

## الفصل 1: الحالة الغازية للمادة

2..... حالات المادة	1
3..... Etat Gazeux الحالة الغازية	2
3..... Propriétés des gaz خواص الغازات	2.1
3..... Pression d'un gaz P ضغط غاز	2.2
4..... وحدات درجة الحرارة	2.3
5..... قوانين الغازات	2.4
5..... Robert Boyle (1627-1691) – Edme Mariotte (1620-1684) قانون	2.4.1
5..... Jacques Charles (1746-1823) قانون	2.4.2
5..... Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) قانون	2.4.3
6..... Avogadro-Ampère قانون	2.4.4
6..... Loi des Gaz parfaits قانون الغازات المثالية	3
7..... مزيج غازات مثالية	4
7..... Fraction molaire $x_i$ الكسر المولي	4.1
7..... Pression partielle $P_i$ قانون Dalton للضغط الجزئي	4.2
8..... Volume partiel $V_i$ قانون Amagat للحجم الجزئي	4.3
8..... النظريات الحركية للغازات	5
9..... Loi des Gaz réels قانون الغازات الحقيقية	6

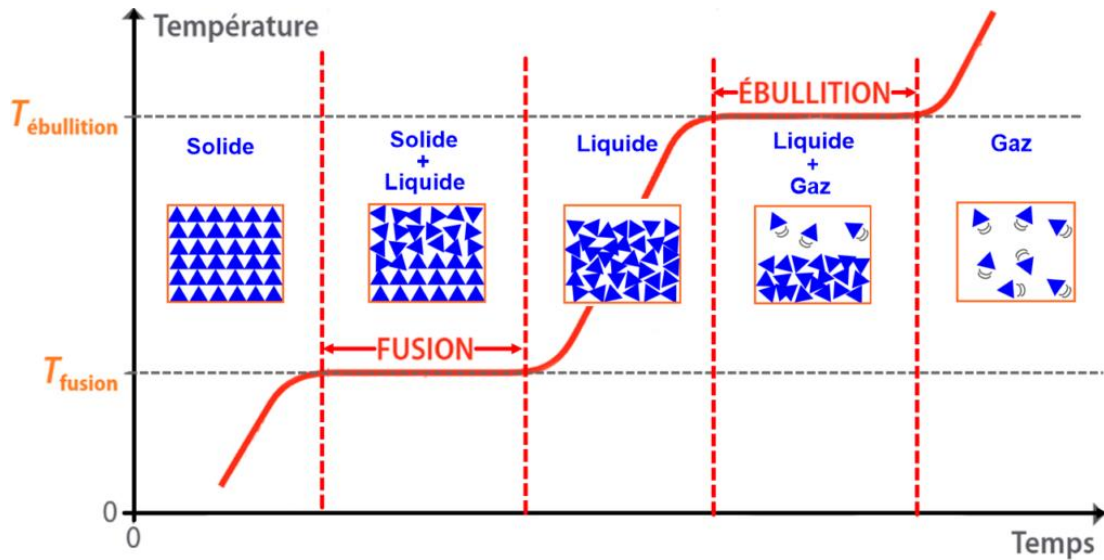
الفصل 1: الحالة الغازية للمادة

1 حالات المادة

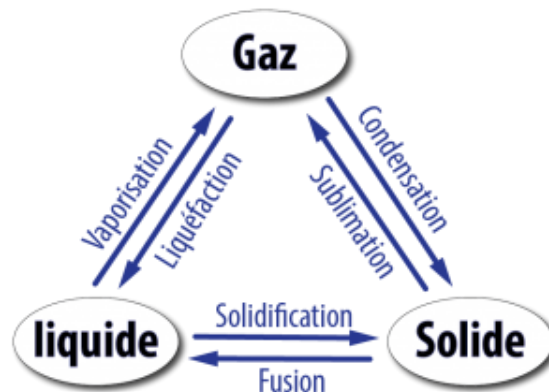
تتواجد المادة على 3 حالات: صلبة، سائلة و غازية.

عند تسخين المادة الصلبة فإنها تتحول إلى الحالة السائلة ويحدث ما يلي:

تتباعد المكونات الأساسية للمادة عن بعضها البعض دون أن تنفصل وتنتج فراغات صغيرة جدا تنزلق عبرها مكونات المادة. تدعى هاته الحركة بالحركة البراونية « mouvement brownien », لذلك فإن المادة السائلة تنساب من إناء إلى آخر وهي تأخذ شكل الإناء الذي توضع فيه لكنها غير قابلة للانضغاط. الغازات على عكس ذلك، فهي قابلة للانضغاط لأن أبعاد الفراغات بين دقائقها معتبرة نوعا ما لذلك تأخذ شكل الإناء الذي يحتويها، وتحدث هاته التحولات تحت تأثير عاملي الضغط ودرجة الحرارة.



عند تغير الحالة الفيزيائية يتم ذلك عند درجة حرارة ثابتة. هذا التغير هو ناتج عن فقدان أو اكتساب حرارة وهاته التغيرات في حالات المادة يعتبر ظواهر عكوسة « phénomènes réversibles ».



تجمد	Solidification	انصهار	Fusion
تسييع	Liquéfaction	تبخر	Vaporisation
تكاثف	Condensation	تسامي	Sublimation

## 2 Etat Gazeux الحالة الغازية

### 2.1 2.1 خواص الغازات Propriétés des gaz

- كثافة الغازات منخفضة.

- تنتشر الغازات لتشمل حجم الإناء الذي يتواجد فيه.

- الغازات قابلة للمزج.

**ملاحظة:** لا نتكلم عن حجم غاز إلا في شروط محددة من درجة الحرارة والضغط بالإضافة إلى كمية المادة.

مثال: حجم 1 mol من غاز مثالي عند درجة حرارة 0°C وضغط P = 1atm هو 22,4 L.

### 2.2 2.2 ضغط غاز P Pression d'un gaz

**تعريف:** الضغط هو النسبة بين طولية القوة العمودية F المنجزة على سطح ما، مساحته S.

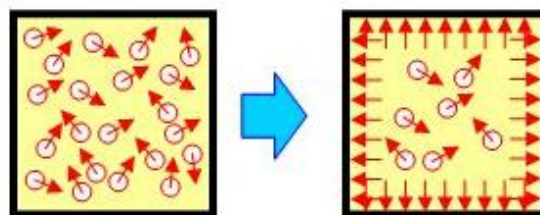
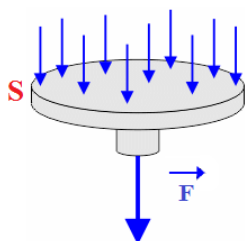
الضغط مقدار سلمي وينتج الضغط إثر الاصطدامات المتتالية بين دقائق الغاز وجدران الوعاء الذي يحتويه.

$$P = \frac{F}{S}$$

P : الضغط بـ Pa

F : القوة الضاغطة بـ N

S : مساحة السطح بـ m<sup>2</sup>



**وحدات الضغط**

في النظام الدولي، تقدر وحدة الضغط في النظام الدولي (Système International) بوحدة Pa

(Blaise Pascal (1623–1662)) حيث:  $1 Pa = \frac{1 N}{1 m^2}$  لكن الأكثر شيوعا هي KPa حيث  $1 KPa =$

$10^3 Pa$ ، كما يمكن استعمال وحدات أخرى.

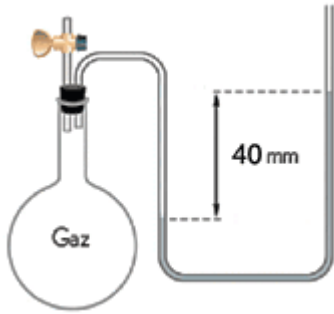
$$1 atm = 1 Bar = 1,013 \cdot 10^5 Pa$$

$$1 atm = 760 mmHg = 760 Torr = 76 cmHg$$

في الجملة الدولية نغتمد النظام KMSA (Kg, m, s, A) حيث:

$$[P] = \frac{[F]}{[S]} = \frac{[M][a]}{[L]^2} = \frac{[M][L]}{[L]^2[T]^2} = \frac{[M]}{[L][T]^2} = \frac{Kg}{m \cdot s^2}$$

هناك عدة أجهزة لقياس ضغط غاز منها manomètre وهو عبارة عن أنبوب زجاجي مدرج يحتوي على سائل ذو كثافة عالية مثل الزئبق، يوصل بالإناء الذي يحتوي على الغاز فينزاح السائل من إحدى الجهتين حسب ضغط الغاز بالنسبة للضغط الجوي.



$$P_g = P_{atm} + P_h$$

$m_{Hg}$ : كتلة الزئبق (kg)

$$P_g = P_{atm} + \frac{m_{Hg} \cdot g}{S}$$

$g$ : الجاذبية ( $m/s^2$ )

$$P_g = P_{atm} + \frac{\rho_{Hg} \cdot V \cdot g}{S}$$

$\rho_{Hg}$ : الكتلة الحجمية للزئبق

( $kg/m^3$ )

$$P_g = P_{atm} + \frac{\rho_{Hg} \cdot S \cdot h \cdot g}{S}$$

$h$ : الارتفاع (m)

$$P_g = P_{atm} + \rho_{Hg} \cdot h \cdot g$$

$S$ : مساحة السطح ( $m^2$ )

### 2.3 وحدات درجة الحرارة

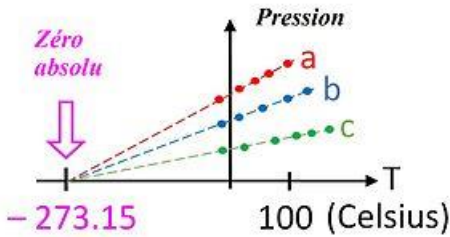
من أجل الضغوط  $P_a$ ,  $P_b$  و  $P_c$  نلاحظ تقاطع هاته المنحنيات في

نقطة وحيدة عند  $\theta = -273,15^\circ C$  لذلك اتخذ العالم كلفن

William Thomson (Lord Kelvin) (1824–1907)

سلما جديدا يدعى: السلم المطلق حيث يرمز لدرجة الحرارة المطلقة  $T$ ,

حيث:



$$T(K) = \theta(^{\circ}C) + 273,15$$

في النظام الدولي نستعمل وحدة K (Kelvin).

كما يمكن استعمال وحدة Fahrenheit ( $^{\circ}F$ ) للقياس حيث:

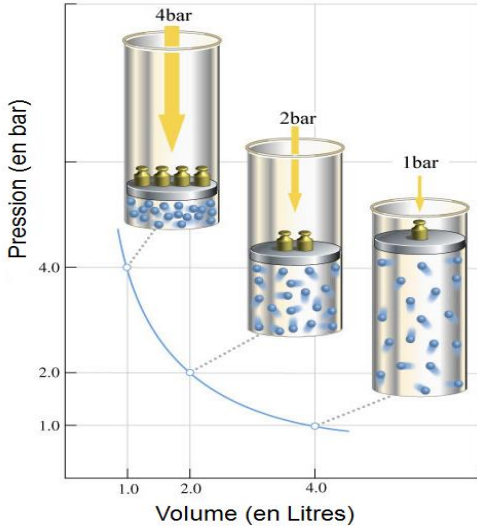
$$\theta(^{\circ}C) = (\theta(^{\circ}F) - 32) \times \frac{5}{9}$$

$$\theta(^{\circ}F) = 41^{\circ}F \Rightarrow \theta(^{\circ}C) = (41 - 32) \times \frac{5}{9} = 5^{\circ}C$$

مثال:

## 2.4 قوانين الغازات

### 2.4.1 قانون Robert Boyle (1627–1691) – Edme Mariotte (1620–1684)



درس كل من العالمين تغير ضغط غاز بدلالة حجمه عند درجة حرارة ثابتة ومن

أجل كمية مادة ثابتة فتوصلا إلى النتيجة التالية:  $P.V = C^{te}$

من خلال الشكل المقابل نلاحظ أنه:

عندما يزداد ضغط الغاز بالضعف، فإن حجمه ينقص إلى النصف لكن الجداء  $P.V$  يبقى ثابت.

- عند الانتقال من الضغط 1 bar إلى 2 bar فإن الحجم يتناقص

من 4 L إلى 2L، حيث: أن الجداء يبقى ثابتا.

$$1 \times 4 = 2 \times 2 = 4 \text{ bar} \cdot L$$

- الملاحظة عند الانتقال من الضغط 2 bar إلى 4 bar فإن الحجم

يتناقص من 2 L إلى 1L، حيث:

$$2 \times 2 = 4 \times 1 = 4 \text{ bar} \cdot L$$

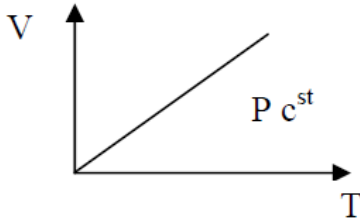
- إذن:

$$P_A V_A = P_B V_B$$

Robert Boyle : chimiste irlandais

Edme mariotte : physicien français

### 2.4.2 قانون Jacques Charles (1746–1823)



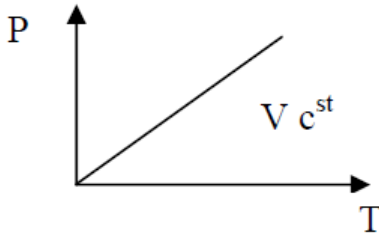
عند ضغط وكمية مادة ثابتين تتناسب درجة الحرارة وحجم غاز

تناسبا طرديا بين وضعين A و B للجسملة الكيميائية، حيث:

$$\frac{V_A}{T_A} = \frac{V_B}{T_B} = C^{te}$$

Jacques Charles : physicien français

### 2.4.3 قانون Joseph Louis Gay-Lussac (1778–1850)



عند حجم غاز وكمية مادة ثابتين تتناسب درجة الحرارة وضغط

غاز تناسبا طرديا بين وضعين A و B للجسملة الكيميائية،

حيث:

$$\frac{P_A}{T_A} = \frac{P_B}{T_B} = C^{te}$$

Joseph Louis Gay-Lussac : physicien et chimiste français

### 2.4.4 Avogadro-Ampère قانون



إن الأحجام المتساوية من الغازات المثالية عند نفس درجة الحرارة وعند نفس الضغط تمتاز بنفس عدد الدقائق والمولات.

بمعنى أنه لنفس درجة الحرارة والضغط، كل الغازات المثالية تمتلك نفس الحجم المولي (حجم 1 mol من غاز ما).

### 3 قانون الغازات المثالية Loi des Gaz parfaits

هو نموذج نظري للغاز يحقق شروط معينة من بينها إهمال التأثيرات المتبادلة بين الدقائق (قوى التجاذب والتنافر). انطلاقاً من العلاقات السابقة يمكن كتابة قانون الغازات المثالية على النحو التالي:

$$P(\text{Pa}) \cdot V(\text{m}^3) = n(\text{mol}) \cdot R \cdot T(\text{K})$$

**R** يدعى بثابت الغازات المثالية، في الشروط النظامية (CNTP) 1 mol من غاز مثالي يشغل حجماً قدره 22,4 L عند ضغط 1 atm ودرجة حرارة 0°C، وتقدر وحدته بـ:

$$R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T} = \frac{1,013 \cdot 10^5 (\text{Pa}) \cdot 22,4 \cdot 10^{-3} (\text{m}^3)}{1 (\text{mol}) \cdot (273,15 + 0) (\text{K})} = 8,314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad (\text{SI}) \text{ النظام الدولي}$$

$$R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T} = \frac{1 (\text{atm}) \cdot 22,4 (\text{L})}{1 (\text{mol}) \cdot (273,15 + 0) (\text{K})} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad (\text{CGS}) \text{ النظام أي cm, g, s}$$

كما يمكن استعمال وحدة أخرى لـ R حيث:

$$R = 8,314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = \frac{8,314}{4,18} = 1,988 \frac{\text{Cal}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

ملاحظة: الحجم المولي لغاز ما يختلف حسب الشروط التجريبية للضغط ودرجة الحرارة.

**CNTP** Conditions Normales de Température et de Pression  $\begin{cases} T = 0^\circ\text{C} \\ P = 1 \text{ atm} \end{cases} \Rightarrow V_M = 22,4 \text{ L/mol}$

**CSTP** Conditions Standards de Température et de Pression  $\begin{cases} T = 25^\circ\text{C} \\ P = 1 \text{ atm} \end{cases} \Rightarrow V_M = 24,5 \text{ L/mol}$

CSTP أو (TPS): تدعى بالشروط العيارية

CNTP أو (TPN): تدعى بالشروط النظامية

4 مزيج غازات مثالية

4.1 الكسر المولي  $x_i$  Fraction molaire

عند مزج غازين مثاليين A و B يكون لدينا:

Mélange Gaz A + B

Gaz A ( $n_1$ )  
Gaz B ( $n_2$ )

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

$$n_T = n_1 + n_2$$

$$P_T = P_1 + P_2$$

$$x_1 = \frac{n_1}{n_T} = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

$$x_2 = \frac{n_2}{n_T} = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

$$x_1 + x_2 = \frac{n_1 + n_2}{n_1 + n_2} = 1$$

بصفة عامة، تعتبر مزيج يتكون من n غاز مثالي في شروط من P و V و T لدينا:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i} = \frac{n_i}{n_T}$$

$$\sum n_i = n_T$$

$$\sum x_i = 1$$

4.2 قانون Dalton للضغط الجزئي  $P_i$  Pression partielle

ليكن المزيج التالي عند حجم ودرجة حرارة ثابتين:

Gaz A ( $n_1, P_1$ )

+

Gaz B ( $n_2, P_2$ )

=

Gaz A+B ( $n_T, P_T$ )

$$P_1 \cdot V_1 = n_1 \cdot R \cdot T$$

$$P_2 \cdot V_2 = n_2 \cdot R \cdot T$$

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

تصبح لدينا العلاقات التالية:

$$P_T \cdot V = (n_1 + n_2) \cdot R \cdot T \quad (1)$$

$P_T$ : الضغط الكلي

$$P_1 \cdot V = n_1 \cdot R \cdot T \quad (2)$$

$P_1$ : الضغط الجزئي للغاز A في المزيج

$$P_2 \cdot V = n_2 \cdot R \cdot T \quad (3)$$

$P_2$ : الضغط الجزئي للغاز B في المزيج

إذن:

$$\frac{(2)}{(1)} \Rightarrow \frac{P_1}{P_T} = \frac{n_1}{n_T} = x_1 \Rightarrow P_1 = x_1 \cdot P_T$$

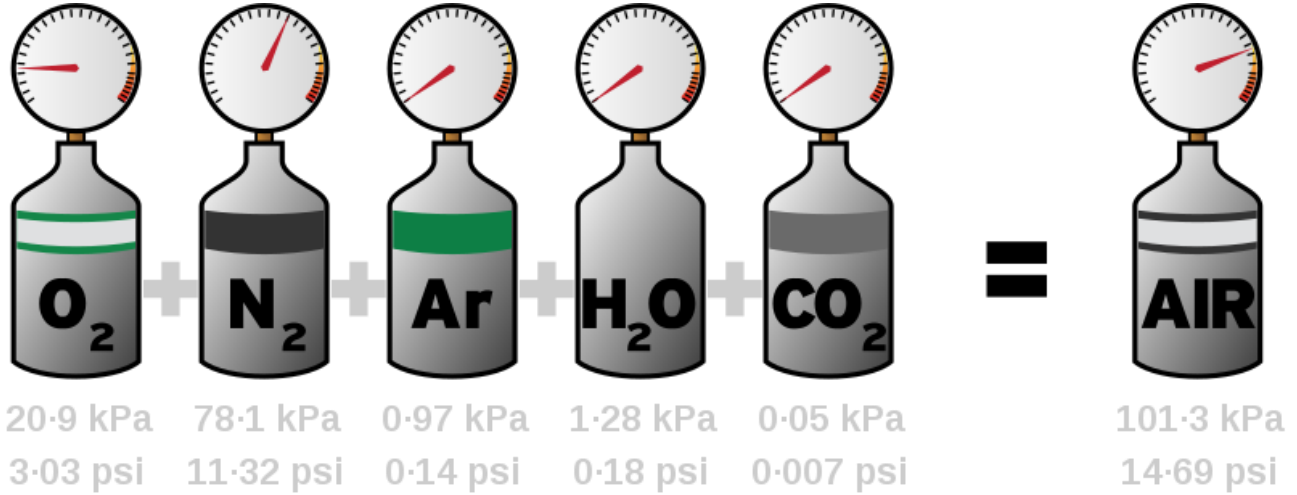
$$\frac{(3)}{(1)} \Rightarrow \frac{P_2}{P_T} = \frac{n_2}{n_T} = x_2 \Rightarrow P_2 = x_2 \cdot P_T$$

$$P_1 + P_2 = (x_1 + x_2) \cdot P_T = P_T$$

بصفة عامة، تصبح علاقة Dalton للضغط الجزئي  $P_i$  لغاز  $i$  في مزيج من غازات مثالية عند حجم ودرجة حرارة ثابتين كالآتي:

$$\sum P'_i = (\sum x_i) \cdot P_T = P_T \quad \text{حيث:} \quad P'_i = x_i \cdot P_T$$

مثال



لحساب نسبة تواجد الأوكسجين في الهواء نستعمل قانون Dalton كالآتي:

$$x_{O_2} = \frac{P_{O_2}}{P_{AIR}} = \frac{20,9}{101,3} = 0,206 = 20,6\%$$

### 4.3 قانون Amagat للحجم الجزئي $V_i$ Volume partiel

ينص القانون على أن الحجم الكلي لمزيج غازي هو مجموع الحجم الجزئية للغازات المكونة للمزيج مثالية عند ضغط ودرجة حرارة ثابتين.

$$\sum V_i = V_T \quad \text{حيث:} \quad V_i = x_i \cdot V_T$$

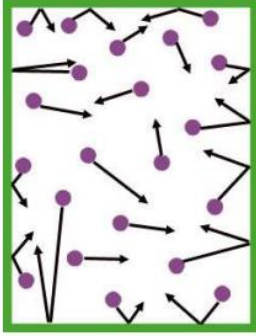
### 5 النظريات الحركية للغازات

النظرية الحركية للغاز هي مثال لنموذج بسيط يوضح خصائص الغاز المثالي والذي يعتمد على الفرضيات الأربعة التالية:

- 1- يتألف الغاز من دقائق (particules) بعيدة عن بعضها البعض وذات حجم صغير جدا أي أن الحجم الفعلي للدقائق يكون مهملا مقارنة بالحيز الموجود بين دقائقها أو مقارنة بحجم الإناء الذي توجد فيه.
- 2- تكون الدقائق في حركة ثابتة (حركة سريعة ومستمرة وعشوائية في خطوط مستقيمة) وتغير من حركتها بعد التصادم فيما بينها أو بين جدران الوعاء، حيث أن هاته الاصطدامات مرنة (لا تفقد طاقة).
- 3- لا توجد قوى تجاذب أو تنافر بين دقائق الغاز أي أنها مستقلة فيما بينها.



4- الطاقة الحركية المتوسطة لمجموعة من دقائق الغاز تتناسب طرديا مع درجة الحرارة المطلقة للغاز (بوحددة Kelvin).



بتطبيق المفاهيم الفيزيائية المتعلقة بالسرعة، الحركة، التصادم المرن، القوة والضغط لمجموعة من دقائق الغاز المثالي أحادي الذرة (Ar, Ne, ..)، نتوصل إلى العلاقة الرياضية للضغط:

$$P = \frac{2}{3} \left[ \frac{n \cdot N_A \cdot \left( \frac{1}{2} m \bar{v}^2 \right)}{V} \right] \quad (*)$$

$$N = n \cdot N_A$$

$P$ : ضغط الغاز،  $n$ : عدد مولات الغاز،  $N_A$ : عدد أفوكادرو،  $m$ : كتلة الدقيقة

$N$ : عدد دقائق الغاز،  $\bar{v}^2$ : مربع السرعة المتوسطة للدقيقة،  $V$ : حجم الوعاء

تعبّر العلاقة  $\frac{1}{2} m \bar{v}^2$  عن الطاقة الحركية المتوسطة  $\bar{K}$  للدقيقة، من أجل  $1 \text{ mol}$  من دقائق الغاز نجد:

$$\bar{K} = N_A \left( \frac{1}{2} m \bar{v}^2 \right)$$

تصبح العلاقة السابقة (\*) :

$$P = \frac{2}{3} \left[ \frac{n \cdot \bar{K}}{V} \right] \Rightarrow \frac{PV}{n} = \frac{2}{3} \bar{K}$$

حسب الفرضية (4) فإن  $\frac{2}{3} \bar{K} \propto T$  أي أن الطاقة الحركية المتوسطة تتناسب طرديا مع درجة الحرارة المطلقة. إذن:

$$\frac{PV}{n} \propto T$$

بالاعتماد على النظرية الحركية للغازات والنتائج التجريبية لقوانين الغازات المثالية، نجد أن:

$$\frac{PV}{n} = RT = \frac{2}{3} \bar{K} \Rightarrow \bar{K} = \frac{3}{2} RT$$

## 6 قانون الغازات الحقيقية Loi des Gaz réels

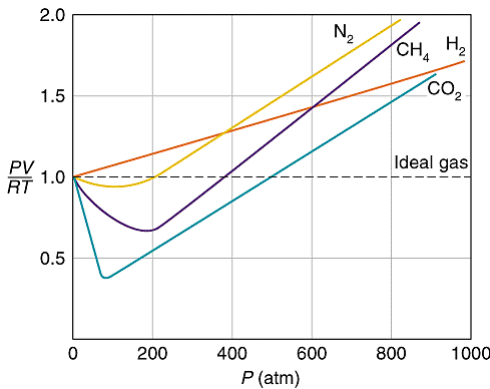
- الغاز الحقيقي هو الذي يختلف سلوكه عن سلوك الغاز المثالي بحيث يأخذ بعين الاعتبار التأثيرات المتبادلة (قوى التنافر أو التجاذب) بين دقائق الغاز. الشكل

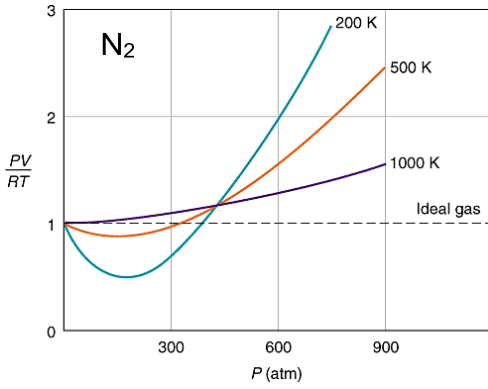
المقابل يمثل تغيرات  $\frac{PV}{RT}$  بدلالة  $P$  للغازات:  $CO_2, CH_4, N_2, H_2$ .

بالنسبة للغاز المثالي:  $\frac{PV}{RT} = 1$  مهما اختلفت الشروط التجريبية.

أما بالنسبة للغاز الحقيقي فإن:  $\frac{PV}{RT} = 1$  فقط عند الضغوط المنخفضة حوالي

$P \approx 1 \text{ atm}$ ، وتكون النسبة  $\frac{PV}{RT} \neq 1$  فيما عدا ذلك.





- عندما تتغير درجة الحرارة نتحصل على البيان المقابل والذي يمثل تغيرات  $\frac{PV}{RT}$  بدلالة  $P$  للغاز الحقيقي  $N_2$  عند درجات الحرارة  $200 K, 500 K, 1000 K$  ، نلاحظ ما يلي:

- تناقص درجة الحرارة  $T$  مع ازدياد الضغط مع زيادة الانحراف عن الغاز المثالي.
- عند زيادة الضغط  $P$  تزداد قوى التأثير بين دقائق الغاز فتتقص الفراغات فلا يصبح حجم دقيقة الغاز مهملا أمام الحجم الكلي.
- عند انخفاض درجة الحرارة  $T$  تنقص حركة دقائق الغاز فتزداد التأثيرات بين دقائق الغاز.

توجد عدة معادلات لوصف الغاز الحقيقي من بينها معادلة Johannes Van der Waals عام 1873 والمتحصل على جائزة نوبل في الفيزياء لعام 1910 عن أعماله حول دالة الحالة للغازات والسوائل.

$$\left(P_{Obs} + \frac{n^2 \cdot a}{V^2}\right)(V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

$$P_{cinétique} = P_{Obs} + \frac{n^2 \cdot a}{V^2} \quad \text{الضغط المصحح}$$

$$V_{cinétique} = V - n \cdot b \quad \text{الحجم المصحح}$$

حيث:

$$P_{Obs}: \text{الضغط المشاهد، } n: \text{عدد مولات الغاز (mol)}$$

$a$  و  $b$  معايير مكيافة ومستنتجة انطلاقا من قياسات تجريبية منجزة على الغاز المدروس، وهي تختلف من غاز لآخر.

Gaz	a (bar litre <sup>2</sup> /mol <sup>2</sup> )	b (litre/ mol)
He	0,034	0,0237
Ar	1,35	0,0322
Ne	0,211	0,0171
H <sub>2</sub>	0,244	0,0266
O <sub>2</sub>	1,36	0,0318
N <sub>2</sub>	1,39	0,0391
NH <sub>3</sub>	4,17	0,0305
H <sub>2</sub> O	5,46	0,0318
CO <sub>2</sub>	3,59	0,0427
CH <sub>4</sub>	2,25	0,0428