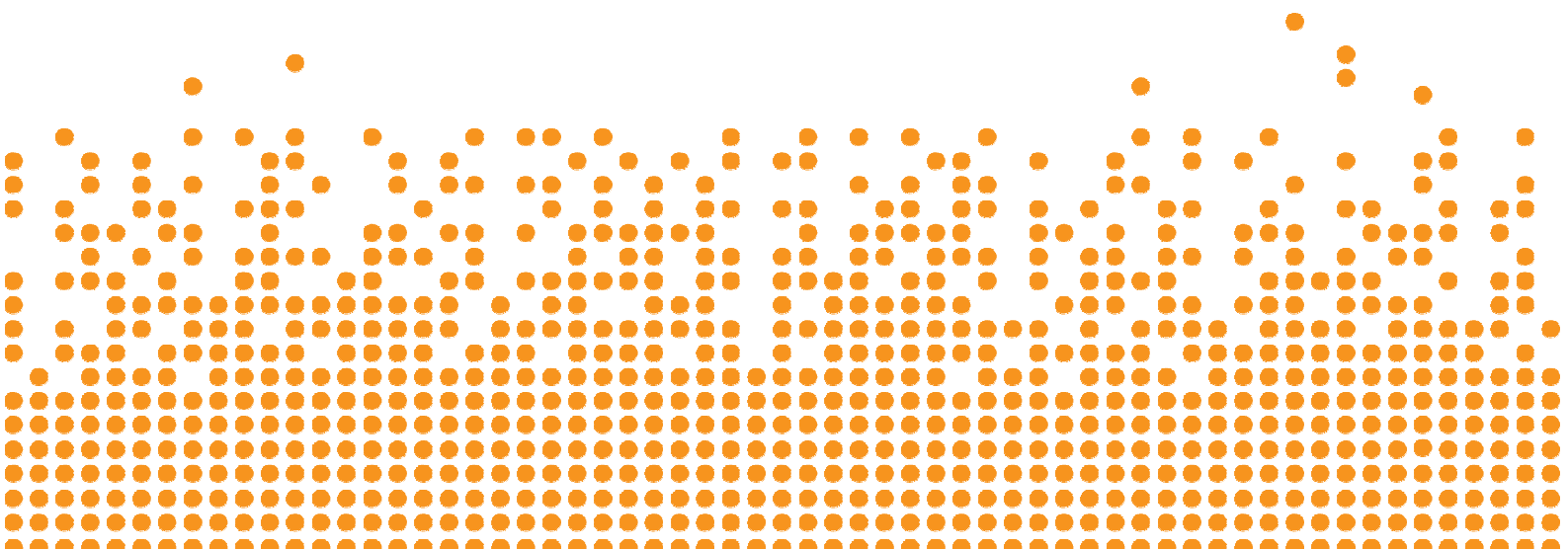




شیمی ۳

بخش اول:

واکنش‌های شیمیایی و استوکیومتری



بخش اول

واکنش‌های شیمیایی و استوکیومتری

تغییرات فیزیکی و شیمیایی

تغییر فیزیکی:

در تغییر فیزیکی تنها حالت فیزیکی ماده دچار تغییر می‌شود و ساختار ذره‌های تشکیل دهنده آن تغییری نمی‌کند.

تغییر شیمیایی:

در تغییر شیمیایی ساختار ذرات تشکیل دهنده، تغییر می‌کند.

نکته: فیزیکی و شیمیایی بودن واکنش‌ها یک طیف است و ممکن است یک واکنش بیشتر جنبه‌ی شیمیایی یا بیشتر جنبه‌ی فیزیکی داشته باشد.

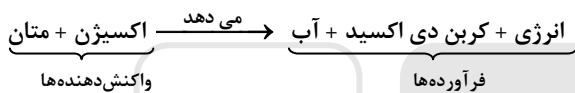
نکته: واکنش‌های شیمیایی ممکن است با آزاد کردن انرژی به صورت نور، گرما یا صوت همراه باشند و تولید یک گاز، تشکیل یک رسوب یا یک تغییر رنگ را در پی داشته باشند.

نمایش واکنش‌های شیمیایی

واکنش شیمیایی:

توصیفی است برای یک تغییر شیمیایی که طی آن یک یا چند ماده‌ی شیمیایی به یک یا چند ماده‌ی شیمیایی دیگر تبدیل می‌شوند.

معادله‌ی نوشتاری: معادله‌ای که به وسیله‌ی آن واکنش شیمیایی توصیف می‌شود. مثال:



واکنش دهنده‌ها

فرآورده‌ها

• معادله واکنش شیمیایی

معادله‌ی نمادی: معادله‌ای که در آن برای نمایش اتم‌ها و مولکول‌های شرکت کننده در یک واکنش از نمادها و فرمول‌های شیمیایی استفاده می‌شود. مثال:



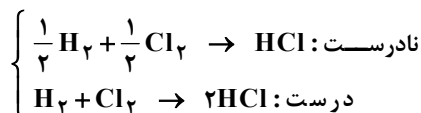
• همه‌ی واکنش‌های شیمیایی از قانون پایستگی جرم پیروی می‌کنند، بدین معنی که در طی یک واکنش شیمیایی نه اتمی به وجود می‌آید و نه از بین می‌رود، بلکه پس از انجام واکنش همان اتم‌ها به شیوه‌ی دیگری به هم متصل می‌شوند.

موازنه‌ی واکنش‌های شیمیایی

• معادله‌ی موازنه نشده: از آن جایی که در یک واکنش شیمیایی نه اتمی به وجود می‌آید و نه از بین می‌رود بلکه پس از انجام واکنش همان اتم‌ها به شیوه‌ی دیگری به هم متصل می‌شوند، پس تعداد اتم‌ها در دو طرف معادله باید یکسان باشد. در غیر این صورت معادله‌ی واکنش را «موازنه نشده» می‌گویند.

• معادله‌ی موازنه شده: به معادله‌ی شیمیایی‌ای گفته می‌شود که تعداد اتم‌های هر عنصر در دو طرف معادله یکسان باشد.

• بر طبق قرارداد ضرایب موجود در یک معادله‌ی شیمیایی موازنه شده، بایستی کوچک‌ترین عدد صحیح (غیر کسری) ممکن باشد. مثال:



• روش واریسی: روشی گام به گام است که با کمک آن می‌توان یک معادله‌ی شیمیایی را به صورت ساده‌تری موازنه کرد.

درس نامه‌ی «موازنه‌ی واکنش‌های شیمیایی»

گام اول: معادله‌ی موازنه‌نشده‌ی واکنش را بنویسید. این معادله نشان‌دهنده‌ی فرمول شیمیایی درست واکنش‌دهنده‌ها و فرآورده‌هاست. سپس تعداد اتم‌های هر عنصر را در دو طرف معادله بشمارید.

گام دوم: با وارد کردن ضرایب مناسب، تعداد اتم‌های عنصرهایی را موازنه کنید که در طرف راست یا چپ معادله فقط در ساختار یک ترکیب وجود دارند.

گام سوم: با شمارش تعداد اتم هر یک از عنصرهای موجود در دو طرف معادله‌ی جدید و به کار بردن ضرایب مناسب، تعداد اتم‌های دیگر عنصرها را موازنه کنید.

گام چهارم: در صورت پیدایش ضرایب کسری در معادله‌ی واکنش، همه‌ی ضرایب را در کوچک‌ترین عدد ممکن ضرب کنید؛ به‌نحوی که همه‌ی ضرایب به عددهای صحیح تبدیل شوند. بار دیگر برابری تعداد اتم‌های هر عنصر را در دو طرف معادله امتحان کنید.

موازنه‌ی واکنش‌های شیمیایی به روش وارسی:

- در «روش وارسی» مرحله‌های اول و چهارم فرقی نمی‌کند فقط مرحله‌ی دوم و سوم به این قرار است: انتخاب ترکیبی که «بیشترین تعداد اتم» را دارد. این ترکیب می‌تواند یک واکنش‌دهنده یا فرآورده باشد. موازنه کردن را از عنصری در این ترکیب آغاز می‌کنیم که بیشترین تعداد اتم‌ها را دارد. این عنصر نباید H و O باشد. در ضمن یون‌های چند اتمی موجود در دو طرف معادله را به صورت یک ترکیب واحد در نظر بگیرید و سپس آن‌ها را موازنه کنید.

نکته اول: در اغلب موارد برای آسان شدن موازنه می‌توانید ابتدا فلز، سپس نافلز و بعد هیدروژن (H) و در آخر اکسیژن (O) را موازنه کنید.

نکته دوم: چه با روش وارسی و چه با روش قبلی موازنه‌ی واکنش فرقی نمی‌کند. بنابراین با هر کدام که راحت‌تر هستید کار کنید.

تذکره: پیشنهاد می‌شود به منظور سرعت بخشیدن به موازنه کردن یک معادله‌ی شیمیایی از نوشتن تعداد اتم‌ها برای تک‌تک عنصرها در زیر معادله‌ی واکنش خودداری کنید و پس از شمارش در صورت یکسان بودن تعداد اتم‌های هر عنصر در دو طرف، تنها با گذاشتن علامت ✓ روی ترکیب‌های تشکیل شده از آن عنصر، برابری تعداد اتم‌های آن عنصر را مشخص کنید.

نکته سوم: در شمارش تعداد عنصرها در هر طرف معادله‌ی واکنش اگر یون‌های چند اتمی را به صورت یک ترکیب واحد در نظر گرفته‌اید نباید تعداد اتم‌های موجود در آن یون‌های چند اتمی را هم بشمارید. برای مثال در معادله‌ی $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$ در طی مراحل موازنه، تعداد اتم‌های اکسیژن را در یون چند اتمی فسفات (PO_4^{3-}) برای موازنه تعداد اتم‌های اکسیژن نمی‌شماریم.



مفاهیم و نکات:

- از یک معادله‌ی شیمیایی، می‌توان به فرمول شیمیایی و حالت فیزیکی واکنش‌دهنده‌ها و فرآورده‌ها و نیز شرایط لازم برای انجام واکنش پی برد. اما اطلاعاتی چون چگونگی و ترتیب اختلاط واکنش‌دهنده‌ها و نکات ایمنی حاصل نمی‌شود. در این جا به تعدادی از این موارد اشاره می‌کنیم:

بعضی عبارت‌ها یا نمادهای مورد استفاده در معادله‌های شیمیایی

معنا	نماد
تولید می‌کند یا می‌دهد.	→
واکنشی که در آن فرآورده‌ها نیز می‌توانند به واکنش‌دهنده‌ها تبدیل شوند (حالت تعادلی)، نتیجه‌ی نهایی مخلوطی از فرآورده‌ها و واکنش‌دهنده‌هاست.	⇌
واکنش‌دهنده‌ها گرم شده‌اند.	Δ → یا →
فشاری که در آن واکنش انجام می‌شود.	→ ۲۰ atm
دمایی که در آن واکنش انجام می‌شود.	→ ۱۲۰°C
نماد یا فرمول شیمیایی یک کاتالیزگر	→ Pd

معنای نمادهای به کار رفته در معادله‌های شیمیایی

معنا	نماد
جامد	(s)
گاز	(g)
مایع	(l)
محللول آبی	(aq)

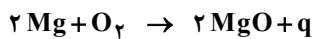
انواع واکنش های شیمیایی:

- تمام واکنش های شیمیایی را می توان در پنج دسته ی واکنش های شیمیایی سوختن، ترکیب، تجزیه، جابه جایی (جان شینی یا جایگزینی) یگانه و جابه جایی دوگانه تقسیم بندی کرد.

درس نامه ی «واکنش سوختن»

- واکنش سوختن: واکنشی است که طی آن یک ماده به سرعت با اکسیژن ترکیب و طی آن مقدار زیادی انرژی به صورت نور و گرما آزاد می شود.
- امروزه هنوز هم از واکنش سوختن برای تولید انرژی استفاده می کنند، زیرا سوخت های فسیلی اصلی ترین و ارزان ترین منبع تولید انرژی هستند.
- به عنوان مثال واکنش سوختن نوار منیزیم که با آزاد شدن نور و گرمای زیاد همراه است.

گرما + اکسید فلز $\xrightarrow{\Delta}$ اکسیژن + فلز



یادآوری: البته Mg به آرامی و بدون شعله نیز با اکسیژن هوا ترکیب می شود. در این واکنش هم MgO تولید می شود، ولی این فرآیند را سوختن نمی نامیم. به این نوع واکنش اکسایش می گویند.

- علاوه بر سوختن هیدروکربن ها، واکنش فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی و نیز بعضی مواد دیگر با اکسیژن، از نوع سوختن هستند و با آزاد کردن گرما و نور شدید همراهند. بنابراین واکنش های زیر از واکنش های سوختن به شمار می روند:

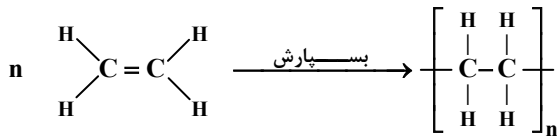
1)	هیدروکربن	+	اکسیژن	$\xrightarrow{\Delta}$	کربن دی اکسید	+	آب	+	گرما
	CH ₄	+	O ₂	$\xrightarrow{\Delta}$	CO ₂	+	2H ₂ O	+	q
2)	فلز قلیایی	+	اکسیژن	$\xrightarrow{\Delta}$	اکسید فلز قلیایی	+	گرما		
	4Na	+	O ₂	$\xrightarrow{\Delta}$	2Na ₂ O	+	q		
3)	فلز قلیایی خاکی	+	اکسیژن	$\xrightarrow{\Delta}$	اکسید فلز قلیایی خاکی	+	گرما		
	2Mg	+	O ₂	$\xrightarrow{\Delta}$	2MgO	+	q		
4)	بسیاری از نافلزات	+	اکسیژن	\rightarrow	اکسید نافلزی	+	گرما		
	C	+	O ₂	\rightarrow	CO ₂	+	q		
	S	+	O ₂	\rightarrow	SO ₂	+	q		

درس نامه ی «واکنش ترکیب»

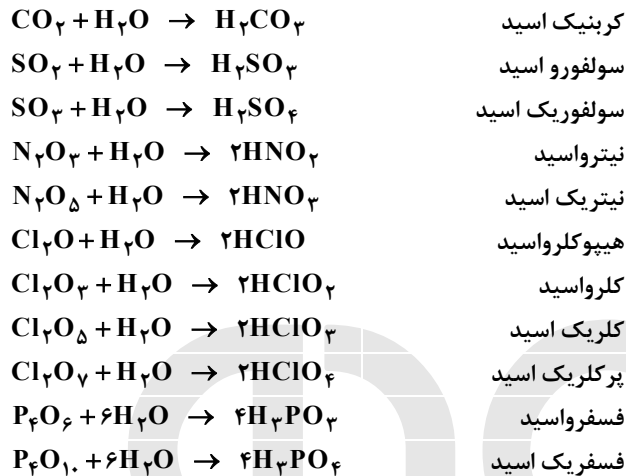
- واکنش ترکیب واکنشی است که در آن چند ماده با هم ترکیب می شوند و فرآورده یا فرآورده های تازه ای با ساختاری پیچیده تر تولید می کنند. دسته بندی زیر تعدادی از واکنش های ترکیبی مهم را معرفی می کند که دانستن آن ها در حل بعضی مسائل کمک می کند:

1)	نافلز	+	اکسیژن	\rightarrow	(اکسید اسیدی) اکسید نافلز
	C	+	O ₂	\rightarrow	CO ₂
2)	اکسید نافلز	+	آب	\rightarrow	اسید
	CO ₂	+	H ₂ O	\rightarrow	H ₂ CO ₃
3)	فلز	+	اکسیژن	\rightarrow	(اکسید بازی) اکسید فلز
	4Na	+	O ₂	\rightarrow	2Na ₂ O
4)	اکسید فلز	+	آب	\rightarrow	(هیدروکسید فلز) باز
	Na ₂ O	+	H ₂ O	\rightarrow	2NaOH
5)	اکسید فلز	+	اکسید نافلز	\rightarrow	نمک
	Na ₂ O	+	SO ₂	\rightarrow	Na ₂ SO ₃
6)	آمونیاک	+	اسید	\rightarrow	نمک آمونیوم
	2NH ₃	+	H ₂ SO ₄	\rightarrow	(NH ₄) ₂ SO ₄
7)	آمونیاک	+	هیدروژن هالید	\rightarrow	نمک آمونیوم هالید
	NH ₃	+	HCl	\rightarrow	NH ₄ Cl
8)	هیدروژن	+	اکسیژن	$\xrightarrow{\text{جرقه}}$	آب
	2H ₂	+	O ₂	$\xrightarrow{\text{جرقه}}$	2H ₂ O

۹) واکنش پلیمر شدن (بسیارش) که طی آن درشت مولکول‌هایی به نام پلیمر (بسیار) به دست می‌آیند نیز از جمله واکنش‌های ترکیبی است. هرگاه n مولکول کوچک (مونومر) با یکدیگر ترکیب شوند و یک مولکول بزرگ (پلیمر یا بسیار) تولید کنند، به این عمل پلیمر شدن (بسیارش) گویند که یک واکنش ترکیبی است.

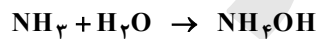


در اینجا لازم می‌دانیم تعدادی از اکسیدهای نافلزلی (اکسیدهای اسیدی) را که در ترکیب با آب، اسیدهای مشهور تولید می‌کنند به شما معرفی کنیم:



۱- بد نیست بدانید H_2CO_3 و H_2SO_3 دو اسید ضعیف و تجزیه پذیرند.

۲- NH_3 در آب یا در مقابل مواد اسیدی با جذب H^+ به NH_4^+ (یون آمونیوم) تبدیل شده که در کنار یون منفی یا بنیان باقی مانده یک ماده‌ی یونی به وجود می‌آورد. بدیهی است در مقابل اسیدها، نمک و در مقابل آب، هیدروکسید آمونیوم به وجود می‌آورد:



درس نام‌ی واکنش تجزیه»

- واکنش تجزیه واکنشی است که در آن یک ماده به مواد ساده‌تری تبدیل می‌شود.
- واکنش‌های تجزیه قانونمند نیستند، بنابراین باید واکنش‌هایی را که در کتاب درسی به آن‌ها اشاره شده است حفظ باشید.

انواع مهم واکنش تجزیه:

۱)	کربن دی‌اکسید + آب	+	کربنات فلز	$\xrightarrow{\Delta}$	بی‌کربنات فلز
	CO_2 + H_2O	+	Na_2CO_3	$\xrightarrow{\Delta}$	2NaHCO_3
۲)	کربن دی‌اکسید	+	اکسید فلز	$\xrightarrow{\Delta}$	کربنات فلز
	CO_2	+	CaO	$\xrightarrow{\Delta}$	CaCO_3
۳)	اکسیژن	+	کلرید فلز	$\xrightarrow{\Delta}$	کلرات فلز
	2O_2	+	2KCl	$\xrightarrow{\Delta}$	2KClO_3
۴)	اکسیژن	+	نیتريت فلز	$\xrightarrow{\Delta}$	نترات فلز
	O_2	+	2KNO_2	$\xrightarrow{\Delta}$	2KNO_3
۵)	اکسیژن	+	فلز	$\xrightarrow{\Delta}$	اکسید برخی فلزها
	O_2	+	2Hg	$\xrightarrow{\Delta}$	2HgO
۶)	اکسید نافلز	+	آب	$\xrightarrow{\Delta}$	اسید اکسیژن دار
	CO_2	+	H_2O	$\xrightarrow{\Delta}$	H_2CO_3

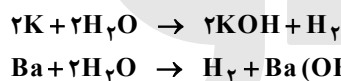
۷)	نمک متبلور (آب دار)	$\xrightarrow{\Delta}$	نمک بی آب	+	آب
	$BaCl_2 \cdot 2H_2O$	$\xrightarrow{\Delta}$	$BaCl_2$	+	$2H_2O$
۸)	آب	$\xrightarrow{\text{برقکافت}}$	هیدروژن	+	اکسیژن
	$2H_2O$	$\xrightarrow{\text{برقکافت}}$	$2H_2$	+	O_2
۹)	نمک مذاب	$\xrightarrow{\text{برقکافت}}$	فلز	+	نافلز
	$2NaCl(l)$	$\xrightarrow{\text{برقکافت}}$	$2Na$	+	Cl_2
۱۰)	اسید	$\xrightarrow{\Delta}$	هیدرونیوم	+	بنیان اسید
	H_2SO_4	$\xrightarrow{\Delta}$	H^+	+	HSO_4^-
۱۱)	باز	$\xrightarrow{\Delta}$	هیدروکسید	+	کاتیون فلزی
	$NaOH$	$\xrightarrow{\Delta}$	OH^-	+	Na^+

درس نامهی «واکنش جابه‌جایی یگانه»

• در واکنش جابه‌جایی یگانه یک عنصر جایگزین عنصر یا یون دیگری در یک ترکیب می‌شود.

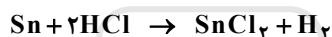
توجه: یک اصل کلی: اگر یک واکنش جابه‌جایی یگانه در جهتی انجام‌پذیر باشد، در خلاف آن انجام نمی‌گیرد. بدیهی است اگر عنصری بخواهد جانشین عنصر دیگری در یک ترکیب گردد باید قدرت بیش‌تری از آن داشته باشد، در غیر این صورت واکنش انجام نمی‌گیرد. پس اگر عنصر قوی‌تر جای عنصر ضعیف‌تر را گرفت دیگر عکس این واکنش امکان ندارد. واکنش‌های زیر از واکنش‌های جابه‌جایی یگانه‌ی مهم به‌شمار می‌روند:

هیدروژن + (هیدروکسید فلز) باز \rightarrow آب + فلز قلیایی و قلیایی خاکی (به جز Be)

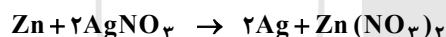


توجه: واکنش‌پذیری فلزهای دیگر با آب کم‌تر از فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی است.

هیدروژن + نمک فلز \rightarrow اسید + برخی فلزها



نمک فلز قوی‌تر + فلز ضعیف‌تر \rightarrow نمک فلز ضعیف‌تر + فلز قوی‌تر

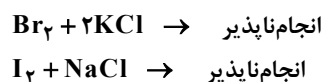


توجه: منظور از فلز قوی‌تر، فلز الکترون دهنده‌تر می‌باشد.

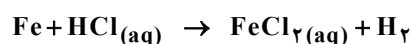
هالوژن پایین‌تر + نمک هالوژن بالاتر \rightarrow نمک هالوژن پایین‌تر + هالوژن بالاتر



نکته: هر هالوژن بالاتر در جدول تناوبی، می‌تواند جانشین هالوژن پایین‌تر در ترکیب محلول شده و آن را از ترکیب خارج نماید. این در حالی است که هالوژن پایین‌تر نمی‌تواند هالوژن بالاتر از خود را از ترکیب محلول خارج کرده و جانشین آن شود. برای مثال واکنش زیر انجام ناپذیر است.



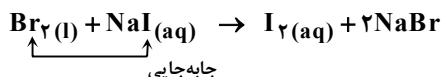
نکته: در مورد فلزهای چندظرفیتی بد نیست بدانید که دو اسید هیدروکلریک اسید (HCl) و سولفوریک اسید (H_2SO_4) با ظرفیت کمتر فلزات ترکیب می‌شوند که این واکنش هم از نوع جابه‌جایی یگانه است، برای مثال Fe که ظرفیت ۲ و ۳ دارد در واکنش با HCl با ظرفیت ۲ ترکیب می‌شود:



درس نامه‌ی «جابه‌جایی دوگانه»

• در این نوع واکنش جای دو عنصر در دو ترکیب با هم عوض می‌شود.

تذکره: نکته‌ای که هم در واکنش جابه‌جایی یگانه هم در جابه‌جایی دوگانه باید به آن دقت کرد این است که همیشه دو عنصری که با هم جابه‌جا می‌شوند باید شبیه هم باشند (یعنی هر دو فلز باشند یا هر دو نافلز)، مثلاً:



مهم‌ترین انواع واکنش‌های جابه‌جایی دوگانه:

۱)	آب	+	نمک	→	باز	+	اسید
	H ₂ O	+	NaCl	→	NaOH	+	HCl
۲)	آب	+	نمک	→	اکسید بازی (فلزی)	+	اسید
	H ₂ O	+	۲NaCl	→	Na ₂ O	+	۲HCl
۳)	آب	+	نمک	→	اکسید اسیدی (نافلزی)	+	باز
	H ₂ O	+	Na ₂ SO ₄	→	SO ₃	+	۲NaOH
۴)	نمک جدید	+	اسید جدید	→	نمک	+	اسید
	KBr	+	HCl	→	KCl	+	HBr
۵)	نمک جدید	+	باز جدید	→	نمک	+	باز
	NaCl	+	KOH	→	KCl	+	NaOH
۶)	نمک جدید	+	نمک جدید	→	نمک	+	نمک
	۲KNO ₃	+	PbI ₂	→	۲KI	+	Pb(NO ₃) ₂

تذکره: عناصر با هر ظرفیتی که در سمت چپ معادله شرکت کرده‌اند با همان ظرفیت در سمت راست معادله نیز حضور دارند.

نکته: شرط انجام‌پذیری واکنش‌های جابه‌جایی دوگانه، تولید آب یا گاز و یا یک ماده‌ی نامحلول یا رسوب است. مثلاً در مورد شماره‌ی ۶ شرط انجام‌پذیری تولید یک نمک رسوب است.

استوکیومتری؛ روابط کمّی در واکنش‌های شیمیایی

استوکیومتری بخشی از شیمی است که با نسبت مقدار عنصرها در ترکیب‌ها و نیز ارتباط‌های کمی بین مقدار مواد شرکت‌کننده در واکنش‌های شیمیایی (واکنش‌دهنده‌ها و فرآورده‌ها) سر و کار دارد.

برای محاسبه‌های استوکیومتری از معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش استفاده می‌کنیم. در ضمن همان‌طور که می‌دانید معادله‌های شیمیایی نشان‌دهنده‌ی فرمول شیمیایی واکنش‌دهنده‌ها و فرآورده‌ها و نیز نسبت ترکیبی بین آن‌هاست.

درس نامه‌ی «روش تناسب برای حل مسائل در شیمی»

جدول مانندی که مشاهده می‌کنید عبارت است از روابط بین جرم، حجم، تعداد مول و تعداد ذره‌ی تشکیل‌دهنده‌ی مقدار مشخصی از یک ماده:

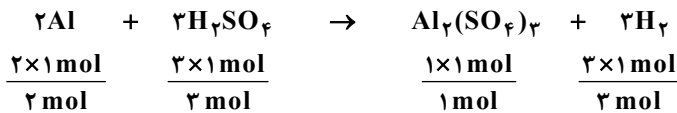
اطلاعات ثابت:	مول ۱	جرم مولی g M	6.022×10^{23}	حجم مولی V
متغیر:	تعداد مول n	جرم ماده به g m	تعداد ذره‌ی تشکیل‌دهنده x	حجم ماده v

تذکره: در مورد حجم مولی اگر شرایط مسئله STP بود که همان ۲۲/۴ L یا ۲۲۴۰۰ mL یا cc یا cm³ می‌گذارید و گرنه که در مسئله داده خواهد شد.

بین هر دو ستونی از این جدول می‌توان تناسب بست و بدون نیاز به تبدیل به مول می‌توان مستقیماً عمل کرد.

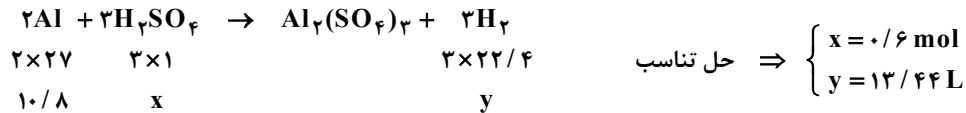
• اگر یک واکنش شیمیایی را نوشته و موازنه کنیم می‌توانیم بگوییم که همه‌ی ضرایب در یک مول ضرب هستند (تمام ضرایب را می‌توان در عدد ۱ ضرب کرد)، هم چنین می‌دانیم یک مول از هر ماده معادل‌هایی برحسب g و یا در صورت گاز بودن برحسب حجم می‌تواند داشته باشد که در صورت ضرورت می‌توان از آن استفاده کرد:

مثال:



برحسب اطلاعات داده شده در مسئله برای هر ماده به طور مستقل و بدون نیاز به تبدیل به مول، در صورت حجم و جرم بودن اطلاعات، با گذاشتن معادل به جای این ۱ مول می توان خواسته‌ی مسئله را پیدا کرد.

مثال: $10/8 \text{ g Al}$ با چند مول H_2SO_4 ترکیب شده و چند L گاز در شرایط STP تولید می کند؟ ($\text{Al} = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)



روابط موله - موله در محاسبه‌های استوکیومتری

استوکیومتری فرمولی

- با استفاده از فرمول شیمیایی، نسبت تعداد اتم‌های (مول‌های) یک عنصر در یک ترکیب را به تعداد اتم‌های (مول‌های) عناصر دیگر نشان می‌دهد. به عنوان مثال:

$$\frac{\text{تعداد اتم‌های C در یک مول CO}_2}{\text{تعداد مول CO}_2} = \frac{\text{تعداد مول‌های C در یک مول CO}_2}{\text{تعداد مول‌های O در یک مول CO}_2} = \frac{1}{2} \text{ یا } \text{C} : \text{O} = 2 : 1$$

استوکیومتری واکنش

- یک معادله‌ی موازنه شده که رابطه‌ی کمی بین شمار ذره‌های واکنش‌دهنده(ها) و فرآورده(ها) را نشان می‌دهد. به عنوان مثال:



این معادله نشان می‌دهد که:

- برای سوختن کامل هر مولکول متان به دو مولکول اکسیژن نیاز است و طی واکنش، ۱ مولکول CO_2 و ۲ مولکول H_2O تولید می‌شود. بنابراین در این واکنش نسبت مولی اکسیژن به متان ۲ به ۱ است:

$$\frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = \text{نسبت مولی اکسیژن به متان}$$

با استفاده از نسبت‌های مولی می‌توان تعداد مول فرآورده(ها)ی به‌دست آمده از واکنش یا تعداد مول واکنش‌دهنده(ها)ی مورد نیاز را به‌دست آورد. هم‌چنین می‌توان تعداد مول واکنش‌دهنده(ها)ی لازم را برای تولید تعداد مول مشخصی از فرآورده(ها) محاسبه کرد.

روابط جرمه - جرمه در محاسبه‌های استوکیومتری

- جرم مولکولی متوسط هر ترکیب از جمع جرم متوسط اتم‌های تشکیل‌دهنده‌ی آن به‌دست می‌آید.
- هنگامی که از روابط جرمه - جرمی در محاسبه‌های استوکیومتری استفاده می‌شود، از آن‌جا که استوکیومتری واکنش‌ها برحسب مول تفسیر می‌شود، ابتدا با استفاده از جرم مولکولی ماده، داده‌های جرمی را به مولی تبدیل کرده و سپس با استفاده از نسبت‌های مولی، مقدار خواسته شده محاسبه می‌شود و سرانجام در صورت نیاز، مقدار جرم با استفاده از جرم مولکولی به‌دست می‌آید.

روابط موله - جرمه

- طبق روش کتاب با تبدیل کردن جرم به مول و سپس با به کار بردن ضرایب و نسبت‌های داده شده در معادله‌ی موازنه شده واکنش، خواسته‌ی مسئله به‌دست می‌آید و اگر خواسته‌ی نهایی جرم و داده‌ی مسئله مول باشد برعکس این راه را طی می‌کنیم. اما بر طبق روش تناسب هیچ فرقی با مسایل دیگر نمی‌کند و بدون نیاز به تبدیل به مول مستقیماً با یک تناسب ساده مسئله حل می‌شود.

خلوص مواد:

- مواد مورد استفاده در آزمایشگاه یا صنعت کاملاً خالص نیستند و معمولاً مقادیر مختلفی ناخالصی به همراه دارند. خلوصی که معمولاً به‌صورت درصد بیان می‌شود مقدار گرم ماده‌ی خالص موجود در 100 g ماده‌ی ناخالص است:

$$\text{درصد خلوص ماده} (\%P) = \frac{\text{جرم ماده خالص}}{\text{جرم ماده ناخالص}} \times 100$$

درصد خلوص \times جرم مورد نیاز از ماده‌ی ناخالص = جرم مورد نیاز از ماده‌ی خالص

- به عنوان مثال وقتی می‌گویند منگنز دی‌اکسید ۹۰٪، یعنی در هر 100 g منگنز دی‌اکسید ناخالص، 90 g منگنز دی‌اکسید خالص وجود دارد.

روابط حجمه گازها در محاسبه‌های استوکیومتری

- محاسبه‌های کمی حجمی در گازها بر پایه‌ی کارهای ژوزف لویی گی لوساک بنا شده و نتایج آزمایش‌های او به صورت «قانون نسبت‌های ترکیبی گی لوساک» در آمده است: «در دما و فشار ثابت، گازها در نسبت‌های حجمی معین با هم واکنش می‌دهند.» که البته این نسبت‌ها به طور مستقیم با نسبت ضریب‌های آن‌ها در معادله‌ی موازنه شده‌ی واکنش متناسب است.

به عنوان مثال: در واکنش: $\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \xrightarrow{\Delta} \text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g})$ از آن‌جا که تمامی مواد شرکت‌کننده در واکنش در حالت گازی و در فشار و دمای یکسانی قرار دارند می‌توان گفت که یک حجم گاز CH_4 با دو حجم گاز O_2 واکنش می‌دهد و یک حجم گاز CO_2 و دو حجم گاز H_2O تشکیل می‌شود. همان‌طور که می‌بینید این نسبت‌ها به‌طور مستقیم با نسبت ضریب‌های آن‌ها در معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش متناسب است.

- از قانون گی لوساک می‌توان نتیجه گرفت: در فشار و دمای ثابت، یک مول از گازهای مختلف، حجم ثابت و برابری دارند. این حجم را که «حجم مولی گازها در شرایط STP» می‌نامند، در دمای $[273\text{K} = 0^\circ\text{C}]$ و فشار $[1\text{atm} = 760\text{mmHg}]$ برابر با 22.4L می‌باشد. در حل برخی از مسایل استوکیومتری گازها، می‌توان با استفاده از قانون نسبت‌های حجمی، از ضریب تبدیل حجمی - حجمی و یا با استفاده از حجم مولی، ضریب تبدیل مولی - حجمی مناسب را به‌دست آورده و از روی آن مقدار ماده‌ی موردنظر را بدست آورد.

در مواردی که واکنش در شرایطی غیر از STP انجام می‌شود می‌توان با استفاده از چگالی گازها مقدار جرم آن‌ها را به حجم (یا به عکس)

$$\text{تبدیل کرد. همان‌طور که می‌دانید } \rho = \frac{\text{جرم (m)}}{\text{حجم (V)}} = \text{چگالی } (\rho)$$

(واحد جرم و حجم بر حسب واحد داده شده برای چگالی تعیین می‌شود.)

- در محاسبات استوکیومتری بهتر است این واکنش‌ها را بلد باشید:



درس‌نامه‌ی «واکنش دهنده‌ی محدودکننده»

- واکنش دهنده‌ی محدودکننده، ترکیبی است که در هنگام انجام واکنش شیمیایی به مقداری کمتر از مقدار استوکیومتری وجود دارد و زودتر از واکنش دهنده‌های دیگر به مصرف می‌رسد و بنابراین تعیین‌کننده‌ی مقدار پیشرفت واکنش و مقدار فرآورده‌ی تولید شده خواهد بود.
- قیمت مواد، یک عامل بسیار مهم در انتخاب واکنش دهنده‌ی محدودکننده است.
- برای حل مسائل مرتبط با واکنش دهنده‌ی محدودکننده از یکی از دو روش زیر استفاده می‌کنیم:

روش اول: بدون این‌که اول تبدیل به مول کنیم و بعد سایر مراحل را طی کنیم، مستقیماً با یک تناسب مقایسه را انجام دهیم.

روش دوم:

مرحله‌ی اول: تبدیل جرم یا حجم داده شده به تعداد مول آن‌ها

$$n = \frac{\text{جرم ماده (m)}}{\text{جرم مولی (M)}} = \frac{\text{حجم ماده (V)}}{\text{حجم مولی (V)}}$$

تذکره: جرم مولی همیشه یکسان است ولی حجم مولی در شرایط متفاوت یکسان نیست. حجم مولی در شرایط STP برابر 22.4L و یا 22400cc

یا cm^3 یا mL می‌باشد. در غیر این صورت در مسایل حجم مولی داده می‌شود.

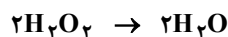
مرحله‌ی دوم: تقسیم تعداد مول‌های بدست آمده به ضرایب آن‌ها در معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش.

مرحله‌ی سوم: هر ماده‌ای که عدد بدست آمده‌ی حاصل از تقسیم برای آن کمتر بود، آن واکنش دهنده‌ی محدودکننده است و باید محاسبات را براساس آن انجام داد.

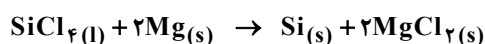
تذکره: در مرحله دوم نیاز به انجام کامل تقسیم تا چند رقم اعشار نیست. در بسیاری از مسائل به‌طور حدودی می‌توان به سرعت، واکنش دهنده‌ی محدودکننده را تشخیص داد.

چند مثال کاربردی:

- در دستگاه آب سنج هیدروژن و اکسیژن در مجاورت هم قرار گرفته و با زدن یک جرقه‌ی الکتریکی با هم واکنش می‌دهند، در نتیجه‌ی این واکنش آب تولید می‌شود:

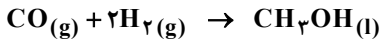


- سیلیسیم خالصی را که در تراشه‌های الکترونیکی و نیز در سلول‌های خورشیدی به کار می‌برند از واکنش سیلیسیم تتراکلرید مایع و منیزیم بسیار خالص بر طبق واکنش زیر تهیه می‌کنند:

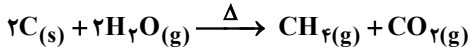


(الف) یک حلال صنعتی پر مصرف

- متانول (CH_3OH) را به عنوان (ب) واکنش دهنده‌ای مناسب برای تولید بسیاری از مواد شیمیایی در صنعت (ج) و نیز در برخی کشورها به عنوان یک سوخت تمیز برای خودروها به کار می‌برند.
- متانول را می‌توان از واکنش کربن مونواکسید و هیدروژن به دست آورد:



- گاز متان را می‌توان از واکنش زغال سنگ با بخار آب بسیار داغ تهیه کرد:



بازده درصدی واکنش:

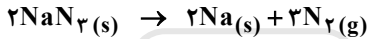
- «بازدهی درصدی واکنش» به صورت زیر محاسبه می‌شود:

$$\text{بازده درصدی واکنش} = \frac{(\text{مقدار فرآورده ای که در عمل تولید می‌شود}) \times 100}{(\text{مقدار فرآورده مورد انتظار از محاسبه‌های استوکیومتری}) \times 100}$$

- در بیش تر موارد «مقدار عملی» خیلی کمتر از «مقدار نظری» است.
- برای محاسبه‌ی بازدهی درصدی باید مراحل زیر طی شوند:
 - (۱) تعیین واکنش دهنده‌ی محدودکننده
 - (۲) محاسبه‌ی مقدار نظری با استفاده از مقدار واکنش دهنده‌ی محدودکننده
 - (۳) محاسبه‌ی بازدهی درصدی با استفاده از رابطه‌ی بالا
- ضمناً در محاسبه‌ی بازدهی درصدی، واحد اندازه‌گیری مقدار عملی و نظری هر واحدی می‌تواند باشد فقط به شرط این‌که برای هر دو یکسان باشد. مثلاً هر دو g یا هر دو mol یا هر دو L یا ...

استوکیومتری وزندگی

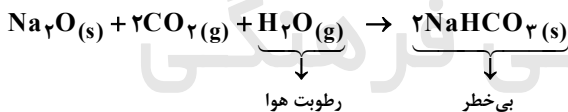
- استوکیومتری به‌ویژه در صنایع خودروسازی کاربردهای مهم و گسترده‌ای دارد. افزایش ایمنی ناشی از کاربرد کیسه‌های هوا در خودروها و بازدهی بالا ناشی از بهسوزی سوخت، به رعایت اصول استوکیومتری وابسته است.
- کارایی سیستم کیسه‌های هوا به تولید کافی گاز «نیتروژن» در کمترین زمان ممکن بستگی دارد. در هنگام برخورد شدید، حسگرهایی در جلوی خودرو فعال شده، باعث انفجار یک کلاهک انفجاری کوچک می‌شوند که این انفجار انرژی موردنیاز برای آغاز واکنش را در مخلوطی که «مولد گاز» نام دارد و فرآورده‌ای گازی تولید می‌کند، فراهم می‌آورد. گاز نیتروژن که به سرعت کیسه‌ها را پر می‌کند از واکنش تجزیه‌ی زیر به دست می‌آید:



- از آن‌جا که سدیم فلزی بسیار واکنش پذیر است و همچنین این واکنش به تنهایی «نمی‌تواند» باعث پر شدن ناگهانی کیسه‌ها شود، از واکنش زیر استفاده می‌شود؛ چون این واکنش گرماده بوده باعث انبساط سریع کیسه‌ها می‌شود:



- برای از بین بردن خطر اکسید بازی سدیم واکنش زیر انجام می‌شود:



حجم گاز مورد نیاز برای پر کردن کیسه‌های هوا با حجم مشخص، به «چگالی» گاز وابسته است که آن هم به «دما» بستگی دارد.

- کارایی (بهسوزی) موتور خودرو به رعایت اصول استوکیومتری وابسته است.
- بنزین یک ماده‌ی شیمیایی ساده نیست و مخلوطی از چندین هیدروکربن متفاوت است که دارای ۵ تا ۱۲ اتم کربن هستند، به‌طور میانگین می‌توان بنزین مورد استفاده در خودروها را به صورت «یزواوکتان خالص» (با ۸ اتم کربن) در نظر گرفت و با واکنش زیر فرآیند سوختن کامل بنزین را نشان داد:



باید توجه کرد که راه مناسب بهسوزی موتور، تنظیم عملی نسبت هوا به سوخت است و نه اکسیژن به سوخت.