

استعمال قوانين الغازات لتعيين الوزن الجزيئي:

وتعتبر طريقة تعيين الوزن الجزيئي باستخدام قوانين الغازات من أفضل الطرق المستعملة في حالة المواد التي يمكن دراستها في الحالة الغازية وتطبق عليها قوانين الغازات.

$$P V = n R T \quad \text{من القانون العام للغازات:}$$

$$P V = \frac{W}{M_w} R T \quad \text{ولدينا} \quad n = \frac{W}{M_w} \quad \text{ومنه}$$

حيث: W هي كتلة الغاز، و M_w هي الكتلة الجزيئية، n هي عدد المولات،

$$P = \frac{W}{V} \frac{R T}{M_w} \quad \text{وبإصلاح العلاقة نحصل على:}$$

$$d = \frac{W}{V} \quad \text{وبما أن الكثافة } d \text{ هي}$$

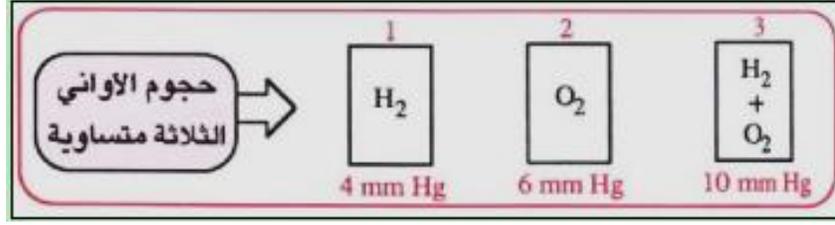
$$d = \frac{P M_w}{R T} \quad \Leftarrow \quad P = d \frac{R T}{M_w} \quad \text{فان العلاقة تصبح:}$$

ونستنتج من هذه العلاقة انه يمكن تعيين كثافة أي غاز من معرفة كتلته الجزيئية وضغطه ودرجة حرارته، أو يمكن الحصول على الكتلة الجزيئية للغاز من معرفة كثافته تحت شروط معينة.

مزج الغازات وقانون دالتون للضغوط الجزئية:

يتعلق هذا القانون بسلوك مزيج من الغازات، وضعه العالم دالتون عام 1801 م، من المعروف أن الغازات قادرة على الاختلاط بشكل حر مع بعضها البعض وبالنسب كافة، لأن الغازات تتألف من جزيئات متباعدة عن بعضها بمسافات كبيرة نسبياً، وما من شيء يعيق حرية انتشار جزيئات غاز ما بين جزيئات غاز آخر. لذلك لا بد من دراسة الضغوط الجزئية للغازات المشكلة للمزيج. فعند مزج غازين أو أكثر لا يتفاعلان معاً في إناء واحد، فان كل من هذه الغازات يكون له ضغط جزئي مساوٍ لضغطه فيما لو أنه شغل هذا الحجم بمفرده، ويكون الضغط الكلي للمزيج مساوياً لمجموع الضغوط الجزئية لهذه الغازات، أي أن:

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3 + \dots \dots$$



الشكل 6

وينطبق قانون دالتون على الغازات المثالية، أما بالنسبة للغازات الحقيقية فيحدث انحراف عن هذا القانون بسبب حدوث نوع من التجاذب بين جزيئاتها.

وإذا فرضنا أنه لدينا مزيجاً من عدة غازات لا تتفاعل مع بعضها البعض، وأنها تشغل حجماً قدره V ، وأن عدد مولات الغازات هي: n_1, n_2, n_3 وأن درجة الحرارة T . ولنفرض أن كل غاز يشغل الحجم V بمفرده، فإنه يمكن تحديد الضغط الجزئي لكل غاز من العلاقة التالية:

$$P_1 V = n_1 R T \quad 1$$

$$P_2 V = n_2 R T \quad 2$$

$$P_3 V = n_3 R T \quad 3$$

ويكون الضغط الكلي للمزيج: $(P_1 + P_2 + P_3) V = (n_1 + n_2 + n_3) R T$

$$P_t V = n_t R T \quad 4 \quad \text{ومنه:}$$

وإذا قسمنا العلاقة 1 على العلاقة 4 نحصل على:

$$\frac{P_1}{P_t} = \frac{n_1}{n_t} = X_1$$

يدعى X_1 بالكسر المولي للمكون الأول، وهو: عدد مولات الغاز رقم 1 على العدد الكلي للمولات المكونة للمزيج. وينطبق هذا أيضاً على كل المكونات الأخرى للمزيج، ويكون المجموع الجبري للكسور المولية

$$x_1 + x_2 + x_3 = 1 \quad \text{مساوياً الواحد:}$$

انحراف الغازات الحقيقية عن قانون الغازات العام وعلاقة فان دير فالس:

ذكرنا أن القوانين السابقة التي تمت دراستها لا تنطبق إلا على الغازات المثالية ، أي عند إهمال قوى التجاذب ، وإهمال الحجم الحقيقي لجزيئات الغاز. ولكي نطبق قوانين الغازات المثالية على الغازات الحقيقية ، لابد من الأخذ بعين الاعتبار الأمور التي أهملت ، أي يجب إدخال عوامل تصحيح على تلك القوانين لتصبح قابلة للتطبيق على الغازات الحقيقية . وكانت أكثر المحاولات أهمية هي التي قام بها العالم فاندر فالس حيث أخذ بعين الاعتبار ما يلي:

أ – الحجم الذي يشغله الغاز:

لقد تم اعتبار حجم الغاز هو نفس حجم الوعاء المتواجد فيه، وذلك عند الضغوط المنخفضة حيث أهمل الحجم الحقيقي لجزيئات الغاز. ولكن بزيادة قيمة الضغط، فإن المسافة بين الجزيئات تصغر وتصبح قريبة من بعضها، ولذلك فإن حجم الجزيئات الحقيقي يشكل نسبة معينة من الحجم الذي يشغله الغاز ولا يمكن إهماله، ويصبح الحجم ($V - b$) حيث أن b الحجم الحقيقي للغازات.

ب – قوى التجاذب ما بين الجزيئات:

إن قوى التجاذب ما بين الجزيئات سوف تعيق حركة تلك الجزيئات الغازية المتجهة باتجاه جدران الإناء للاصطدام به، وهذا بدوره يسبب ضغطاً أقل من الضغط المفروض نظرياً بمقدار X وقد تبين أن قيمته تتناسب طردياً مع مربع التركيز :

$$X \propto C^2$$

وبما أن التركيز يتناسب تناسبا عكسيا مع الحجم وطرديا مع عدد المولات فان:

$$C \propto \frac{n}{V}$$

$$X \propto \frac{n^2}{V^2}$$

ومنه يمكن أن نكتب:

$$X = a \cdot \frac{n^2}{V^2}$$

وبتحويلها الى علاقة مساواة تصبح:

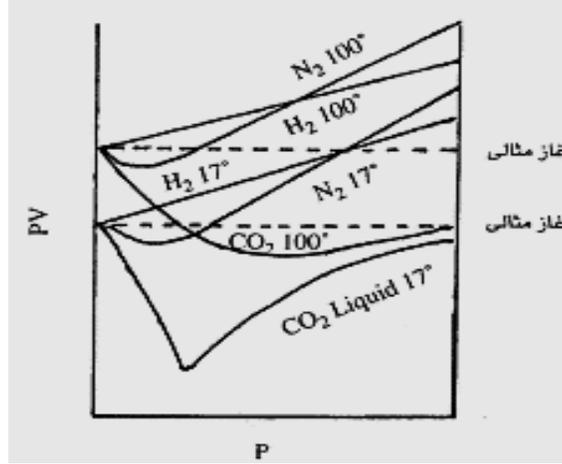
حيث أن a ثابت تناسب وله قيمة خاصة لكل غاز ، ومنه يصبح الضغط بعد إدخال عامل التصحيح :

$$P + \frac{a.n^2}{V^2}$$

وبتعويض هذه القيم بمعادلة الغاز الكامل تصبح العلاقة:

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

وتسمى هذه العلاقة بعلاقة فاندرفالس. ولا بد من الإشارة إلى أن قيم الثوابت a و b تتعلق بشكل كبير بدرجة الحرارة. والشكل 7 يبين انحراف سلوك بعض الغازات الحقيقية عن السلوك المثالي:



الشكل 7

تطبيقات على الغازات في الصيدلة:

- **تميع الغازات:** نستخدم لهذا الغرض مزيج من الغازات، يتألف غالباً هذا المزيج من ثنائي أكسيد الكربون، والأزوت، ومركبات الفريون (كلورو فلورو كربون)، حيث نقوم بتبريد الغازات وبعد التبريد الذي يؤدي إلى خفض الطاقة الحرارية، نطبق الضغط الذي يزيد من قوة الروابط بين الجزيئات فيتحول الغاز إلى سائل يستطيع حل المواد الدوائية. وعندما يخرج السائل من البخاخ يتحول إلى غاز لأنه يتحرر من الضغط (ويكون محملاً بالمادة الدوائية) وهذا يسمح بانتشار الدواء على مساحة واسعة. تستخدم هذه البخاخات (والتي تسمى بالحلالات) aerosol على الجلد والأغشية المخاطية كما تستخدم لعلاج الربو.

أهمية تمييع الغازات:

- 1 – سهولة استخدامه في أشكال صيدلانية، كبخاخات الربو والحروق.
- 2 – يستخدم لضغط أحجام كبيرة من الغازات بعبوات صغيرة للاستخدام الطبي، كأسطوانات الأكسجين والأزوت السائل.
- 3 – تأثير الدواء بشكل موضعي مباشر من أجل الامتصاص السريع للمادة الدوائية، بحيث لا تمر خلال الكبد وبالتالي تجنب الاستقلاب الكبدي.
- 4 – انتشار واسع للمادة الدوائية خلال فترة قصيرة جداً وهو مهم جداً في الحالات الإسعافية وخاصة لمرضى الربو من أجل توسيع القصبات الهوائية.
- 5- غازات الدم: وهما غاز ثنائي أكسيد الكربون والأكسجين حيث نقوم بقياس ضغطهما اعتماداً على قانون هنري، ويكون الضغط الطبيعي للأكسجين في الدم مساوياً 85 mmHg وضغط غاز ثنائي أكسيد الكربون 35- 45 mmHg حيث أن أي تغير في الضغط يشير إلى وجود مشاكل في الرئتين.