

نمونه پرسش های شیمی

اورنگ باقی

کارشناس ارشد شیمی معدنی و معلم شیمی تالش

شیمی ۱

علت پیدایش نظریه جنبش مولکولی گازها چه بود؟ این نظریه در چه مواردی کاربرد دارد؟

در پی اختراع فشارسنج توسط توریچلی، دانشمندانی همچون بویل و شارل رفتار گازها را در برابر تغییر حجم، فشار و دما بیان کردند اما درباره اینکه در مقیاس مولکولی چه اتفاقی می افتد که سبب چنین رفتارهایی در مقیاس ماکروسکوپی می شود، توضیحی نداشتند؛ برای نمونه، چرا یک گاز در نتیجه گرم شدن منبسط می شود؟

برای توضیح قوانین تجربی باید از نظریه های مناسب بهره گرفت. نظریه جنبش مولکولی گازها در اواسط قرن نوزدهم به همین منظور توسط دانشمندانی مانند کروئیک، کلازیوس، ماکسول و بولتزمن به این شرح گسترش یافت:
نظریه جنبشی گازها دارای شش فرضیه به این قرار است:

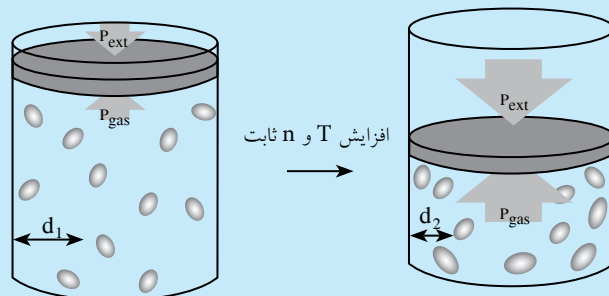
۱. گازها از ذره های بسیار کوچک (مولکول در O_2 ، اتم در He) تشکیل شده اند.
۲. حجم ذره های گاز (اتم یا مولکول) در مقایسه با حجم ظرف حاوی آن ناچیز است.
۳. ذره های گاز به طور پیوسته و نامنظم در حرکت اند و با یکدیگر و دیواره ظرفی که در آن قرار دارند، برخورد می کنند.
۴. برخورد میان ذره های گاز، کشسان است؛ یعنی انرژی جنبشی در جریان برخورد ذره ها، از ذره ای به ذره دیگر منتقل می شود و انرژی جنبشی کل ثابت می ماند. برای نمونه، برخورد یک توپ فوتبال با زمین برخوردی غیرکشسان است؛ یعنی پس از برخوردهای متوالی، توپ انرژی جنبشی خود را به طور کامل از دست می دهد و به سکون می رسد اما در گازها چنین نیست. از این رو حرکت مولکول ها دائمی است و به صفر نمی رسد.
۵. در دمایی معین، ذره های تشکیل دهنده یک نمونه گاز، سرعت و انرژی جنبشی متفاوتی دارند اما میانگین انرژی جنبشی ثابت و با دمای گاز، برحسب درجه کلوین، متناسب است. با افزایش دما، میانگین سرعت ذره ها و در نتیجه میانگین انرژی جنبشی گازها افزایش می یابد.

۶. نیروی جاذبه یا دافعه میان مولکول ها در گازها بسیار ضعیف یا ناچیز است.

برخی خواص گازها، که به کمک نظریه جنبشی مولکول ها توجیه می شوند، به این قرارند:

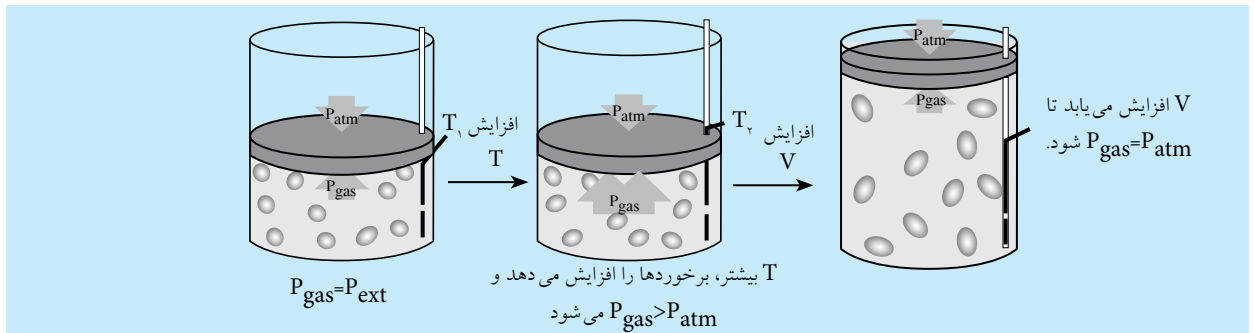
- **فشار گازها؛** ناشی از برخورد پیوسته و نامنظم ذره های گاز به دیواره ظرف است. (فرضیه سوم)

- **قانون بویل** (در دمای ثابت، $\frac{1}{V} \propto P$): فاصله بین مولکول های گاز نسبت به حجم ذره ها بزرگ است (فرضیه دوم). در نتیجه، هرچه فشار اعمال شده بر نمونه گاز در دمای ثابت افزایش یابد، فاصله بین مولکول ها و حجم نمونه، کم می شود؛ یعنی در دمای ثابت با افزایش فشار، حجم نمونه کم می شود.

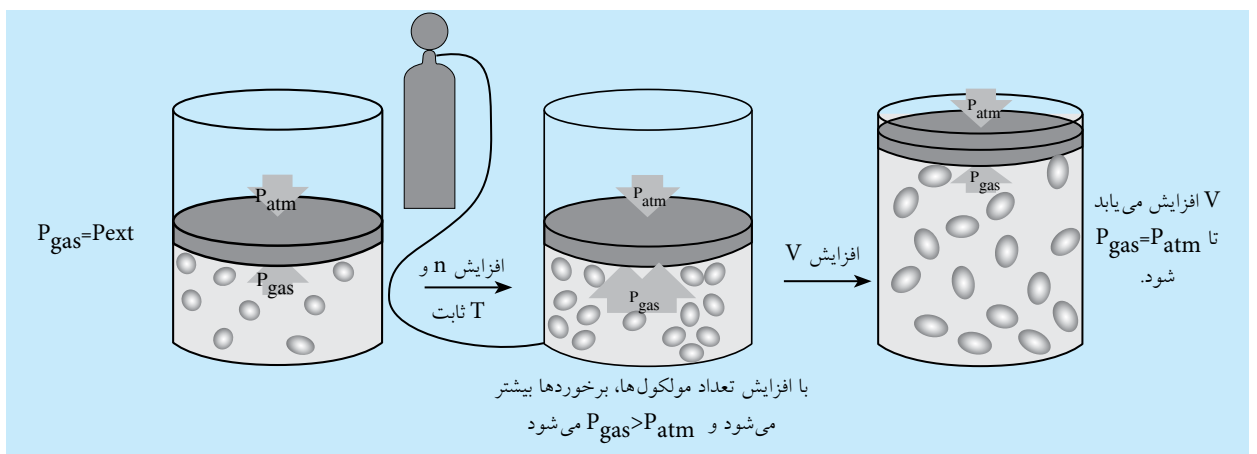


افزایش P_{ext} ، سبب
کمر شدن V و بیشتر
شدن برخوردها می شود تا
 $P_{gas} = P_{ext}$ شود.

- **قانون شارل** (در دمای ثابت، $V \propto T$): در فشار ثابت با افزایش دما، میانگین انرژی جنبشی و میانگین سرعت مولکولی افزایش می‌یابد (فرضیه پنجم). به این ترتیب، انرژی و برخورد مولکول‌ها به دیواره ظرف محتوی گاز بیشتر می‌شود. در نتیجه دیواره، به سمت خارج حرکت می‌کند که باعث افزایش حجم می‌شود و فشار را به حالت اول می‌رساند.



- **قانون آووگادرو** (در دمای ثابت، $V \propto n$): در ظرفی با دمای معین، مقدار مشخص گاز (n) با فشار داخلی P_{gas} وجود دارد که با فشار بیرونی، P_{atm} برابر است. هنگامی که مقدار گاز بیشتری به ظرف راه می‌یابد، تعداد مول‌های گاز، n ، افزایش می‌یابد و برخورد با دیواره‌ها بیشتر می‌شود و فشار داخلی، P_{gas} ، افزایش می‌یابد. این عمل به افزایش حجم می‌انجامد تا دوباره فشار داخلی با P_{atm} برابر شود. به این ترتیب، هنگامی که n افزایش می‌یابد، V نیز زیاد می‌شود.

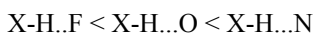


شیمی ۲

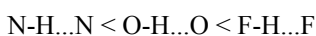
آیا پیوند هیدروژنی فقط بین اتم‌های F و O و N تشکیل می‌شود؟

خیر، پیوند هیدروژنی نتیجه برهم‌کنش الکتروستاتیک پیوند قطبی X-H و یک زوج الکترون ناپیوندی روی اتم دیگر Y است. (X-H...Y). مثل F-H...F یا F-H...O (در این نمونه، اتم‌های X و Y متفاوتند).

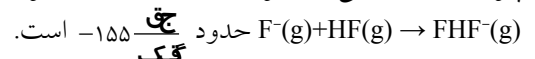
اتم Y باید جفت الکترون ناپیوندی داشته باشد تا بار مثبت پیوند X-H را جذب کند. اتم Y نیز باید دهنده الکترون بهتری باشد. در نمونه زیر، اتم N الکترون‌دهنده‌تر از F است. پس ترتیب قدرت پیوند هیدروژنی را می‌توان چنین نوشت:



در صورت یکسان بودن X و Y، قدرت پیوند هیدروژنی به این ترتیب افزایش می‌یابد:



اگر اتم Y بار منفی داشته باشد، جفت الکترون ناپیوندی قادر به تشکیل پیوند هیدروژنی بسیار قوی خواهد بود. پیوند هیدروژنی در یون F-H...F⁻ از جمله قوی‌ترین پیوندهای هیدروژنی شناخته شده است. مقدار ΔH واکنش



در حال حاضر پیوند هیدروژنی ضعیف به‌ویژه برهم‌کنش‌های C-H...O به‌خوبی شناخته شده است که در ساختارهای حالت جامد، مولکول‌های کوچک و سامانه‌های زیست‌شناختی نقش مهمی دارند.

چند نمونه از پیوندهای هیدروژنی

مقدار آنتالپی تفکیک انواع مختلف پیوند هیدروژنی که برای گونه‌ها در فاز گازی محاسبه شده‌اند.

کج مول ^{-۱} آنتالپی تفکیک	پیوند هیدروژنی	نوع پیوند هیدروژنی
۱۶۳	[HF _۲] در F...H...F	متقارن
۱۳۸	[H _۲ O _۲] ⁺ در O...H...O	متقارن
۱۰۰	[N _۲ H _۲] ⁺ در N...H...N	متقارن
۹۶	[H _۲ O _۲] ⁺ در O...H...O	متقارن
۸۰	H _۲ O ... [NH _۳] ⁺ در O...H-N	بی تقارن
۵۶	Cl ⁻ ... H _۲ O در Cl...H-O	بی تقارن
۲۰	H _۲ O ... H _۲ O در O...H-O	بی تقارن
۵	H _۲ S ... H _۲ S در S...H-S	بی تقارن
۹	H _۲ O ... HC = CH در O...H-C	بی تقارن
۳ تا ۱	H _۲ O... H _۲ C در O...H-C	بی تقارن

شیمی ۳

منظور از «آزاد» در انرژی آزاد چیست؟

اگر یک سامانه به محیط خود انرژی دهد (ΔH)، بخشی از این انرژی برای انجام کار قابل دسترس است که آن را انرژی آزاد یا انرژی آزاد گیسیس (به افتخار ویلارد گیسیس دانشمند آمریکایی) ΔG می‌نامند. مقداری از این انرژی نیز برای بازآرایی سامانه مصرف می‌شود و قابل استفاده برای انجام کار نیست و برابر با ($T\Delta S$) است که این بخش را انرژی غیرآزاد می‌گویند.

$$\Delta H = \Delta G + T\Delta S$$

↓
انرژی مبادله‌شده بین سامانه و محیط

↓
انرژی آزاد در دسترس برای انجام کار

↓
انرژی غیرآزاد و غیرقابل دسترس برای انجام کار

اگر این معادله را به‌صورت زیر بازآرایی کنیم، از آن برای پیش‌گویی احتمال انجام یافتن واکنش می‌توان استفاده کرد:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

مقدار تغییر انرژی آزاد ΔG معیار کلی برای انجام خودبه‌خودی فرایند شیمیایی یا فیزیکی است. اگر ΔG مقدار منفی داشته باشد، فرایند خودبه‌خودی است. اگر ΔG صفر باشد، فرایند نه خودبه‌خودی است نه غیر خودبه‌خودی بلکه در حال تعادل است و اگر ΔG مقدار مثبت داشته باشد، فرایند غیر خودبه‌خودی است.

مشاهده می‌کنیم که با بهره‌گیری از علامت ΔG خودبه‌خودی یا تعادلی بودن واکنش را مشخص می‌کنیم. واکنشی که ΔG آن بزرگ و منفی است، مانند احتراق بنزین، در مقایسه با واکنشی که ΔG آن کوچک و منفی است، مثل ذوب شدن یخ، در دمای اتاق آمادگی بسیار بیشتری برای انجام کار روی محیط دارد. در واقع، تغییر انرژی آزاد برای یک فرایند، ΔG ، برابر با کار مفید بیشینه‌ای است که سامانه می‌تواند در یک فرایند خودبه‌خودی که در دما و فشار ثابت انجام می‌شود، روی محیط خود انجام دهد. $W_{\max} = \Delta G$ این رابطه توضیح می‌دهد که چرا به ΔG انرژی آزاد می‌گویند. ΔG بخشی از تغییر انرژی یک واکنش خودبه‌خودی است که

آزاد است کار مفید انجام دهد. بقیه انرژی به شکل گرما وارد محیط می‌شود.

در بیشتر موارد سهم آنتالپی ΔH در تغییر انرژی آزاد ΔG بسیار بیشتر از سهم آنتروپی (TAS) است. به این دلیل، اغلب واکنش‌های گرمازا خودبه‌خودی هستند.

بستگی سهم (TAS) در معادله انرژی آزاد گیبس به دما، نشانه آن است که برخی فرایندها بسته به دما ممکن است خودبه‌خودی یا غیر خودبه‌خودی باشند.

شیمی ۴

(آ) پیش از بیان فرمول pH، بهتر است دانش‌آموزان با چه مطالبی آشنا شوند؟

(ب) چرا pH واحد ندارد؟

(پ) منظور از دامنه تغییر رنگ شناساگرها و شناساگر عمومی چیست؟

(آ) درجه اسیدی یا بازی بودن یک محلول را می‌توان با داشتن غلظت $H_3O^+(aq)$ توصیف کرد. به طوری که با افزایش غلظت یون هیدرونیوم خاصیت اسیدی زیاد و با کاهش غلظت این یون خاصیت بازی افزایش می‌یابد. پس برای تعیین اسیدی یا بازی بودن محلول می‌توان غلظت یون $H_3O^+(aq)$ را معیار قرار داد. چون در بیشتر موارد غلظت یون هیدرونیوم به صورت توان منفی گزارش می‌شود، مثل 1×10^{-7} یا 5×10^{-6} ، و بیشتر مردم با این مفاهیم ناآشنا هستند، پس به جای استفاده از عددها با توان منفی، از کمیتی به نام pH استفاده می‌کنند (p را با حرف کوچک و H را با حرف بزرگ نشان می‌دهند) و به صورت $pH = -\log [H^+]$ تعریف می‌کنند. علامت منفی، عددهای منفی را به اعداد مثبت تبدیل می‌کند. برای نمونه، لگاریتم 10^{-1} برابر ۱- است ولی pH آن برابر ۱ است. pH کوتاه شده واژه‌ای به معنی توان یا قدرت هیدروژن است.

pH را نخستین بار دانشمند دانمارکی به نام سورن سورن سن، در سال ۱۹۰۹ میلادی براساس مقدار اسیدی بودن محلول ابداع کرد.

(ب) در رابطه $pH = -\log[H^+]$ عبارت $[H^+]$ فقط به بخش عددی غلظت تعلق دارد نه واحدش. با توجه به رابطه لگاریتم داریم:

$$10^2 = 100 \Rightarrow \log_{10} 100 = 2$$

$$10^{-pH} = [H^+] \Rightarrow \log [H^+] = -pH$$

برای اینکه مفهوم ریاضی لگاریتم صحیح باشد، در جایگاه $[H^+]$ باید عدد بدون واحد بگذاریم تا مفهوم توان صحیح باشد (در رابطه بالا، $[H^+]$ به جای عدد ۱۰۰ قرار گرفته است). پس نمی‌توان از واحدها لگاریتم گرفت. پس همان‌طور که pK_a واحد ندارد، pH نیز واحد ندارد.

(پ) هر شناساگر در گستره خاصی از pH تغییر رنگ می‌دهد؛ یعنی در پایین‌تر از $pH = 3/1$ ، متیل نارنجی به صورت اسیدی است که سرخ‌رنگ است. در فاصله $3/1$ تا $4/4$ که ناحیه خنثی است، تغییر رنگ (از سرخ به سمت زرد متمایل می‌شود) داده است تا اینکه در pH بالاتر از $4/4$ به رنگ زرد درمی‌آید و محلول بازی می‌شود.

البته با توجه به متفاوت بودن دامنه تغییر رنگ شناساگرها pH اسیدی یا بازی برای هر شناساگر متفاوت است. مثلاً دامنه تغییر رنگ فنول فتالین $8/8 - 9/2$ است.

از آنجا که شناساگرها در گستره خاص تغییر رنگ می‌دهند، برای سهولت اندازه‌گیری pH محلول‌ها در گستره وسیع‌تر در فاصله $pH = 14$ ، از مخلوط شناساگر استفاده می‌شود. به این مخلوط، شناساگر عمومی یا جهانی می‌گویند.

شیمی ۳

(آ) معنای واژه کولیگاتیو و دلیل استفاده از این واژه چیست؟

(ب) از دیدگاه آنتروپی بررسی کنید که چرا فشار بخار محلول در مقایسه با حلال خالص، کم‌تر است؟

(پ) قانون راولن چیست؟ چرا در بررسی خواص کولیگاتیو مثل فشار بخار، ماده حل‌شونده غیر فرار در نظر گرفته می‌شود؟

ت) خواص کولیگاتیو جزء خواص شدتی است یا مقداری؟ ج) چرا در بررسی خواص کولیگاتیو نمی‌توان به جای غلظت مولالیته از مولالیته استفاده کرد؟

آ: به معنای «بستگی داشتن به تجمع است» و به این دلیل به کار می‌رود که مجموعه ذرات حل شونده، اثرات مشاهده شده را ایجاد می‌کنند. یادآوری می‌شود به خواصی که به مجموع غلظت ذرات حل شونده بستگی دارد، نه به ماهیت شیمیایی حل شونده، خواص کولیگاتیو یا جمعی می‌گویند.

ب: تبخیر حلال خالص به این دلیل است که بخار، آنتروپی بیشتری نسبت به مایع دارد اما حلال در محلول، از آنتروپی بیشتری نسبت به حلال خالص برخوردار است. پس تمایل آن برای تبخیر شدن، به منظور دریافت آنتروپی کاهش می‌یابد. در نتیجه، فشار بخار محلول کم‌تر از حلال خالص خواهد بود.

پ) شیمی‌دان فرانسوی ماری رائول در سال ۱۸۸۶، مشاهده کرد فشار بخار جزئی حلال در بالای محلولی از یک حل شونده غیرالکترولیت، به کسر مولی حلال در محلول بستگی دارد و آن را به این صورت نشان داد:

$$P_A = P_A^0 X_A$$

P_A فشار بخار حلال در بالای محلول A، P_A^0 فشار بخار حلال خالص و X_A کسر مولی حلال در محلول است. چون در محلول، X_A همیشه از ۱ کوچک‌تر است، P_A همواره از P_A^0 کم‌تر خواهد بود. ماده حل شونده، غیرفراز در نظر گرفته می‌شود تا فشار بخار اندازه‌گیری شده در بالای محلول، فقط ناشی از حلال باشد چون ماده حل شونده غیرفراز، فشار بخار قابل اندازه‌گیری ندارد. البته اگر ماده حل شونده فراز باشد، بنا به قانون رائول می‌توان چنین نوشت:

$$P_{\text{حلال}} = X_{\text{حلال}} \times P_{\text{حلال}}^0$$

$$P_{\text{حل شونده}} = X_{\text{حل شونده}} \times P_{\text{حل شونده}}^0$$

که $X_{\text{حلال}}$ و $X_{\text{حل شونده}}$ کسرهای مولی در فاز مایع‌اند. بنا به قانون فشارهای جزئی دالتون، فشار کل از جمع فشارهای جزئی به دست می‌آید:

$$P_{\text{کل}} = P_{\text{حلال}} + P_{\text{حل شونده}} = (X_{\text{حلال}} \times P_{\text{حلال}}^0) + (X_{\text{حل شونده}} \times P_{\text{حل شونده}}^0)$$

حل شونده غیرفراز، به خاطر این که کسر مولی حلال را کمتر از یک می‌کند، از فشار بخار حلال می‌کاهد و به همین ترتیب، حضور هر جزء فراز نیز فشار بخار اجزای دیگر را کاهش می‌دهد، زیرا کسر مولی آن‌ها را کمتر از یک می‌کند.

ت: خواص کولیگاتیو جزء خواص شدتی است چون این خواص، به غلظت مولکول‌ها یا یون‌های حل شونده بستگی دارد به طوری که در برخی از کتاب‌های ترجمه شده شیمی عمومی مانند ریموند چنگ به خواص کولیگاتیو، خواص غلظتی نیز گفته شده است. از روی معادله قانون رائول، $P_A = P_A^0 X_A$ ، نیز می‌توان گفت که فشار بخار محلول به غلظت X_A بستگی دارد و می‌دانیم که نقطه جوش ۱۰۰ گرم محلول ۰/۱ مولال شکر با ۲۰۰g از همین محلول با همین غلظت هیچ فرقی نمی‌کند مگر این که غلظت آن تغییر کند. (۶۷ پاکرو، ۳۸۶ ایتگ، ۲۸۹ مک‌موری)

ث: مولالیته به تعداد مول حل شده در حجم محلول بستگی دارد و حجم محلول در مولالیته، با تغییر دما تغییر می‌کند. اما مولالیته به تعداد مول حل شده و جرم حلال بستگی دارد که مستقل از دماست. در بررسی خواصی مانند فشار بخار، نقطه جوش و نقطه انجماد که با دما ارتباط دارند باید از غلظتی مانند مولالیته استفاده کرد که مقدار آن مستقل از تغییرات دماست.

منابع

۱. ایبنگ؛ شیمی عمومی یک، ترجمه دکتر محمدحسین حبیبی، انتشارات دانشگاه اصفهان. ۲. سیلبربرگ، مارتین؛ اصول شیمی عمومی - جلد اول، مترجمان: دکتر مجید میرمحمد صادقی، دکتر غلامعباس پارسا و دکتر محمدرضا سعیدی، نشر نورپردازان. ۳. مک‌موری، جان و سی. فای، رابرت؛ شیمی عمومی، مترجمان: دکتر عیسی یآوری و دکتر مهدی ادیب، نشر علوم دانشگاهی. ۴. چنگ، ریموند؛ شیمی عمومی یک، مترجمان: آزاده تجردی، علیرضا بدیعی و...، انتشارات پیام فردا.