdot 10^2 \text{ K}$$

Loi :

J'utilise la loi des gaz parfaits

$$P(\text{O}_2) \times V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \times R \times T(\text{O}_2)$$

Expression de calcul indiquée :

$$n(\text{O}_2) = [P(\text{O}_2) \times V(\text{O}_2)] / [R \times T(\text{O}_2)]$$

Calcul :

$$n(\text{O}_2) = [1,2 \cdot 10^6 \times 1,0 \cdot 10^{-2}] / [8,31 \times 2,93 \cdot 10^2] = 4,9 \text{ mol}$$

2 CS pour s'aligner sur la grandeur du calcul qui en a le moins.