$T = t + 273.15$

دما در این مقیاس با علامت K (کلوین) به افتخار لرد کلوین نشان داده می‌شود. قانون گیلوساک یا قانون شارل به شکل زیر بیان می‌گردد:

اگر فشار ثابت نگهداشته شود حجم جرم معینی از یک گاز متناسب با دمای مطلق آن تغییر می‌کند.

و می‌توان نوشت:

$$V \propto T$$

$$\frac{V}{T} = \text{constant}$$

لذا پیروی یک گاز از قانون بالا معرف ایده‌ال بودن گاز می‌باشد و از آنجائیکه با حجم یک نمونه گاز در دو دمای متفاوت سروکار داریم می‌توانیم رابطهٔ زیر را بنویسیم:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

رابطه PVT گازهای ایده‌ال

قوانین بویل و گیلوساک در مورد گازها بطور جداگانه مورد بررسی قرار گرفت که بستگی حجم یک نمونه گاز را به فشار و دما توصیف می‌کنند. برای توصیف ریاضی بستگی حجم به دما و فشار را بصورت تابع زیر نشان می‌دهیم :

$V = f(T , P)$

از آنجائیکه حجم یک گاز متناسب با دما و عکس فشار می‌باشد خواهیم داشت:

$$V \propto T$$

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

و در صورت ترکیب روابط بالا:

$$V \propto \frac{T}{P}$$

از آنجائیکه حجم یک گاز متناسب با تعداد مول‌های سازنده آن هست رابطه بالا را بشکل زیر خواهیم داشت:

$$V \propto n\frac{T}{P}$$

واحد مول در محاسبات حجم کاربرد دارد و براساس فرضیه آووگادرو که می‌گوید:

حجم‌های مساوی از گازها در شرایط یکسان فشار و دما شامل تعداد مولکول‌های مساوی هستند.

چنین استنباط می‌شود که یک مول از یک گاز در شرایط معینی از دما و فشار همان حجمی را اشغال می‌کند که یک مول از هر گاز دیگر. در صورتیکه R را بعنوان ضریب تناسب وارد نمائیم تساوی زیر را خواهیم داشت:

$$V = Rn\frac{T}{P}$$

$PV = nRT$

رابطه بدست آمده را رابطه گاز کامل یا گاز ایده‌آل می‌نامند و در مورد تمام گازهائی که بصورت ایده‌ال رفتار می‌کنند به کار برده می‌شود.

A sample of carbon monoxide gas occupies 3.20 L at 125 ^{0}C. At what temperature will the gas occupy a volume of 1.54 L if the pressure remains constant?

$V_1/T_1 = V_2/T_2$

V_1 = 3.20 L V_2 = 1.54 L

T_1 = 398.15 K T_2 = ?

T_1 = 125 (^{0}C) + 273.15 (K) = 398.15 K

$$T_2 = \frac{V_2 \times T_1}{V_1} = \frac{1.54 \not{L} \times 398.15 K}{3.20 \not{L}} = 192 K$$

محاسبه مقدار : R

مقدار R را از رابطهٔ گازهای کامل در شرایط متعارفی Standard Temperature and Pressure (STP) می‌توان حساب کرد .

t = 0^{o}C

T = 0 + 273.15 = 273.15 K

P = 1 atm

چون یک مول از گازها در شرایط متعارفی ۲۲/۴ لیتر حجم دارد:

n = 1 mol

V = 22.4 lit

خواهیم داشت:

PV = nRT

$$R = \frac{PV}{nT}$$

$$R = \frac{1\,\text{atm} \times 22.4\,\text{lit}}{1\,\text{mol} \times 273.15\,\text{K}} = 0.082056 \ \ \text{lit atm mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

ثابت گاز یعنی R دارای بعد انرژی است چرا که:

فشار را برابر نیرو بر واحد سطح و حجم را به شکل سطح ضربدر طول می‌نویسیم و بعد R (دیمانسیون) مشخص می‌گردد.

$$\text{فشار} \times \text{حجم} = \frac{\text{نیرو}}{\text{سطح}} \times \text{سطح} \times \text{طول} = \text{نیرو} \times \text{طول}$$

ابعاد نیرو ضربدر طول همان ابعاد انرژی است که بر مبنای نیرو ضربدر تغییر مکان متکی می‌باشد. لذا R دارای بعد انرژی بر درجه کلوین بر مول می‌باشد.

حال می‌توانیم مقدار R را برحسب واحدهای دیگر بدست آوریم.

1 atm = 101325 N m^{-2}

1 lit = 10^{-3} m^3

R = 0.082056 lit atm mol^{-}1 K^{-1}

R = 0.082056 $\times 10^{-3} \times m^{+3} \times 101325 \times$ N m$^{-2} \times$ mol$^{-1} \times$ K^{-1}

R = 8.314 N m mol^{-1} K^{-1}

R = 8.314 J mol^{-1} K^{-1}

1 cal = 4.18 J

$R = 1.9872\ cal\ mol^{-1}\ K^{-1}$

برخی از خواص مخلوط‌های گازی

قانون گازهای کامل را می‌توان به مخلوط‌های گازی چند جزئی و گازهای خالص تک جزئی به کار برد.

الف: قانون فشارهای جزئی دالتون Dalton's law of partial pressures

فشار اعمال شده در ظرفی با حجم ثابت توسط هر یک از اجزاء سازنده مخلوط بطور جداگانه یا باهم قابل مقایسه است. اگر فشار مخلوط گاز P معلوم باشد بطوریکه برابر حاصل جمع P_1 و P_2 و ... اعمال شده توسط هر یک از اجزاء باشد می‌گویند مخلوط از قانون فشارهای جزئی دالتون تبعیت می‌کند و به شکل عمومی زیر نوشته می‌شود :

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \cdots = \sum P_i$$

قانون دالتون موقعی صدق می‌کند که هر یک از اجزای مخلوط و خود مخلوط رفتار ایده‌ال داشته باشند فرض کنید n_1 ،n_2 و ... . تعداد مول‌های اجزای مخلوط و n تعداد کل مول‌ها در مخلوط گازی باشد لذا

$n = n_1 + n_2 + \ldots$

هر گاه فشار اعمال شده توسط تک تک گازهای شرکت کننده توسط روابط زیر داده شود :

$$P = \frac{nRT}{V} \qquad P_1 = \frac{n_1RT}{V} \qquad P_2 = \frac{n_2RT}{V}$$

روابط بالا را بشکل زیر می‌توانیم بنویسیم :

$$n = \frac{PV}{RT} \qquad n_1 = \frac{P_1V}{RT} \qquad n_2 = \frac{P_2V}{RT}$$

$n = n_1 + n_2 + \ldots$

$$\frac{PV}{RT} = \frac{P_1V}{RT} + \frac{P_2V}{RT} + \cdots \qquad P = P_1 + P_2 + \ldots$$

ب: قانون حجم‌های جزئی آماگات Amagat's law of partial volumes

هر گاه رابطه حجم با فشار را در مخلوط‌های گازی با وارد نمودن اجزاء مخلوط گازی بطور جداگانه یا باهم در یک ظرف با حجم متغیر (برای اینکه فشار ثابت بماند) مطالعه می‌کنیم و حجم هر یک از اجزاء آن را بطور جداگانه تعیین کنیم، اگر از رابطه $V = V_1 + V_2 + V_3 + \ldots + V_i$ تبعیت بکند. گفته می‌شود که مخلوط از قانون حجم‌های جزئی آماگات تبعیت می‌کند.

جزء مولی mole fraction

وقتی که مخلوط‌های گازی مورد مطالعه قرار می‌گیرند غالباً از سهم نسبی هر یک سخن به میان می‌آید این سهم را برحسب جزء مولی x_i جزء i ام بصورت زیر بیان می‌کنیم :

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

$n = n_1 + n_2 + n_3 + \ldots + n_i$

$$\frac{n}{n} = \frac{n_1}{n} + \frac{n_2}{n} + \frac{n_3}{n} + \cdots + \frac{n_i}{n}$$

$1 = x_1 + x_2 + x_3 + \ldots + x_i$