

الضغط الجزئي: هو الضغط الذي يحدثه كل غاز من غازات المزيج فإذا كان P هو الضغط الكلي لمزيج غازي (P₁, P₂, P₃, P_i) هي ضغوط مكونات المزيج الموجودة في نفس الحجم فيكون

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_i$$

وبالتعويض عن الضغط بما يساويه من القانون العام للغازات المثالية

$$P = n_1 \left(\frac{RT}{V} \right) + n_2 \left(\frac{RT}{V} \right) + n_3 \left(\frac{RT}{V} \right) + \dots + n_i \left(\frac{RT}{V} \right)$$

حيث $n_1, n_2, n_3, \dots, n_i$ هي عدد مولات مكونات المزيج و v حجم الإناء الذي توجد فيه الغازات جميعا بدرجة T.

$$P = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_i) \frac{RT}{V}$$

$$P = \frac{RT}{V} \sum_i n_i$$

$$\sum_i n_i = n \text{ وبافتراض ان}$$

n هو العدد الكلي لمولات الغازات التي يتألف منها المزيج الغازي وعند التعامل مع الغاز يفضل استعمال كميات كسر الضغط أو كسر الحجم أو كسر المول للدلالة على مقداره في المزيج الغازي .

$$x_i = \frac{p_i}{p} = \frac{n_i \left(\frac{RT}{V} \right)}{n \left(\frac{RT}{V} \right)} = \frac{n_i}{n}$$

$$\frac{n_1}{n} + \frac{n_2}{n} + \frac{n_3}{n} + \dots + \frac{n_i}{n} = \sum_i x_i = 1$$

$$\frac{\sum p_i}{p} = 1 \quad , \quad \frac{\sum v_i}{v} = 1$$

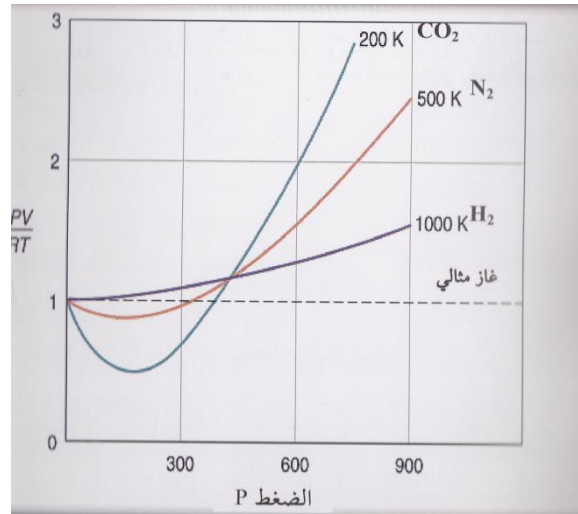
أي ان مجموع الكسور الضغطية أو الحجمية أو المولية لمكونات مزيج غازي يجب ان يساوي الواحد الصحيح .

الغازات الحقيقية *The Real Gases*:

تم تعريف الغازات المثالية بانها تلك الغازات التي تطبق عليها المعادلة العامة للغازات لكل الضغوط ودرجة الحرارة. في الحقيقة لا يوجد هناك غاز مثالي فأن مكونات الغازات تبدي حيوداً واضحاً عن الصفات المثالية. ان الغازات مثل الهيدروجين والنتروجين وثنائي اوكسيد الكربون لا تنطبق عليها معادلة الغازات المثالية فلذلك تعد غير مثالية او ما تسمى بالغازات الحقيقية *Real gases*.

لا تخضع الغازات الحقيقية بصورة دقيقة لقوانين الغاز المثالي الا عند الضغوط الواطئة ودرجات الحرارة العالية. تخضع الغازات الحقيقية وبصورة تقريبية الى قوانين بويل وشارل وغازي لوساك وفرضية افوكادرو بموجب معادلة الحالة لمول واحد من الغاز. ولكن عند زيادة الضغط وهبوط درجة الحرارة يكون الانحراف عن السلوك المثالي واضحاً.

يبين الشكل التالي انحراف غازات النتروجين والهيدروجين بدرجة الصفر المئوي وثنائي اوكسيد الكربون بدرجة 40 °م عن السلوك المثالي، علماً بان قيمة حاصل ضرب الضغط بالحجم عند ضغط جو واحد تعد مساوية الى واحد في كل حالة.



يمثل الخط المستقيم المنقط خضوع الغاز لقوانين الغاز المثالي، كما يوضح الشكل بان الغازات الحقيقية تظهر انحرافات ليست قليلة عن السلوك المثالي وبخاصة عند الضغوط العالية، ولكن عندما يكون الضغط اقل من ضغط جوي واحد او ما يساويه فان الانحراف يكون قليلاً.

Vander Vals Equation

معادلة فان ديرفالنز

تعتبر معادلة فاندرفال من اكثر المعادلات سهولة وشهرة للغاز الحقيقي. وهي اول محاولة لتعديل معادلة الغاز المثالي لتمثيل سلوك الغازات الحقيقية. فعند اشتقاق معادلة الحالة للغاز المثالي استند الى فرضية وهي ان الغاز المثالي يتصف بصفتين هما:

1- تتكون جزيئاته من جسيمات لا حجم لها وتمثل كنقاط هندسية.

2- تنعدم قوى التجاذب والتنافر بين جزيئاته.

ولكن في الواقع الغازات الحقيقية تحت ظروف مناسبة من ضغط ودرجة حرارة يمكن تحويلها الى سوائل وهذا يدل على وجود خاصية التماسك بين الجزيئات ويدل على ان الجزيئات نفسها لها حجم محدد.

تصف معادلة فان ديرفالز حالة الغازات غير المثالية مع الاخذ بنظر الاعتبار الحقيقيتين السابقتين، وعليه فان الغازات الحقيقية لا تتبع المعادلة العامة للغازات الا تحت شروط خاصة وهذا يعزى الى عاملين هما:

1- توجد قوى تجاذب بين الجزيئات لا يمكن اهمالها وخاصة عندما تكون الجزيئات متقاربة من بعضها تحت الضغوط العالية.

2- تمتلك جزيئات الغاز الحقيقي حجماً وخصوصاً عندما يكون الغاز تحت ضغط عالي حيث يكون حجم الجزيئات محسوساً بالنسبة الى حجم الوعاء الذي يحتويه الغاز.

لذلك صار من الضروري تعديل المعادلة $PV=nRT$ بحيث تأخذ بنظر الاعتبار حجم الجزيئات وقوى التجاذب بين جزيئات الغاز وتصبح المعادلة بالشكل التالي:

$$(P + \Delta P)(V - \Delta V) = RT$$

حيث ΔP يمثل مقدار التصحيح في الضغط الناتج من قوى التجاذب بين جزيئات الغاز، و ΔV يمثل مقدار التصحيح في الحجم الناتج من اخذ حجم جزيئات الغاز بنظر الاعتبار.

معادلة فان درفال هي:

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT \quad \dots\dots\dots$$

لمول واحد

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \quad \text{لـ } n \text{ من المولات}$$

تصحيح الضغط

إن أي جزيئة من جزيئات الغاز تكون محاطة بعدد من الجزيئات من كل الجهات وبالتساوي وبذلك تكون قوى التجاذب متعادلة (أي تكون محصلة القوى مساوية صفراً) حيث تصبح الجزيئة حرة الحركة، وعندما تكون الجزيئة قريبة من جدران الإناء تخضع تلك الجزيئة لقوى جذب تجذبها نحو الداخل بعيداً عن جدران الإناء مما يقلل من الضغط المسلط على الجدران.

وان الضغط الفعلي لجدران الإناء يكون اقل من الضغط المثالي (الضغط الذي يسلطه الغاز لو لم يكن هناك تجاذب بين الجزيئات -أي عندما يسلك الغاز سلوكاً مثالياً-).

وللحصول على الضغط المثالي وجب تصحيح الضغط الفعلي P بإضافة المقدار ΔP والذي يتناسب مع قوة السحب نحو الداخل والتي تسلطها الجزيئات الداخلية للغاز على الجزيئات القريبة من جدران الإناء، حيث يعتمد مقدار التصحيح بالضغط على عاملين هما:

1- عدد جزيئات الغاز أي كثافة الغاز ρ .

2- عدد ضربات الجزيئات على وحدة السطح الداخلي للوعاء في وحدة الزمن وهذا بدوره أيضاً يعتمد على كثافة الغاز.

$$\Delta P \propto \rho \propto \rho$$

$$\Delta P \propto \rho^2$$

وبما إن ρ تتناسب عكسياً مع الحجم:

$$\rho \propto \frac{1}{V}$$

أي إن:

$$\Delta P \propto \frac{1}{V^2}$$

$$\Delta P = \frac{a}{V^2}$$