

## مزيج الغازات المثالية

تتعامل الكثير من الأنظمة مع مزيج غازي مكون من مركبين، أو أكثر. مثلاً مركبات نواتج وقود الاحتراق التي تتكون من مزيج من عدة غازات مثل  $CO_2$  وبخار الماء. سنقوم فيما يلي بتعيين خواص الخلائط انطلاقاً من تركيب الخليط ومن خواص كلّ مركب نقي يدخل في تركيبه. وسنعتبر أنّ المزيج، وكلّ مركب من مكوناته عبارة عن غازا مثالي.

### مركبات المزيج:

بفرض أنّه لدينا جملة مغلقة مكونة من مزيج غازي، فإنه يمكن وصف تركيبه من خلال كتلة، أو عدد مولات كلّ مركب من مركباته على حدة.

تُعطى العلاقة التي تربط بين الكتلة، وعدد المولات، والكتلة المولية للمركب  $i$  من المزيج كما يلي:

$$n_i = \frac{m_i}{M_i}$$

حيث:  $m_i$  الكتلة للمركب  $i$ .  $n_i$  عدد مولاته.  $M_i$  كتلته المولية.

إنّ الكتلة الكلية  $m$  للمزيج عبارة عن مجموع الكتل الجزئية للمركبات الداخلة في تركيبه، أي أنّ:

$$m = m_1 + m_2 + \dots + m_j \Rightarrow m = \sum_{i=1}^j m_i$$

وبالتالي نستطيع تعريف الحصة الكتلية  $m_{fi}$  ( تُعرف أيضاً بالنسبة الكتلية أو التحليل الكتلي) لكلّ مكون  $i$  منه كما يلي:

$$m_{fi} = \frac{m_i}{m}$$

حيث يكون:

$$\sum_{i=1}^j m_{fi} = 1$$

كما أنّ العدد الكلي لمولات المزيج يُعطى بالعلاقة:

$$n = n_1 + n_2 + \dots + n_j \Rightarrow n = \sum_{i=1}^j n_i$$

ونعرّف التحليل الحجمي (أو النسبة المولية)  $y_i$  بأنها نسبة عدد مولات المركب  $i$  إلى العدد الكلي لمولات المزيج:

$$y_i = \frac{n_i}{n}$$

حيث:

$$\sum_{i=1}^j y_i = 1$$

وتكون الكتلة المولية  $M$  للمزيج:

$$M = \frac{m}{n}$$

حيث:

$$M = \frac{m_1 + m_2 + \dots + m_j}{n}$$

وبتعويض  $m_i = n_i \cdot M_i$  يكون:

$$M = \frac{n_1 \cdot M_1 + n_2 \cdot M_2 + \dots + n_j \cdot M_j}{n} = \frac{n_1}{n} \cdot M_1 + \frac{n_2}{n} \cdot M_2 + \dots + \frac{n_j}{n} \cdot M_j$$

$$= y_1 \cdot M_1 + y_2 \cdot M_2 + \dots + y_j \cdot M_j \Rightarrow M = \sum_{i=1}^j y_i \cdot M_i$$

**الثابت النوعي لمزيج الغازات المثالية:**

يمكن أن نعبر عن الثابت النوعي لمزيج الغازات المثالية من العلاقة:

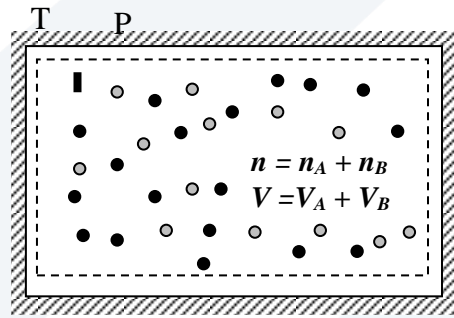
$$r = \frac{R}{M}$$

أو من العلاقة:

$$r = \sum m_{fi} \cdot r_i$$

## ضغط مزيج الغازات المثالية . قانون دالتون

ليكن لدينا جملة عبارة عن مزيج غازي مكون من عدة غازات مثالية حجمه  $V$  و درجة حرارته  $T$  و ضغطه  $P$ ، وعدد مولاته هو  $n$



بما أنّ المزيج المكون عبارة عن غاز مثالي،. فإنّه:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow P = n \cdot \frac{R.T}{V} \quad (1)$$

مبدأ دالتون:

يعتبر أنّ كلّ مركب من مركبات المزيج الغازي الذي حجمه  $V$  يتصرف؛ وكأنّه غاز مثالي موجود لوحده له ضغط جزئي  $P_i$  وله درجة حرارة المزيج  $T$  في حال وجد لوحده ضمن الحجم  $V$  ودرجة حرارة المزيج  $T$ ، ويكون مجموع الضغوط الجزئية يساوي إلى ضغط المزيج.

إنّ الضغط الجزئي  $P_i$  للمركب  $i$  الذي يحوي  $n_i$  مول هو:

$$P_i = \frac{n_i \cdot R.T}{V} \quad (2)$$

بتقسيم المعادلة (2) على (1)، نجد مايلي:

$$\frac{P_i}{P} = \frac{n_i \cdot R.T/V}{n \cdot R.T/V} = \frac{n_i}{n} = y_i$$

وبالتالي يمكن التعبير عن الضغط الجزئي للمركب  $i$  كما يلي:

$$P_i = y_i \cdot P$$

بأخذ المجموع لطرفي المعادلة:

$$\sum_{i=1}^j P_i = \sum_{i=1}^j y_i P = p \cdot \sum_{i=1}^j y_i$$

$$\Rightarrow P = \sum_{i=1}^j P_i$$

حجم مزيج الغازات

الحجم الذي سيشغله المركب  $i$  المكون من  $n_i$  مول عند ضغط المزيج  $P$  ودرجة حرارة المزيج  $T$  يُدعى بالحجم الجزئي  $V_i$ . ويساوي:

$$V_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{P} \quad (3)$$

بتقسيم المعادلة (3) على الحجم الكلي  $V$  (حيث  $V = n \cdot R \cdot T / P$ )، نحصل على:

$$\frac{V_i}{V} = \frac{n_i \cdot R \cdot T / P}{n \cdot R \cdot T / P} = \frac{n_i}{n} = y_i$$

وبالتالي:

$$\Rightarrow V_i = y_i \cdot V$$

بأخذ مجموع طرفي المعادلة نجد:

$$\sum_{i=1}^j V_i = \sum_{i=1}^j y_i \cdot V = V \cdot \sum_{i=1}^j y_i$$

$$\Rightarrow V = \sum_{i=1}^j V_i$$

**الطاقة الداخلية لمزيج الغازات**

لنفرض أنه لدينا جملة مغلقة مكونة من مزيج من الغازات المثالية. إنَّ الطاقة الداخلية  $U$  عبارة عن مقدار شامل، وبما أنَّ الطاقة الداخلية للغازات المثالية عبارة عن تابع لدرجة الحرارة فقط، فإنَّه يتم تعيينها عند درجة حرارة المزيج فقط كما يلي:

$$U = U_1 + U_2 + \dots + U_j = \sum_{i=1}^j U_i$$

حيث  $U_i$  الطاقة الداخلية للمركب  $i$  وذلك عند درجة حرارة المزيج. وبما أن  $U_i = m_i \cdot u_i$  ، فإن:

$$m \cdot u = m_1 \cdot u_1 + m_2 \cdot u_2 + \dots + m_j \cdot u_j = \sum_{i=1}^j m_i \cdot u_i$$

$$u = m_{f1} \cdot u_1 + m_{f2} \cdot u_2 + \dots + m_{fj} \cdot u_j = \sum_{i=1}^j \frac{m_i \cdot u_i}{m}$$

$$\Rightarrow \boxed{u = \sum_{i=1}^j m_{fi} \cdot u_i}$$

وبالصيغة المولية يمكن أن نكتب كما يلي:

$$n \cdot \tilde{u} = n_1 \cdot \tilde{u}_1 + n_2 \cdot \tilde{u}_2 + \dots + n_j \cdot \tilde{u}_j = \sum_{i=1}^j n_i \cdot \tilde{u}_i \Rightarrow \boxed{\tilde{u} = \sum_{i=1}^j y_i \cdot \tilde{u}_i}$$

## الغازات الحقيقية

تختلف الغازات الحقيقية عن الغازات المثالية بعدم إمكانية إهمال حجوم الجزيئات وكذلك قوى التجاذب بينها، حيث يبتعد الغاز عن المثالية عند درجات الحرارة المنخفضة، والضغط العالية ، ويصبح من غير الممكن تطبيق معادلة الحالة العامة:  $P \cdot V = m \cdot r \cdot T$ .

ما يتطلب استخدام عامل تصحيح  $B$  يأخذ بعين الاعتبار حجم الجزيئات وقوى التجاذب بينها ويكون (  $B \ll P$  ) كما أن الضغط الناتج عن تحريض الجزيئات (الضغط الحراري) يحتاج إلى عامل تصحيح  $\pi$  (حيث  $\pi \ll P$  ) وتأخذ معادلة الحالة الشكل التالي:

$$(P + \pi) \cdot (V - B) = m \cdot r \cdot T$$

تكون العلاقات الرياضية التي تعين خصائص الغازات الحقيقية صعبة، وبالتالي فإن دراسة الغازات الحقيقية يكون أصعب بكثير من دراسة الغازات المثالية. ويُستخدم لذلك معادلات الحالة التي تم الحصول عليها تجريبياً. أبسط هذه المعادلات، وأكثرها استخداماً هي معادلة فاندرفالس.

## معادلة فاندرفالس

يُعتبر الفيزيائي الهولندي فاندرفالس (Johannes Diderik van der Waals 1837-1923) أول من درس الغازات الحقيقية بشيء من التفصيل، ولقد عبر عن معادلته بالصيغة التالية و ذلك من أجل مول واحد من الغاز:

$$\left(P + \frac{a}{v^2}\right) \cdot (v - b) = r \cdot T$$

حيث:

$a, b$ : ثابتان يتعلقان بنوع الغاز ويؤخذان من جداول خاصة ، حيث  $b$  هو الحجم الخاص بالجزيئات ( $b \ll v$ ).

$r$ : الثابت النوعي للغازات المثالية  $J \cdot kg^{-1} \cdot K^{-1}$ .

$P$ : الضغط. و  $T$ : درجة الحرارة المطلقة.

$\pi = a/v^2$ : الضغط الداخلي الناتج عن قوى التفاعل بين الجزيئات.

بما أن الحجم النوعي يزداد عندما يتناقص الضغط فإنه يمكن إهمال كل من  $\pi$  و  $b$  بالنسبة إلى  $P$  و  $v$  ونحصل على معادلة الحالة للغاز المثالي.