

دانش اگر در ثریا هم باشد مردمانی از سرزمین پارس بر آن دست خواهند یافت.

پیامبر اعظم (ص)

شرح جامع

شیمی فیزیک (دروس شیمی فیزیک ۱و۲ کوانتوم و طیف سنجی)

«شیمی»

مولف: حمیدرضا پاکویان

انتشارات ارشد

پیشگفتار ناشر

خداوند بزرگ را شاکریم که فرصتی عنایت فرمود تا بتوانیم قدمی در جهت گسترش علم و فرهنگ کشور عزیزمان برداریم و مسیری هموار را در اختیار مخاطبان و داوطلبان علاقمند به ادامه تحصیل قرار دهیم. از آنجایی که درحوزه کتاب‌های درسی و کمک درسی کارشناسی ارشد کتاب‌های زیادی به رشته تحریر در آمده است با این حال وجود یک مجموعه جامع، دقیق، کامل و دارای منابع مستند احساس می‌شود.

همیشه دغدغه داشتیم که ای کاش تمامی منابع پراکنده و گاهاً دست نایافتنی کنکور در یک مجموعه به گونه‌ای جذاب و شیوا آماده می‌شد و همچنین سوالات دوره‌های قبل کنکور نیز به گونه‌ای تشریحی پاسخ داده می شدند، که خدشه‌ای بر آن وارد نشود و خیال داوطلبان عزیز آنقدر آسوده باشد که اطلاعات مندرج در پاسخنامه‌ها را برای بهره‌گیری در آزمون خود بکار گیرند. این کار با یاری خداوند بزرگ و همکاری نخبه‌ترین دانشجویان و اساتید کشور در انتشارات ارشد هماهنگ گردید و در تمامی مقاطع تحصیلی از کاردانی به کارشناسی، کارشناسی ارشد و دکتری در حوزهٔ آزمون‌های سراسری – آزاد و پیام نور بسته‌های آموزشی که شامل کتاب‌های بانک سوالات و کتاب‌های شرح جامع درس آماده گردید. در تهیه مجموعه‌های فوق‌الذکر از فارغ‌التحصیلان کارشناسی ارشد که حائز رتبه‌های تک رقمی کنکور می‌باشند، استفاده کرده‌ایم، تا شما عزیزان بتوانید در راستای افزایش توان علمی خود در جهت نیل به مقصود خویش نایل آیید. بدون تردید می‌توان گفت که برای اولین بار در نظام آموزشی کشور مجموعه‌ای به این سبک عرضه می‌شود که در کیفیت و کمیت بی‌نظیر بوده و تمامی نیازهای داوطلبان عزیز را پوشش داده است. امید است که استفاده از این مجموعه عزیزان را در جهت موفقیت در آزمون یاری رسانده باشد. در پایان لازم به ذکر است که بی نقصی محض از آن خداوند متعال می‌باشد، بنابراین از تمامی خوانندگان و داوطلبان عزیز خواهشمندیم نظرات سازنده خود را در مورد این کتاب به سایت انتشارات ارشد اعلام نمایند تا ما را در جهت هر چه بهتر آماده کردن این محصولات یاری رسانند.

با تشکر

نـاشـــــــر

www.arshadbook.ir

پیشگفتار مولف

زنـــدگی صـــحنه یکتـــای هنرمنـــدی ماســـت　　هرکـــسی نغمـــه خـــود خوانـــد و از صـــحنه رود
صـــــــــحنه پیوســـــــــته بجاســـــــــت　　خـــرم آن نغمـــه کـــه مـــردم بـــسپارند بـــه یـــاد

حمد و سپاس خالق هستی را که تهیه، تدوین و چاپ این کتاب را میسر گردانید. امید است کـه در انجـام ایـن بـار امانـت، رضای او حاصل شده باشد. این کتاب توصیفی کامل و فشرده از نکات درس شیمی فیزیک را ارائه می‌دهد.

این کتاب بر پایه آموزش و تمرین قرار دارد. تلاش شده است موضوعات به شکل واضح و قابل فهم و به ترتیب منطقـی ارائـه شوند. در پایان هر فصل علاوه بر نکات مختلف و برجسته در داخل متن خلاصه‌ای بیان شده است و همچنین برای تمـرین و تقویت دانش‌پژوهان گرامی، علاوه بر تمرینهای منطبق با هر بخش به همراه جوابهای تشریحی آنها، تمرین‌های آخر فـصل و تست‌های آخر فصل نیز گنجانده شده است.

در تهیه و تنظیم این کتاب، از پیـشنهادات و کمکهـای دوسـتانم و همچنـین از صـبر و حوصـله و راهنمـایی‌هـای همـسرم سپاسگذاری می‌کنم.

در پایان خاطر نشان می‌سازم که این کتاب عاری از هرگونه اشتباهی نمی‌باشد و از خوانندگان، دانشجویان و اسـاتید محتـرم خواهشمند است که در صورت مشاهده هرگونه اشکال و همچنین جهت ارائه پیشنهاد و انتقاد با ایمیـل اینجانـب بـه آدرس pakoyan-81 @ Yahoo.com تماس حاصل بفرمائید.

با سپاس

حمیدرضا پاکویان

فهرست مطالب

عنوان **صفحه**

فصل اول: گازها و قوانین مربوط به آنها

۱-۱) قانون بویل ماریوت ۱۱
۱-۲) قانون شارل گیلوساک ۱۳
۱-۳) معادلهٔ عمومی گازها ۱۷
۱-۴) قانون فشارهای جزئی یا قانون دالتون ۲۱
۱-۵) قانون گراهام ۲۳
۱-۶) قانون آووگادرو ۲۴
۱-۷) گازهای کامل و غیرکامل ۲۵
۱-۸) انبساط‌پذیری β و تراکم‌پذیری ایزوترمال K ۳۰
۱-۹) فوگاسیتهٔ گازها ۳۱
۱-۱۰) مایع‌کردن گازها و توصیف نقطهٔ بحرانی گاز ۳۲
معادله واندروالس ۳۵
۱-۱۱) تحول آدیاباتیک ۳۶
۱-۱۲) نظریه جنبشی گازها ۳۹
۱-۱۳) توزیع ماکسول بولتزمن ۴۲
۱-۱۴) محاسبه سرعت متوسط $\overline{U}$ و جذر متوسط مربعات سرعت $\sqrt{\overline{U^2}}$ ۴۵
۱-۱۵) مسیر پویش آزاد متوسط و تعداد برخوردها ۴۷
۱-۱۶) پدیده‌های انتقالی در گازها ۴۹
۱-۱۷) تابعیت ضرایب ویسکوزیته، دیفوزیون و هدایت گرمایی از دما و فشار ۵۰
تمرین‌های آخر فصل ۵۳
خلاصه فصل ۵۶
تست‌های آخر فصل ۵۷
پاسخ تست‌های آخر فصل ۵۸

فصل دوم: ترمودینامیک

۲-۱)انواع سیستم‌های ترمودینامیکی و متغیرهای ترمودینامیکی ۶۱
۲-۲) قانون صفر ترمودینامیک ۶۳
(۲-۳) قانون اول ترمودینامیک ۶۴
۲-۴) انرژی داخلی یک گاز کامل ۶۶
۲-۵) تحولات در فشار ثابت و تعریف آنتالپی ۶۷
۲-۶) ظرفیت حرارتی در حجم ثابت C_V ، در فشار ثابت C_P و رابطه بین آنها ۶۹
۲-۷) تابعیت دمایی ظرفیت‌های حرارتی ۷۲
۲-۸) قانون هس ۷۵
۲-۹) محاسبه انتالپی سوختن و انرژی پیوند شیمیایی ۷۷
۲-۱۰) ضریب ژول تامسون ۸۰
۲-۱۱) تغییرات انتالپی با دما ۸۴
۲-۱۲) قانون دوم ترمودینامیک ۸۵
۲-۱۳) چرخه کارنوت ۸۶
۲-۱۴) محاسبه انتروپی در تحولهای برگشت‌پذیر و برگشت‌ناپذیر ۹۱

عنوان **صفحه**

۲-۱۵) قانون سوم ترمودینامیک ۹۶
۲-۱۶) انرژی آزاد گیبس و انرژی آزاد هلمولتز ۹۷
۲-۱۷) معادلات دیفرانسیلی انرژی داخلی ، انتالپی ، انرژی آزاد هلمولتز و انرژی آزاد گیبس ۱۰۱
۲-۱۸) رابطه انرژی آزاد گیبس با فشار ۱۰۳
۲-۱۹) واکنش‌های خود به خودی، غیر خود به خودی و حالت تعادل ۱۰۴
۲-۲۰) تابعیت دمائی ثابت تعادل ۱۰۵
۲-۲۱) اصل لوشاتلیه یا قانون فرار از جبر ۱۰۹
خلاصه فصل ۱۱۰

فصل سوم: تعادلات فازی و ترمودینامیک محلول‌ها

۳-۱) خواص مولی جزئی و پتانسیل شیمیایی ۱۱۳
۳-۲) معادله گیبس – دوهم و قانون فازها ۱۱۴
۳-۳) سیستم‌های یک جزئی ۱۱۶
۳-۴) سیستمهای دو جزئی ۱۱۹
۳-۵) سیستم دو جزئی، که از آب به عنوان حلال و یک نمک تشکیل یافته است ۱۱۹
منحنی فازی سیستم دو جزئی روی و کادمیوم ۱۲۱
۳-۶) قانون رائول برای محاسبه جرم مولکولی مادّه حل شده ۱۲۱
۳-۷) قانون اهرم در منحنی‌های فازی ۱۲۲
۳-۸) سیستم دو جزئی با انحلال کامل و انحلال ناقص در همدیگر ۱۲۳
۳-۹) سیستم‌های دو جزئی که ضمن ترکیب شدن باهم جسم سومی ایجاد می‌کنند ۱۲۶
۳-۱۰) نمایش منحنی‌های سرد کردن و استفاده از آنها در تهیه منحنی‌های فازی ۱۳۰
۳-۱۱) منحنی فازی مایعاتی که بطور ناقص در همدیگر حل می‌شوند (بدون در نظر گرفتن فاز بخار) ۱۳۰
۳-۱۲) دیاگرام فازی سیستم‌های دو جزئی با فازهای مایع و بخار در دمای ثابت ۱۳۲
۳-۱۳) منحنی فازی سیستم‌های دو جزئی با فاز مایع و بخار در فشار ثابت ۱۳۶
۳-۱۴) سیستم‌های سه جزئی ۱۳۸
تمرین‌های آخر فصل ۱۴۱
خلاصه فصل ۱۴۴
تست‌های آخر فصل ۱۴۵
پاسخ تست‌های آخر فصل ۱۴۷

فصل چهارم: سینتیک شیمیایی

۴-۱) سرعت واکنشهای شیمیایی ۱۵۱
۴-۲) معادلات سرعت از درجه صفر و از درجه یک ۱۵۱
۴-۳) معادلات سرعت از درجه دو ۱۵۴
۴-۴) معادلات سرعت درجه سه ۱۵۷
۴-۵) زمان نصف شدن مواد واکنش دهنده در واکنشهایی که معادلات سرعت آنها از درجات مختلف هستند ۱۵۸
۴-۶) واکنشهای متقابل، متوالی، موازی و زنجیری ۱۵۹
۴-۷) نظریه برخورد مولکولها ۱۶۱
۴-۸) اثر درجه حرارت بر سرعت واکنش ۱۶۴
۴-۹) کاتالیزورها ۱۶۷
۴-۱۰) واکنشهای سریع ۱۶۸

عنوان **صفحه**

روشهای تجربی برای واکنشهای سریع ۱۶۸
سینتیک آسایش ۱۷۰
۱۱-۴) واپاشی هسته‌ای ۱۷۲
خلاصه فصل ۱۷۴
تمرین‌های آخر فصل ۱۷۶
تست‌های آخر فصل ۱۷۸
پاسخ تست‌های آخر فصل ۱۷۹

فصل پنجم: «الکترو شیمی»

۱-۵) سیستمهای الکتروشیمیایی ۱۸۳
۲-۵)ترمودینامیک سیستمهای الکتروشیمیایی ۱۸۶
۳-۵) پیلهای گالوانی ۱۸۸
پیل دانیل ۱۹۰
نمودارهای پیل و قراردادهای IUPAC ۱۹۱
اندازه‌گیری EMF پیل ۱۹۲
پیلهای الکترولیتی ۱۹۳
۴- ۵ انواع الکترودهای برگشت‌پذیر ۱۹۴
۵- ۵) ترمودینامیک پیلهای گالوانی ۱۹۶
تعادل الکتروشیمیایی در پیل گالوانی ۱۹۷
معادلهٔ نرنست ۱۹۸
تعیین ε° ۲۰۱
پیلهای گالوانی برگشت‌ناپذیر ۲۰۲
۶-۵) پتانسیل استاندارد الکترودها ۲۰۳
۷-۵) پیل‌های غلظتی ۲۰۷
۸- ۵) پتانسیل‌های اتصال مایع ۲۰۸
۹-۵) کاربرد EMFهای اندازه‌گیری شده ۲۰۹
تعیین ΔS°، ΔH° و ΔC_P° ۲۱۱
تعیین PH ۲۱۲
تیتراسیون‌های پتانسیومتری ۲۱۳
۱۰- ۵) باتریها ۲۱۴
۱۱-۵) الکترودها با غشای انتخابگر یونی ۲۱۵
۱۲-۵) تعادل غشایی ۲۱۶
خلاصه فصل ۲۱۸
تمرین‌های آخر فصل ۲۲۰
تست‌های آخر فصل ۲۲۳
پاسخ تست‌های آخر فصل ۲۲۵

فصل اول

گازها و قوانین مربوط به آنها

عناوین اصلی

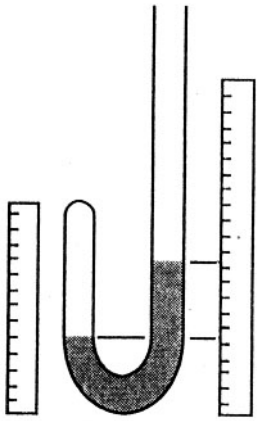
- قانون بویل ماریوت و شار گیلوساک
- معادله عمومی گازها
- قانون فشارهای جزئی یا قانون دالتون
- گازهای کامل و غیرکامل
- فوگاسیته گازها
- نظریه جنبشی گازها
- توزیع ماکسول بولتزمن
- مسیر پویش آزاد متوسط و تعداد برخوردها
- پدیده‌های انتقالی در گازها

فصل اول

گازها و قوانین مربوط به آنها

۱-۱) قانون بویل ماریوت

اگر در یک لوله u شکل، مطابق شکل ۱-۱، مقداری جیوه ریخته شود و یکی از دو انتهای آن بسته شود، در قسمت مسدودشده، مقداری گاز محبوس می‌گردد. در این حالت، سطح جیوه در دو شاخه لوله یکسان بوده و فشار گاز محبوس شده برابر با فشار اتمسفر می باشد. حجم گاز با v و فشار آن با p نشان داده می شود. حال اگر به قسمت باز لوله u شکل، مقداری جیوه افزوده شود، سطح جیوه در دو طرف لوله بالا می رود، ولی این افزایش ارتفاع یکسان نخواهد بود، زیرا در قسمت مسدود شده، به علت فشرده شدن گاز و مقاومت گاز فشرده شده، جیوه کمتر بالا می رود و در نتیجه اختلاف سطح $h_۱$ ، بین دو طرف لولهٔ u شکل ظاهر می‌شود.



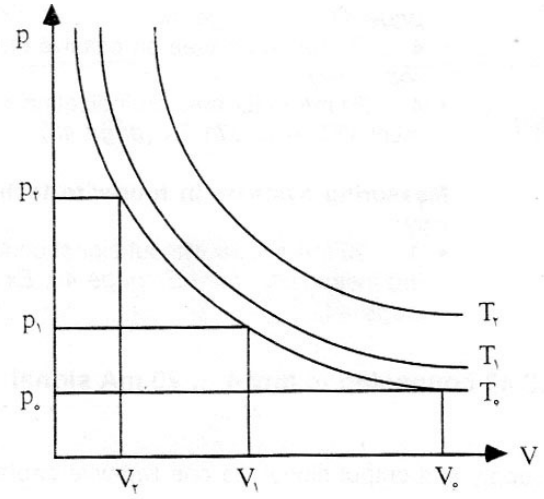
شکل (۱-۱): وسیله آزمایش بویل و ماریوت

افزایش سطح جیوه در قسمت مسدودشده باعث کاهش حجم گاز و افزایش فشار گاز می شود. فشار گاز در این حالت با $p_۱$ نشان داده می شود، مجموع فشار اولیه گاز p و فشار حاصل از اختلاف سطح جیوه $\frac{h_۱}{۷۶}$ بوده و حجم آن برابر $v_۱$ می باشد. اگر بدین ترتیب، چندین بار جیوه افزوده شود، اختلاف سطح های $h_۲$ و $h_۳$ و... ایجاد شده و فشار گاز در هر بار، برابر با $p_۲ = p_۰ + \frac{h_۲}{۷۶}$ ، $p_۳ = p_۰ + \frac{h_۳}{۷۶}$ و ... می‌شود. حجم گاز نیز هر بار کاهش یافته و مساوی با مقادیر $v_۲$ ، $v_۳$ و... می گردد. از روی نتایج به دست آمده ملاحظه می شود که، حاصلضربهای فشار و حجم گاز در تمام موارد، اعداد تقریباً ثابت و برابر با $k_۰$ می‌باشد:

$$(p_\circ v_\circ)_{T_\circ} = (p_1 v_1)_{T_\circ} = (p_2 v_2)_{T_\circ} = k_\circ \qquad (۱-۱)$$

اگر نقاط مربوط به اندازه‌های $p_\circ$ ، p_1 ، p_2و... و $v_\circ$، v_1 ، v_2و... در محور مختصات فشار و حجم مشخص شده و به هم وصل شوند، منحنی $T_\circ$ بدست می‌آید. این هموگراف، که نقاط روی آن همه دمای یکسان و برابر دارند، منحنی هم دما یا منحنی ایزوترم نامیده می‌شود. اگر قبل از افزایش جیوه در آغاز آزمایش، گاز موجود در لوله گرم شود (مثلاً به وسیله حوله گرمی که با اطوکشیدن گرم شده و اطراف لوله حاوی گاز پیچیده شده است) و گاز گرم شده با افزودن جیوه متراکم گردد، باز هم در دفعات متعدد افزایش جیوه، اختلاف سطح های h'_1, h'_2, h'_3 و... ملاحظه شده و هر بار حجم گاز v'_1, v'_2, v'_3 و... و فشار گاز $p'_1 = p'_\circ + \frac{h'_1}{۷۶}$ ، $p'_2 = p'_\circ + \frac{h'_2}{۷۶}$ و ... می‌شود. بار دیگر دیده می‌شود که، حاصلضرب مقادیر حجم و فشار در دمای آزمایش T_1، برابر مقدار ثابت k_1 می‌شود:

$$(p'_\circ v'_\circ)_{T_1} = (p'_1 v'_1)_{T_1} = (p'_2 v'_2)_{T_1} = k_1 \qquad (۱-۲)$$



شکل (۲-۱): منحنی تغییرات حجم و فشار، در تحول های همدما

از بهم پیوستن نقطه‌هایی با مختصات $v'_2, p'_2, v'_1, p'_1, v'_\circ, p'_\circ$ و... در محور مختصات فشار و حجم، ایزوترم دیگری که با T_1 نشان داده شده است بدست می آید و به همین طریق در دماهای بالاتر، ایزوترمهای T_2 و T_3 رسم می‌شوند.

نکته: از روی نتایج به دست آمده، قانون بویل ماریوت به صورتهای زیر بیان می‌شود:

الف) حاصلضرب حجمهای مقدار مشخصی از گاز در فشارهای آن، وقتی گاز در دمای ثابت متراکم یا منبسط شود و حجمها و فشارهای مختلفی را پیدا کند، مقداریست ثابت.

ب) حجم مقدار مشخصی از گاز، با عکس فشار آن متناسب است و همین طور فشار گاز، با عکس حجم آن متناسب می باشد. یعنی با افزایش حجم گاز، فشار آن کاهش پیدا می‌کند (انبساط) و با کاهش حجم گاز، فشار آن زیاد می‌شود (تراکم).

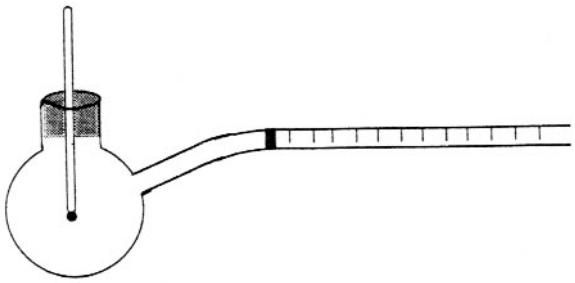
$(pv)_T = cte$. یا (ثابت بویل $= k$) $\quad v = \frac{k}{p}$ یا $\quad v \propto \frac{1}{p}$

ثابت بویل (k) به عواملی نظیر دما و جرم گاز وابسته است. برای دو گاز در فشارهای p_1 و p_2 و حجمهای v_1 و v_2 در دمای ثابت قانون بویل به صورت معادله (۳-۱) نوشته می‌شود.

$$p_1v_1 = p_2v_2 \qquad (۱-۳)$$

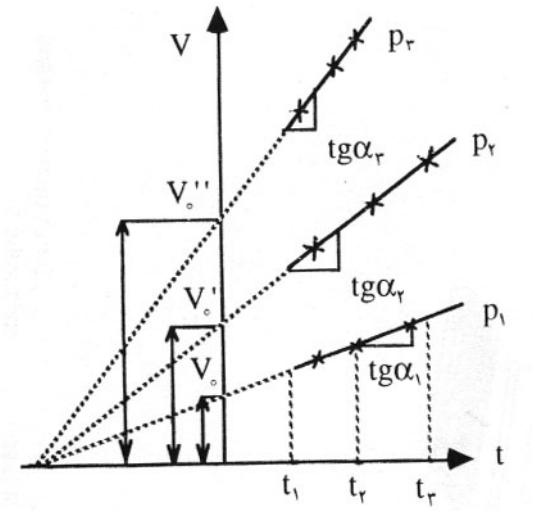
۱-۲) قانون شارل گیلوساک

آزمایش شارل گیلوساک، به دو صورت انجام می‌گیرد و از آن، دو نوع قانون مربوط به گازها نتیجه گیری می شود. آزمایش اول، مربوط به تغییرات حجم گاز با دماست. در این آزمایش، در دستگاهی مطابق شکل (۳-۱) که از یک بالن و یک ترمومتر و یک لوله نازک مدرّج تشکیل شده است. مقداری گاز گرم می‌شود و دمای گاز در هر لحظه از روی ترمومتر یادداشت می‌گردد.



شکل (۳-۱): دستگاه بررسی تغییرات حجم گاز با دما

گاز در اثر گرم شدن منبسط شده و یک قطره مایع رنگی را که در طول لولهٔ نازک و مدرج می تواند جابجا شود، به حرکت در می‌آورد. اندازه جابجایی قطرهٔ مایع رنگی، مقدار افزایش حجم گاز را نشان می دهد. در هر لحظه، دمای گاز و حجم گاز معلوم می شود. اگر در اندازه گیریهای مختلف، حجم گاز v_3, v_2, v_1 و... و در همان موقع، دمای گاز t_3, t_2, t_1 و... باشد، می توان تغییرات حجم نسبت به تغییرات دما را در محور مختصات حجم و دما رسم کرد. شکل (۴-۱)، نمایش این نوع تغییرات را نشان می دهد. این آزمایش در رفتار ثابت صورت گرفته است و لذا منحنی p_1 را منحنی فشار ثابت یا ایزوبار می نامند. تمام نقاط موجود بر روی خط، فشار ثابت و یکسانی دارند.



شکل (۴-۱) نمایش تغییرات حجم گاز نسبت به تغییرات دما

اگر بالن محتوی گاز، بالن بزرگتری با حجم بیشتر باشد و بار دیگر گاز گرم شده و در هر لحظه درجه حرارت t'_1, t'_2, t'_3 و... حجم گاز v'_1, v'_2, v'_3 و... اندازه گیری شده و نسبت به هم در محور مختصات t و v رسم گردد، ایزوبار p_2 به دست می آید. ملاحظه می شود، شیب خط p_2 بیشتر از شیب خط p_1 است. در آزمایش دیگری که باز بالن آزمایش بزرگتر انتخاب می شود، ایزوبار p_2 به دست می آید، که شیب بیشتری دارد.

به نظر می‌رسد، شیب ایزوبارها وابسته به حجم ظرف محتوی گاز است. نسبت شیب ایزوبارها به حجم گاز در صفر درجه $\frac{tg\alpha_1}{v_0}$، $\frac{tg\alpha_2}{v'_0}$، $\frac{tg\alpha_3}{v''_0}$ مقداری ثابت و برابر $\frac{1}{273/15}$ می‌باشد. با توجه به عرض از مبدأ، ایزوبارهای p_1, p_2, p_3 و... یعنی مقادیر v_0, v'_0, v''_0 و... معادلهٔ ایزوبارها به صورت معادله (۴-۱) می‌باشد.

$$v = v_0 + tg\alpha \times t \qquad (۱-۴)$$

$$v = v_0 + \frac{v_0}{273/15} \times t = v_0\left(\frac{273/15 + t}{273/15}\right) \qquad (۱-۵)$$

ملاحظه می شود ایزوبارهای p_1, p_2, p_3 و... در یک نقطه تلاقی می کنند. نقطه تلاقی، دمایی برابر با ۲۷۳/۱۵- درجه سانتیگراد دارد. این درجه حرارت را، شروع یک درجه بندی به نام درجه بندی مطلق، یا به نام آقای لرد کلوین، به نام درجه بندی کلوین در نظر گرفته و مقدار آن را با علامت T نشان می دهند. رابطه بین درجه بندی مطلق و درجه بندی سانتیگراد، به صورت معادلهٔ (۶-۱) می‌باشد.

$$T = 273/15 + t \qquad (۱-۶)$$

براین اساس دمای صفر درجه سانتیگراد، برابر ۲۷۳/۱۵ درجه کلوین می‌شود که آن را با T نشان می‌دهند.

$$T = 273/15 + 0 = 273/15 \qquad (۱-۷)$$

با توجه به تعاریف بیان شده به صورت معادلات (۶-۱) و (۷-۱)، معادله (۵-۱) به شکل زیر درمی‌آید:

$$v = v_0\left(\frac{273/15 + t}{273/15}\right) = v_0\frac{T}{T_0} \qquad (۱-۸)$$

یا:

$$\frac{v}{T} = \frac{v_0}{T_0} = k \qquad (۱-۹)$$

نکته: قانون اول شارل- گیلوساک با توجه به معادلهٔ (۹-۱) به صورتهای زیر بیان می‌شود:

الف) در یک تحول ایزوبار، نسبت حجم گاز به دمای گاز، به شرطی که دمای گاز در مقیاس کلوین نوشته شود، عددی ثابت است.

ب) تغییرات حجم گاز با دما و همینطور تغییرات دمای گاز با حجم آن به طور مستقیم متناسب است.

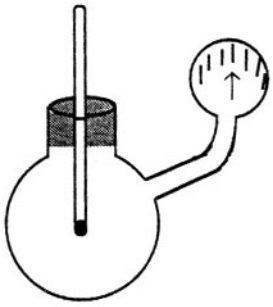
$$\left(\frac{v}{T}\right)_{p,n} = cte \text{ یا (ثابت شارل } = k) \qquad v \propto T \quad \text{یا} \quad \frac{v}{T} = k$$

ثابت شارل به عواملی نظیر فشار، نوع و دمای گاز وابسته است.

برای دو گاز با حجمهای v_1 و v_2 و دماهای T_1 و T_2 در فشار ثابت داریم.

$$\frac{v_1}{T_1} = \frac{v_2}{T_2} \qquad (۱-۱۰)$$

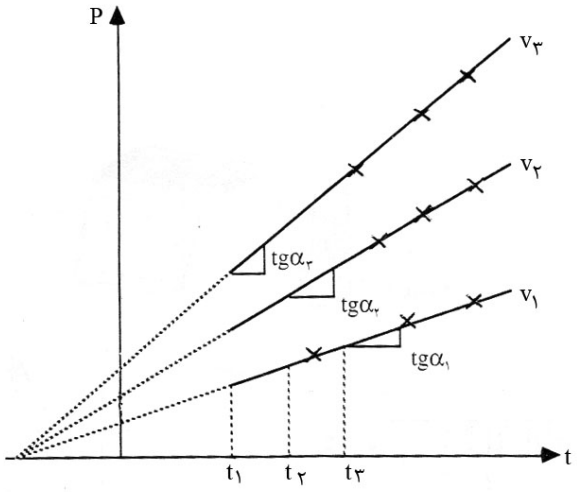
در آزمایش دوم شارل گیلوساک، تغییرات فشار گاز با دما مورد مطالعه قرار می‌گیرد. در این آزمایش از دستگاهی مطابق شکل (۵-۱)، که از بالنی با دو خروجی، یک ترمومتر و یک فشارسنج (مانومتر) تشکیل یافته، استفاده می‌شود.



شکل (۵-۱): دستگاه بررسی تغییرات فشار گاز با دما

گاز داخل بالن گرم شده و دمای گاز هر لحظه، با ترمومتر اندازه گیری می شود. فشار گاز، که در اثر گرم کردن به تدریج افزایش پیدا می‌کند، به وسیلهٔ مانومتر معلوم می گردد. اگر در دماهای مختلف t_1, t_2, t_3 و... فشار گاز p_1, p_2, p_3 و... باشد، رسم تغییرات فشار در برابر دما، خط مستقیمی به صورت شکل (۶-۱) را ایجاد می کند. در تمامی آزمایشات انجام گرفته، حجم گاز ثابت بوده و تنها فشار با دما تغییر می‌کند.

تمام نقاط موجود بر روی خط، حجم ثابتی داشته و آن را منحنی حجم ثابت، ایزومتریک یا ایزوکور می‌نامند.



شکل (۶-۱): نمایش تغییرات فشار گاز نسبت به تغییرات دما

اگر گاز داخل بالن در آغاز آزمایش، قبل از گرم کردن فشرده شده و با داشتن فشار اولیهٔ بیشتری گرم شود، هر لحظه دمای t'_1, t'_2, t'_3 و... فشار p'_1, p'_2, p'_3 و... داشته و از ترسیم مقادیر فشار در برابر درجه حرارت، منحنی ایزوکور v_2 با شیب بیشتر به دست می آید. اگر گاز باز هم قبل از گرم کردن بیشتر، متراکم شود، بطوریکه فشار اولیه آن نسبت به دفعات قبلی بالاتر باشد، شیب منحنی ایزومتریک حاصل نیز بیشتر خواهد بود. در این مورد نیز، نسبت شیب ایزوکورها به فشار گاز در صفر درجه، یعنی $\frac{tg\alpha_1}{p}$ ، $\frac{tg\alpha_3}{p''}$ ، $\frac{tg\alpha_2}{p'}$ برابر با $\frac{1}{273/15}$ بوده و با توجه به عرض از مبدأ ایزوکورهای V_3, V_2, V_1 و ..... یعنی مقادیر p''_0, p'_0, p_0 و... معادله ایزوکورها به صورت معادله (۱-۱۱) خواهد بود.

$$P = P + tg\alpha \times t \qquad (۱-۱۱)$$

با توجه به معادلات (۶-۱) ، (۷-۱) می توان معادلات (۱۲-۱) و (۱۳-۱) را به دست آورد.

$$P = P + \frac{P_\circ}{۲۷۳/۱۵} \times t = P_\circ(\frac{۲۷۳/۱۵ + t}{۲۷۳/۱۵}) \qquad (۱-۱۲)$$

$$P = P\frac{T}{T_\circ} \qquad (۱-۱۳)$$

$$\frac{P}{T} = \frac{P_\circ}{T_\circ} = K_\circ \qquad (۱-۱۴)$$

انکته: قانون دوم شارل- گیلوساک، با توجه به معادله (۱۴-۱) به صورتهای زیر بیان می شود:

الف) در یک تحول ایزوکور، نسبت فشار گاز به دمای گاز، به شرطی که دمای گاز در مقیاس کلوین نوشته شود، مقداری ثابت است.

ب) تغییرات فشار گاز با تغییرات دما و همینطور تغییرات دمای گاز با تغییرات فشار آن، نسبت مستقیم دارد.

$$P \propto T \text{ یا } \frac{P}{T} = K \text{ (} K = \text{ثابت آمونتون)} \quad \text{یا} \quad \left(\frac{P}{T}\right)_{v,n} = cte.$$

ثابت آمونتون به عواملی نظیر حجم و نوع گاز وابسته است. برای دو گاز در فشارهای $P_۱$ و $P_۲$ و دمای مطلق $T_۱$ و $T_۲$ طبق معادله (۱۵-۱) داریم:

$$\frac{P_۱}{T_۱} = \frac{P_۲}{T_۲} \qquad (۱-۱۵)$$

پس بنابراین، افزایش فشار گاز، معیاری برای زیادشدن دماست.

تمرین ۱-۱

یک مول گاز نیتروژن در شرایط متعارفی، به طور ایزوترمال تا فشار ۶ اتسمفر کمپرسه شده است و به دنبال آن به صورت یک تحول هم دما، تا حجم ۴۴ لیتر منبسط می‌شود. حجم گاز در حالت اول و فشار گاز در حالت دوم چقدر خواهد بود؟

حل:

در شرایط متعارفی، فشار یک اتمسفر و دمای ۲۷۳/۱۵ درجه کلوین، یک مول گاز، حجمی برابر ۲۲/۴ لیتر دارد. در اثر تراکم ایزوترمال تا فشار ۶ اتمسفر، حجم گاز برابر با ۳/۷ لیتر می‌شود.

$$(P_۱V_۱)_T = (P_۲V_۲)_{T_\circ}$$

$$۱ \times ۲۲/۴ = ۶ \times V_۲$$

$$V_۲ = ۳/۷ lit$$

فشار گاز در انبساط هم دما تا حجم ۴۴ لیتر، به صورت زیر بدست می آید:

$$۶ \times ۳/۷ = P_۲ \times ۴۴$$

$$P_۲ = ۰/۵ atm$$

تمرین ۱-۱

یک مول گاز اکسیژن، از حالت متعارفی، به صورت ایزوبار تا حجم ۳۴ لیتر منبسط شده، سپس به طور ایزومتریک، تا دمای ۶۴۰ درجه سانتیگراد متراکم می‌گردد. دمای گاز در تحول نخستین و فشار گاز در تحول بعدی چقدر خواهد بود؟

حل:

در تحول ایزوبار، دمای گاز به صورت زیر محاسبه می‌شود:

$$\left(\frac{V_1}{T_1}\right)_P = \left(\frac{V_2}{T_2}\right)_{P_\circ}$$

$$\frac{۲۲/۴}{۲۷۳/۱۵} = \frac{۳۴}{T_2}$$

درجه کلوین $T_2 = ۴۱۴/۶$

برای محاسبهٔ فشار گاز در تحول ایزومتریک، که تا دمای ۶۴۰ درجه سانتیگراد گرم شده، از معادله زیر استفاده می شود.

$$\left(\frac{P_1}{T_1}\right)_V = \left(\frac{P_2}{V_2}\right)_{V_\circ}$$

$$\frac{۱}{۴۱۴/۶} = \frac{P_2}{۹۱۳/۱۵}$$

$$T = t + ۲۷۳/۱۵ = ۶۴۰ + ۲۷۳/۱۵$$

درجه کلوین $T = ۹۱۳/۱۵$

$$P_2 = ۲/۲ atm$$

۳-۱) معادلهٔ عمومی گازها

همانطور که گفته شد، حجم گاز و فشار گاز با دمای گاز متناسب است. پس حاصلضرب حجم و فشار گاز نیز با دمای گاز متناسب خواهد بود:

$$P \times V \propto T \qquad (۱-۱۵)$$

اگر در معادله (۱-۱۵)، به جای علامت تناسب، علامت تساوی قرار داده شود، لازم می شود که ضریب تناسب R در معادله وارد گردد.

$$PV = RT \qquad (۱-۱۶)$$

معادله (۱-۱۶)، معادله عمومی گازها و R ثابت عمومی گازها نامیده می شوند.

معادله (۱-۱۶) برای یک مول گاز نوشته شده است و اگر ۲ ، ۳ و n مول گاز مورد نظر باشد، معادله (۱-۱۷) رفتار گاز را نشان خواهد داد.

$$PV = nRT \qquad (۱-۱۷)$$

معادله (۱-۱۷) رابطه بین چهار متغیر فشار، حجم، دما و تعداد مولهای گاز را نشان می دهد. تعداد مولهای گاز به صورت (۱-۱۸) تعریف می‌شود:

$$n = \frac{m}{M} \qquad (۱-۱۸)$$

در این معادله، m جرم نمونه ای از گاز و M جرم مولکولی آن می باشد. معادله (۱-۱۷)، با توجه به تعریف تعداد مولهای گاز، به صورت (۱-۱۹) نوشته می شود.

$$PV = \frac{m}{M}RT \qquad (۱-۱۹)$$

مقدار R در معادله (۱-۱۶)، بستگی به واحدهایی دارد که برای فشار، حجم و درجه حرارت در نظر گرفته می شود. اگر فشار گاز برحسب اتمسفر و حجم آن برحسب لیتر و دمای گاز برحسب کلوین باشد، ثابت عمومی گازها برحسب لیتر اتمسفر بر درجه کلوین بر مول بوده و مقدار آن برابر با ۰/۰۸۲ خواهد بود.

$$PV = nRT$$

$$۱\times ۲/۴ = ۱\times R \times ۲۷۳/۱۵$$

$R = ۰/۰۸۲$ لیتر اتمسفر بر درجه مول

اگر حجم، فشار و دمای گاز واحدهای دیگری داشته باشند، مقدار عددی R و واحد آن نیز تغییر خواهد کرد.

به عنوان مثال، در سیستم مختصات .C.G.S ، حجم گاز برابر ۲۲۴۰۰ سانتیمتر مکعب بوده و فشار آن، برابر فشاریست که ستونی از جیوه به ارتفاع ۷۶ سانتیمتر، بر سطح مقطعی برابر یک سانتیمترمربع وارد می کند. این مقدرا فشار به صورت زیر محاسبه می شود:

$$P = \frac{F}{A} = \frac{mg}{A} = \frac{d.V.g}{A} = d.h.g$$

$$P = ۱۳/۶\times ۷۶\times ۹۸۱ = ۱۰۱/۴\times ۱۰^{۴} \qquad (۱-۲۰)$$

$$PV = nRT$$

$$۱۰۱/۴\times ۱۰^{۴}\times ۲۲۴۰۰ = ۱\times R \times ۲۷۳/۱۵$$

$R = ۸۳/۱۴\times ۱۰^{۶}$ ارگ بر درجه بر مول

مقادیر R، به ازاء واحدهای دلخواه حجم و فشار می تواند محاسبه شود. در جدول (۱-۱)، مقادیر عددی R با چندین واحد مختلف داده شده است:

مقدار عددی R	۰/۰۸۲	$۸/۳۱۴\times ۱۰^{۶}$	۸/۳۱۴	۱/۹۸۷	۸۲/۰۵	۸۳/۱۴
واحد R	لیتر × اتمسفر / درجه × مول	ارگ / درجه × مول	ژول / درجه × مول	کالری / درجه × مول	سانتی متر^{۳} × اتمسفر / درجه × مول	سانتی متر^{۳} × بار / درجه × مول

جدول (۱-۱): مقادیر R با واحدهای مختلف

ملاحظه می شود که R واحد انرژی دارد. موقع قراردادن مقدار R در حل یک مسأله، باید از عددی که واحد آن با واحد حجم و فشار یکی باشد استفاده نمود.

تمرین ۳-۱

حجم دو مول گاز هلیوم، در فشار ۵ اتمسفر و دمای ۲۹ درجه سانتیگراد چقدر است؟

حل:

برای حل مسأله، از معادله زیر استفاده می‌شود:

$$PV = nRT$$

مقدار R برحسب لیتر اتمسفر قرار داده می شود، در اینصورت حجم محاسبه شده برحسب لیتر خواهد بود.

$$۵ \times V = ۲ \times ۰/۰۸۲ \times (۲۷۳/۵ + ۲۹)$$

$$V = ۹/۹۱ \text{ lit}$$

تمرین ٤-۱

۳۵ گرم گاز اکسیژن، در چه زمانی، فشاری برابر با ۲۵۰۰ پاسکال و حجمی برابر ۸ مترمکعب دارد؟

حل:

برای حل مسأله، از معادله زیر استفاده می شود:

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

در معادله بالا، مقدار R برحسب ژول بر درجه بر مول قرار داده می‌شود، زیرا حجم برحسب مترمکعب و فشار برحسب پاسکال می‌باشد.

$$۲۵۰۰ \times ۸ = \frac{۰/۰۳۵}{۰/۰۳۲} \times ۸/۳۱۴T$$

$$T = ۲۱۹۹/۴ \text{ K}$$

یک اتمسفر برابر با $۱۰^۵$ پاسکال می‌باشد. دمای گاز برحسب سانتیگراد از روی معادلهٔ زیر محاسبه می‌شود.

$$T = t + ۲۷۳/۱۵$$

$$۲۱۹۹/۴ = t + ۲۷۳/۱۵$$

نکته: ثابت عمومی گازها (R) به دما، فشار و حجم یک گاز وابسته نیست. مقدار R $t = ۱۹۲۶/۲۵C^\circ$ به صورتهای زیر نیز نوشته می‌شود:

$$R = ۰/۰۸۲\frac{\text{lit.atm}}{\text{mol.k}} = ۸/۳۱۴\frac{\text{J}}{\text{mol.k}} = ۱/۹۸۷\frac{\text{cal}}{\text{mol.k}}$$

اگر گازی از حالت $T_۱, P_۱, V_۱$ و $n_۱$ بدون تغییر مقدار آن به حالت $P_۲, V_۲, T_۲$ و $n_۱$ برسد، برای هر حالت می توان معادله عمومی گازها را به صورت معادلات (۱-۲۱) و (۱-۲۲) نوشت:

$$P_۱V_۱ = n_۱R_۱T_۱ \qquad (۱-۲۱)$$

$$P_۲V_۲ = n_۱RT_۲ \qquad (۱-۲۲)$$

اگر در معادله (۱-۲۱) و (۱-۲۲) به همدیگر تقسیم شوند، معادله (۱-۲۳) به دست می‌آید:

$$\frac{P_۱V_۱}{P_۲V_۲} = \frac{T_۱}{T_۲} \qquad (۱-۲۳)$$

یا:

$$\frac{P_1V_1}{T_1}=\frac{P_2V_2}{T_2} \qquad (۱-۲۴)$$

از معادله (۱-۲۴)، برای محاسبه حجم، فشار و دمای گاز وقتی که مقدار گاز تغییر نکند استفاده می شود.

تمرین ۱-۵

یک مول گاز هلیوم در ۵۰۰ درجه کلوین و فشار ۴ اتمسفر در دست است. اگر دمای گاز به ۸۰۰ درجهٔ کلوین و حجم آن به ۱۵ لیتر برسد، فشار آن چقدر خواهد شد؟

حل:

ابتدا از معادله زیر، حجم گاز در حالت اول محاسبه می‌شود.

$$P_1V_1=n_1RT_1$$

$$V_1=۱۰/۲۵\ lit$$

$$۴\times V=۱\times ۰/۰۸۲\times ۵۰۰$$

سپس از روی معادله زیر، فشار گاز در حالت دوم محاسبه می‌گردد.

$$\frac{P_1V_1}{T_1}=\frac{P_2V_2}{T_2}$$

$$\frac{۴\times ۱۰/۲۵}{۵۰۰}=\frac{P_2\times ۱۵}{۸۰۰}$$

$$P_2=۴/۳۷\ atm$$

اگر در معادلهٔ (۱-۱۹)، طرفین معادله به V، حجم گاز، تقسیم شود، رابطه‌ای بین فشار، دما و چگالی به دست می‌آید.

$$P=\frac{R}{M}.\frac{m}{V}.T \qquad (۱-۲۵)$$

که در معادله (۱-۲۵) مقدار $\frac{m}{v}$ برابر با d یا چگالی می شود و واحد آن گرم بر لیتر $(\frac{gr}{lit})$ می باشد.

$$P=\frac{R}{M}.d.T \qquad (۱-۲۶)$$

با استفاده از معادله (۱-۲۶)، با داشتن فشار، دما و چگالی گاز در فشار و دمای وارد شده، می توان جرم مولکولی گاز (M) را حساب کرد.

مثال ۱-۶

اگر برای گاز کلر در دمای $۲۷^{\circ}c$ و فشار ۳ اتمسفر، چگالی به دست آمده ۸/۶ گرم باشد، وزن مولکولی گاز کلر چقدر است؟

حل:

$$P=\frac{R}{M}.d.T$$

$$۳=\frac{۰/۰۸۲}{M}\times ۸/۶\times ۳۰۰/۱۵$$

$$M=۷۰/۵۵\,gr$$

۱-۴) قانون فشارهای جزئی یا قانون دالتون

اگر از مخلوط گازها، یک جزء به تنهایی ظرف محتوی گازها را پر کند، فشاری که آن جزء به تنهایی خواهد داشت، فشار جزئی آن گاز نامیده می شود. دمای گاز و مقدار گاز، همان دما و مقداریست که در مخلوط گازها بوده و تغییر نکرده است. برای مخلوط گازهای شماره ۳،۲،۱ و ۴ می توان معادلات حالت (۱-۲۷) تا (۱-۳۰) را نوشت:

$$P_۱V = n_۱RT \qquad (۱-۲۷)$$

$$P_۲V = n_۲RT \qquad (۱-۲۸)$$

$$P_۳V = n_۳RT \qquad (۱-۲۹)$$

$$P_۴V = n_۴RT \qquad (۱-۳۰)$$

فشار جزئی هر گاز $P_۱,P_۲,P_۳,P_۴$ بوده و تعداد مولهای هرکدام $n_۱,n_۲,n_۳,n_۴$ می باشد. حجم گازها وقتی به تنهایی ظرف را پر کرده باشند برابر V و دمای آنها برابر ، دمای T مخلوط است.

اگر معادلات (۱-۲۷) تا (۱-۳۰) با هم جمع شوند، معادلهٔ (۱-۳۱) به دست می آید:

$$(P_۱ + P_۲ + P_۳ + P_۴)V = (n_۱ + n_۲ + n_۳ + n_۴)RT \qquad (۱-۳۱)$$

از مقایسه معادله (۱-۳۱) و معادله (۱-۱۷) نتیجه می‌شود که جمع فشارهای جزئی، برابر با فشار کل و نیز جمع مولهای اجزاء، برای کل مولهای موجود در مخلوط است.

$$P_t = \sum_i P_i = P_۱ + P_۲ + P_۳ + P_۴ \qquad (۱-۳۲)$$

$$n_t = \sum_i n_i = n_۱ + n_۲ + n_۳ + n_۴ \qquad (۱-۳۳)$$

اگر یکی از معادلات (۱-۲۷) تا (۱-۳۰) به معادله (۱-۱۷) تقسیم شود، معادلهٔ (۱-۳۴) و بالاخره معادله (۱-۳۵) به دست می آید.

$$\frac{P_۱V}{PV} = \frac{n_۱RT}{nRT} \qquad (۱-۳۴)$$

$$\frac{P_۱}{P} = \frac{n_۱}{n} = X_۱ \qquad (۱-۳۵)$$

نکته: بنا به تعریف، نسبت مول هر گاز به کل مولهای موجود در مخلوط، کسر مولی آن گاز نامیده می شود. پس فشار جزئی هر سازنده، از مخلوط گازها، یا کسر مولی آن متناسب بوده و از روی معادله (۱-۳۶) محاسبه می شود.

$$P_i = X_i P_t \qquad (۱-۳۶)$$

نکته: نسبت تعداد مولهای یک جزء به مجموع مولهای موجود کسر مولی نامیده می شود.

$$X_i = \frac{n_i}{n} \qquad (۱-۳۷)$$

همیشه کسرهای مولی برابر یک خواهند شد.

$$\sum_{i=۱}^{n} X_i = ۱ \Rightarrow X_۱ + X_۲ + X_۳ + ... + X_n = ۱ \qquad (۱-۳۸)$$

نکته: مجموع حاصلضرب کسرهای مولی در جرم مولی هریک از گازها برای مخلوطی از گازهای ایده آل برابر با جرم مولی متوسط است.

$$\overline{M} = \sum_{i=1}^{n} X_i M_i \Rightarrow \overline{M} = (X_1M_1 + X_2M_2 + X_3M_3 + ... + X_nM_n) \quad (1-39)$$

نکته: فشاری که مولکولهای یک گاز در مخلوط گازهای ایده‌آل بر جداره ظرف وارد می کنند و به تعداد مولکولهای گاز و شدت برخورد مولکولهای گاز وابسته است فشار جزئی نامیده می شود. به عبارت دیگر فشار جزئی برابر است با حاصلضرب کسر مولی یک جزء در فشار کل مخلوط.

$$P_i = X_i P \quad (1-40)$$

در نتیجه فشار کل مخلوطی از گازهای ایده‌آل که خود نیز ایده آل است برابر می‌شود با:

$$P = \sum_{i=1}^{n} P_i = P_1 + P_2 + P_3 + ... + P_n$$

نکته: حاصلضرب کسر مولی در حجم کل یک مخلوط گازی شکل حجم جزئی نام دارد.

$$V_i = X_i V \quad (1-41)$$

در نتیجه حجم کل یک مخلوط از گازهای ایده آل که خود نیز ایده آل است برابر است با:

$$V = \sum_{i=1}^{n} V_i = V_1 + V_2 + V_3 + ... + V_n \quad (1-42)$$

نکته: فشار جزئی مفهوم فیزیکی دارد و حجم جزئی دارای مفهوم ریاضی است.

تمرین ۷-۱

وقتی در دمای مشخصی، ۱ مول گاز نیتروژن، ۲ مول گاز اکسیژن، ۳ مول گاز هلیوم و ۴ مول گاز آرگون با هم مخلوط شوند، فشار جزئی اکسیژن ۳ اتمسفر می شود. فشار کل مخلوط و فشار جزئی گاز آرگون در این مخلوط چقدر است؟

حل:

با استفاده از معادله زیر، فشار کل مخلوط به دست می آید:

$$P_i = X_i . P_t$$

$$۳ = \frac{۲}{۱۰} \times P_t$$

$$P_t = ۱۵ \text{ atm}$$

فشار جزئی گاز آرگون نیز با همان معادله محاسبه می‌شود:

$$P = \frac{۴}{۱۰} \times ۱۵$$

$$P = ۶ \text{ atm}$$

۵-۱) قانون گراهام

اگر مخلوط گازها در ستونی بالاروند، سرعت حرکت آنها یکسان نخواهد بود. مولکولهای سبکتر سریعتر حرکت می کنند و مولکولهای سنگین کندتر جابجا می شوند. به طوریکه خواهیم دید، انرژی جنبشی مولکولها به دما بستگی دارد. در یک ارتفاع معین از ستون، دما برای همهٔ مولکولها یکسان بوده و انرژی جنبشی مساوی به آنها نسبت داده می شود. با مساوی قراردادن معادلات (۴۳-۱) و (۴۴-۱) ، قانون گراهام نتیجه‌گیری می شود:

$$E_۱ = \frac{۱}{۲} M_۱ u_۱^۲ \qquad (۱-۴۳)$$

$$E_۲ = \frac{۱}{۲} M_۲ u_۲^۲ \qquad (۱-۴۴)$$

$$E_۱ = E_۲ \qquad (۱-۴۵)$$

$$\frac{۱}{۲} M_۱ u_۱^۲ = \frac{۱}{۲} M_۲ u_۲^۲ \qquad (۱-۴۶)$$

$$\frac{u_۱}{u_۲} = \frac{\sqrt{M_۲}}{\sqrt{M_۱}} \qquad (۱-۴۷)$$

در این معادلات، u سرعت حرکت مولکول و M جرم آن می‌باشد. علت تساوی برای معادله (۴۵-۱)، یکسان بودن دما برای مولکولها در مقطعی از ستون می‌باشد.

همانطور که در معادله (۴۷-۱) مشاهده می شود، نسبت سرعت حرکت دو نوع مولکول به هم، با جذر جرم مولکولی آنها تناسب معکوس دارد.

چگالی گازها به صورت معادله زیر نوشته می‌شود:

$$d = \frac{M}{V}$$

با جایگزین کردن جرم مولکولی گازها، با حاصلضرب حجم مولکولی گازها در چگالی آنها، رابطهٔ (۴۸-۱) حاصل می شود:

$$\frac{u_۱}{u_۲} = \frac{\sqrt{d_۲ v}}{\sqrt{d_۱ v}} \qquad (۱-۴۸)$$

$$\frac{u_۱}{u_۲} = \frac{\sqrt{d_۲}}{\sqrt{d_۱}} \qquad (۱-۴۹)$$

براساس رابطه (۴۹-۱)، قانون گراهام به صورت دیگری بیان می شود:

نسبت سرعت حرکت دو نوع مولکول بهم، با جذر چگالی آنها تناسب معکوس دارد.

تمرین ۸-۱

در دمای ثابت و یکسان، مولکولهای گاز اکسیژن، چند برابر کندتر نسبت به مولکولهای گاز هیدروژن حرکت می کنند؟

حل:

از معادله زیر نسبت سرعتها به دست می آید. یعنی مولکولهای هیدروژن به علت سبکتربودن، چهار برابر سریعتر نسبت به مولکولهای اکسیژن حرکت می‌کنند.

$$\frac{U_{H_۲}}{U_{O_۲}} = \frac{\sqrt{M_{O_۲}}}{\sqrt{M_{H_۲}}} = \frac{\sqrt{۳۲}}{\sqrt{۲}} = \sqrt{۱۶} = ۴$$

جرم مولکولی اکسیژن= ۳۲

جرم مولکولی هیدروژن= ۲