

# 2 • RAPPELS THÉORIQUES

## 2.1. DÉFINITIONS

La pression est définie comme étant le quotient d'une force par une surface :

$$P \text{ (pression)} = F \text{ (force)} / S \text{ (surface)}$$

L'unité légale est le Pascal (Pa), correspondant à l'action d'une force d'un Newton sur une surface d'un mètre carré (1 Pa = 1 N / 1 m<sup>2</sup>).

La pression peut également être exprimée en bar (1 bar = 10<sup>5</sup> Pa), en pound per square inch (1 PSI = 6 894 Pa), en millimètres de mercure (1 mm Hg = 133,32 Pa), en atmosphère (1 atm = 101 325 Pa).

Pour exprimer la pression en « MPa » à partir d'une valeur en bar, il faut multiplier cette valeur par 0,1.

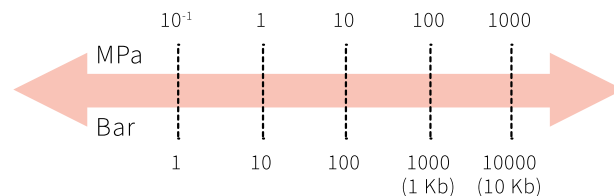


Figure 1 Échelle de correspondance Pa/Bar

### Pression absolue :

pression mesurée au-dessus du zéro absolu.

### Pression atmosphérique :

pression exercée par l'atmosphère à la surface de la terre.

### Pression de service :

pression de fonctionnement d'un appareil.

### Pression relative :

pression mesurée par rapport à la pression atmosphérique.

### Pression différentielle :

différence entre deux pressions dont l'une est la référence.

### Vide :

pression absolue nulle.

### Condition normale :

0°C, 1 atmosphère, selon la norme ISO 10 780.

Des exemples illustrant des niveaux de pression sont présentés dans la [fiche 1](#).

## 2.2. LOI DES GAZ PARFAITS

Un gaz réel soumis à une pression suffisamment basse peut être considéré comme un gaz parfait. Dans cette hypothèse, pour un nombre de moles n, les variables d'état P, V et T sont liées par une relation appelée « équation d'état des gaz parfaits » :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

avec P : pression, en Pascal (Pa)  
V : volume, en m<sup>3</sup>  
T : température, en degré kelvin (K)  
n : nombre de moles (mol)  
R : constante molaire des gaz parfaits  
(R = 8,31 J .K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>)

Pour une transformation isochore (volume constant), la loi de Gay-Lussac montre que la pression P est proportionnelle à la température T, et permet d'écrire que P / T = constante.

Pour une transformation isotherme (température constante), la loi de Boyle-Mariotte montre que le volume V est inversement proportionnel à la pression P, et permet d'écrire que P . V = constante.

Pour une transformation isobare (pression constante), la loi de Charles montre que le volume V est proportionnel à la température T, et permet d'écrire que V / T = constante.

## APPLICATION DE LA LOI DES GAZ PARFAITS À UNE COCOTTE-MINUTE

Lorsque l'eau dans la cocotte-minute est chauffée, il se forme de la vapeur d'eau, assimilable à un gaz parfait, ne pouvant s'échapper du récipient. Le volume  $V$  et la quantité de matière  $n$  restent inchangés. L'augmentation de la température de l'enceinte, fermée hermétiquement, entraîne alors une augmentation de la pression, et ceci pour équilibrer l'équation d'état des gaz parfaits.

### ATTENTION

L'application de la loi des gaz parfaits aux bouteilles de gaz sous pression ne peut donner qu'un résultat approximatif.

Le tableau ci-contre présente des exemples d'erreurs commises sur le volume occupé par le gaz en n'utilisant que la loi des gaz parfaits (source : Encyclopédie des gaz, Air liquide).

Substance	1 bar	150 bars
$C_2H_2$	+ 0,7 %	Liquide
$NH_3$	+ 1,2 %	Liquide
$CO_2$	+ 0,6 %	Liquide
$SO_2$	+ 0,2 %	Liquide
Ar	+ 0,07 %	+ 8 %
$N_2$	+ 0,03 %	- 2 %
$C_2H_4$	+ 0,6 %	+ 150 %
He	- 0,04 %	- 7 %