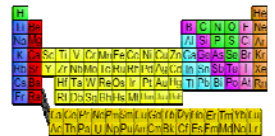
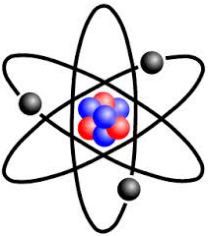
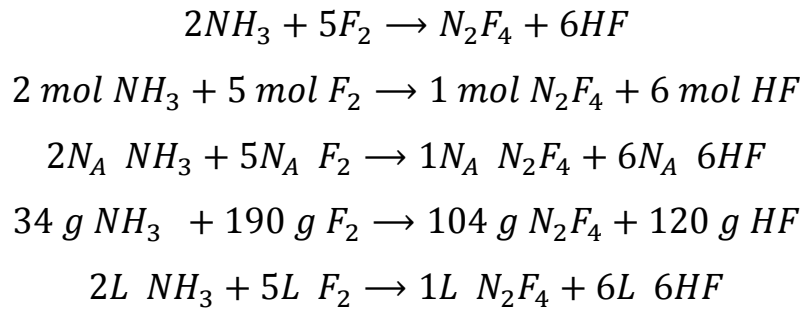
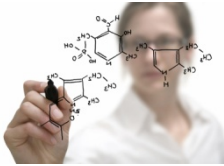
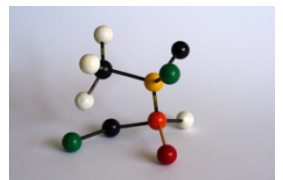


«استوکیومتری»



مؤلف: مهندس شاهی



پیش گفتار

کتاب دیجیتالی که در پیش رو دارید، بخشی از ابزارهای آموزشی مربوط به شیمی و المپیاد شیمی است. در این کتاب دیجیتالی تلاش شده است مطالب مورد نیاز دانش آموزان دبیرستانی در مورد استوکیومتری ارائه شود. سعی شده است توضیحات شفاف و گویا به همراه مثالهای فراوان باشند تا به خواننده دید روشنی نسبت به موضوع بدهند. امید است این کتاب دیجیتالی و دیگر کتابها برای دانش آموزان و دانشجویان علاقه مند به شیمی مفید واقع شود و به پیشرفت آنان در زمینه یادگیری علم شیمی کمک شایانی بنماید.

مهندس شاهی

فهرست

شماره صفحه	عنوان
1	❖ مقدمه
1	❖ عناصر و اعداد اتمی و جرمی
2	❖ یونها
3	❖ جرمهای اتمی، مول و عدد آووگادرو
8	❖ ایزوتوپها و جرم اتمی میانگین
11	❖ فرمولهای تجربی و مولکولی
13	❖ ترکیب درصد جرمی مواد مرکب
14	❖ ضرایب تبدیل
15	❖ معادله شیمیائی واکنشها و موازنه آنها
16	❖ استوکیومتری واکنشها
18	❖ واکنشگر محدودکننده و واکنشگر اضافی
19	❖ بازده واکنش
21	❖ مسائل مخلوط ها
22	❖ روشهای بیان نسبت ها در مخلوط ها و محلولها
22	❖ درصد جرمی
23	❖ کسر مولی
25	❖ مولاریته
26	❖ فرآیند رقیق سازی

- ❖ فرآیند اختلاط 28
- اختلاط بدون واکنش 28
- اختلاط با واکنش 29
- ❖ تفکیک یونی نمک ها 31
- ❖ رابطه مولاریته با درصد وزنی 32
- ❖ مولالیت 33
- ❖ غلظت معمولی 35
- ❖ قسمت در میلیون (*ppm*) و قسمت در بیلیون (*ppb*) 38
- ❖ فرمالیت 39
- ❖ دسته بندی غلظت ها 40
- ❖ اثر دما بر غلظت 41
- ❖ اصل آووگادرو 41
- ❖ قانون ترکیب حجمی گیلوساک 43
- ❖ گاز کامل 44
- ❖ قانون بویل 46
- ❖ قانون شارل 46
- ❖ قانون آمونتون 48
- ❖ چگالی گاز کامل 48
- ❖ مخلوط گازهای کامل 50
- ❖ فشارهای جزئی و قانون فشارهای جزئی دالتون 51

مقدمه

استوکیومتری بخش از شیمی است که با نسبت مقدار عنصرها در ترکیبها و نیز ارتباط (ارتباطهای کمی) بین مقدار مواد شرکت کننده در واکنشهای شیمیایی سروکار دارد. بعنوان مثال واکنش هیدروژن و اکسیژن، آب نتیجه می دهد و استوکیومتری می تواند برای محاسبه حداکثر مقدار آب حاصل از واکنش بعنوان مثال بیست گرم هیدروژن با صد گرم اکسیژن بکار رود. در محاسبات استوکیومتری، آشنایی با مفاهیمی مثل جرمهای اتمی، مول و ... ضروری است که در ادامه در ابتدا این مفاهیم را بررسی می کنیم و سپس محاسبات مربوط به مقادیر واکنش دهنده ها و محصولات در واکنشهای شیمیایی را بررسی می کنیم. همچنین محلولها، گازها و محاسبات استوکیومتری برای آنها را بررسی خواهیم کرد.

عناصر و اعداد اتمی و جرمی

اتمها ذراتی هستند که از یک هسته و تعدادی الکترون قرار گرفته در اطراف هسته تشکیل شدهاند. هستهها از ذراتی به نام پروتون و نوترون که به آنها نوکلئون می گویند، تشکیل شدهاند. بار الکترون منفی و برابر $-1.6 \times 10^{-19} C$ و بار پروتون مثبت و برابر $+1.6 \times 10^{-19} C$ است. نوترونها ذراتی بی بار و خنثی هستند. بار الکترون ها و پروتون ها از نظر اندازه (قدرمطلق) برابر است، اما از نظر علامت قرینه هم است. بار الکترون بعنوان واحد بار منفی و بار پروتون بعنوان واحد بار مثبت در نظر گرفته می شود. به تعداد پروتون های هسته ای یک اتم، عدد اتمی (Z) گفته می شود. به مجموع تعداد پروتون ها و نوترون های هسته ای یک اتم، عدد جرمی (A) گویند. خواص شیمیایی اتمها توسط تعداد پروتونهای هسته ای آن تعیین می شود. اتمها با تعداد پروتون های برابر خواص شیمیایی یکسان دارند و خواص شیمیایی متفاوتی با اتمهایی که تعداد پروتون های متفاوتی دارند، نشان می دهند. هر عنصر از اتم ها با تعداد پروتون به خصوصی تشکیل شده و خواص شیمیایی بخصوصی دارد. عناصر را می توان با نام یا نماد شیمیایی آنها مشخص کرد. خوب است که با نام و نماد و عدد اتمی عناصر در ادامه آشنا باشیم.

نام عنصر	نماد	Z	نام عنصر	نماد	Z	نام عنصر	نماد	Z	نام عنصر	نماد	Z
هیدروژن	H	1	پتاسیم	K	19	روبیدیم	Rb	37	طلا	Au	79
هلیوم	He	2	کلسیم	Ca	20	استرانسیم	Sr	38	جیوه	Hg	80
لیتیم	Li	3	اسکاندیم	Sc	21	مولیبدن	Mo	42	تالیوم	Tl	81
بریلیم	Be	4	تیتانیوم	Ti	22	پالادیم	Pd	46	سرب	Pb	82
بور	B	5	وانادیم	V	23	نقره	Ag	47	بیسموت	Bi	83
کربن	C	6	کروم	Cr	24	کادمیم	Cd	48	پلونیوم	Po	84
نیتروژن	N	7	منگنز	Mn	25	ایندیم	In	49	استاتین	At	85
اکسیژن	O	8	آهن	Fe	26	قلع	Sn	50	رادون	Rn	86
فلوئور	F	9	کبالت	Co	27	آنتیموان	Sb	51	فرانسیم	Fr	87
نئون	Ne	10	نیکل	Ni	28	تلوریم	Te	52	رادیم	Ra	88
سدیم	Na	11	مس	Cu	29	ید	I	53	اکتینیم	Ac	89

92	U	اورانیوم	54	Xe	زنون	30	Zn	روی	12	Mg	منیزیم
			55	Cs	سزیم	31	Ga	گالیم	13	Al	آلومینیوم
			56	Ba	باریم	32	Ge	ژرمانیم	14	Si	سیلیسیم
			57	La	لانتانیم	33	As	آرسنیک	15	P	فسفر
			58	Ce	سریم	34	Se	سلنیم	16	S	گوگرد
			74	W	تنگستن	35	Br	برم	17	Cl	کلر
			78	Pt	پلاتین	36	Kr	کریپتون	18	Ar	آرگون

عدد اتمی در سمت چپ و پایین و عدد جرمی در سمت چپ و بالای نماد شیمیائی مشخص می شوند. عبارتی یک اتم یا عنصر می تواند بصورت A_ZX نمایش داده شود که Z, X و A بترتیب نماد شیمیایی عنصر، عدد اتمی و عدد جرمی هستند و هر X بخصوص متناظر با یک Z بخصوص است.

مثال: در اتم ${}^{19}_9F$ چند پروتون و چند نوترون داریم؟

حل:

تعداد پروتونها همان عدد اتمی است که سمت چپ و پایین نماد شیمیائی نوشته شده و برابر 9 است. عددی که در سمت چپ و بالای نماد شیمیائی نوشته شده عدد جرمی است که مجموع تعداد پروتون ها و نوترون ها است و با کم کردن تعداد پروتونها از آن تعداد نوترونها نتیجه می شود. پس تعداد نوترونها برابر $19-9=10$ است.

تمرین: جدول بعدی را کامل کنید.

نام عنصر	تعداد پروتونها (Z)	تعداد نوترونها	عدد جرمی (A)	نماد (A_ZX)
اکسیژن	8	?	?	${}^{16}_8O$
؟	?	?	?	${}^{27}_{13}Al$
آهن	26	30	?	?
طلا	79	?	197	?

اتمهای یک عنصر در تعداد پروتونها حتما یکسان هستند، اما در تعداد نوترونها ممکن است متفاوت باشند. به اتمهایی که تعداد پروتون برابر اما تعداد نوترون متفاوت دارند، ایزوتوپ می گویند. بعنوان مثال اتمهای ${}^{16}_8O$, ${}^{17}_8O$ و ${}^{18}_8O$ تعداد پروتون برابر اما تعداد نوترون متفاوت دارند و ایزوتوپ های همدیگر و عنصر اکسیژن محسوب می شوند.

یونها

در صورتیکه در یک ذره متشکل از یک یا چند اتم تعداد الکترونها با تعداد پروتونها برابر باشد، بار منفی الکترونها با بار مثبت پروتونها به طور کامل خنثی خواهد شد و ذره بدون بار (خنثی) خواهد بود. در صورتی که تعداد الکترونها با تعداد پروتونها

متفاوت باشد، ذره باردار خواهد بود و یون محسوب خواهد شد. یونهایی که در آنها تعداد الکترونها کمتر از تعداد پروتونها است، بار مثبت خواهند داشت و کاتیون نامیده می شوند، در حالیکه یونهایی که در آنها تعداد الکترونها بیشتر از تعداد پروتونها است، بار منفی خواهند داشت و آنیون نامیده می شوند. اندازهی بار یونها برابر اختلاف تعداد الکترونها و تعداد پروتونهای آنها است و در سمت راست و بالای نماد شیمیایی عنصر نوشته می شود، البته بار صفر معمولاً نوشته نمی شود. در ضمن موقع نوشتن بار، عدد در سمت چپ و علامت در سمت راست قرار می گیرد.

مثال: در یون اکسید (O^{2-}) چند الکترون و چند پروتون داریم؟

حل:

تعداد پروتونها همان عدد اتمی است که سمت چپ و پایین نماد شیمیایی نوشته شده و برابر 8 است. چون بار یون دو منفی است، پس تعداد الکترونها دو تا از تعداد پروتونها بیشتر و برابر 10 است.

نام و نماد برخی از یونهای معروف در جدول بعدی آمده است.

آنیونها				کاتیونها			
نماد	نام	نماد	نام	نماد	نام	نماد	نام
O^{2-}	یون اکسید	F^{-}	یون فلوئورید	Ca^{2+}	یون کلسیم	Li^{+}	یون لیتیم
S^{2-}	یون سولفید	Cl^{-}	یون کلرید	Ba^{2+}	یون باریم	Na^{+}	یون سدیم
N^{3-}	یون نیتريد	Br^{-}	یون برمید	Al^{3+}	یون آلومینیوم	K^{+}	یون پتاسیم
		I^{-}	یون یدید	Zn^{2+}	یون روی	Mg^{2+}	یون منیزیم

تمرین: جدول بعدی را کامل کنید (استفاده از جدول نام، نماد و عدد اتمی عناصر آزاد است).

نماد	تعداد پروتونها (Z)	تعداد الکترونها	بار	تعداد نوترونها	عدد جرمی (A)
${}_{7}^{14}N^{3-}$?	?	?	?	?
${}_{30}^{65}Zn^{2+}$?	?	?	?	?
?	17	18	?	18	?
?	35	?	1-	?	81

جرمهای اتمی، مول و عدد آووگادرو

پروتونها، نوترونها و الکترونها ذراتی جرم دار هستند و اندازهی جرم آنها به صورت زیر است:

$$\text{جرم الکترون} = m_e = 9.11 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

$$\text{جرم پروتون} = m_p = 1.6726 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$\text{جرم نوترون} = m_n = 1.6750 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

با توجه به اعداد بالا می توان دید که جرم پروتون و نوترون به مراتب از جرم الکترون بیشتر است و همچنین جرم پروتون و نوترون تقریباً با هم برابر است. یعنی داریم:

$$m_e \ll m_p \approx m_n$$

در رابطه قبلی علامت «» به معنای خیلی کوچکتر است.

مثال: با توجه به مقادیر جرمها، تعیین کنید جرم یک پروتون چند مرتبه سنگین تر از جرم یک الکترون است؟

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1.6726 \times 10^{-27}}{9.11 \times 10^{-31}} = \frac{1.6726 \times 10^4}{9.11} = 1.836 \times 10^3 = 1836 \approx 1840$$

انتظار داریم جرم یک اتم از مجموع جرم الکترونها، پروتونها و نوترونهای سازندهی آن اتم به طور دقیق بدست آید. با وجود اینکه جرم هر اتم تقریباً برابر با مجموع جرمهای سازندهی ذرات سازندهی آن اتم است، اما دقیقاً برابر آنها نیست و همواره به مقدار کمی، کمتر از مجموع جرم ذرات سازنده است. برای درک علت آن بایستی بدانیم که انرژی و جرم قابل تبدیل به یکدیگر هستند. بعنوان مثال می توان همجوشی اتمهای هیدروژن در خورشید را در نظر گرفت که طی آن 4 اتم هیدروژن به هم جوش می خورند و به یک اتم هلیم تبدیل می شوند، اما 4 اتم H جرم بیشتری نسبت به 1 اتم He دارند. این مقدار جرم ناپدید شده به انرژی تبدیل می شود و منبع انرژی خورشید است. رابطه جرم و انرژی که بهم تبدیل می شوند، فرمول معروف اینشتین بصورت زیر است:

$$E = mc^2$$

در رابطه بالا m و E بترتیب جرم (بر حسب کیلوگرم) و انرژی (بر حسب ژول) هستند که بهم تبدیل می شوند و C سرعت نور و برابر 3×10^8 m/s است.

موقع تشکیل اتم از ذرات سازنده به خصوص هسته از نوترونها و پروتونها، مقداری از جرم ذرات به انرژی تبدیل می شود و به محیط اطراف داده می شود. بالعکس تبدیل اتم به ذرات مجزا از هم به خصوص تبدیل هسته به نوترونها و پروتونها (نوکلئونها)ی مجزا از هم همراه با گرفتن انرژی و تبدیل آن انرژی به جرم و افزایش جرم است. به انرژی که موقع تبدیل هسته به نوکلئونهای جدا از هم یا بالعکس مبادله می شود، انرژی اتصال یا بستگی هسته گفته می شود. پس بخاطر بحث انرژی اتصال یا بستگی هسته است که جرم هر اتم تقریباً برابر با مجموع جرمهای سازندهی ذرات سازندهی آن اتم است، اما دقیقاً برابر آنها نیست و همواره به مقدار کمی، کمتر از مجموع جرم ذرات سازنده است.

جرم اتمها به صورت دقیق با استفاده از دستگاهها و روشهای آزمایشگاهی پیشرفته قابل تعیین بوده و این مقادیر دقیق در جداول موجود است. با در نظر گرفتن یک سری نکات می توان بطور خیلی ساده تری جرم هر اتم را البته به صورت تقریبی به دست آورد. نکات مذکور بدین صورت اند:

(i) از جرم الکترون ها در مقابل جرم پروتون ها می توان صرف نظر کرد.

(ii) کاهش جرم مربوط به انرژی اتصال معمولاً کم و قابل صرف نظر کردن است.

(iii) جرم پروتون ها و نوترون ها تقریباً با هم برابر است (جرم نوترون به مقدار خیلی کمی بیشتر از جرم پروتون است).

بر اساس این نکات می توان نوشت:

کاهش جرم مربوط به انرژی اتصال - جرم هر الکترون × تعداد الکترونها + جرم هر نوترون × تعداد نوترونها + جرم هر پروتون × تعداد پروتونها = جرم هر اتم

جرم هر نوترون × تعداد نوترونها + جرم هر پروتون × تعداد پروتونها ≈ جرم هر اتم →

جرم هر پروتون (یا جرم هر نوترون) × (تعداد نوترونها + تعداد پروتونها) ≈ جرم هر اتم →

جرم هر پروتون (یا جرم هر نوترون) × عدد جرمی ≈ جرم هر اتم →
بنابراین می توان نتیجه گیری نمود که جرم هر اتم تقریباً برابر حاصل ضرب عدد جرمی آن اتم و جرم یک پروتون (یا یک نوترون) است و داریم:

$$\text{جرم هر اتم} \approx A \times m_p \approx A \times m_n$$

مثال: یک اتم هلیم ${}^4_2\text{He}$ تقریباً چند گرم است؟ ($m_p = 1.6726 \times 10^{-27} \text{kg}$)

حل:

$${}^4_2\text{He} \text{ جرم هر اتم هلیم} \approx \text{جرم هر پروتون} \times \text{عدد جرمی} \approx 4 \times 1.6726 \times 10^{-30} \text{g} \approx 6.7 \times 10^{-30} \text{g}$$

مثال: نسبت جرم یک اتم ${}^{208}_{82}\text{Pb}$ به یک اتم ${}^{12}_6\text{C}$ بطور تقریبی چقدر است؟

حل:

$$\frac{\text{جرم } {}^{208}_{82}\text{Pb}}{\text{جرم } {}^{12}_6\text{C}} \approx \frac{208 \times m_p}{12 \times m_p} = \frac{208}{12} \Rightarrow \frac{\text{جرم } {}^{208}_{82}\text{Pb}}{\text{جرم } {}^{12}_6\text{C}} \approx 17.33$$

همانطور که مثال محاسبه تقریبی جرم یک اتم هلیم هم نشان می دهد، واحدهای kg یا g واحدهای بزرگی برای بیان جرم اتمها یا مولکولها هستند. برای بیان جرم یک اتم یا مولکول بهتر است به جای واحدهای kg یا g از واحدی استفاده شود که جرم اتمها یا مولکولها را به صورت اعداد معمولی و نه اعداد خیلی کوچک نتیجه دهد. در این راستا واحد جرم اتمی یا amu (Atomic Mass Unit) تعریف می شود. در تعریف پذیرفته شده کنونی برای amu ، یک amu به صورت $\frac{1}{12}$ جرم اتم ${}^{12}_6\text{C}$ تعریف می شود.

مثال: جرم یک اتم ${}^{12}_6\text{C}$ برابر است با $1.99268 \times 10^{-23} \text{g}$ است. یک amu معادل چند گرم است؟

حل:

$$1 \text{ amu} = \frac{1}{12} m_{{}^{12}_6\text{C}} = \frac{1.99268 \times 10^{-23} \text{g}}{12} = 1.66057 \times 10^{-24} \text{g}$$

مثال: جرم یک اتم ${}^{12}_6\text{C}$ برابر چند amu است؟

حل:

یک amu ، $\frac{1}{12}$ جرم اتم ${}^{12}_6\text{C}$ است، پس جرم اتم ${}^{12}_6\text{C}$ برابر 12amu است.

مثال: جرم الکترون، پروتون و نوترون را بر حسب amu حساب کنید.

اطلاعات:

$$\text{جرم الکترون} = m_e = 9.11 \times 10^{-28} \text{g},$$

$$\text{جرم پروتون} = m_p = 1.6726 \times 10^{-24} \text{g},$$

$$\text{جرم نوترون} = m_n = 1.6750 \times 10^{-24} \text{g},$$

$$1 \text{ amu} = 1.66057 \times 10^{-24} \text{g}$$

حل:

برای محاسبه جرم هر ذره بر حسب amu با توجه به اطلاعات مسئله می توانیم از رابطه زیر استفاده کنیم:

$$amu \text{ بر حسب } g = \frac{\text{جرم ذره بر حسب } g}{\text{جرم یک } amu \text{ بر حسب } g}$$

بنابراین برای جرم الکترون، پروتون و نوترون بر حسب amu داریم:

$$m_e = 9.11 \times 10^{-28} / (1.660567 \times 10^{-24}) = 5.49 \times 10^{-4} = 0.00055 amu$$

$$m_p = 1.6726 \times 10^{-24} / (1.660567 \times 10^{-24}) = 1.0072 amu$$

$$m_n = 1.6750 \times 10^{-24} / (1.660567 \times 10^{-24}) = 1.0087 amu$$

همانطور که در مثال قبل نیز دیده می شود، جرم یک پروتون یا یک نوترون تقریباً برابر یک amu است. این مطلب با توجه به تعریف amu و این نکته که جرم یک اتم تقریباً برابر حاصل ضرب عدد جرمی آن اتم در جرم یک نوکلئون است، به راحتی قابل اثبات است. داریم:

$$\left. \begin{array}{l} {}^{12}_6C \text{ یک جرم } = 12 amu \\ {}^{12}_6C \text{ جرم یک اتم } \approx 12 \times m_p \end{array} \right\} \Rightarrow 12 \times m_p \approx 12 amu \Rightarrow m_p \approx 1 amu$$

اغلب اوقات تعداد اتمها نیز به اندازهی جرم اتمها برای ما مهم است. ما معمولاً با تعداد زیادی از اتمها سر و کار داریم. به عنوان مثال در یک گرم گاز هلیوم 1.5×10^{23} اتم هلیوم داریم که عدد خیلی بزرگی است. با توجه به این نکته برای شمارش اتمها از واحد به خصوص تعیین تعداد آنها استفاده می شود. برای شمارش اتمها یا تعیین تعداد آنها از واحد مول (mol) استفاده می شود. یک مول از یک ماده تعداد ذراتی از آن ماده است که برابر تعداد اتمهای ${}^{12}C$ در 12 گرم ${}^{12}C$ می باشد (تعریف دقیق مول). تعداد اتمهای کربن 12 در 12 گرم ${}^{12}C$ برابر است با 6.02205×10^{23} که عدد آووگادرو نامیده می شود و با N_A نمایش داده می شود. بنابراین یک مول از یک ماده شامل 6.02205×10^{23} یا عدد آووگادرو (N_A) تا ذره از ذرات آن ماده است (تعریف معادل مول). با توجه به تعریف مول روابط زیر را می توان در نظر گرفت:

$$\text{تعداد ذرات} = \frac{\text{تعداد ذرات}}{\text{عدد آووگادرو}} = \frac{\text{تعداد ذرات}}{6.02205 \times 10^{23}}$$

$$\text{تعداد ذرات} = \text{تعداد مول} \times 6.02205 \times 10^{23} = \text{عدد آووگادرو} \times \text{تعداد مول}$$

مثال: 1.5 مول اتم He شامل چند اتم است؟

حل:

می توانیم از فرمول عدد آووگادرو \times تعداد مول = تعداد ذرات استفاده کنیم. همچنین می توانیم بصورت زیر عمل کنیم:

$$\#atom He = 1.5 mol He \times \frac{6.022 \times 10^{23} atom He}{1 mol He} = 9.033 \times 10^{23} atom He$$

علامت # به معنای تعداد بکار رفته است.

مثال: 7×10^{18} اتم نئون معادل چند مول اتم Ne است؟

حل:

می توانیم از فرمول $\frac{\text{تعداد ذرات}}{\text{عدد آووگادرو}} = \text{تعداد مول استفاده کنیم}$. همچنین می توانیم بصورت زیر عمل کنیم:

$$\#mol Ne = 7 \times 10^{18} atom Ne \times \frac{1 mol Ne}{6.022 \times 10^{23} atom Ne} = 1.163 \times 10^{-5} mol Ne$$

باتوجه به تعریف مول جرم یک مول اتم ^{12}C دقیقاً برابر $12g$ است. بنابراین می توانیم بنویسیم:

$$12g = 12 amu \times \text{عدد آووگادرو} \rightarrow 12g = \text{جرم یک اتم } ^{12}C \times \text{عدد آووگادرو} \rightarrow 12g = \text{جرم یک مول اتم } ^{12}C$$

$$\rightarrow 1 amu = \frac{1g}{N_A} \rightarrow 1 amu = 1g \times \text{عدد آووگادرو}$$

بعبارتی عدد آووگادرو تا واحد جرم اتمی معادل یک گرم است و از اینجا مقدار واحد جرم اتمی بر حسب گرم می تواند براحتی بدست آید:

$$1 amu = \frac{1g}{N_A} \Rightarrow 1 amu = \frac{1g}{6.022 \times 10^{23}} \Rightarrow 1 amu = 1.66 \times 10^{-24} g$$

با توجه به اینکه عدد آووگادرو تا واحد جرم اتمی معادل یک گرم است، جرم یک اتم بر حسب amu با جرم یک مول از آن اتم بر حسب گرم از نظر عددی برابر است. بعنوان مثال جرم یک اتم $^{35}_{17}Cl$ ، $34.969 amu$ و جرم یک مول اتم $^{35}_{17}Cl$ ، $34.969 g$ است.

با توجه به بحث های انجام شده، می توانیم بگوئیم که برای هر نوع اتم، عددی به عنوان جرم اتمی در نظر می گیریم که مقدار دقیق آن در جداول گزارش شده و از آن می توان استفاده های ذیل را نمود:

(i) جرم هر اتم دقیقاً برابر است با جرم اتمی آن اتم بر حسب amu

(ii) جرم یک مول (جرم مولی) از یک نوع اتم به خصوص برابر است با جرم اتمی آن اتم های به خصوص با واحد g .

(iii) نسبت جرم اتمها نسبت جرمهای اتمی آنهاست.

از طرفی جرم اتمی همواره تقریباً برابر عدد جرمی است.

با توجه به اینکه جرم یک مول از اتمها با جرم اتمی آن اتمها بر حسب گرم برابر است، روابط زیر را می توان در نظر گرفت:

$$\text{جرم بر حسب گرم} = \frac{\text{جرم اتمی}}{\text{تعداد مول}}$$

$$\text{جرم اتمی} \times \text{تعداد مول} = \text{جرم بر حسب گرم}$$

مثال: در جداول، جرم اتمی اتم $^{37}_{17}Cl$ برابر 36.966 گزارش شده است.

الف) جرم یک اتم $^{37}_{17}Cl$ بر حسب amu چقدر است؟

ب) جرم یک مول اتم $^{37}_{17}Cl$ بر حسب g چقدر است؟

ج) جرم یک اتم $^{37}_{17}Cl$ بر حسب g چقدر است؟

د) جرم 5×10^{22} اتم $^{37}_{17}Cl$ بر حسب g چقدر است؟

ه) جرم 4.32 مول اتم $^{37}_{17}Cl$ بر حسب g چقدر است؟

و) $50 g$ $^{37}_{17}Cl$ چند مول $^{37}_{17}Cl$ است؟

حل:

الف) $36.966 amu$

$$\text{ب) } 36.966 \text{ g}$$

$$\text{ج) } \frac{36.966 \text{ g}}{6.022 \times 10^{23}} = 6.14 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$\text{د) } 5 \times 10^{22} \times \frac{36.966 \text{ g}}{6.022 \times 10^{23}} = 3.07 \text{ g}$$

$$\text{ه) } 4.32 \times 36.966 \text{ g} = 159.7 \text{ g}$$

$$\text{و) } \frac{50}{36.966} = 1.35 \text{ mol}$$

ایزوتوپ‌ها و جرم اتمی میانگین

همانطور که قبلاً نیز اشاره کردیم، اتم‌های یک نوع عنصر حتماً تعداد پروتونهای برابر دارند، اما تعداد نوترونهای آنها ممکن است باهم متفاوت باشند که در اینصورت ایزوتوپ یکدیگر نامیده می‌شوند. عناصر در طبیعت معمولاً به صورت مخلوطی از ایزوتوپ‌ها دیده می‌شوند. بعنوان مثال عنصر کربن از دو نوع ایزوتوپ $^{12}_6\text{C}$ و $^{13}_6\text{C}$ تشکیل شده است. بعنوان مثال دیگر، می‌توان ایزوتوپ‌های پایدار هیدروژن ^1_1H ، ^2_1D و ^3_1T را که به ترتیب پروتیم (هیدروژن معمولی)، دوتریم و تریتیم نامیده می‌شوند، در نظر گرفت. معمولاً تعداد ایزوتوپ‌های پایدار یک عنصر کم و انگشت شمار است. برای ایزوتوپ‌های پایدار عناصر با عدد اتمی پایین، نسبت تعداد نوترونها به پروتونها نزدیک به یک است، در حالی که برای عناصر با عدد اتمی بالا این مقدار نزدیک به 1.5 است. بعنوان مثال نسبت تعداد نوترونها به پروتونها در $^{19}_9\text{F}$ برابر 1.11 و در $^{207}_{82}\text{Pb}$ برابر 1.52 است.

مثال: کدامیک از اعداد زیر بعنوان جرم اتمی ^{79}Au انتخاب بهتری است؟

الف) 58.693 ب) 78.971 ج) 157.253 د) 196.97

حل:

جرم اتمی تقریباً برابر عدد جرمی است. عدد جرمی هم برابر مجموع تعداد پروتونها و نوترونها است. تعداد پروتونها که همان عدد اتمی است، معلوم و برابر 79 است، اما تعداد نوترونها را نداریم. چون عدد اتمی نسبتاً بالاست، انتظار داریم تعداد نوترونها نزدیک به 1.5 برابر تعداد پروتونها و برابر 118 باشد. بنابراین عدد جرمی و جرم اتمی مورد انتظار برای ^{79}Au بایستی نزدیک $118+79$ یعنی 197 باشد، پس گزینه (د) انتخاب بهتری است.

مثال: مولکول Cl_2 (کلر) در صورت وجود دو ایزوتوپ برای Cl (^{35}Cl و ^{37}Cl) به چند حالت وجود دارد؟

حل:

سه نوع که عبارتند از: $^{35}\text{Cl}-^{35}\text{Cl}$ ، $^{37}\text{Cl}-^{35}\text{Cl}$ و $^{37}\text{Cl}-^{37}\text{Cl}$.

ترکیب درصد ایزوتوپ‌های هر عنصر با استفاده از کسر فراوانی یا درصد فراوانی هر ایزوتوپ مشخص می‌شود. کسر فراوانی بیانگر کسری از اتم‌های عنصر است که به صورت آن نوع ایزوتوپ موجود است. درصد فراوانی نشان می‌دهد از هر 100 اتم از ایزوتوپ‌ها چه تعداد از آنها از نوع ایزوتوپ مورد نظر هستند. برای کسر فراوانی و درصد فراوانی روابط زیر را می‌توانیم در نظر بگیریم:

$$x = \frac{\text{تعداد اتمهای ایزوتوپ}}{\text{کل تعداد اتمهای موجود}}$$

$$100 \times \text{کسر فراوانی} = \text{درصد فراوانی}$$

مجموع درصد فراوانی‌های تمام ایزوتوپ‌های یک عنصر بایستی برابر 100 و مجموع کسر فراوانی‌های تمام ایزوتوپ‌های یک عنصر بایستی برابر 1 باشد.

مثال: عنصر منیزیم (Mg) متشکل از ^{24}Mg 79%، ^{25}Mg 10% و مابقی ^{26}Mg است.

الف) درصد و کسر فراوانی ^{26}Mg را بدست آورید.

ب) در یک میلیون اتم Mg چند ^{24}Mg داریم؟

ج) به ازای 10^5 از ^{24}Mg در کل چند اتم Mg داریم؟

حل:

الف) درصد فراوانی ^{26}Mg را با در نظر گرفتن این نکته که مجموع درصد فراوانی‌ها بایستی برابر 100 باشد، بدست می آوریم:

$$\text{درصد فراوانی } ^{26}\text{Mg} = 100 - 79 - 10 = 11\%$$

برای محاسبه کسر فراوانی ^{26}Mg هم می توانیم بصورت زیر عمل کنیم:

$$\text{کسر فراوانی ایزوتوپ } ^{26}\text{Mg} = \frac{\text{درصد فراوانی ایزوتوپ } ^{26}\text{Mg}}{100} = \frac{11}{100} = 0.11$$

ب) درصد فراوانی ^{24}Mg برابر 79% است، پس از هر صد اتم منیزیم، 79 تا ^{24}Mg هستند. در اینصورت تعداد اتمهای ^{24}Mg در یک میلیون اتم منیزیم بصورت زیر می تواند بدست آید:

$$79 \times \frac{1000000}{100} = 790000 = 7.9 \times 10^5$$

ج) برای محاسبه تعداد کل اتمهای منیزیم می توانیم بصورت زیر عمل کنیم:

$$\text{کسر فراوانی ایزوتوپ } ^{24}\text{Mg} = \frac{\text{تعداد اتمهای ایزوتوپ } ^{24}\text{Mg}}{\text{کل تعداد اتمهای موجود}} \Rightarrow$$

$$\frac{\text{درصد فراوانی ایزوتوپ } ^{24}\text{Mg}}{100} = \frac{\text{تعداد اتمهای ایزوتوپ } ^{24}\text{Mg}}{\text{کل تعداد اتمهای موجود}} \Rightarrow$$

$$\frac{79}{100} = \frac{100000}{\text{کل تعداد اتمهای موجود}} \Rightarrow \text{کل تعداد اتمهای موجود} = 100000 \times \frac{100}{79} = 1.27 \times 10^5$$

برای عناصری که به صورت مخلوطی از ایزوتوپها هستند، جرم مجموعه ای از اتمها (مثلا یک مول از اتمهای عنصر) با در نظر گرفتن کسر (یا درصد) فراوانی ها و جرمهای اتمی ایزوتوپها براحتی قابل محاسبه است. مثال بعدی را در نظر بگیرید.

مثال: عنصر کلر در طبیعت متشکل از 2 ایزوتوپ ^{35}Cl و ^{37}Cl با درصد فراوانی‌های به ترتیب برابر 75.77% و 24.23% و جرمهای اتمی به ترتیب برابر 34.969 و 36.966 است. جرم یک مول از اتمهای کلر در طبیعت چقدر است؟

حل:

برای محاسبه جرم یک مول از اتمهای کلر در طبیعت با در نظر گرفتن کسر (یا درصد) فراوانی ها و جرمهای اتمی ایزوتوپها بصورت زیر می توانیم عمل کنیم:

$$\begin{aligned} \text{جرم اتمهای } ^{37}\text{Cl} \text{ موجود در یک مول اتم کلر} &+ \text{جرم اتمهای } ^{35}\text{Cl} \text{ موجود در یک مول اتم کلر} = \text{جرم یک مول از اتمهای کلر} \\ \text{جرم هر اتم } ^{37}\text{Cl} \times \text{تعداد اتمهای } ^{37}\text{Cl} \text{ در یک مول اتم کلر} &+ \text{جرم هر اتم } ^{35}\text{Cl} \times \text{تعداد اتمهای } ^{35}\text{Cl} \text{ در یک مول اتم کلر} = \\ \text{جرم هر اتم } ^{37}\text{Cl} \times \text{کسر فراوانی } ^{37}\text{Cl} \times \text{تعداد اتمها در یک مول} &+ \text{جرم هر اتم } ^{35}\text{Cl} \times \text{کسر فراوانی } ^{35}\text{Cl} \times \text{تعداد اتمها در یک مول} = \\ = N_A \times 0.7577 \times 34.969 \text{ amu} &+ N_A \times 0.2423 \times 36.966 \text{ amu} \\ = (0.7577 \times 34.969 + 0.2423 \times 36.966) \times N_A \times 1 \text{ amu} \\ = (0.7577 \times 34.969 + 0.2423 \times 36.966) \times g &= 35.453 \text{ g} \end{aligned}$$

باتوجه به مثال قبل جرم یک مول از اتمهای کلر نه برابر جرم اتمی ایزوتوپ ^{35}Cl و نه برابر جرم اتمی ایزوتوپ ^{37}Cl است بلکه عددی مابین آنها می باشد که با میانگین گیری بین جرم اتمی ایزوتوپها با در نظر گرفتن درصد فراوانی شان به دست می آوریم. برای عناصری که به صورت مخلوطی از ایزوتوپها در طبیعت مشاهده می شوند، می توان جرم اتمی میانگین را که به صورت زیر بر حسب کسر فراوانیها و جرم اتمیها به دست می آید، تعریف و استفاده نمود:

(جرم اتمی هر ایزوتوپ \times کسر فراوانی ایزوتوپ) Σ = جرم اتمی میانگین
همچنین می توان فرمول زیر را برای محاسبه جرم اتمی میانگین بر حسب درصد فراوانیها و جرم اتمیها در نظر گرفت:

$$\text{جرم اتمی میانگین} = \frac{\Sigma (\text{جرم اتمی هر ایزوتوپ} \times \text{درصد فراوانی ایزوتوپ})}{100}$$

همان کاربردهای جرم اتمی را برای جرم اتمی میانگین نیز می توان در نظر گرفت. به عنوان مثال جرم یک مول از اتمها برابر جرم اتمی میانگین با واحد گرم است.

مثال: جرم اتمی میانگین منیزیم را به دست آورید. عنصر منیزیم (Mg) متشکل از ^{24}Mg 79%، ^{25}Mg 10% و مابقی ^{26}Mg است که جرم اتمی آنها به ترتیب 24.99، 23.99 و 25.98 است.

حل:

$$\text{جرم اتمی میانگین منیزیم} = 0.79 \times 23.99 + 0.10 \times 24.99 + 0.11 \times 25.98$$

$$\Rightarrow \text{جرم اتمی میانگین منیزیم} = 18.95 + 2.499 + 2.86 \Rightarrow \text{جرم اتمی میانگین منیزیم} = 24.31 \text{ g}$$

تمرین: عنصر برم در طبیعت متشکل از دو ایزوتوپ ^{81}Br و ^{79}Br با جرمهای اتمی به ترتیب برابر 80.916 و 78.918 است. در صورتیکه جرم اتمی میانگین برم 79.904 باشد، درصد فراوانی هر ایزوتوپ برم را تعیین کنید.

فرمولهای تجربی و مولکولی

مواد خالص را می‌توان به دو دسته‌ی عناصر و مواد مرکب تقسیم کرد. مواد مرکب ترکیبی از 2 یا چند عنصر متفاوت هستند. فرمولهای تجربی می‌توانند برای مشخص ساختن نوع عناصر و ساده‌ترین نسبت بین تعداد اتمهای عناصر در یک ماده مرکب به کار روند. برخی از مواد مرکب به صورت مولکولهای مجزا از هم هستند و مواد مولکولی نامیده می‌شوند. فرمولهای مولکولی می‌توانند برای مشخص ساختن نوع و تعداد اتمهای عناصر در یک مولکول به کار روند. چه در فرمولهای تجربی و چه در فرمولهای مولکولی و به طور کلی در فرمولهای شیمیایی از نماد شیمیایی برای نشان داده انواع اتمهای موجود در ماده و از زیروندها برای مشخص کردن تعداد هر نوع اتم استفاده می‌کنند. با در دست داشتن فرمول مولکولی می‌توان به راحتی فرمول تجربی را بدست آورد، برای این کار زیروندها در فرمول مولکولی را بر ب.م.م (بزرگترین مقسوم علیه مشترک) شان تقسیم می‌کنیم. بعنوان مثال فرمول تجربی ماده مرکب کلسیم کلرید بصورت $CaCl_2$ است که نشان می‌دهد در این ماده مرکب عناصر کلسیم (Ca) و کلر (Cl) به نسبت یک به دو ($Ca:Cl=1:2$) حضور دارند. بعنوان مثال دیگر فرمول مولکولی ماده مرکب گلوکز بصورت $C_6H_{12}O_6$ است که نشان می‌دهد در این ماده مرکب عناصر هیدروژن (H)، کربن (C) و اکسیژن (O) حضور دارند و تعداد اتمهای هیدروژن، کربن و اکسیژن در هر مولکول گلوکز به ترتیب 6, 12 و 6 است. همچنین با توجه به اینکه بزرگترین مقسوم علیه مشترک زیروندها در فرمول مولکولی گلوکز یعنی $C_6H_{12}O_6$ برابر 6 است، فرمول تجربی گلوکز بصورت CH_2O است.

همانطور که به اتمها جرم اتمی نسبت می‌دهیم، می‌توانیم به مولکولها نیز جرم مولکولی نسبت دهیم. جرم مولکولی از مجموع جرمهای اتمی تک تک اتمهای سازنده‌ی یک مولکول به دست می‌آید و همان مفاهیم و کاربردهای جرم اتمی را دارد. مثلا جرم مولی (جرم یک مول) همان جرم مولکولی با واحد گرم است. بعنوان مثال برای جرم مولکولی گلوکز ($C_6H_{12}O_6$) داریم:

$$C_6H_{12}O_6 \text{ جرم مولکولی گلوکز} = (6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16) = 180$$

با توجه به جرم مولکولی بدست آمده برای گلوکز می‌توانیم بگوئیم که هر مولکول گلوکز جرمی برابر 180 amu و هر مول مولکول گلوکز جرمی برابر 180 g دارد یا جرم مولی گلوکز برابر 180 g است.

به هر فرمول می‌توان جرم فرمولی نسبت داد که از مجموع جرمهای اتمی تک تک اتمها در فرمول مورد نظر به دست می‌آید. جرم فرمولی را می‌توان به همهی فرمولها نسبت داد، اما جرم مولکولی تنها برای مواد و فرمولهای مولکولی تعریف می‌شود. جرم مولکولی همان جرم فرمولی است به شرط آنکه فرمول، فرمول مولکولی باشد.

مثال: ساکارز یک ماده‌ی مولکولی متشکل از مولکولهای $C_{12}H_{22}O_{11}$ است. ($H=1, C=12, O=16$)

(الف) فرمول تجربی ساکارز را بنویسید؟

(ب) جرم مولکولی ساکارز را تعیین کنید؟

(ج) 1.5 مول ساکارز چند گرم ساکارز است؟

(د) 50 g ساکارز چند مول ساکارز است؟

(ه) 3×10^{19} مولکول ساکارز چند مول و چند گرم ساکارز است؟

(و) در 20 g ساکارز چند مولکول ساکارز، چند اتم کربن و چند اتم اکسیژن داریم؟

حل:

الف) از آنجائیکه بزرگترین مقسوم علیه مشترک زیروندها در فرمول مولکولی یک است، فرمول مولکولی همان فرمول تجربی است. پس فرمول تجربی عبارتست از: $C_{12}H_{22}O_{11}$.

$$\text{ب) } (12 \times 12) + (22 \times 1) + (11 \times 16) = 342$$

ج)

$$1.5 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{342 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} = 513 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}$$

د)

$$50 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{342 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}} = 0.15 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}$$

ه)

$$3 \times 10^{19} \text{ molecule } C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{6.022 \times 10^{23} \text{ molecule } C_{12}H_{22}O_{11}}$$

$$= 5 \times 10^{-5} \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}$$

$$5 \times 10^{-5} \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{342 \text{ g}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} = 0.0171 \text{ g}$$

و)

$$20 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{1 \text{ mol}}{342 \text{ g}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ molecule}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} = 3.52 \times 10^{22} \text{ molecule } C_{12}H_{22}O_{11}$$

$$20 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{1 \text{ mol}}{342 \text{ g}} \times \frac{12 \text{ mol } C}{1 \text{ mol}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ atom } C}{1 \text{ mol } C} = 4.23 \times 10^{23} \text{ atom } C$$

$$20 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{1 \text{ mol}}{342 \text{ g}} \times \frac{11 \text{ mol atom } O}{1 \text{ mol}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ atom } O}{1 \text{ mol atom } O} = 4.23 \times 10^{23} \text{ atom } O$$

با در دست داشتن فرمول تجربی و جرم مولکولی می‌توانیم فرمول مولکولی را به دست آوریم. برای این کار فرمول تجربی را به صورت A و فرمول مولکولی را به صورت A_n در نظر می‌گیریم که مقدار n از تقسیم جرم مولکولی بر جرم فرمول تجربی به دست می‌آید.

مثال: فرمول تجربی استیک اسید (جوهر سرکه) CH_2O و جرم مولکولی آن برابر 60 است. فرمول مولکولی اسید استیک را بدست آورید. ($H=1, C=12, O=16$)

حل:

$$\text{جرم فرمولی } CH_2O = 12 + 2 + 16 = 30$$

$$60/30 = 2 = n \rightsquigarrow A_n = (CH_2O)_2 \rightsquigarrow A_n = C_2H_4O_2$$

ترکیب درصد جرمی مواد مرکب

ترکیب درصد جرمی مواد مرکب با مشخص ساختن درصدهای جرمی عناصر سازنده‌ی ماده‌ی مرکب مشخص می‌شود. درصد جرمی هر عنصر در یک ماده‌ی مرکب بیانگر مقدار آن عنصر بر حسب گرم در 100 گرم از ماده‌ی مرکب است و بصورت زیر می‌تواند تعیین شود:

$$\text{درصد جرمی عنصر } x = \frac{\text{جرم عنصر } x \text{ بر حسب } g}{\text{جرم ماده مرکب بر حسب } g} \times 100$$

در صورتیکه فرض کنیم یک مول از ماده مرکب داریم، رابطه بالا بصورت زیر می‌تواند نوشته شود:

$$\text{درصد جرمی عنصر } x = \frac{\text{جرم اتمی عنصر } x \times \text{ضریب عنصر } x \text{ در فرمول ماده مرکب}}{\text{جرم مولی ماده مرکب}} \times 100$$

واضح است که بایستی مجموع درصدهای جرمی تمام عناصر یک ماده‌ی مرکب برابر 100 باشد.

مثال: درصد جرمی عناصر کربن (C) و اکسیژن (O) را در CO_2 حساب کنید. ($C=12, O=16$)

حل:

$$\text{درصد جرمی اکسیژن} = \frac{16 \times 2}{44} \times 100 = 72.7\%$$

$$\text{درصد جرمی کربن} = \frac{12}{44} \times 100 = 27.3\%$$

گاهی اوقات برای تعیین درصد جرمی عناصر یک ماده‌ی مرکب بر روی مقدار مشخص از آن ماده مرکب تعدادی واکنش شیمیایی انجام می‌شود و عناصر آن ماده مرکب را با استفاده از آن واکنش‌ها به صورت فرم‌های جدیدی در می‌آورند. با اندازه‌گیری جرم فرم‌های جدید و در نظر گرفتن این نکته که در یک واکنش شیمیایی نحوه‌ی پیوند خوردن اتمها با هم عوض می‌شود، اما تعداد و نوع اتمها و جرم آنها ثابت است، می‌توان درصد جرمی عناصر را به دست آورد.

مثال: بر اثر سوختن یک هیدروکربن متشکل از فقط کربن و هیدروژن $2.2g CO_2$ و $0.9g H_2O$ تولید می‌شود.

(الف) مقدار کربن موجود در $2.2g CO_2$ و مقدار هیدروژن موجود در $0.9g H_2O$ را به دست آورید. ($H=1, C=12, O=16$)

(ب) جرم هیدروکربن اولیه که در واکنش سوختن شرکت کرده است، چقدر بوده است؟

(ج) درصد جرمی عناصر C و H در هیدروکربن تحت آزمایش چقدر است؟

حل:

(الف)

$$2.2g CO_2 \times \frac{1mol CO_2}{44g CO_2} \times \frac{1mol C}{1mol CO_2} \times \frac{12g C}{1mol C} = 0.6g C$$

$$0.9g H_2O \times \frac{1mol H_2O}{18g H_2O} \times \frac{2mol H}{1mol H_2O} \times \frac{1g H}{1mol H} = 0.1g H$$

(ب) جرم هیدروکربن اولیه برابر مجموع جرم عناصر سازنده است، یعنی داریم:

$$\text{جرم هیدروکربن} = 0.1g H + 0.6g C = 0.7g$$

(ج)

$$\text{درصد جرمی کربن} = \frac{0.6}{0.7} \times 100 = 85.71\%$$

$$\text{درصد جرمی هیدروژن} = \frac{0.1}{0.7} \times 100 = 14.29\%$$

با در دست داشتن جرم‌ها یا درصد جرمی‌های عناصر سازنده‌ی یک ماده مرکب و جرم‌های اتمی آن عناصر می‌توانیم فرمول تجربی را به دست آوریم. برای این کار ابتدا جرم‌ها یا درصد‌های جرمی را بر جرم اتمی آنها تقسیم می‌کنیم تا تعداد مول اتم‌های هر عنصر را به دست آوریم. سپس تعداد مول اتم‌های عناصر را بر کوچکترین آنها تقسیم می‌کنیم تا نسبت بین تعداد مول‌ها را تعیین کنیم. از آنجایی که تعداد اتم‌ها در فرمول‌های تجربی به صورت اعداد طبیعی است، در صورت نیاز نسبت‌های به دست آمده را بر یک عدد طبیعی ضرب یا گرد می‌کنیم تا کوچکترین نسبت بین تعداد اتم‌ها را به صورت نسبت کوچکترین اعداد طبیعی بدست آوریم و براساس آن فرمول تجربی را بنویسیم.

مثال: ترکیبی شامل $C, 65.4\%, H, 9.15\%$ و $N, 25.4\%$ است. فرمول تجربی آن را به دست آورید. ($H=1, C=12, N=14$)

حل:

فرض کنیم صد گرم از این ترکیب داریم. در اینصورت 9.15 g هیدروژن، 65.4 g کربن و 25.4 g نیتروژن خواهیم داشت که تعداد مول هر یک از آنها بصورت زیر از تقسیم جرمشان بر جرم اتمیشان بدست می‌آید:

$$\#mol H = \frac{9.15}{1} = 9.15\text{ mol } H$$

$$\#mol C = \frac{65.4}{12} = 5.45\text{ mol } C$$

$$\#mol N = \frac{25.4}{14} = 1.81\text{ mol } N$$

نسبت بین تعداد اتم‌ها با تقسیم تعداد مول آنها بر هم بصورت زیر بدست می‌آید:

$$\frac{\#mol C}{\#mol N} = \frac{5.45\text{ mol } C}{1.81\text{ mol } N} = 3.01$$

$$\frac{\#mol H}{\#mol N} = \frac{9.15\text{ mol } H}{1.81\text{ mol } N} = 5.06$$

بنابراین در این ترکیب بازای هر اتم نیتروژن، سه اتم کربن و پنج اتم هیدروژن داریم و فرمول تجربی ترکیب C_3H_5N است.

ضرایب تبدیل

برای حل اغلب مسائل می‌توان از یک یا چند ضریب تبدیل استفاده نمود. ضرایب تبدیل یا کسرهای واحد حاصل نوعی برابری هستند و می‌توانند برای تبدیل مقادیر در واحدهای مختلف به هم به کار می‌روند. به عنوان مثال می‌دانیم که یک لیتر (L) معادل هزار سانتیمتر مکعب (cm^3) است و می‌توانیم بنویسیم:

$$1L \equiv 1000cm^3$$

در صورتی که طرفین این هم ارزی را به یکی از طرفین تقسیم کنیم، به دو ضریب تبدیل یا کسر معادل واحد می‌رسیم:

$$\frac{1L}{10^3 \text{ cm}^3} \equiv 1, \quad \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1L} \equiv 1$$

ضرایب تبدیل حاصله می‌تواند برای تبدیل یک حجم برحسب لیتر به همان حجم برحسب سانتیمتر مکعب یا بالعکس مورد استفاده قرار می‌گیرد. مانند محاسبه‌ی یک حجم $2.5L$ برحسب سانتیمتر مکعب:

$$2.5 L \times \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1L} = 2500 \text{ cm}^3$$

همانطور که مثال قبلی نشان می‌دهد، موقع ضرب در ضریب تبدیل یا کسر واحد مطلوب، واحد(های) ناخواسته از صورت و مخرج حذف (ساده) می‌شوند و در نهایت کمیت بر حسب واحد مدنظر بدست می‌آید. اغلب اوقات در صورتی که از یک ضریب تبدیل اشتباه استفاده می‌کنیم، واحدهای غلط و غیرقابل قبول به دست خواهد آمد و متوجه اشتباه خود می‌شویم.

مثلاً اگر در مثال قبل بجای ضریب تبدیل $\frac{10^3 \text{ cm}^3}{1L}$ از ضریب تبدیل $\frac{1L}{10^3 \text{ cm}^3}$ استفاده می‌کردیم، داشتیم:

$$2.5 L \times \frac{1L}{10^3 \text{ cm}^3} = \frac{2.5 L^2}{1000 \text{ cm}^3}$$

با استفاده از ضرایب تبدیل می‌توان مسئله را در یک خط به صورت واضح و خوانا و به سادگی حل کرد، درحالیکه استفاده از تناسب‌ها معمولاً وقت‌گیر است، جای زیادی برای نوشتن نیاز دارد و همچنین احتمال اشتباه بالاتری دارد.

مثال: 40 g POCl_3 شامل چند اتم کلر است؟

حل:

برای حل مسئله با روش ضرایب تبدیل می‌توان بصورت زیر عمل کرد:

$$40 \text{ g POCl}_3 \times \frac{1 \text{ mol POCl}_3}{153.5 \text{ g POCl}_3} \times \frac{3 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol POCl}_3} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ atom Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 4.71 \times 10^{23} \text{ atom Cl}$$

همین مثال را با استفاده از تناسب‌ها نیز حل کنید و دو روش را با هم مقایسه کنید!

معادله‌ی شیمیایی واکنش‌ها و موازنه‌ی آنها

مواد می‌توانند در تغییرات فیزیکی یا شیمیایی شرکت کنند. در تغییرات فیزیکی تنها حالت فیزیکی ماده عوض می‌شود و ساختار ذره‌های تشکیل دهنده‌ی دچار تغییر نمی‌شود، در حالیکه در تغییر یا واکنش شیمیایی ساختار ذرات عوض می‌شود. واکنش شیمیایی می‌تواند برای توصیف یک تغییر شیمیایی به کار گرفته شود. برای نمایش اتمها و مولکولهای شرکت کننده در یک واکنش می‌توان از نمادها و فرمولهای آنها استفاده کرد. معادله‌ای که به این ترتیب نوشته می‌شود را معادله‌ی نمادی واکنش شیمیایی یا به طور خلاصه معادله‌ی واکنش می‌گویند. واکنش‌های شیمیایی از قانون پایستگی جرم تبعیت می‌کنند. بنا بر این قانون در یک واکنش شیمیایی جرم تولید یا نابود نمی‌شود و ثابت است یا عبارتی مجموع جرم مواد اولیه قبل از واکنش با مجموع جرم محصولات بعد از انجام واکنش برابر است. قانون پایستگی جرم از اینجا ناشی می‌شود که در یک واکنش شیمیایی اتم‌ها تولید یا نابود نمی‌شوند و تنها نحوه‌ی پیوند خوردن آنها با هم عوض می‌شود. بنابراین تعداد اتمهای هر عنصر در دو طرف واکنش بایستی یکسان باشد و در نتیجه جرم مربوط به آنها نیز بایستی بدون تغییر باشد. در صورتی که تعداد اتمهای هر نوع عنصر در دو طرف واکنش یکسان باشد، می‌گویم معادله‌ی واکنش موازنه شده است. در غیر اینصورت

واکنش موازنه نشده است. به عمل مساوی قرار دادن تعداد اتمهای هر نوع عنصر در دو طرف واکنش که با انتخاب ضرایب مناسب برای مواد شرکت کننده در واکنش صورت می‌گیرد، موازنه می‌گویند. برای موازنه کردن واکنش‌های شیمیایی می‌توانیم از مراحل زیر استفاده کنیم:

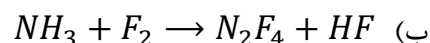
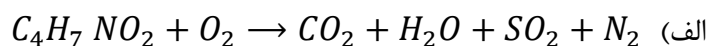
1- مرحله‌ی اول: نوشتن معادله‌ی موازنه نشده‌ی واکنش و مشخص ساختن مواد اولیه و محصولات با فرمول شیمیایی مربوطه.

2- مرحله‌ی دوم: شناسایی اتمهای عنصرهایی که در طرف راست یا چپ معادله فقط در یک ترکیب حضور دارند و موازنه‌ی آنها با انتخاب ضرایب مناسب یا انتخاب ضریب یک برای ترکیب با بیشترین تعداد و تنوع اتمها و یافتن ضرایب ترکیبات دیگر براساس آنها.

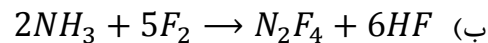
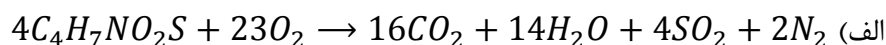
3- مرحله سوم: موازنه کردن مابقی اتمها و عناصر.

4- مرحله‌ی چهارم: از آنجایی که برطبق ضرایب موجود در یک معادله‌ی موازنه شده بایستی کوچکترین اعداد صحیح ممکن باشند، در صورتی که ضرایب در مراحل قبل به صورت کسری به دست آمده باشند، آنها را در یک عدد طبیعی مناسب ضرب می‌کنیم تا قرارداد فوق را رعایت کنند.

مثال: واکنش‌های زیر را موازنه کنید.



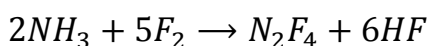
حل:



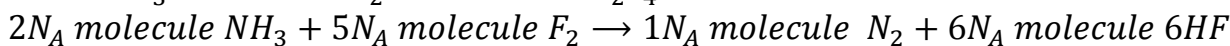
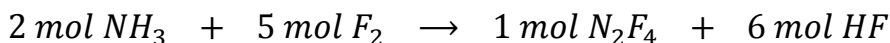
دقت داشته باشید که در موازنه معمولاً ضریب یک را نمی‌نویسیم.

استوکیومتری واکنشها

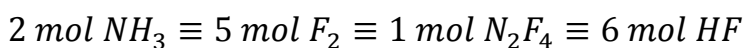
همانطور که قبلاً هم گفتیم، استوکیومتری بخش از شیمی است که با نسبت مقدار عنصرها در ترکیبها و نیز ارتباط (ارتباطهای کمی) بین مقدار مواد شرکت کننده در واکنش‌های شیمیایی سروکار دارد. براساس معادله‌ی موازنه شده‌ی واکنش می‌توان بین تعداد مول یا جرم مواد شرکت کننده ارتباط برقرار کرد. بعنوان مثال واکنش موازنه شده زیر را در نظر بگیرید:



بر اساس واکنش موازنه شده بالا دو مول NH_3 با پنج مول F_2 واکنش می‌دهد و یک مول N_2F_4 و شش مول HF می‌دهد که بصورت زیر هم می‌تواند نمایش داده شود:



و معادل هم ارزی زیر است:



که ضرایب تبدیلی مثل ضرایب تبدیل زیر را می تواند نتیجه دهد:

$$\frac{2 \text{ mol } NH_3}{5 \text{ mol } F_2} \equiv 1, \frac{6 \text{ mol } HF}{1 \text{ mol } N_2F_4} \equiv 1, \frac{5 \text{ mol } F_2}{6 \text{ mol } HF} \equiv 1, \dots$$

از طرفی بر اساس واکنش موازنه شده یادشده جرم دو مول NH_3 یعنی $34 \text{ g } NH_3$ با جرم پنج مول F_2 یعنی $190 \text{ g } F_2$ واکنش می دهد و جرم یک مول N_2F_4 یعنی $104 \text{ g } N_2F_4$ و جرم شش مول HF یعنی $120 \text{ g } HF$ را نتیجه می دهد که بصورت زیر هم می تواند نمایش داده شود:



که معادل هم ارزی زیر است:

$$34 \text{ g } NH_3 \equiv 190 \text{ g } F_2 \equiv 104 \text{ g } N_2F_4 \equiv 120 \text{ g } HF$$

که ضرایب تبدیلی مثل ضرایب تبدیل زیر را می تواند نتیجه دهد:

$$\frac{34 \text{ g } NH_3}{190 \text{ g } F_2} \equiv 1, \frac{120 \text{ g } HF}{104 \text{ g } N_2F_4} \equiv 1, \frac{190 \text{ g } F_2}{120 \text{ g } HF} \equiv 1, \dots$$

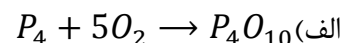
همچنین می توان بین تعداد مول و جرم واکنش دهنده ها هم ارزی هایی در نظر گرفت و ضرایب تبدیلی مثل ضرایب تبدیل زیر بدست آورد:

$$\frac{34 \text{ g } NH_3}{5 \text{ mol } F_2} \equiv 1, \frac{6 \text{ mol } HF}{104 \text{ g } N_2F_4} \equiv 1, \frac{190 \text{ g } F_2}{6 \text{ mol } HF} \equiv 1, \dots$$

مثال: فسفر سفید (P_4) می تواند با اکسیژن هوا (O_2) واکنش دهد و ترکیب P_4O_{10} را تولید کند. در یک آزمایش $50 \text{ g } P_4$ در اثر واکنش با اکسیژن هوا به طور کامل به P_4O_{10} تبدیل می شود. ($P=31, O=16$) الف) معادله موازنه شده واکنش را بنویسید.

ب) به ازای هر مول فسفر سفید چند مول و چند گرم اکسیژن مصرف می شود؟ چند مول و چند گرم P_4O_{10} تولید می شود؟
ج) در آزمایش یاد شده چند گرم اکسیژن و چند گرم P_4O_{10} به ترتیب مصرف و تولید می شود؟

حل:



ب)

$$1 \text{ mol } P_4 \equiv 5 \text{ mol } O_2 \equiv 160 \text{ g } O_2$$

$$1 \text{ mol } P_4 \equiv 1 \text{ mol } P_4O_{10} \equiv 284 \text{ g } P_4O_{10}$$

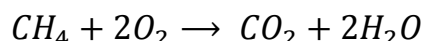
ج)

$$50 \text{ g } P_4 \times \frac{1 \text{ mol } P_4}{124 \text{ g } P_4} \times \frac{5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } P_4} \times \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 64.5 \text{ g } O_2$$

$$50 \text{ g } P_4 \times \frac{1 \text{ mol } P_4}{124 \text{ g } P_4} \times \frac{1 \text{ mol } P_4O_{10}}{1 \text{ mol } P_4} \times \frac{284 \text{ g } P_4O_{10}}{1 \text{ mol } P_4O_{10}} = 114.5 \text{ g } P_4O_{10}$$

مثال: گاز شهری عمدتاً از گاز متان (CH_4) تشکیل شده است. به ازای هر کیلوگرم از گاز شهری چند لیتر هوا برای سوختن کامل متان و تبدیل آن به CO_2 و H_2O لازم است؟ فرض کنیم هر لیتر هوا $0.008 \text{ mol } O_2$ دارد.

حل:



$$1 \text{ kg } CH_4 \times \frac{1000 \text{ g } CH_4}{1 \text{ kg } CH_4} \times \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4} \times \frac{2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } CH_4} \times \frac{1 \text{ L هوا}}{0.008 \text{ mol } O_2} = 15625 \text{ L هوا}$$

واکنشگر محدود کننده و واکنشگر اضافی

در صورتیکه مواد اولیه‌ی یک واکنش به همان نسبتی که در معادله‌ی موازنه شده‌ی واکنش حضور دارند با هم مخلوط شوند یا به عبارتی نسبت تعداد مول آنها برابر نسبت ضرایب آنها در معادله‌ی موازنه شده‌ی واکنش باشد، با فرض کامل بودن واکنش مواد اولیه تماماً مصرف خواهند شد و از هیچ یک اضافه نخواهد آمد. در صورتی که نسبت تعداد مول مواد اولیه همان نسبت ضرایب آنها در معادله‌ی موازنه شده‌ی واکنش باشد، می‌گوییم مواد اولیه به نسبت مقادیر استوکیومتری با هم مخلوط شده‌اند. در غیر اینصورت مواد اولیه به نسبت استوکیومتری با هم مخلوط نشده‌اند و حتی با فرض کامل بودن واکنش تماماً مصرف نمی‌شوند و از برخی واکنشگرها اضافه می‌آید. در اینصورت به واکنشگری که به مقدار کمتری از مقدار مورد نیاز برای واکنش با سایر مواد حضور دارد، واکنشگر محدود کننده می‌گویند که با فرض کامل بودن واکنش تماماً مصرف می‌شود و اضافه نمی‌آید. در حالیکه به واکنشگری که به مقدار بیشتر از مقدار مورد نیاز برای واکنش با سایر مواد حضور دارد، واکنشگر اضافی می‌گویند که حتی با فرض کامل بودن واکنش تماماً مصرف نمی‌شود و از آن اضافه می‌آید. در صورتیکه مواد اولیه به نسبت مقادیر استوکیومتری با هم مخلوط نشده باشند و واکنشگر محدود کننده داشته باشیم، مقدار محصولات تولید شده براساس واکنشگر محدود کننده محاسبه می‌شود. برای تشخیص اینکه مواد اولیه به نسبت مقادیر استوکیومتری با هم مخلوط شده‌اند یا نه، نسبت تعداد مول هر ماده به ضریبش در معادله‌ی شیمیایی را به دست می‌آوریم. در صورتیکه نسبت‌ها با هم برابر باشند، مواد اولیه به نسبت مقادیر استوکیومتری با هم مخلوط شده‌اند، در غیر اینصورت ماده‌ی اولیه‌ی که نسبت تعداد مول به ضریب کمتری دارد، واکنشگر محدود کننده و مابقی واکنشگر اضافی خواهند بود.

مثال: در واکنش سوختن کامل پروپان (C_3H_8)، پروپان با اکسیژن واکنش می‌دهد و به عنوان محصولات H_2O و CO_2 تولید می‌کند. در یک آزمایش 50 g پروپان را با 500 g اکسیژن مخلوط می‌نماییم و با استفاده از یک جرقه‌ی الکتریکی آنها را وادار به واکنش کامل با هم می‌کنیم. ($H=1, C=12, O=16$)

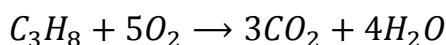
الف) معادله‌ی موازنه شده‌ی سوختن کامل پروپان را بنویسید.

ب) در آزمایش انجام شده مواد اولیه به نسبت مقادیر استوکیومتری با هم مخلوط شده‌اند یا نه؟ اگر نه، واکنشگر محدود کننده و اضافی را و همچنین مقدار واکنشگر اضافی را با فرض کامل بودن واکنش به دست آورید.

ج) چند گرم CO_2 و چند مول H_2O تولید خواهد شد؟

حل:

الف)



ب) نسبت تعداد مول هر ماده به ضریبش در معادله‌ی شیمیایی را به دست می‌آوریم:

$$C_3H_8: \frac{\left(\frac{50}{44}\right)}{1} = 1.13 \rightarrow \text{محدود کننده}$$

$$O_2: \frac{\left(\frac{500}{32}\right)}{5} = 3.125 \rightarrow \text{اضافی}$$

چون نسبت تعداد مول به ضریب برای مواد شرکت کننده در واکنش برابر نیست، مواد اولیه به نسبت مقادیر استوکیومتری با هم مخلوط نشده‌اند. چون نسبت تعداد مول به ضریب برای C_3H_8 کمتر است، C_3H_8 واکنشگر محدود کننده و O_2 واکنشگر اضافی است. برای تعیین مقدار اضافی اکسیژن، مقدار اکسیژن لازم برای واکنش با C_3H_8 موجود را بدست می آوریم و از مقدار اکسیژن کل می کنیم:

$$50g C_3H_8 \times \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44g C_3H_8} \times \frac{5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} \times \frac{32g O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 181.8 g O_2$$

$$500 - 181.8 = 318.2 g O_2 = \text{مقدار لازم اکسیژن} - \text{مقدار کل اکسیژن} = \text{مقدار اضافی اکسیژن}$$

(ج)

$$50g C_3H_8 \times \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44g C_3H_8} \times \frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} \times \frac{44g CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 150g CO_2$$

$$50g C_3H_8 \times \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44g C_3H_8} \times \frac{4 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_3H_8} = 4.55g \text{ mol } H_2O$$

بازده واکنش

گاهی اوقات مقداری از مواد اولیه با هم واکنش نمی دهند یا مقداری از مواد اولیه در واکنش های دیگری به جز واکنش مورد نظر ما شرکت می کنند یا تمام محصول تولید شده، بازیابی و جمع آوری نمی شود. در اینصورت مقدار محصول به دست آمده کمتر از مقدار محصول مورد انتظار با فرض کامل بودن واکنش است. بازده واکنش معیاری از مقدار پیشرفت واکنش می باشد و به صورت زیر تعریف می شود:

$$\text{بازده واکنش} = \frac{\text{مقدار محصول واقعی}}{\text{مقدار محصول نظری}} \times 100$$

در رابطه بالا منظور از مقدار محصول نظری، مقدار محصول با فرض تبدیل کامل و بدون اتلاف مواد اولیه به محصولات است. مثال: در صورتی که در مثال قبل مربوط به سوختن پروپان، $130g$ گاز CO_2 تولید شده باشد، بازده واکنش را به دست آورید.

حل:

در مثال مربوط به سوختن پروپان، مقدار CO_2 تولید شده با فرض انجام کامل و بدون اتلاف واکنش برابر $150g$ بود، پس برای محاسبه بازده داریم:

$$\text{بازده واکنش} = \frac{130}{150} \times 100 = 86.67\%$$

مثال: در صورتیکه بخواهیم $50g P_4O_{10}$ در واکنش فسفر سفید P_4 با اکسیژن هوا ($P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$) به دست آوریم، حداقل چند گرم فسفر سفید بایستی به کار ببریم؟ بازده واکنش 60٪ است.

حل:

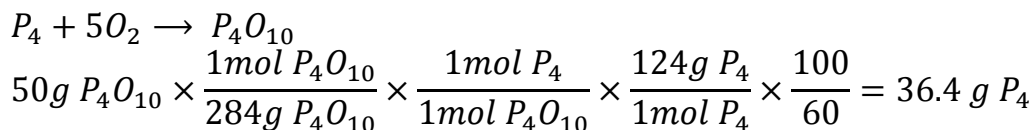
روش اول:

$$\text{بازده واکنش} = \frac{\text{مقدار محصول واقعی}}{\text{مقدار محصول نظری}} \times 100 \Rightarrow 60 = \frac{50 \text{ g } P_4O_{10}}{\text{مقدار محصول نظری}} \times 100 \Rightarrow$$

$$\text{مقدار محصول نظری} = 83.3 \text{ g } P_4O_{10}$$

$$83.3 \text{ g } P_4O_{10} \times \frac{1 \text{ mol } P_4O_{10}}{284 \text{ g } P_4O_{10}} \times \frac{1 \text{ mol } P_4}{1 \text{ mol } P_4O_{10}} \times \frac{124 \text{ g } P_4}{1 \text{ mol } P_4} = 36.4 \text{ g } P_4$$

روش دوم:



همانطور که مثال قبل نیز نشان می دهد، زمانیکه بازده واکنش 100% نیست، بایستی مواد اولیه باندازه $\frac{100}{\text{بازده واکنش}}$ برابر

اضافه تر بکار روند تا همان مقدار محصولات در حالت با بازده 100% را تولید کنند.

مثال: N_2F_4 را می توان از واکنش NH_3 با F_2 به دست آورد. محصول دیگر این واکنش HF است. در یک آزمایش NH_3 50 g با 50 g F_2 مخلوط می شوند.

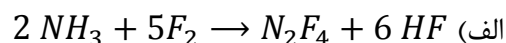
الف) معادله موازنه شده واکنش را بنویسید.

ب) با فرض کامل بودن واکنش چند گرم N_2F_4 تولید خواهد شد؟

ج) در صورتی که بازده واکنش 80% باشد چند گرم N_2F_4 تولید خواهد شد؟ چند گرم از واکنشگر محدود کننده در واکنش یاد شده شرکت نکرده است؟

د) در صورتی که کمتر بودن بازده واکنش از 100 در قسمت (ج) به خاطر شرکت بخشی از واکنشگر محدود کننده در واکنش جانبی NH_3 با F_2 باشد که همراه با تولید NF_3 و HF است، چند گرم NF_3 تولید می شود؟

حل:



ب) در ابتدا باید واکنشگر محدود کننده را تعیین کنیم:

$$NH_3: \frac{\left(\frac{50}{17}\right)}{5} = 1.471$$

$$F_2: \frac{\left(\frac{50}{38}\right)}{5} = 0.26 \rightarrow \text{محدود کننده}$$

سپس بر اساس واکنشگر محدود کننده، مقدار محصول را تعیین کنیم:

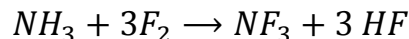
$$50 \text{ g } F_2 \times \frac{1 \text{ mol } F_2}{38 \text{ g } F_2} \times \frac{1 \text{ mol } N_2F_4}{5 \text{ mol } F_2} \times \frac{104 \text{ g } N_2F_4}{1 \text{ mol } N_2F_4} = 27.37 \text{ g } N_2F_4$$

ج)

$$\frac{80}{100} = \frac{x}{27.37} \rightsquigarrow x_2 = 21.896 \text{ g } N_2F_4$$

$$21.896 \text{ g } N_2F_4 \times \frac{50 \text{ g } F_2}{27.37 \text{ g } N_2F_4} = 40 \text{ g } F_2 \text{ مصرف شده} \Rightarrow 50 - 40 = 10 \text{ g } F_2 \text{ نشده}$$

د) واکنش جانبی NH_3 با F_2 که NF_3 و HF تولید می کند، بصورت زیر است:



ده گرم از F_2 که در واکنش اصلی شرکت نکرده، در واکنش بالا شرکت می کند و NF_3 تولید می کند که مقدار NF_3 تولید شده بصورت زیر محاسبه می شود:

$$10 \text{ g } F_2 \times \frac{1 \text{ mol } F_2}{38 \text{ g } F_2} \times \frac{1 \text{ mol } NF_3}{3 \text{ mol } F_2} \times \frac{71 \text{ g } NF_3}{1 \text{ mol } NF_3} = 6.23 \text{ g } NF_3$$

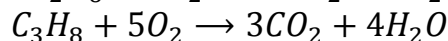
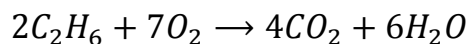
مسائل مخلوطها

گاهی اوقات ما با مخلوطی از مواد و مسائل مربوط به آنها سر و کار داریم. در مسائل مخلوطها اغلب اوقات هدف تعیین مقدار مواد حاضر در مخلوط و ترکیب درصد مخلوط است. بدین منظور معمولاً می توان مقدار مول یا جرم هریک از مواد در مخلوط اولیه را به صورت یک پارامتر مجهول در نظر گرفت و براساس اطلاعات مسئله و روابط کمی موجود، روابطی برای به دست آوردن پارامترهای مجهول نوشت و از حل آنها مقدار هر یک از مواد حاضر در مخلوط و ترکیب درصد مخلوط را بدست آورد. ترکیب درصد مخلوط معمولاً بصورت ترکیب درصد جرمی گزارش می شود که درصد جرمی هر جز در مخلوط بصورت زیر بدست می آید:

$$\text{درصد جرمی جز } x = \frac{\text{جرم جز } x}{\text{جرم مخلوط}} \times 100$$

مثال: مخلوطی از اتان (C_2H_6) و پروپان (C_3H_8) داریم. این مخلوط را به طور کامل می سوزانیم. در اثر سوختن مخلوط $147.3 \text{ g } CO_2$ و $88.4 \text{ g } H_2O$ تولید می شود. تعداد مول و درصد جرمی هریک از اجزای مخلوط اولیه را به دست آورید.
حل:

واکنش موازنه شده سوختن کامل اتان (C_2H_6) و پروپان (C_3H_8) بصورت زیر است:



در صوتیکه فرض کنیم $x \text{ mol } C_2H_6$ و $y \text{ mol } C_3H_8$ داریم، خواهیم داشت:

$$\begin{cases} \# \text{mol } CO_2 = 2x + 3y = \frac{147.3}{44} \\ \# \text{mol } H_2O = 3x + 4y = \frac{88.4}{18} \end{cases} \rightsquigarrow \begin{cases} x = 1.33 \text{ mol} \\ y = 0.23 \text{ mol} \end{cases}$$

برای تعیین درصد جرمی هریک از اجزای مخلوط اولیه داریم:

$$m_A = M_A \times n_A \rightsquigarrow m C_2H_6 = 1.33 \times 30 = 40 \text{ g } C_2H_6$$

$$m C_3H_8 = 0.23 \times 44 = 10 \text{ g } C_3H_8$$

$$C_2H_6 \text{ درصد جرمی} = \frac{40}{50} \times 100 = 80\%$$

$$C_3H_8 \text{ درصد جرمی} = \frac{10}{50} \times 100 = 20\%$$

مثال: 50 g از مخلوط $NaCl$ و $CaCl_2$ داریم. مخلوط را به طور کامل در آب حل نموده و تمام یون کلرید آن را با اضافه نمودن محلول نیترات نقره به صورت $AgCl$ رسوب می‌دهیم. $124.6g AgCl$ تولید می‌شود. گرم هریک از اجزا را در مخلوط اولیه به دست آورید. ($Na=23, Cl=35.5, Ca=40$)

حل:

در صوتیکه فرض کنیم $x g NaCl$ و $y g CaCl_2$ داریم، خواهیم داشت:

$$\begin{cases} x + y = 50g \\ \frac{x}{58.5} + \frac{2y}{111} = \frac{124.6}{143.5} \end{cases} \rightsquigarrow \begin{cases} x = 35g NaCl \\ y = 15g CaCl_2 \end{cases}$$

مثال: مخلوطی از $NaCl$ و $CaCl_2$ شامل 61.64% کلر است. درصد جرمی Ca را در مخلوط حساب کنید.
حل:

فرض می‌کنیم 100g مخلوط $CaCl_2$ و $NaCl$ داریم. جرم $CaCl_2$ را $x g$ و جرم $NaCl$ را $y g$ می‌گیریم. در نتیجه:

$$\begin{cases} x + y = 100 \\ \frac{2x}{111} \times 35.5 + \frac{y}{58.5} \times 35.5 = 61.64 \end{cases} \rightsquigarrow \begin{cases} x = 29g CaCl_2 \\ y = 71g NaCl \end{cases}$$

$$\text{درصد جرمی کلسیم} = \frac{\frac{x}{111} \times 40g}{100} \times 100 = 10.45\%$$

روش های بیان نسبت‌ها در مخلوط‌ها و محلولها

برای توصیف کمی مخلوطها و محلولها بایستی نسبت بین مقادیرهای اجزای سازنده‌ی مخلوطها و محلولها را تعیین نماییم. برای مشخص ساختن نسبت‌ها روش‌های مختلفی وجود دارد و کمیت‌های متفاوتی می‌تواند به کار گرفته شود. از جمله‌ی این روش‌ها و کمیت‌ها می‌توان به درصد جرمی، کسر مولی، مولاریته و ... اشاره کرد که در ادامه با آنها آشنا می‌شویم.

درصد جرمی

درصد جرمی هر جز در مخلوط یا محلول بیانگر مقدار آن جز برحسب گرم در 100g از مخلوط است، به عبارتی همان درصد جز در مخلوط در مقیاس جرم است و به صورت زیر می‌تواند به دست آید:

$$\text{درصد جرمی هر جز در مخلوط} = \frac{\text{جرم آن جز}}{\text{جرم مخلوط یا مجموع جرم همه‌ی اجزا}} \times 100 =$$

مقدار گرمهای جز در 100 گرم از مخلوط مورد نظر

واضح است که بایستی مجموع درصد جرمی همه اجزا حاضر در مخلوط برابر 100% باشد.

کسر مولی

کسر مولی هر جز در مخلوط برابر نسبت تعداد مول آن جزء به مجموع تعداد مول همه‌ی اجزاء در مخلوط است، به عبارتی بیانگر تعداد مول جزء در هر مول از مخلوط است. فرض می‌کنیم مخلوطی از A, B, C و ... داریم که تعداد مول هر یک از آنها به ترتیب n_A, n_B, n_C و ... است. در اینصورت کسر مولی A (x_A)، کسر مولی B (x_B)، کسر مولی C (x_C) و ... بصورت زیر تعریف می‌شوند:

$$\begin{aligned} \text{کسر مولی } A = x_A &= \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots} = \frac{n_A}{n_t} \\ \text{کسر مولی } B = x_B &= \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C + \dots} = \frac{n_B}{n_t} \\ \text{کسر مولی } C = x_C &= \frac{n_C}{n_A + n_B + n_C + \dots} = \frac{n_C}{n_t} \end{aligned}$$

.

.

.

در روابط بالا n_t بیانگر تعداد مول کل مخلوط یا همان مجموع تعداد مول تمام اجزای سازنده مخلوط ($n_A + n_B + n_C + \dots$) است.

بر اساس تعریف کسر مولی، تعداد مول هر جز برابر حاصلضرب کسر مولی آن جز و تعداد مول کل مخلوط است. عبارتی برای جز مثلا i در مخلوط داریم:

$$n_i = x_i n_t \quad \text{یا} \quad \text{تعداد مول } i = \text{کسر مولی } i \times \text{تعداد مول کل}$$

همچنین نسبت تعداد مول دو جز در مخلوط همان نسبت کسر مولی آنهاست. مثلا داریم:

$$\left. \begin{aligned} x_A &= \frac{n_A}{n_t} \\ x_B &= \frac{n_B}{n_t} \end{aligned} \right\} \Rightarrow \frac{x_A}{x_B} = \frac{\frac{n_A}{n_t}}{\frac{n_B}{n_t}} \rightarrow \frac{x_A}{x_B} = \frac{n_A}{n_B}$$

برای مجموع کسر مولی همه اجزا در یک مخلوط می‌توانیم بنویسیم:

$$\begin{aligned} x_A + x_B + x_C + \dots &= \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots} + \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C + \dots} + \frac{n_C}{n_A + n_B + n_C + \dots} + \dots \\ &= \frac{n_A + n_B + n_C + \dots}{n_A + n_B + n_C + \dots} = \frac{n_t}{n_t} = 1 \Rightarrow x_A + x_B + x_C + \dots = 1 \end{aligned}$$

پس همواره رابطه زیر برقرار است:

$$\sum X_i = 1 \quad \text{یا} \quad \text{مجموع کسر مولی همه‌ی اجزاء در مخلوط}$$

مثال: 50g اتانول (C_2H_5OH) را با 2mol آب مخلوط می‌کنیم. کسر مولی و درصد جرمی آب و اتانول را در مخلوط تعیین کنید.

حل:

$$2 \text{ mol } H_2O \times \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 36 \text{ g } H_2O$$

$$\text{جرم کل مخلوط} = 50 + 36 = 86g$$

$$H_2O \text{ درصد جرمی} = \frac{36}{86} \times 100 = 41.86\% \quad , \quad C_2H_5OH \text{ درصد جرمی} = \frac{50}{86} \times 100 = 58.14\%$$

$$50g C_2H_5OH \times \frac{1mol C_2H_5OH}{46g C_2H_5OH} = 1.087 mol C_2H_5OH$$

$$\text{تعداد مول کل مخلوط} = 2 + 1.087 = 3.087 mol$$

$$C_2H_5OH \text{ کسر مولی} = x_{C_2H_5OH} = \frac{n_{C_2H_5OH}}{n_t} = \frac{1.087}{3.087} = 0.35$$

$$H_2O \text{ کسر مولی} = x_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_t} = \frac{2}{3.087} = 0.65$$

مثال: در یک مخلوط کسر مولی A برابر 0.2 و کسر مولی B برابر 0.5 است. در صورتی که در این مخلوط 15 mol B داشته باشیم، چند مول A داریم؟

حل:

$$\frac{X_A}{X_B} = \frac{n_A}{n_B} \Rightarrow \frac{0.2}{0.5} = \frac{n_A}{15 mol B} \Rightarrow n_A = \frac{15 \times 2}{5} = 6 mol A$$

مثال: مخلوطی از B و A داریم. جرم مولی A و B به ترتیب برابر M_A و M_B است. درصد جرمی و کسر مولی A در مخلوط را به ترتیب با d_A و x_A نمایش می دهیم.

الف) x_A را بر حسب d_A ، M_A و M_B به دست آورید.

ب) d_A را بر حسب x_A ، M_A و M_B حساب کنید.

ج) در صورتیکه داشته باشیم: $M_B = 46$ ، $M_A = 18$ ، $x_A = 0.3$ ، درصد جرمی A در مخلوط را حساب کنید.

حل:

الف) در 100g مخلوط d_A گرم A و $100 - d_A$ گرم B خواهیم داشت. پس برای کسر مولی A در مخلوط (x_A) می توانیم بنویسیم:

$$x_A = \frac{n_A}{n_t} = \frac{n_A}{n_A + n_B} \Rightarrow x_A = \frac{\frac{d_A}{M_A}}{\frac{d_A}{M_A} + \frac{100 - d_A}{M_B}}$$

ب) در صورتیکه در کل یک مول مخلوط داشته باشیم، x_A مول A و $1 - x_A$ مول B خواهیم داشت. پس برای درصد جرمی A در مخلوط (d_A) می توانیم بنویسیم:

$$d_A = \frac{m_A}{m_A + m_B} \times 100 = \frac{x_A \times M_A}{x_A \times M_A + x_B \times M_B} \times 100 \Rightarrow$$

$$d_A = \frac{x_A \times M_A}{x_A \times M_A + (1 - x_A) \times M_B} \times 100$$

(ج)

$$d_A = \frac{0.3 \times 18}{0.3 \times 18 + 0.7 \times 46} \times 100 = 14.36\%$$

در صورتی که اجزای مخلوط به صورت یکسان و یکنواخت پخش شده باشند، یا به عبارتی مخلوط همگن باشد، مخلوط، محلول نامیده می‌شود و متداول است که در محلول‌ها جز با مقدار بیشتر حلال و مابقی اجزاء حل شونده در نظر گرفته شود. نسبت اجزاء در محلول با غلظت محلول‌ها بیان می‌شود. غلظت هر جز در محلول بصورت نسبت مقدار آن جزء به مقدار حلال یا محلول بیان می‌شود. برای مشخص ساختن غلظت‌ها از روش‌ها و واحدهای مختلفی مثل مولاریته، غلظت معمولی، مولالیته و ... می‌توان استفاده نمود که در ادامه با آنها آشنا می‌شویم.

مولاریته

مولاریته‌ی هر جز برابر نسبت تعداد مول آن جزء به حجم محلول بر حسب لیتر است و بیانگر تعداد مول آن جزء در هر لیتر محلول است. واحد مولاریته مول بر لیتر ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) یا مولار (M) است. مولاریته‌ی جزء i را با C_{M_i} نشان می‌دهند که C از لغت *Concentration* به معنای غلظت گرفته می‌شود. C_{M_i} را برای سادگی با C_i نیز نشان می‌دهند که برای آن داریم:

$$C_{M_i} = \frac{\text{تعداد مول جز } i}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}} = \frac{n_i}{V}$$

با توجه به تعریف مولاریته، تعداد مول هر جز در محلول برابر حاصلضرب مولاریته آن جز و حجم محلول بر حسب لیتر است:

$$n_i = C_{M_i} \times V \quad \text{or} \quad \text{حجم محلول بر حسب لیتر} \times \text{مولاریته جز } i = \text{تعداد مول جز } i$$

همچنین برای آنکه در یک محلول با مولاریته مشخص نسبت به جز i ، تعداد مول جز i برابر n_i باشد، حجم محلول بایستی V لیتر باشد که V از رابطه زیر بدست می‌آید:

$$V = \frac{n_i}{C_{M_i}}$$

مثال: $50g \text{ NaCl}$ (سدیم کلرید) در $100ml$ آب حل می‌کنیم. سپس با اضافه کردن آب خالص حجم محلول را به $400 ml$ می‌رسانیم. مولاریته‌ی نمک در محلول نهایی چقدر است؟ ($Na=23, Cl=35.5$)
حل:

$$C_{NaCl} = \frac{50}{\left(\frac{58.5}{400}\right)} = 2.14 M$$

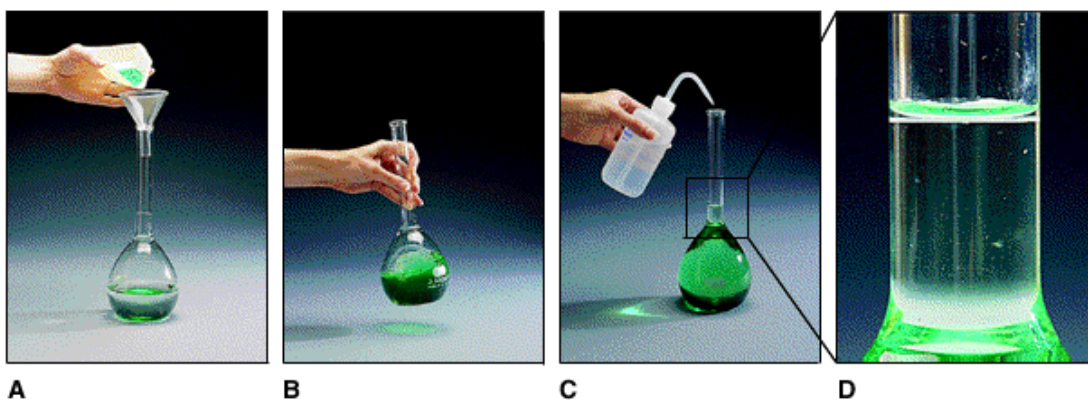
مثال: چند میلی‌لیتر محلول گلوکز $0.5 M$ محتوی $0.1 mol$ گلوکز است؟
حل:

$$V = \frac{0.1 mol}{0.5 M} \Rightarrow V = 0.2 L = 200 mL$$

مثال: غلظت نمک طعام در آب یک دریاچه برابر $1.5 M$ است. از تبخیر کامل آب هر مترمکعب از محلول این دریاچه چند گرم نمک طعام به جای خواهند ماند؟ ($Na=23, Cl=35.5$)
حل:

$$1000 L \text{ محلول} \times \frac{1.5 \text{ mol NaCl}}{1 L \text{ محلول}} \times \frac{58.5 g \text{ NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 87750 g \text{ NaCl}$$

برای تهیه‌ی محلول یک حل شونده با مولاریته‌ی دلخواه در آزمایشگاه معمولاً به اینصورت عمل می‌کنند که باتوجه به حجم مورد نیاز از محلول یک بالن حجم سنجی مناسب انتخاب می‌کنند. سپس باتوجه به حجم بالن و مولاریته جرم مناسبی از حل شونده را توزین کرده و به داخل بالن انتقال می‌دهند. سپس با افزودن مقداری آب تمام حل شونده را محلول می‌کنند و با افزودن مقدار بیش‌تری آب حجم محلول را به خط نشانه‌ی بالن می‌رسانند. شکل بعدی را در نظر بگیرید.



شکل: نحوه تهیه یک محلول با مولاریته مشخص:

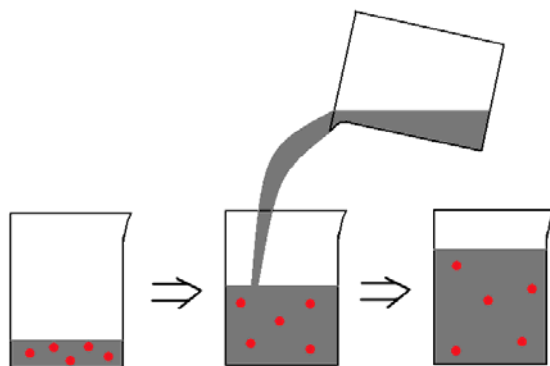
A: توزین مقدار مناسبی حل شونده (بر اساس حجم نهایی محلول یا همان حجم بالن) و انتقال آن به بالن، B: بصورت کامل حل نمودن حل شونده در مقداری آب، C: افزودن آب تا رساندن سطح آب به خط نشانه بالن و D: نمایی نزدیکتر از رساندن سطح آب به خط نشانه بالن

محلول‌ها ممکن است در فرآیندهای رقیق‌سازی یا اختلاط شرکت کنند و حجم محلول‌ها یا تعداد مول حل شونده‌ی آنها یا هر دو عوض شوند و در نتیجه غلظت محلول‌ها دچار تغییر شود. بر مبنای تعاریف و روابط کمی موجود می‌توان تغییر غلظت‌ها و غلظت‌های جدید محلول‌ها را در این فرآیندها محاسبه نمود.

فرآیند رقیق‌سازی

فرآیند رقیق‌سازی معمولاً به معنای اضافه کردن حلال خالص به یک محلول، افزایش حجم محلول و کاهش غلظت حل شونده‌هاست. در فرآیند رقیق‌سازی حجم محلول‌ها عوض می‌شود، اما تعداد مول حل شونده‌ها تغییر نمی‌کند. بر این اساس می‌توان بین غلظت‌های اولیه و ثانویه ارتباط برقرار کرد. شکل بعدی را در نظر بگیرید.

V_1 = حجم محلول اولیه
 C_1 = غلظت محلول اولیه
 n_1 = تعداد مول حل شونده



V_2 = حجم محلول ثانویه
 C_2 = غلظت محلول ثانویه
 n_2 = تعداد مول حل شونده

بر اساس برابری تعداد مول حل شونده در حالت اولیه (قبل از رقیق شدن و کاهش غلظت یا حالت غلیظ) و در حالت ثانویه (بعد از رقیق شدن و کاهش غلظت یا حالت رقیق) می توانیم بنویسیم:

$$n = CV \Rightarrow \left. \begin{matrix} n_1 = C_1 V_1 \\ n_2 = C_2 V_2 \end{matrix} \right\} n_1 = n_2 \Rightarrow C_1 V_1 = C_2 V_2 \quad \text{or} \quad C_{\text{غلیظ}} V_{\text{غلیظ}} = C_{\text{رقیق}} V_{\text{رقیق}}$$

مثال: 10 ml محلول گلوکز 1 M داریم. با اضافه کردن آب خالص آن را تا 50 ml رقیق کنیم. غلظت جدید محلول را حساب کنید.

حل:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10 \times 1 = 50 \times C_2 \Rightarrow C_2 = 0.2 \text{ M}$$

مثال: 50 mL محلول سولفات مس (CuSO_4) 0.5 M داریم. با افزودن آب خالص آن را تا چه حجمی رقیق کنیم بطوریکه غلظت سولفات مس در محلول به 0.01 M کاهش یابد؟

حل:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 0.5 \times 50 = 0.01 \times V_2 \Rightarrow V_2 = 2500 \text{ mL}$$

مثال: برای تهیه 500 ml محلول سود سوزآور 0.05 M (NaOH) از رقیق سازی چند میلی لیتر محلول سودسوزآور یک مولار استفاده کنیم؟

حل:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow V_1 \times 1 = 500 \times 0.05 \Rightarrow V_1 = 25 \text{ mL}$$

در فرآیند رقیق سازی مرتبه‌ی رقیق سازی یا مرتبه رقت (n) به صورت زیر تعریف می شود:

$$\frac{\text{حجم ثانویه}}{\text{حجم اولیه}} = \frac{V_2}{V_1} = \frac{\text{غلظت اولیه}}{\text{غلظت ثانویه}} = \frac{C_1}{C_2} = n$$

بنابراین در یک فرآیند رقیق سازی با مرتبه‌ی رقت برابر n حجم محلول n برابر و غلظت محلول $\frac{1}{n}$ برابر می شود.

مثال: 300 ml محلول اسید سولفوریک 0.5 M (H_2SO_4) داریم. حجم و غلظت نهایی محلول را با فرض مرتبه‌ی رقت برابر 4 (4 مرتبه رقیق سازی) حساب کنید.

حل:

$$n = 4 \Rightarrow \text{حجم ثانویه} = \text{حجم اولیه} \times 4 = 300 \times 4 = 1200 \text{ mL}$$

$$n = 4 \Rightarrow \text{غلظت ثانویه} = \text{غلظت اولیه} \times \frac{1}{4} = 0.5 \times \frac{1}{4} = 0.125 \text{ M}$$

هنگام مخلوط کردن یا رقیق کردن محلول‌ها ممکن است حجم محلول نهایی با مجموع حجم‌های محلول‌های اولیه تفاوت داشته باشد، اما این تفاوت معمولاً جزئی و قابل صرف نظر کردن است. به عنوان مثال برای رساندن حجم یک محلول از V_1 به V_2 در یک فرآیند رقیق سازی بایستی باندازه $V_2 - V_1$ آب خالص به محلول اولیه اضافه کنیم.

فرآیند اختلاط

موقع مخلوط کردن محلول‌ها نیز غلظت‌ها عوض می‌شود. به طور کلی دو نوع اختلاط می‌توانیم در نظر بگیریم:

i - اختلاط بدون واکنش

ii - اختلاط با واکنش

در حالت اول واکنش بین مواد حل شونده صورت نمی‌گیرد. در حالیکه در حالت دوم بین مواد حل شونده‌ی محلول‌های مخلوط شونده واکنش داریم. در ادامه به بررسی این موارد به همراه مثال می‌پردازیم.

اختلاط بدون واکنش

در فرآیند اختلاط بدون واکنش تعداد مول هر حل شونده ثابت است و بر این مبنا می‌توانیم غلظت‌های جدید را به دست آوریم. به عنوان مثال در صورتی که V_1 میلی‌لیتر محلول 1 با غلظت C_1 نسبت به حل شونده‌ی A و V_2 میلی‌لیتر محلول 2 با غلظت C_2 نسبت به حل شونده‌ی A و V_3 میلی‌لیتر محلول 3 با غلظت C_3 نسبت به حل شونده‌ی A و ... را با هم مخلوط کنیم، خواهیم داشت:

$$\text{تعداد مول کل } A \text{ در محلول} = C_1 V_1 + C_2 V_2 + C_3 V_3 + \dots$$

$$\text{حجم محلول نهایی} = V_1 + V_2 + V_3 + \dots$$

$$\text{غلظت نهایی } A = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2 + C_3 V_3}{V_1 + V_2 + V_3 + \dots} = \frac{\sum C_i V_i}{\sum V_i}$$

مثال: 100 mL محلول 0.1 M NaCl را با 200 mL محلول 0.8 M NaCl مخلوط می‌کنیم. غلظت NaCl در محلول نهایی چقدر است؟

حل:

$$C_{NaCl} = \frac{200 \times 0.8 + 100 \times 0.1}{200 + 100} \Rightarrow C_{NaCl} = \frac{160 + 10}{300} = \frac{170}{300} \Rightarrow C_{NaCl} = 0.57 \text{ M}$$

مثال: 100 mL محلول گلوکز 1M را با چند میلی‌لیتر گلوکز 0.1 M مخلوط کنیم تا غلظت گلوکز برابر 0.2M شود؟

حل:

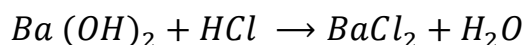
$$C = \frac{\sum C_i V_i}{\sum V_i} \Rightarrow 0.2 = \frac{1 \times 100 + 0.1 \times V}{100 + V} \Rightarrow 20 + 0.2V = 100 + 0.1V$$

$$\Rightarrow 0.1V = 80 \Rightarrow V = 800 \text{ mL}$$

اختلاط با واکنش

در فرآیندهای اختلاط با واکنش به علت انجام واکنش تعداد مول مواد حل شونده عوض می‌شود. برای فرآیندهای اختلاط با واکنش بایستی ابتدا تغییر تعداد مول مواد حل شونده را حساب کرد و سپس براساس تعداد مول نهایی هر ماده غلظت آن را بدست آورد. تغییر تعداد مول مواد حل شونده به خاطر واکنش انجام شده بین آنهاست و براساس معامله‌ی موازنه شده‌ی واکنش و روابط کمی موجود می‌تواند تعیین شود. مثالهای در ادامه آمده را در نظر بگیرید.

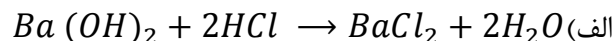
مثال: 50 mL محلول 1M HCl را با 100 mL محلول 0.2 M Ba(OH)₂ مخلوط می‌نماییم. بین HCl و Ba(OH)₂ واکنش زیر رخ می‌دهد:



الف) واکنش را موازنه کنید.

ب) تعداد مول اولیه‌ی HCl و Ba(OH)₂ را به دست آورید.ج) با فرض کامل بودن واکنش تعداد مول نهایی و غلظت نهایی هر یک از مواد HCl، Ba(OH)₂ و BaCl₂ را حساب کنید.

حل:



ب)

$$n(\text{HCl}) = 0.05 \times 1 = 0.05 \text{ mol}$$

$$n(\text{Ba(OH)}_2) = 0.2 \times 0.1 = 0.02 \text{ mol}$$

ج) با توجه به الف) و ب)، Ba(OH)₂ واکنشگر محدود کننده است و تمام می‌شود، در حالیکه HCl واکنشگر اضافی است. مقدار HCl واکنش داده (مصرف شده) بصورت زیر حساب می‌شود:

$$0.02 \text{ mol Ba(OH)}_2 \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} = 0.04 \text{ mol HCl}$$

مقدار HCl واکنش نداده (باقیمانده) نیز بصورت زیر حساب می‌شود:

$$n_{\text{HCl}}^{\text{باقیمانده}} = n_{\text{HCl}}^{\text{کل}} - n_{\text{HCl}}^{\text{مصرف شده}} = 0.05 - 0.04 = 0.01 \text{ mol}$$

حجم محلول نهایی هم بصورت زیر از مجموع حجمهای محلولهای واکنش دهنده بدست می‌آید:

$$V = 0.05 + 0.1 = 0.15 \text{ L}$$

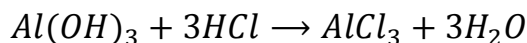
غلظت نهایی هر یک از مواد هم از تقسیم تعداد مولش در محلول نهایی بر حجم محلول نهایی بدست می‌آید:

$$C_{\text{HCl}} = \frac{0.1}{0.15} = 0.0667 \text{ M}$$

$$n(\text{Ba(OH)}_2) = 0 \text{ mol} \Rightarrow C_{\text{Ba(OH)}_2} = 0 \text{ M}$$

$$n(\text{BaCl}_2) = 0.02 \text{ mol} \Rightarrow C_{\text{BaCl}_2} = \frac{0.02}{0.15} = 0.133 \text{ M}$$

مثال: $\text{Al}(\text{OH})_3$ در آب نامحلول است. اما در محلول HCl به خاطر واکنش زیر حل می‌شود:



الف) برای حل کردن 50 g از $\text{Al}(\text{OH})_3$ براساس واکنش بالا نیازمند حداقل چند mL محلول 1 M HCl هستیم؟ بعد از انجام واکنش غلظت AlCl_3 به دست آمده چقدر خواهد بود؟

ب) در صورتی که برای حل کردن 50 g از $\text{Al}(\text{OH})_3$ ، 5 L محلول 1 M HCl بدان اضافه کرده باشیم، غلظت HCl و AlCl_3 را در محلول نهایی به دست آورید. ($H=1, O=16, Al=27$)

حل:

الف)

$$\# \text{ mol Al}(\text{OH})_3 = \# \text{ mol AlCl}_3 = \frac{50}{78} = 0.647 \text{ mol}$$

$$\# \text{ ml محلول HCl} = 50 \text{ g Al}(\text{OH})_3 \times \frac{1 \text{ mol Al}(\text{OH})_3}{78 \text{ g Al}(\text{OH})_3} \times \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Al}(\text{OH})_3} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1 \text{ mol HCl}}$$

$$= 1923 \text{ mL HCl محلول}$$

$$C_{\text{AlCl}_3} = \frac{0.647 \text{ mol}}{1.92} = 0.333 \text{ M} \text{ یا}$$

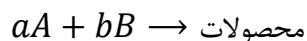
$$50 \text{ g Al}(\text{OH})_3 \times \frac{1 \text{ mol Al}(\text{Cl})_3}{78 \text{ g Al}(\text{OH})_3} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1.923 \text{ L}} = 0.333 \text{ mol} \Rightarrow C = 0.333 \text{ M}$$

ب)

$$C_{\text{AlCl}_3} = \frac{0.647 \text{ mol}}{5} = 0.13 \text{ M}$$

$$C_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl کل}} - n_{\text{HCl مصرف شده}}}{\text{حجم محلول}} = \frac{1 \times 5 - 3 \times 0.647}{5} \Rightarrow C_{\text{HCl}} = 0.612 \text{ M}$$

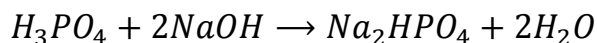
فرض کنیم V_A میلی‌لیتر از محلول A با مولاریته‌ی برابر C_A را با V_B میلی‌لیتر محلول B با مولاریته‌ی برابر C_B مخلوط می‌کنیم. اگر بین مواد A و B واکنش مقابل را داشته باشیم: (در این واکنش a , b ضرایب استوکیومتری هستند).



برای آنکه واکنش دهنده‌ها به نسبت مقادیر استوکیومتری با هم مخلوط شده باشند، بایستی داشته باشیم:

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} \Rightarrow \frac{C_A V_A}{a} = \frac{C_B V_B}{b}$$

مثال: 50 ml محلول 0.1 M H_3PO_4 با چند mL محلول 1 M NaOH طبق واکنش زیر به طور کامل واکنش می‌دهد؟

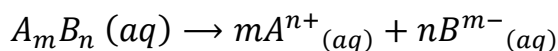


حل:

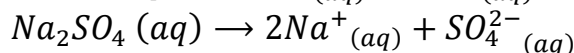
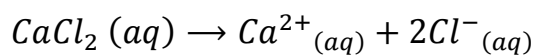
$$\frac{C_A V_A}{a} = \frac{C_B V_B}{b} \Rightarrow \frac{0.1 \times 50}{1} = \frac{1 \times V_B}{2} \Rightarrow V_B = 10 \text{ mL}$$

تفکیک یونی نمک‌ها

بسیاری از نمک‌ها در آب یا حلال‌های دیگر به طور تقریباً کامل به یون‌های سازنده تفکیک می‌شوند. به عنوان مثال برای نمک $A_m B_n$ که از یون‌های A^{n+} و B^{m-} تشکیل شده است، معمولاً واکنش زیر که که واکنش تفکیک یونی نامیده می‌شود، در حلال آب مشاهده می‌شود:



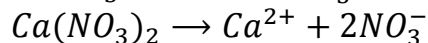
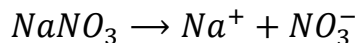
بعنوان مثال داریم:



واکنش تفکیک یونی نمک‌ها و اثر آن بر روی غلظت یون‌ها در محاسبات استوکیومتری بایستی لحاظ شود.

مثال: محلولی حاوی $Ca(NO_3)_2$ 0.1 مولار و $NaNO_3$ 0.05 مولار است. مولاریته‌ی هر یک از یون‌های NO_3^{-} , Ca^{2+} , Na^{+} را در محلول به دست آورید.

حل:



$$Na^{+} \text{ غلظت یونهای } = 0.05M$$

$$Ca^{2+} \text{ غلظت یونهای } = 0.1M$$

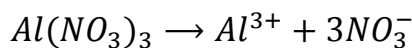
$$NO_3^{-} \text{ غلظت یونهای } = 0.05 + 2 \times 0.1 = 0.25M$$

مثال: در محلولی از $Al(NO_3)_3$ غلظت یون‌های NO_3^{-} برابر 0.3M است.

الف) غلظت یون‌های Al^{3+} در این محلول چقدر است؟

ب) هر لیتر محلول محتوی چند مول $Al(NO_3)_3$ است؟

حل:

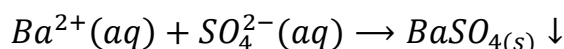


الف) 0.1 M

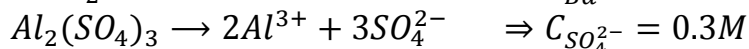
ب) 0.1 mol

مثال: 50ml محلول $BaCl_2$ 0.1 مولار داریم. این محلول با چند ml محلول $Al_2(SO_4)_3$ 0.1 مولار براساس واکنش

زیر به طور کامل واکنش می‌دهد؟



حل:

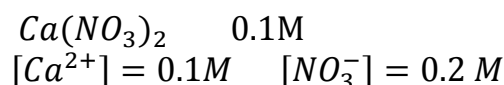


$$\frac{C_A V_A}{a} = \frac{C_B C_B}{b} \Rightarrow 0.1 \times 50 = 0.3 \times V_B \Rightarrow V_B = 16.7 ml$$

همچنین می توانستیم از روش ضرایب تبدیل بصورت زیر استفاده کنیم:

$$50 ml BaCl_2 \times \frac{1 L}{1000 ml} \times \frac{0.1 mol BaCl_2}{1 L} \times \frac{1 mol Ba^{2+}}{1 mol BaCl_2} \times \frac{1 mol SO_4^{2-}}{1 mol Ba^{2+}} \times \frac{1 mol Al_2(SO_4)_3}{3 mol SO_4^{2-}} \times \frac{1000 ml}{0.1 mol} = 16.7 ml$$

معمولاً برای نمایش مولاریته به خصوص مولاریته‌ی یونها از گروه استفاده می‌شود. به عنوان مثال برای محلول $Ca(NO_3)_2$ 0.1 مولار می‌توانیم بنویسیم:



رابطه‌ی مولاریته با درصد وزنی

فرض کنیم محلولی از حل شونده‌ی A با درصد وزنی برابر x و چگالی برابر d با واحد گرم بر سانتیمتر مکعب (یا میلی لیتر) داریم. جرم مولی حل شونده‌ی A را برابر M_A فرض می‌کنیم. در اینصورت برای تعیین مولاریته‌ی A در محلول با فرض آنکه هزار میلی لیتر محلول داریم، می‌توانیم بنویسیم:

$$\text{جرم محلول} = \text{چگالی محلول} \times \text{حجم محلول} = d \times 10^3 = 10^3 d$$

$$\text{جرم } A = m_A = \frac{\text{درصد جرمی محلول} \times \text{جرم محلول}}{100} = \frac{10^3 dx}{100} = 10 xd$$

$$\text{تعداد مول } A = n_A = \frac{\text{جرم حل شونده}}{\text{جرم مولی حل شونده}} = \frac{m_A}{M_A} = \frac{10xd}{M_A}$$

$$\text{مولاریته } A = C_A = \frac{\text{تعداد مول } A}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}} = \frac{\frac{10 xd}{M_A}}{1} = \frac{10 xd}{M_A}$$

بنابراین رابطه مولاریته و درصد وزنی بصورت زیر است:

$$10 \times \text{درصد وزنی} \times \text{چگالی } (g/ml)$$

$$\text{مولاریته} = \frac{\text{جرم مولی حل شونده}}{\text{جرم مولی حل شونده}}$$

مثال: محلولی از HCl با درصد وزنی برابر 37٪ و چگالی برابر $1.19 g/cm^3$ داریم. مولاریته‌ی HCl در این محلول

چقدر است؟

حل:

روش اول:

فرض می‌کنیم 100 g محلول داریم. در اینصورت 37 گرم HCl داریم و می‌توانیم بنویسیم::

$$m_{HCl} = 37g \Rightarrow n_{HCl} = \frac{37}{36.5} = 1.0137 \text{ mol HCl}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow 1.19 \text{ g/cm}^3 = \frac{100g}{V} \Rightarrow V = 84.03 \text{ ml}$$

$$C_{HCl} = \frac{1.0137}{\left(\frac{84.03}{1000}\right)} = 12 \text{ M}$$

روش دوم:

$$1 \text{ L محلول} \times \frac{10^3 \text{ ml محلول}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1.19 \text{ g محلول}}{1 \text{ ml محلول}} \times \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g محلول}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} = 12 \text{ mol HCl} \Rightarrow$$

$$12 \text{ mol HCl} \equiv 1 \text{ L محلول} \Rightarrow C_{HCl} = 12 \text{ M}$$

روش سوم:

$$C_M = \frac{10 \times 37 \times 1.19}{36.5} = 12 \text{ M}$$

مثال: محلولی از H_2SO_4 با درصد وزنی برابر 80٪ و چگالی برابر 1.4 داریم.

الف) مولاریته‌ی اسید سولفوریک در این محلول چقدر است؟

ب) برای تهیه‌ی 500 ML محلول اسید سولفوریک 0.1 مولار به چند میلی‌لیتر از این محلول نیاز داریم؟

حل:

الف)

$$C_{M_{H_2SO_4}} = \frac{10 \times d}{M_A} = \frac{10 \times 80 \times 1.4}{98} \Rightarrow C_{M_{H_2SO_4}} = 11.43 \text{ M}$$

ب)

روش اول:

$$500 \text{ mL } H_2SO_4 \times \frac{0.1 \text{ mol } H_2SO_4}{10^3 \text{ ml } H_2SO_4} \times \frac{10^3 \text{ ml } H_2SO_4}{11.43 \text{ mol } H_2SO_4} = 4.37 \text{ mL } H_2SO_4$$

روش دوم:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 11.43 V_1 = 0.1 \times 500 \Rightarrow V_1 = 4.37 \text{ ml}$$

مولالیت

مولالیت‌هی هر جز در محلول برابر نسبت تعداد مول آن جز به جرم حلال برحسب کیلوگرم است. مولالیت‌هی بیانگر تعداد مول

حل شونده در هر کیلوگرم از حلال است. واحد مولالیت‌هی $\frac{\text{مول حل شونده}}{\text{کیلوگرم حلال}}$ یا به طور خلاصه $(\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1})$ است که آن رامولال می‌نامیم و با m نمایش می‌دهیم. برای مولالیت‌هی داریم:

$$i \text{ مولالیتة جز } = \frac{\text{تعداد مول جز } i}{m_{\text{حلال}}} = \frac{n_i}{m_{\text{حلال}}}$$

با توجه به تعریف مولالیتة، تعداد مول هر جز در محلول برابر حاصلضرب مولالیتة آن جز و جرم حلال بر حسب کیلوگرم است:

$n_i = i \times m_{\text{حلال}}$ مولالیتة جز i or جرم حلال بر حسب کیلوگرم \times مولالیتة جز i = تعداد مول جز i
همچنین برای آنکه در یک محلول با مولالیتة مشخص نسبت به جز i ، تعداد مول جز i برابر n_i باشد، جرم حلال بایستی $m_{\text{حلال}}$ کیلوگرم باشد که $m_{\text{حلال}}$ از رابطه زیر بدست می آید:

$$m_{\text{حلال}} = \frac{n_i}{i \text{ مولالیتة جز } i}$$

مثال: $50g$ اتانول (C_2H_5OH) و $200g$ آب (H_2O) را با هم مخلوط کرده و محلول یکنواختی به دست آورده ایم. مولالیتة C_2H_5OH را در محلول حساب کنید.
حل:

$$i \text{ مولالیتة } C_2H_5OH = \frac{\text{تعداد مول } C_2H_5OH}{\text{جرم حلال بر حسب کیلوگرم}} = \frac{\left(\frac{50}{46}\right)}{0.2} \Rightarrow C_2H_5OH \text{ جز } = 5.44m$$

مثال: برای تهیه $1500g$ محلول $5m$ C_2H_5OH به چند گرم C_2H_5OH و چند گرم آب نیاز داریم؟
حل:

فرض کنیم به m گرم C_2H_5OH نیاز داریم. در اینصورت خواهیم داشت:

$$i \text{ مولالیتة } C_2H_5OH = \frac{\left(\frac{m}{46}\right) \text{ mol}}{\left(\frac{1500 - m}{1000}\right) \text{ kg}} = 5 \Rightarrow 7500 - 5m = \frac{1000m}{46} \Rightarrow m = 280.5g \text{ } C_2H_5OH$$

مابقی جرم محلول آب است و داریم:

$$\text{جرم } H_2O = 1500 - \text{جرم } C_2H_5OH = 1219.5g$$

مثال: محلول های $6m$ و $8m$ از C_2H_5OH را به چه نسبت جرمی با هم مخلوط کنیم تا محلول $7m$ اتانول به دست آید؟
حل:

روش اول:

فرض کنیم اگر m_1 گرم محلول $6m$ را با m_2 گرم محلول $8m$ مخلوط کنیم، $m_1 + m_2$ گرم محلول $7m$ خواهیم داشت. در محلول $6m$ به ازای هر $1000g$ آب $276 = 6 \times 46$ گرم اتانول داریم. پس به ازای هر $1276g$ محلول، 6 مول اتانول و $1000g$ آب داریم. یعنی:

$$\text{تعداد مول اتانول در } m_1 \text{ گرم محلول} = m_1 \times \frac{6}{1276} \text{ و } \text{جرم آب در } m_1 \text{ گرم محلول} = m_1 \times \frac{1000}{1276}$$

در محلول 8m به ازای هر 1000 g آب $8 \times 46 = 368$ گرم اتانول داریم. پس به ازای هر 1368g محلول، 1000g آب و 8 مول اتانول داریم. یعنی:

تعداد مول اتانول در m_2 گرم محلول $= m_2 \times \frac{8}{1368}$ و $m_2 \times \frac{1000}{1368}$ = جرم آب در m_2 گرم محلول
موقع اختلاط تعداد مول اتانول در هر محلول با هم و جرم حلال‌ها در دو محلول با هم جمع می‌شوند و برای محلول حاصله داریم:

$$\text{مولالیته‌ی محلول} = \frac{\left(\frac{6m_1}{1276} + \frac{8m_2}{1368}\right)}{\left(\frac{1000\left(\frac{m_1}{1276} + \frac{m_2}{1368}\right)}{1000}\right)} = 7 \Rightarrow \text{مولالیته‌ی محلول} = \frac{\frac{6}{1276} + \frac{8}{1368}\left(\frac{m_2}{m_1}\right)}{\frac{1}{1276} + \frac{1}{1368}\left(\frac{m_2}{m_1}\right)} = 7$$

$$\Rightarrow \frac{6}{1276} + \frac{8}{1368}x = \frac{7}{1276} + \frac{7}{1368}x \Rightarrow \frac{1}{1276} = \frac{1}{1368}x \Rightarrow \frac{m_2}{m_1} = x = 1.072$$

روش دوم:

فرض کنیم از محلول 6m مقداری برمی داریم که 1 kg حلال داشته باشد، در اینصورت 6 مول هم حل شونده خواهد داشت. همچنین از محلول 8m مقداری برداریم که 1 kg حلال داشته باشیم، در اینصورت 8 مول هم حل شونده خواهد داشت. سپس این دو را با هم مخلوط می‌کنیم. برای مولالیته اتانول در محلول نهایی خواهیم داشت:

$$C_2H_5OH \text{ مولالیته} = \frac{\text{تعداد مول } C_2H_5OH}{\text{جرم حلال بر حسب کیلوگرم}} = \frac{6 + 8}{1 + 1} = \frac{14}{2} = 7$$

یعنی محلول‌ها باید به نسبتی مخلوط شوند که جرم حلال برابر داشته باشند تا مولالیته نهایی برابر 7 نتیجه دهند. در اینصورت برای نسبت جرم محلول‌ها داریم:

$$\frac{\text{جرم محلول } 8m}{\text{جرم محلول } 6m} = \frac{\text{جرم محلول } 8m \text{ به ازای } 1 \text{ kg حلال}}{\text{جرم محلول } 6m \text{ به ازای } 1 \text{ kg حلال}} = \frac{1368}{1276} = 1.072$$

غلظت معمولی

غلظت معمولی هر حل شونده برابر نسبت تعداد گرم‌های آن حل شونده به حجم محلول بر حسب لیتر است. به عبارتی غلظت معمولی بیانگر تعداد گرم‌های حل شونده در هر لیتر محلول است. واحد غلظت معمولی $\frac{\text{گرم حل شونده}}{\text{لیتر محلول}}$ یا به طور ساده تر g/L ($g \cdot L^{-1}$) است. غلظت معمولی جز i را با C_i و مولاریته‌ی جز i را با C_{M_i} نشان می‌دهیم. گاهی اوقات برای سادگی مولاریته‌ی جز i را با C_i نیز نشان می‌دهند. برای غلظت معمولی داریم:

$$C_i = \frac{\text{جرم جز } i \text{ بر حسب گرم}}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}} = \frac{m_i}{V}$$

با توجه به تعریف غلظت معمولی، جرم هر جز در محلول بر حسب گرم برابر حاصلضرب غلظت معمولی آن جز و حجم محلول بر حسب لیتر است:

$$or \quad m_i = C_i \times V$$

حجم محلول بر حسب لیتر \times غلظت معمولی i = جرم جز i بر حسب گرم

همچنین برای آنکه در یک محلول با غلظت معمولی مشخص نسبت به جز i ، جرم جز i بر حسب گرم برابر m_i باشد، حجم محلول بایستی V لیتر باشد که V از رابطه زیر بدست می آید:

$$V = \frac{m_i}{C_i}$$

مثال: در 200 ml آب سه گرم $NaCl$ حل می کنیم. در صورتیکه موقع انحلال $NaCl$ حجم محلول تغییر قابل توجهی نکرده باشد، غلظت معمولی $NaCl$ را حساب کنید.
حل:

$$C_{NaCl} = \frac{3g}{0.2L} = 15 g \cdot L^{-1}$$

باتوجه به تعریف غلظت معمولی می توان روابط زیر را برای آن و ارتباطش با مولاریته در نظر گرفت:

$$\Rightarrow m_i = n_i \times M_i \Rightarrow \text{جرم مولی جزء } i \times \text{تعداد مول } i = \text{جرم جز } i \text{ بر حسب گرم}$$

$$\frac{m_i}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}} = \frac{n_i}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}} \times M_i \Rightarrow C_i = C_{M_i} \times M_i$$

$$\Rightarrow \text{جرم مولی جزء } i \times \text{مولاریته } i = \text{غلظت معمولی } i$$

مثال: در صورتی که درصد جرمی یک محلول نسبت به حل شونده i برابر x و چگالی محلول برابر $d \text{ g/ml}$ باشد، کدام

گزینه غلظت معمولی i را در محلول به درستی نشان می دهد؟ (جرم مولی i را M_i در نظر می گیریم)

$$\left. \begin{array}{l} \text{الف) } \frac{10xd}{M_i} \quad \text{ب) } 10xd M_i \quad \text{ج) } 10xd \quad \text{د) } \frac{10xd}{M_i^2} \end{array} \right\} \text{حل:}$$

رابطه غلظت معمولی با مولاریته و رابطه مولاریته با درصد جرمی و چگالی محلول را داریم که می توانند برای بدست آوردن رابطه غلظت معمولی با درصد جرمی و چگالی محلول بکار روند:

$$\left. \begin{array}{l} C_{M_i} = \frac{10xd}{M_i} \\ C_i = C_{M_i} \times M_i \end{array} \right\} \Rightarrow C_i = 10xd$$

برای غلظت معمولی مشابه مولاریته مسائل مربوط به فرآیندهای رقیق سازی، اختلاط بدون واکنش و اختلاط با واکنش می توان در نظر گرفت. این مسائل به طور مشابه با بحثها و روشهای مطرح شده در بخش مولاریته قابل حل هستند.

مثال: 50 ml محلول HCl با غلظت 10 g/L داریم.

الف) به محلول فوق آب خالص می افزاییم، تاجاییکه حجم محلول را به 150 ml برساند. غلظت معمولی جدید را برای HCl حساب کنید.

(ب) به محلول نهایی قسمت الف، 200 ml محلول HCl با غلظت 5 g/L می‌افزاییم. در محلول حاصل از اختلاط غلظت معمولی HCl چقدر است؟

(ج) چند میلی‌لیتر محلول NaOH با غلظت 1.5 g/L برای واکنش کامل با محلول نهایی قسمت (ب) مورد نیاز است؟

حل:

(الف)

روش اول:

$$C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow 5 \times 10 = C_2 \times 150 \Rightarrow C_2 = 3.33 \text{ g/L}$$

روش دوم:

$$m_{HCl} = C_{HCl} V_{HCl} = 10 \text{ g/L} \times 0.05 \text{ L} = 0.5 \text{ g HCl}$$

$$HCl \text{ غلظت معمولی جدید} = \frac{0.5}{0.15} = 3.33 \text{ g.L}^{-1}$$

(ب)

روش اول:

$$\frac{\sum C_i V_i}{\sum V_i} = \frac{5 \times 0.2 + 3.33 \times 0.15}{0.35} = \frac{1.4995}{0.35} = 4.3 \text{ g.L}^{-1}$$

روش دوم:

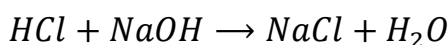
$$HCl \text{ 5 g/L در } 20 \text{ ml محلول } m_{HCl} = 5 \times 0.2 = 1 \text{ g}$$

$$m_{HCl \text{ کل}} = 0.5 + 1 = 1.5 \text{ g}$$

$$HCl \text{ غلظت معمولی جدید} = \frac{1.5}{0.36} = 4.3 \text{ g.L}^{-1}$$

(ج)

روش اول:



$$\frac{C_{M_{HCl}} V_{HCl}}{a_{HCl}} = \frac{C_{M_{NaOH}} V_{NaOH}}{b_{NaOH}} \Rightarrow C_{M_{HCl}} V_{HCl} = C_{M_{NaOH}} V_{NaOH} \Rightarrow \frac{C_{HCl} V_{HCl}}{M_{HCl}} = \frac{C_{NaOH} V_{NaOH}}{M_{NaOH}}$$

$$\Rightarrow \frac{4.3 \times 350}{36.5} = \frac{1.5 \times V_{NaOH}}{40} \Rightarrow V_{NaOH} = 1094.4 \text{ ml}$$

روش دوم:

$$350 \text{ mL HCl محلول} \times \frac{4.3 \text{ gHCl}}{10^3 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ HCl}} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{10^3 \text{ ml aq}}{1.5 \text{ gNaOH}} = 1094.4 \text{ ml NaOH محلول}$$

قسمت در میلیون (*ppm*) و قسمت در بلیون (*ppb*)

قسمت در میلیون (*parts per million*) که آن را با *ppm* نشان می‌دهیم، برابر نسبت تعداد گرمهای حل شونده به تعداد گرمهای محلول ضربدر یک میلیون است و بیانگر تعداد گرمهای حل شونده در یک میلیون گرم محلول است. *ppm* همان سهم حل شونده در یک میلیون قسمت محلول در مقیاس جرمی است. داریم:

$$ppm = \frac{\text{تعداد گرمهای جزء}}{\text{تعداد گرمهای محلول}} \times 10^6 = \text{تعداد گرمهای حل شونده در یک میلیون گرم محلول}$$

قسمت در بلیون یا *parts per billion* مشابه قسمت در میلیون تعریف می‌شود با این تفاوت که به جای میلیون (10^6)، بلیون (10^9) در نظر می‌گیریم. داریم:

$$ppb = \frac{\text{تعداد گرمهای جزء } i}{\text{تعداد گرمهای محلول}} \times 10^9 = \text{تعداد گرمهای حل شونده در یک بلیون گرم محلول}$$

باتوجه به تعاریف *ppm* و *ppb* داریم:

$$ppb = 10^3 \times ppm$$

مثال: $2g NaCl$ را در $100g$ آب حل می‌کنیم. غلظت *NaCl* در محلول را برحسب *ppm* و *ppb* گزارش کنید.
حل:

$$ppm = 1.961 \times 10^4 = \text{غلظت بر حسب } ppm \Rightarrow ppm = 19608 = \frac{2}{102} \times 10^6 = \text{غلظت بر حسب } ppm$$

$$ppb = 1.961 \times 10^7 = \text{غلظت بر حسب } ppb \Rightarrow ppb = 1.961 \times 10^7 = \frac{2}{102} \times 10^9 = \text{غلظت بر حسب } ppb$$

ppm و *ppb* معمولاً زمانی به کار می‌روند که مقدار حل شونده در محلول بسیار کم باشد یا محلول بسیار رقیق باشد. در اینصورت جرم حل شونده بسیار کمتر از جرم حلال خواهد بود و جرم محلول را به طور تقریبی می‌توان همان جرم حلال در نظر گرفت و در روابط *ppm* و *ppb* به جای محلول از حلال استفاده کرد. در اینصورت خواهیم داشت:

$$ppm \simeq \frac{\text{تعداد گرمهای جزء}}{\text{تعداد گرمهای حلال}} \times 10^6 = \frac{10^3 \times \text{تعداد گرمهای جزء}}{\text{تعداد گرمهای حلال}} \Rightarrow ppm \simeq \frac{\text{تعداد میلیگرمهای جزء}}{\text{تعداد کیلوگرم حلال}}$$

$$ppb \simeq \frac{\text{تعداد گرمهای جزء}}{\text{تعداد گرمهای حلال}} \times 10^9 = \frac{10^6 \times \text{تعداد گرمهای جزء}}{\text{تعداد گرمهای حلال}} \Rightarrow ppb \simeq \frac{\text{تعداد میکروگرمهای جزء}}{\text{تعداد کیلوگرم حلال}}$$

مثال: در یک نوع بنزین غلظت گوگرد برابر $150 ppm$ است. در $30 kg$ از این بنزین چند گرم گوگرد وجود دارد؟
حل:

$$30 kg \times \frac{150 mg S}{1 kg} \times \frac{1 g S}{10^3 mg S} = 4.5 g S$$

مثال: در کشوری روزانه به طور متوسط 70 میلیون لیتر بنزین در موتور ماشین‌ها سوزانده می‌شود. در صورتی که غلظت گوگرد در بنزین برابر 150 ppm باشد، مردم این کشور روزانه، به طور متوسط چند تن SO_2 تولید می‌کنند؟

$$d_{\text{بنزین}} = 0.7 \text{ g/mL}$$

حل:

$$70 \times 10^6 \text{ L} \times \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \times \frac{0.7 \text{ g بنزین}}{1 \text{ mL}} \times \frac{150 \text{ mg S}}{10^3 \text{ g بنزین}} \times \frac{1 \text{ g S}}{10^3 \text{ mg S}} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} \times \frac{1 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol S}} \times \frac{64 \text{ g } SO_2}{1 \text{ mol } SO_2} \times \frac{1 \text{ ton } SO_2}{10^6 \text{ g } SO_2} = 14.7 \text{ ton } SO_2$$

در محلول‌های آبی رقیق معمولاً چگالی تقریباً برابر 1 g/cm^3 یا همان چگالی آب خالص است. از این رو هر کیلوگرم محلول معادل 1L محلول نیز هست و برای ppm و ppb بر این اساس می‌توانیم بنویسیم:

$$ppm \approx \frac{\text{تعداد میلیگرمهای جز}}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}}$$

$$ppb \approx \frac{\text{تعداد میکروگرمهای جز}}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}}$$

مثال: غلظت Hg^{2+} در یک محلول برابر 10^{-7} مولار است. غلظت Hg^{2+} در این محلول را بر حسب ppm و ppb حساب کنید. ($Hg=200.7$)

حل:

$$\frac{10^{-7} \text{ mol } Hg^{2+}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{200.7 \text{ g } Hg^{2+}}{1 \text{ mol } Hg^{2+}} \times \frac{10^3 \text{ mg } Hg^{2+}}{1 \text{ g } Hg^{2+}} = 0.0201 \text{ mg } Hg^{2+}$$

$$\frac{0.0201 \text{ mg } Hg^{2+}}{1 \text{ L محلول}} \approx 0.0201 \text{ ppm} = 20.1 \text{ ppb}$$

فرمالیته

1 mol NaCl در آب حل می‌کنیم و 1 لیتر محلول به دست می‌آوریم. با توجه به بحث‌های قبلی غلظت NaCl در محلول باید برابر 1 M باشد. اما در عمل بعثت تفکیک یونی تقریباً کامل NaCl به یون‌های سازنده ($Na^+ + Cl^-$) تعداد مول واقعی NaCl و در نتیجه غلظت آن به طور واقعی در محلول یاد شده تقریباً صفر است. برای حل این مشکل بایستی بین تعداد مول حل شده و تعداد مول واقعی تفاوت قائل شویم. بر این اساس مولاریته را تعداد مول واقعی هرگونه در هر لیتر محلول در نظر می‌گیرند و فرمالیته را تعداد مول حل شده هرگونه در هر لیتر محلول فرض می‌کنند. به عنوان مثال برای محلول قبلی غلظت NaCl برابر یک فرمال و مولاریته‌ی NaCl، Na^+ و Cl^- به ترتیب برابر صفر، یک و یک مولار هستند. فرمالیته مورد پذیرش دانشمندان قرار گرفته است. منتها استفاده از آن چندان پرکاربرد و متداول نیست.

دسته‌بندی غلظت‌ها

برای محلول‌ها انواع مختلفی از تعاریف و واحدها برای بیان نسبت‌ها در محلول می‌توان تعریف نمود که با برخی از آنها قبلاً آشنا شدیم. می‌توان انواع غلظت‌های تعریف شده را براساس معیارهای مختلفی طبقه‌بندی یا دسته‌بندی کرد. یکی از دسته‌بندی‌های متداول بر این اساس است که برای بیان نسبت‌ها جرم یا مول یا حجم حل‌شونده و حلال یا محلول به کار رفته است. براین اساس انواع غلظت‌ها را به سه دسته‌ی زیر تقسیم می‌کنند.

i- روابط جرمی (مولی)-جرمی (مولی): این نوع غلظت‌ها براساس نسبت مول یا جرم حل‌شونده به مول یا جرم حلال یا محلول تعیین می‌شوند، مثل: کسر مولی، درصد وزنی، مولالیته، ppm ، ppb و ...

ii- روابط جرمی (مولی)-حجمی: این نوع غلظت‌ها به صورت نسبت مول یا جرم حل‌شونده به حجم محلول تعریف می‌شوند، مثل: مولاریته، غلظت معمولی و ...

iii- روابط حجمی-حجمی: این نوع غلظت‌ها به صورت نسبت حجم حل‌شونده به حجم محلول یا حلال تعریف می‌شوند. غلظت‌های دسته‌ی سوم معمولاً چندان استفاده نمی‌شوند، درحالی‌که غلظت‌های دسته‌ی اول و دوم پرکاربرد هستند. می‌توان انواع غلظت‌ها را با در دست داشتن اطلاعات مورد نیاز به یکدیگر تبدیل کرد. برای تبدیل غلظت‌های دسته‌ی اول به دسته‌ی دوم یا بالعکس علاوه بر جرم مولی‌ها بایستی اطلاعاتی در مورد رابطه‌ی جرم و حجم محلول یا همان چگالی محلول داشته باشیم، در حالی‌که برای تبدیل غلظت‌های دسته‌ی اول به هم یا دسته‌ی دوم به هم تنها داشتن جرم مولی‌ها معمولاً کفایت می‌کند.

مثال: محلول 12 M از HCl با چگالی 1.2 g/cm^3 داریم. کسر مولی، درصد وزنی، مولالیته، ppm ، ppb و غلظت معمولی HCl را حساب کنید.

حل:

$$1L \text{ محلول} \equiv 12 \text{ mol HCl} \equiv 438 \text{ g HCl} \equiv 1200 \text{ g محلول} \equiv 762 \text{ g H}_2\text{O} \equiv 42.3 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\text{کسر مولی HCl} = \frac{12}{12 + 42.3} = 0.22$$

$$\text{درصد وزنی HCl} = \frac{438}{438 + 762} \times 100 = 36.5\%$$

$$\text{مولالیته} = \frac{12 \text{ mol HCl}}{0.762 \text{ kg H}_2\text{O}} = 15.75 \text{ m}$$

$$\text{ppm} = \frac{438}{1200} \times 10^6 = 3.65 \times 10^5$$

$$\text{ppb} = 3.65 \times 10^5 \times 10^3 = 3.65 \times 10^8$$

$$C_{\text{HCl}} = \frac{438 \text{ g}}{1L} = 438 \text{ g.L}^{-1}$$

اثر دما بر غلظت

با تغییر دما حجم محلول‌ها تغییر می‌کند. به همین علت با تغییر دما مقادیر غلظت‌هایی که در تعاریف آنها حجم به کار می‌رود، عوض می‌شود، اما مقادیر غلظت‌هایی که در تعاریفشان فقط از جرم یا مول استفاده شده مستقل از دما خواهد بود. مثال: با تغییر دما کدامیک از غلظت‌های زیر عوض می‌شود؟

الف) مولالیت (ب) مولاریته (ج) کسر مولی (د) درصدجرمی
حل:

بین غلظت‌های یادشده، فقط در تعریف مولاریته حجم محلول بکار می‌رود، از این رو مولاریته یا همان گزینه (ب) پاسخ صحیح است.

برای محاسبه‌ی کمی تغییر غلظت با دما می‌توان از ضریب انبساط حجمی (α) که به صورت زیر تعریف می‌شود، استفاده نمود:

$$\alpha = \frac{1}{V} \times \frac{\Delta V}{\Delta T}$$

بنابراین α بیانگر تغییرات حجم یک واحد حجم از ماده به علت یک واحد تغییر دما است. با توجه به تعریف α داریم:

$$\Delta V = \alpha \times V \times \Delta T = \text{تغییر حجم محلول بر اثر تغییر دما}$$

مثال: دمای یک محلول $0.5 M$ از یک حل شونده را از $25^\circ C$ تا $75^\circ C$ افزایش می‌دهیم. غلظت جدید محلول در $75^\circ C$ چقدر خواهد بود؟ (α را $0.002^\circ C^{-1}$ در نظر بگیرید)
حل:

یک لیتر محلول در دمای $25^\circ C$ را که محتوی $0.5 mol$ حل شونده است، در نظر می‌گیریم و تغییر حجم آن بر اثر $50^\circ C$ تغییر دما را بصورت زیر بدست می‌آوریم:

$$\Delta V = \alpha \times V \times \Delta T \Rightarrow \Delta V = 0.002 \times 1 \times 50 = 0.1 L$$

بر اساس تغییر حجم محاسبه شده، حجم و غلظت ثانویه بصورت زیر می‌توانند محاسبه شوند:

$$V_2 = V_1 + \Delta V = 1 + 0.1 = 1.1 L \Rightarrow C_2 = \frac{0.5}{1.1} = 0.45 M$$

اصل آووگادرو (*Avogadro's Law*)

اصل آووگادرو بیان می‌کند که حجم‌های یکسان از گازهای مختلف تحت شرایط یکسان (دما و فشار برابر) دارای تعداد مولکول‌های یکسان هستند. به عبارتی تحت شرایط یکسان حجم گاز به تعداد مولکول‌های آن و نه جنس آن بستگی دارد. به عنوان مثال $10 L$ گاز H_2 همان تعداد مولکول H_2 دارد که $10 L$ گاز CH_4 در همان دما و فشار مولکول CH_4 دارد. حجم $1 mol$ از یک گاز یا همان حجم عدد آووگادرو تا از مولکول‌های گاز تحت یک شرایط مشخص (دما و فشار مشخص) حجم مولی گاز نامیده می‌شود و با V_m نمایش داده می‌شود. بین حجم گاز (V) و حجم مولی گاز (V_m) رابطه زیر را می‌توان در نظر گرفت:

$$V_m = \frac{V}{n} \quad \text{or} \quad \text{حجم گاز} = \frac{\text{تعداد مول گاز}}{\text{حجم مولی گاز}}$$

باتوجه به اصل آووگادرو، V_m مستقل از جنس گاز است و برای گازهای مختلف تحت شرایط یکسان برابر است. بنابراین روابط زیر را به شرط یکسان بودن دما و فشار داریم:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad \text{or} \quad V \propto n$$

V_m تنها تابعی از دما و فشار است و برای دما و فشار مشخص، مقدار مشخصی دارد. واحدهای متداول برای دما درجه سانتیگراد یا سلسیوس ($^{\circ}\text{C}$) و کلوین (K) هستند که بصورت زیر با هم ارتباط دارند:

$$T(K) = t(^{\circ}\text{C}) + 273.15$$

واحدهای متداول برای فشار اتمسفر (atm)، بار (bar)، پاسکال (Pa)، سانتیمتر جیوه ($cmHg$) و میلیمتر جیوه ($mmHg$) هستند که بصورت زیر با هم ارتباط دارند:

$$1 Pa = 1 N/m^2, 1 bar = 10^5 Pa = 100 kPa, 1 atm = 101325 Pa,$$

$$1 atm = 76 cmHg = 760 mmHg$$

شرایط استاندارد یا دما و فشار استاندارد (*Standard Temperature and Pressure or STP*) به صورت دمای صفر درجه سانتیگراد یا $273.15 K$ و فشار تقریباً $1 atm$ (به طور دقیق تر فشار $0.987 atm$ یا $1 bar$ یا $100 kPa$) تعریف می‌شود. حجم مولی گازها در شرایط دقیق *STP* ($0^{\circ}\text{C}, 1 bar$) برابر $22.7 L$ و در شرایط تقریبی *STP* ($0^{\circ}\text{C}, 1 atm$) برابر $22.4 L$ است.

شرایط استاندارد اتاق یا دما و فشار استاندارد اتاق (*Standard Ambient Temperature and Pressure or SATP*) به صورت دمای 25°C و فشار تقریباً $1 atm$ (به طور دقیق تر فشار $0.987 atm$ یا $1 bar$ یا $100 kPa$) تعریف می‌شود. حجم مولی گازها در شرایط دقیق *SATP* ($25^{\circ}\text{C}, 1 bar$) برابر $24.8 L$ و در شرایط تقریبی *SATP* ($25^{\circ}\text{C}, 1 atm$) برابر $24.5 L$ است.

مثال: 0.1 مول گاز H_2 در شرایط *STP* ($0^{\circ}\text{C}, 1 atm$) چه حجمی را اشغال می‌کند؟
حل:

$$V = n V_m \Rightarrow V = 0.1 \times 22.4 = 2.24 L$$

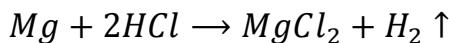
مثال: $1 L$ گاز O_2 در شرایط *STP* حاوی چه تعداد مولکول اکسیژن است؟ چه جرمی برحسب گرم دارد؟
حل:

$$V = n V_m \Rightarrow n = \frac{V}{V_m} \Rightarrow n = \frac{1}{22.4} \Rightarrow n = 0.045 mol$$

$$0.045 mol \times \frac{32 g O_2}{1 mol O_2} = 1.44 g O_2$$

$$\# \text{ molecule } O_2 = 0.045 \times 6.022 \times 10^{23} = 2.71 \times 10^{22} \text{ molecule } O_2$$

مثال: مقدار اضافی منیزیم را در 250ml محلول 0.5M HCl می‌ریزیم. گاز هیدروژن H_2 تولید شده در شرایط STP چه حجمی را اشغال می‌کند؟



حل:

$$mol\ HCl = \frac{0.5\ mol\ HCl}{1\ L\ محلول} \times \frac{250}{1000} L = 0.125\ mol\ HCl$$

$$0.125\ mol\ HCl \times \frac{1\ mol\ H_2}{2\ mol\ HCl} \times \frac{22.4\ L}{1\ mol\ H_2} = 1.4L$$

قانون ترکیب حجمی گیلوساک (Gay-Lussac's Law)

قانون ترکیب حجمی گیلوساک بیان می‌کند که حجم گازهای مصرف شده یا تولید شده در یک واکنش شیمیایی اگر در فشار و دمای ثابت اندازه‌گیری شده باشند، با نسبت‌های اعداد صحیح کوچک بیان می‌شوند. به عنوان مثال 20 L گاز H_2 با 6.67L گاز N_2 در همان دما و فشار واکنش می‌دهد و 13.33L گاز NH_3 در همان دما و فشار تولید می‌کند. نسبت بین حجم‌ها به صورت زیر می‌باشد که کلیه‌ی نسبت‌ها بصورت نسبت‌هایی بین اعداد صحیح کوچک هستند:

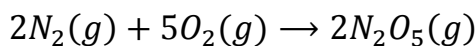
$$\frac{V_{H_2}}{V_{N_2}} = \frac{20}{6.67} = \frac{3}{1}$$

$$\frac{V_{H_2}}{V_{NH_3}} = \frac{20}{13.33} = \frac{3}{2}$$

$$\frac{V_{N_2}}{V_{NH_3}} = \frac{6.67}{13.33} = \frac{1}{2}$$

همانطور که قبلاً نیز دیدیم، مواد در یک واکنش شیمیایی با تعداد مول‌هایی به نسبت ضرایب استوکیومتری آن‌ها در معادله موازنه شده واکنش تولید یا مصرف می‌شوند. با توجه به اصل آووگادرو نیز نسبت حجم گازها همان نسبت تعداد مول آنهاست. بنابراین نسبت حجم گازهای تولید یا مصرف شده در یک واکنش شیمیایی همان نسبت بین ضرایب استوکیومتری گازها در معادله‌ی واکنش است که معمولاً اعداد صحیح کوچکی هستند. از این رو می‌توان قانون ترکیب حجمی گیلوساک را توجیه کرد.

مثال: ترکیب N_2O_5 را می‌توان به صورت زیر از واکنش گازهای N_2 و O_2 بدست آورد:



الف) هر حجم گاز نیتروژن با چند حجم گاز اکسیژن واکنش می‌دهد و چند حجم گاز دی نیتروژن پنتا اکسید تولید می‌کند؟
ب) 10 L گاز نیتروژن در شرایط استاندارد، چند لیتر گاز اکسیژن در شرایط استاندارد براساس واکنش بالا مصرف خواهد کرد؟ چند گرم گاز N_2O_5 تولید خواهد کرد؟

حل:

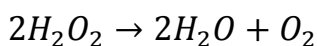
الف) هر حجم N_2 با 2.5 حجم O_2 واکنش می‌دهد و یک حجم N_2O_5 تولید می‌کند.

ب)

$$10 L N_2 \times \frac{1 mol N_2}{22.4 L N_2} \times \frac{5 mol O_2}{2 mol N_2} \times \frac{22.4 L O_2}{1 mol O_2} = 25 L O_2$$

$$10 L N_2 \times \frac{1 mol N_2}{22.4 L N_2} \times \frac{2 mol N_2 O_5}{2 mol N_2} \times \frac{108 g N_2 O_5}{1 mol N_2 O_5} = 48.21 g N_2 O_5$$

مثال: آب اکسیژنه (H_2O_2) در اثر تجزیه آب و اکسیژن تولید می‌کند. برای تهیه‌ی 50 L گاز اکسیژن در شرایط استاندارد نیازمند تجزیه‌ی چند گرم H_2O_2 هستیم؟ بازده واکنش تجزیه را 80% در نظر بگیرید.



حل:

$$50 L O_2 \times \frac{1 mol O_2}{22.4 L O_2} \times \frac{2 mol H_2O_2}{1 mol O_2} \times \frac{34 g H_2O_2}{1 mol H_2O_2} \times \frac{100}{80} = 189.7 g H_2O_2$$

گاز کامل

گاز کامل یا گاز ایده‌آل گازی است که: (1) نیروهای بین مولکولی یا جاذبه و دافعه بین مولکول‌ها نداشته باشد. (2) حجم مولکول‌ها برابر صفر باشد یا در واقع بتوان مولکول‌ها را به صورت نقاط مادی در نظر گرفت. می‌توان نشان داد که گازهای کامل در رابطه‌ی زیر صدق می‌کنند:

$$PV = nRT$$

دمای مطلق \times ثابت جهانی گازها \times تعداد مول = حجم \times فشار

$$R = 0.0821 \text{ atm} \cdot L / K \cdot mol = 8.3143 \text{ J} / K \cdot mol$$

به معادله یا رابطه‌ای که ارتباط بین دما، فشار و حجم یک سیستم را نشان می‌دهد، معادله‌ی حالت آن سیستم می‌گویند. به عنوان مثال معادله‌ی $PV = nRT$ معادله‌ی حالت گاز کامل نامیده می‌شود. که ممکن است به صورت‌های زیر نیز نوشته شود:

$$\frac{PV}{nRT} = 1 \quad \text{or} \quad PV_m = RT \quad \text{or} \quad V_m = \frac{RT}{P}$$

در معادله‌ی حالت گاز کامل، دما، دمای مطلق یا دما در مقیاس کلوین است. با در دست داشتن سه کمیت از چهار کمیت n, P, V, T برای گاز کامل می‌توان کمیت چهارم را با استفاده از معادله‌ی حالت گاز کامل پیدا کرد. بایستی دقت داشته باشیم که واحدهای کمیت‌های یاد شده و واحد ثابت جهانی گازها با همدیگر همخوانی داشته باشد. در صورتیکه فشار برحسب اتمسفر (atm) و حجم برحسب لیتر (L) باشد، مقدار R برابر $R = 0.0821 \text{ atm} \cdot L / K \cdot mol$ در نظر گرفته می‌شود. در سیستم SI که فشار برحسب پاسکال (Pa) و حجم برحسب مترمکعب (m^3) است، مقدار R برابر $R = 8.3143 \text{ J} / K \cdot mol$ در نظر گرفته می‌شود.

گازهای حقیقی معمولاً دارای نیروی بین مولکولی هستند و همواره حجم مولکول‌های آنها غیرصفر است. بنابراین گازهای حقیقی شرایط گاز کامل را ندارند و در حالت کلی نمی‌توان آنها را گاز کامل محسوب کرد. با این وجود در فشارهای نسبتاً پایین و دماهای نسبتاً بالا مولکول‌های گازها به حد کافی از هم دورند، بطوریکه می‌توان از نیروهای بین مولکولی آنان و حجم مولکول‌ها در مقابل حجم ظرف چشم پوشید و بنابراین می‌توان گازهای حقیقی را شبیه گاز کامل در نظر گرفت. در محاسبات ما در صورتی که مسئله اطلاعاتی در مورد ویژگی‌ها و رفتار گازها فراهم نکرده باشد، با گازها به صورت گازهای کامل برخورد می‌کنیم.

مثال: 50g گاز اکسیژن در $2\text{atm}, 30^\circ\text{C}$ چه حجمی را برحسب لیتر اشغال می‌کند؟

حل:

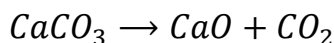
$$PV = nRT \Rightarrow 2V = \left(50 \text{ gO}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ gO}_2}\right) \times 0.0821 \times (30 + 273) \Rightarrow V = 19.4 \text{ L}$$

مثال: حجم مولی گازها در دمای 100°C و فشار 1atm را به دست آورید.

حل:

$$V_m = \frac{RT}{P} \Rightarrow V_m = \frac{0.0821 (100 + 273)}{1} \Rightarrow V_m = 30.6 \text{ L}$$

مثال: کربنات کلسیم مطابق واکنش زیر در اثر حرارت تجزیه می‌شود. از تجزیه‌ی یک کیلوگرم CaCO_3 چند لیتر گاز CO_2 در دمای 300°C و فشار 500 mmHg تولید می‌شود؟



حل:

$$P = 500 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0.658 \text{ atm}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 1 \text{ kg CaCO}_3 \times \frac{10^3 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ kg CaCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 10 \text{ mol CO}_2$$

$$PV = nRT \Rightarrow$$

$$0.658 \times V = 10 \times 0.0821 \times (300 + 273) \Rightarrow V = 715 \text{ L}$$

مثال: مولاریته‌ی یک گاز را می‌توان به صورت تعداد مول گاز در هر لیتر تعریف کرد. رابطه‌ی مولاریته با دما و فشار را برای گاز کامل به دست آورید. چه رابطه‌ای بین مولاریته و حجم مولی گاز داریم؟

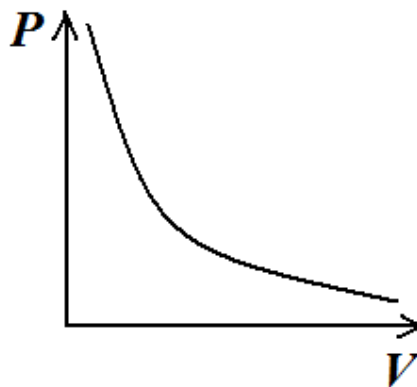
حل:

$$\text{مولاریته‌ی گاز} = \frac{n}{V} = \frac{P}{RT} = \frac{1}{V_m}$$

قانون بویل (Boyle's Law)

قانون بویل بیان می‌کند که حجم یک نمونه گاز در دمای ثابت با فشار گاز رابطه‌ی معکوس دارد:

$$V = \frac{k}{P} \text{ or } PV = k \text{ or } V \propto \frac{1}{P} \text{ or } P_1V_1 = P_2V_2 \text{ or } \text{حجم ثانویه} \times \text{فشار ثانویه} = \text{حجم اولیه} \times \text{فشار اولیه}$$



شکل: نمودار فشار بر حسب حجم که رابطه معکوس آنها با هم را نشان می‌دهد.

در صورتی که n و T در معادله‌ی حالت گاز کامل ثابت باشند، خواهیم داشت:

$$PV = nT \left(\text{ثابت می‌باشد} \right) \times R \left(\text{ثابت} \right) = k \text{ مقداری ثابت}$$

بنابراین مقدار ثابت تناسب در قانون بویل یعنی k در $PV = k$ برابر nRT است.

مثال: در دمای ثابت حجم یک نمونه گاز هیدروژن در اثر انبساط از 5 L به 50 L می‌رسد. در صورتی که فشار اولیه‌ی گاز 8 atm باشد، فشار نهایی گاز بر حسب atm چقدر خواهد بود؟

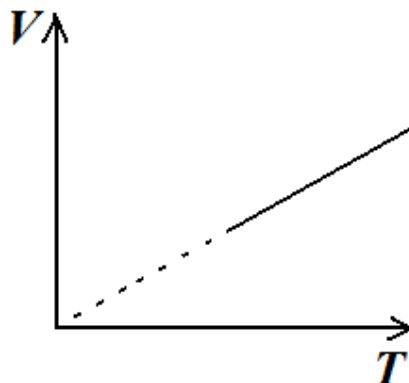
حل:

$$P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow 8 \times 5 = P_2 \times 50 \Rightarrow P_2 = 0.8 \text{ atm}$$

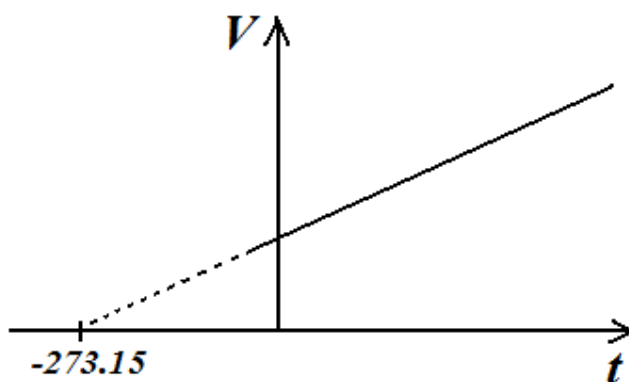
قانون شارل (Charles's Law)

بنابر قانون شارل حجم یک نمونه گاز در فشار ثابت با دمای مطلق گاز رابطه‌ی مستقیم دارد:

$$V = k'T \text{ or } \frac{V}{T} = k' \text{ or } V \propto T \text{ or } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ or } \frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \text{ or } \frac{\text{دمای ثانویه}}{\text{دمای اولیه}} = \frac{\text{حجم ثانویه}}{\text{حجم اولیه}}$$



شکل: نمودار حجم بر حسب دمای مطلق که رابطه مستقیم آنها با هم را نشان می دهد.



شکل: نمودار حجم بر حسب دمای سلسیوس

در صورتی که n و P در معادله‌ی حالت گاز کامل باشند خواهیم داشت:

$$P (\text{ثابت}) \times V = nR (\text{ثابت}) \times T \Rightarrow \frac{V}{T} = \frac{nR}{P} = k' \text{ مقدار ثابت}$$

بنابراین مقدار ثابت در قانون شارل (ثابت $k' = \frac{V}{T}$) است.

مثال: دمای یک نمونه گاز در فشار ثابت با حرارت دادن از 25°C به 50°C می‌رسد. در اثر این کار حجم گاز چند برابر می‌شود؟ همچنین تعیین کنید حجم گاز چند درصد تغییر می‌کند؟

حل:

$$\frac{T_2}{T_1} = \frac{V_2}{V_1} \Rightarrow \frac{50 + 273}{25 + 273} = \frac{V_2}{V_1} \Rightarrow \frac{V_2}{V_1} = 1.084$$

بنابراین حجم 1.084 برابر می‌شود.

$$1.084 \times 100 = 108.4\%$$

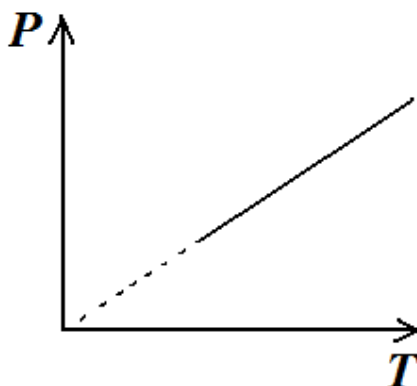
$$108.4 - 100 = 8.4\% \Rightarrow$$

بنابراین حجم دارای درصد تغییرات 8.4% است.

قانون آمونتون (*Amonton's Law*)

قانون آمونتون بیان می‌کند که فشار یک نمونه گاز در حجم ثابت با دمای مطلق گاز رابطه‌ی مستقیم دارد:

$$P = k''T \text{ or } \frac{P}{T} = k'' \text{ or } P \propto T \text{ or } \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \text{ or } \frac{P_2}{P_1} = \frac{T_2}{T_1} \text{ or } \frac{\text{فشار ثانویه}}{\text{فشار اولیه}} = \frac{\text{دمای ثانویه}}{\text{دمای اولیه}}$$



شکل: نمودار فشار بر حسب دمای مطلق که رابطه مستقیم آنها با هم را نشان می‌دهد.

در صورتی که n و V در معامله‌ی حالت گاز کامل ثابت باشند، داریم:

$$PV = nRT \Rightarrow P \times V (\text{ثابت}) = nR (\text{ثابت}) \times T \Rightarrow \frac{P}{T} = k'' = \frac{nR}{V} \text{ ثابت}$$

بنابراین مقدار ثابت در قانون آمونتون $k'' = \frac{P}{T}$ برابر $\frac{nR}{V}$ است.

مثال: یک نمونه گاز در یک ظرف با حجم ثابت در دمای 25°C فشاری برابر 1 atm دارد. در اثر حرارت دما و فشار ظرف

بالا می‌رود. در صورتی که فشار نهایی گاز 1.2 atm باشد، دمای نهایی گاز چند $^\circ\text{C}$ است؟

حل:

$$\frac{P_2}{P_1} = \frac{T_2}{T_1} \Rightarrow \frac{1.2}{1} = \frac{T_2}{(25 + 273)} \Rightarrow T_2 = 357.6\text{ K} = 84.6\text{ }^\circ\text{C}$$

چگالی گاز کامل

برای چگالی گاز کامل داریم:

$$\text{چگالی} = \frac{\text{جرم}}{\text{حجم}} \text{ or } d = \frac{m}{V}$$

$$\left. \begin{array}{l} PV = nRT \\ n = \frac{\text{جرم}}{\text{جرم مولی گاز}} = \frac{m}{M} \end{array} \right\} \Rightarrow PV = \left(\frac{m}{M}\right) RT \Rightarrow \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT} \Rightarrow$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT} \quad \text{یا} \quad \text{چگالی} = \frac{\text{جرم مولی گاز} \times \text{فشار}}{\text{دمای مطلق} \times \text{ثابت جهانی گازها}}$$

در رابطه $d = \frac{PM}{RT}$ برای سازگار بودن واحدها با هم، معمولاً فشار (P) بر حسب اتمسفر، جرم مولی (M) بر حسب گرم بر مول، چگالی (d) بر حسب گرم بر لیتر و ثابت جهانی گازها (R) $0.0821 \frac{\text{atm.L}}{\text{K.mol}}$ در نظر گرفته می شود.
مثال: چگالی گاز متان CH_4 را در $25^\circ C$ و 1 atm بدست آورید.
حل:

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow d = \frac{1 \times 16}{0.0821 \times (25 + 273)} = 0.654 \text{ g/L}$$

مثال: چگالی یک نمونه گاز در شرایط استاندارد 1.63 g/L است. گاز فوق کدام یک از موارد ذیل می تواند باشد؟

الف) Cl_2 ب) HCl ج) CH_4 د) O_2

حل:

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow 1.63 = \frac{1 \times M}{0.0821 \times 273} \Rightarrow M = 36.53$$

با توجه به جرم مولی بدست آمده، گزینه (ب) انتخاب مناسبی است.

مثال: از سوختن 10 g از یک ترکیب آلی $14.67 \text{ g } CO_2$ و $6 \text{ g } H_2O$ بعنوان تنها محصولات تولید می شود.

الف) درصد جرمی کربن و هیدروژن را در ترکیب یاد شده بدست آورید؟

ب) آیا در ترکیب مذکور به جز کربن و هیدروژن، عنصر دیگری نیز وجود دارد؟ در صورت مثبت بودن پاسخ نوع عنصر و درصد جرمی آن را مشخص کنید.

ج) فرمول تجربی ترکیب یاد شده را بدست آورید.

د) در صورتی که چگالی ترکیب یاد شده به صورت گاز در فشار 50 mm Hg و دمای $40^\circ C$ برابر 0.154 g/L باشد،

فرمول مولکولی ترکیب یاد شده را تعیین کنید.

حل:

الف)

$$14.67 \text{ g } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \times \frac{1 \text{ mol } C}{1 \text{ mol } CO_2} \times \frac{12 \text{ g } C}{1 \text{ mol } C} \times \frac{100}{10 \text{ g ترکیب}} = 40\% C$$

$$6 \text{ g } H_2O \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \times \frac{2 \text{ mol } H}{1 \text{ mol } H_2O} \times \frac{1 \text{ g } H}{1 \text{ mol } H} \times \frac{100}{10 \text{ g ترکیب}} = 6.7\% H$$

ب)

$$\text{مجموع درصدهای جرمی کربن و هیدروژن} = 40 + 6.7 = 46.7\%$$

از آنجائیکه مجموع درصد جرمی هیدروژن و کربن کمتر از 100% است، نتیجه می گیریم که عنصر یا عناصر دیگری هم حضور دارند که تنها عنصر ممکن دیگر با توجه به محصولات اکسیژن است و درصد جرمی آن هم بصورت زیر می تواند بدست آید:

$$درصد جرمی اکسیژن = 100 - 46.7 = 53.3\%$$

ج) در 100g ترکیب داریم:

$$\left. \begin{array}{l} n(H) = 6.7 \text{ mol } H \\ n(C) = \left(\frac{40}{12}\right) = 3.33 \text{ mol } C \\ n(O) = \left(\frac{53.3}{16}\right) = 3.33 \text{ mol } O \end{array} \right\} \rightarrow \left. \begin{array}{l} \left(\frac{6.7}{3.33}\right) = 2 \\ \left(\frac{3.33}{3.33}\right) = 1 \\ \left(\frac{33.3}{3.33}\right) = 1 \end{array} \right\} \rightarrow CH_2O$$

(د)

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow 0.154 = \frac{\left(\frac{50}{760}\right)M}{0.0821 \times (40 + 273)} \Rightarrow M = 60.2$$

$$CH_2O \text{ جرم فرمولی} = 12 + 2 + 16 = 30$$

$$\frac{60.2}{30} \approx 2 \Rightarrow \text{فرمول مولکولی: } C_2H_4O_2$$

مخلوط گازهای کامل

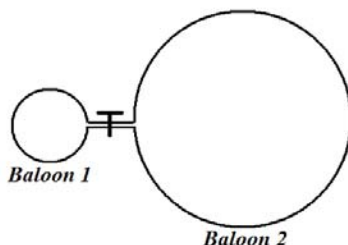
گاهی اوقات ما با مخلوطی از گازها سر و کار داریم. در صورتی که بتوانیم تک تک گازهای مخلوط را گاز کامل در نظر بگیریم، خواهیم توانست از معادله‌ی $PV = nRT$ یعنی معادله‌ی حالت گازهای کامل برای کل مخلوط استفاده کنیم، تنها بایستی بدین نکته توجه کنیم که کمیت‌هایی مثل تعداد مول را برای کل مخلوط و نه فقط یک جزء در نظر بگیریم.

مثال: 2mol گاز اکسیژن و یک مول گاز نیتروژن در یک ظرف با حجم 3L در دمای 60°C قرار دارد. فشار اعمال شده توسط مخلوط دو گاز در این ظرف چقدر است؟

حل:

$$PV = nRT \Rightarrow P \times 3 = 3 \times 0.0821 \times (60 + 273) \Rightarrow P = 27.34 \text{ atm}$$

مثال: دو بالن شیشه‌ای مطابق شکل زیر با یک رابط به هم متصل‌اند. در ابتدا شیر بالن‌ها بسته است و بالن 1 محتوی گاز نیتروژن با فشار 1.5 atm و بالن 2 محتوی گاز اکسیژن با فشار 3 atm است. بعد از باز کردن شیر، فشار نهایی بالن‌ها برحسب atm چقدر خواهد بود؟ دما ثابت و برابر 25°C و حجم بالن 1 برابر 1 لیتر و حجم بالن 2 برابر 5L است.



حل:

$$n_{N_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{1.5 \times 1}{0.0821 \times (25 + 273)} = 0.0613 \text{ mol } N_2$$

$$n_{O_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{3 \times 5}{0.0821 \times (25 + 273)} = 0.613 \text{ mol } O_2$$

$$n_{\text{کل}} = n_{O_2} + n_{N_2} = 0.613 + 0.0613 = 0.674 \text{ mol}$$

$$P_{\text{کل}} V_{\text{کل}} = n_{\text{کل}} RT \Rightarrow 6 \times P_{\text{کل}} = 0.674 \times 0.0821 \times 298 \Rightarrow P_{\text{کل}} = 2.75 \text{ atm}$$

فشارهای جزئی و قانون فشارهای جزئی دالتون

برای اجزای سازنده‌ی یک مخلوط گازی می‌توان کمیت‌هایی مانند فشار جزئی و حجم جزئی را در نظر گرفت. فشار جزئی هر جزء در یک مخلوط گازی برابر فشاری است که آن جزء اعمال می‌کند، اگر تمام حجم مخلوط را در همان دمای مخلوط به تنهایی اشغال کند. برای فشار جزئی یک جز در مخلوط گازی می‌توان روابط زیر را در نظر گرفت:

$$P_i = \frac{n_i RT}{V} \quad \text{فشار جزئی } i : \text{ برای جزء } i$$

$$\frac{P_i}{P_{\text{مخلوط}}} = \frac{n_i}{n_{\text{مخلوط}}} = \text{کسر مولی } i = x_i \Rightarrow P_i = x_i P_{\text{مخلوط}}$$

قانون فشارهای جزئی دالتون بیان می‌کند که فشار کلی یک مخلوط برابر مجموع فشارهای جزئی تک تک اجزای سازنده‌ی مخلوط است (در صورتیکه حجم ظرف و دما یکسان باشد).

$$P_{\text{کل}} = P_{\text{مخلوط}} = P_A + P_B + P_C + P_D + \dots = \sum P_i$$

$$P_A + P_B + P_C + \dots = \sum P_i = \sum x_i P_{\text{مخلوط}} = P_{\text{مخلوط}} \times \sum x_i = P_{\text{مخلوط}} \times 1 = P_{\text{مخلوط}}$$

مثال: هوا مخلوطی از گازهای نیتروژن، اکسیژن و برخی گازهای دیگر است. در صورتی که درصد مولی اکسیژن در هوا برابر 21٪ باشد، فشار جزئی گاز اکسیژن در هوا چقدر است؟ فشار هوا را 1 atm در نظر بگیرید.

حل:

$$P_{O_2} = x_{O_2} P_{\text{مخلوط}} \Rightarrow P_{O_2} = \frac{21}{100} \times 1 = 0.21 \text{ atm}$$

مثال: مخلوطی از 50 g گاز اکسیژن و 50 g گاز متان در ظرفی تحت فشار 600 mmHg قرار دارد. فشار جزئی گاز اکسیژن در این مخلوط چقدر است؟

حل:

$$n_{\text{کل}} = \left(\frac{50}{32}\right) + \left(\frac{50}{16}\right) = 4.6875$$

$$n_{O_2} = \frac{50}{32} = 1.5625$$

$$P_{O_2} = x_{O_2} P_{\text{مخلوط}} = \frac{n_{O_2}}{n_{\text{کل}}} \times P_{\text{مخلوط}} = \frac{1.5625}{4.6875} \times \frac{600}{760} = 0.26 \text{ atm}$$

مثال: هوا را از روی یک توری سیمی داغ عبور می‌دهیم. قسمتی از اکسیژن هوا به خاطر واکنش با توری سیمی داغ مصرف می‌شود. کسر مولی اکسیژن در هوای ورودی برابر 0.21 و در هوای خروجی 0.15 است. با فرض استاندارد بودن شرایط به سؤالات زیر پاسخ دهید. فشار هوای ورودی و خروجی را یک اتمسفر در نظر بگیرید.

الف) فشار جزئی اکسیژن و نیتروژن را در هوای ورودی و خروجی حساب کنید. کسر مولی نیتروژن را در هوای ورودی 0.78 در نظر بگیرید.

ب) در صورتی که افزایش جرم توری سیمی به علت واکنش با اکسیژن و افزوده شدن اکسیژن 50g باشد، چند لیتر هوا در قسمت ورودی استفاده شده است؟

حل:

الف)

در مورد اکسیژن می‌توانیم بصورت زیر عمل کنیم:

$$\text{ورودی: } P_{O_2} = x_{O_2} P_{\text{مخلوط}} = 0.21 \times 1 = 0.21$$

$$\text{خروجی: } P_{O_2} = x_{O_2} P_{\text{مخلوط}} = 0.15 \times 1 = 0.15$$

در مورد نیتروژن می‌توانیم بصورت زیر عمل کنیم:

ورودی

خروجی

مخلوط 1 mol

مخلوط (1 - w) mol

0.78 mol N₂

0.78 mol N₂

0.21 mol O₂

(0.21 - w) mol O₂

0.01 mol others

0.01 mol others

$$x_{O_2 \text{ خروجی}} = \frac{0.21 - w}{1 - w} = 0.15 \Rightarrow w = 0.0706$$

$$x_{N_2 \text{ خروجی}} = \frac{0.78}{1 - w} \Rightarrow x_{N_2 \text{ خروجی}} = 0.84$$

$$P_{N_2 \text{ خروجی}} = x_{N_2 \text{ خروجی}} P_{\text{مخلوط}} = 0.84 \times 1 = 0.84 \text{ atm}$$

ب)

راه حل اول:

فرض کنیم حجم هوای ورودی V لیتر بوده باشد، در اینصورت داریم:

$$\text{تعداد مول اکسیژن ورودی} = \frac{P_{O_2 \text{ ورودی}} V}{RT} = \frac{0.21 \times V}{0.0821 \times 273} = 0.00937 \times V \text{ mol}$$

$$\text{تعداد مول کل ورودی} = \frac{P_{\text{ورودی}} V}{RT} = \frac{1 \times V}{0.0821 \times 273} = 0.0446 \times V \text{ mol}$$

$$\text{تعداد مول غیراکسیژن ورودی} = \text{تعداد مول کل} - \text{تعداد مول اکسیژن} = 0.0446 \times V - 0.00937 \times V = 0.03523 \times V \text{ mol}$$

$$\text{تعداد مول اکسیژن مصرف شده} = \frac{50}{32} = 1.562 \text{ mol}$$

$$\text{تعداد مول اکسیژن مصرف شده} - \text{تعداد مول اکسیژن ورودی} = \text{تعداد مول اکسیژن باقیمانده} = 0.00937V - 1.562$$

$$\text{کسر مولی اکسیژن خروجی} = \frac{\text{تعداد مول اکسیژن خروجی}}{\text{تعداد مول غیراکسیژن ورودی} + \text{تعداد مول اکسیژن خروجی}} \Rightarrow$$

$$\text{کسر مولی اکسیژن خروجی} = \frac{0.00937V - 1.562}{0.00937V - 1.562 + 0.03523 \times V} = 0.15 \Rightarrow V = 495.4L$$

راه حل دوم:

$$\text{تعداد مول اکسیژن مصرف شده} = \frac{50}{32} = 1.562 \text{ mol}$$

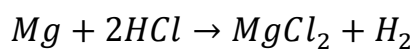
با توجه به قسمت (الف) بازای هر مول مخلوط ورودی، 0.0706 مول اکسیژن مصرف می شود. پس برای محاسبه تعداد مول مخلوط ورودی با توجه به مول اکسیژن مصرف شده داریم:

$$\text{تعداد مول مخلوط ورودی} = 1.562 \times \frac{1}{0.0706} = 22.1 \text{ mol}$$

با توجه به تعداد مول مخلوط ورودی، می توانیم حجم مخلوط ورودی را بصورت زیر حساب کنیم:

$$\text{حجم مخلوط ورودی} = 22.1 \text{ mol} \times \frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 495L$$

مثال: مقدار اضافی فلز Mg در 250 ml محلول HCl با غلظت نامعلوم می ریزیم. فلز منیزیم با HCl محلول به صورت زیر واکنش می دهد و گاز H_2 تولید می کند.



در $25^\circ C$ ، 1.5 L گاز با فشار 1 atm در روی محلول جمع می شود. فشار بخار آب در مخلوط گازی بالای محلول 24 mmHg است.

(الف) فشار جزئی گاز هیدروژن در مخلوط گازی بالای محلول چقدر است؟

(ب) تعداد مول گاز هیدروژن تولید شده چقدر است؟

(ج) تعداد مول HCl مصرف شده چقدر است؟

(د) غلظت HCl در محلول اولیه چقدر بوده است؟

حل:

(الف)

$$P_{H_2} = P_{\text{کل}} - P_{\text{آب}} = 760 - 24 = 736 \text{ mmHg} = 0.97 \text{ atm}$$

(ب)

$$PV = nRT \Rightarrow 0.97 \times 1.5 = n \times 0.0821 \times 298 \Rightarrow n_{H_2} = 0.06 \text{ mol } H_2$$

(ج)

$$0.06 \text{ mol } H_2 \times \frac{2 \text{ mol } HCl}{1 \text{ mol } H_2} = 0.12 \text{ mol } HCl$$

(د)

$$C_{M_i} = \frac{n}{V} \Rightarrow C_{M_{HCl}} = \frac{0.12}{0.25} = 0.48M$$
