
بسم الله الرحمن الرحیم

دعای مطالعه

اَللهُمَ اَخرِجنی مِن ظُلُماتِ الوَهمِ وَاَکرِمنی بِنُورِ الفَهمِ
اَللهُمَ افتِح عَلَینا اَبوابَ رَحمتَکَ وَ انشُر عَلَینا خَزائِنَ عُلُومِکَ
بِرَحمَتِکَ یا اَرحَمَ الرّاحِمینَ

پروردگارا، خارج کن مرا از تاریکی‌های فکر و گرامی بدار به نور فهم
پروردگارا، بگشای بر ما درهای رحمت را و بگستران گنج‌های دانشت را به امید رحمت
تو ای مهربان‌ترین مهربانان

بیایید به حقوق دیگران احترام بگذاریم

دوست عزیز، این کتاب حاصل دسترنج چندین ساله‌ی مؤلف، مترجم و ناشر آن است. تکثیر و فروش آن به هر شکلی بدون اجازه از پدیدآورنده کاری غیراخلاقی، غیرقانونی، غیرشرعی و کسب درآمد از دسترنج دیگران است، نتیجه‌ی این عمل نادرست، موجب رواج بی‌اعتمادی در جامعه و بروز پی‌آمدهای ناگوار در زندگی و محیط ناسالم برای خود و فرزندانمان می‌گردد.

شیمی عمومی و آلی

ویژه‌ی رشته‌های:

شیمی، بیوشیمی، سم‌شناسی، شیمی دارویی

مؤلف و گردآورنده:

نیلوفر شکری

زیرنظر:

دکتر جعفر اکبری

(دکتری شیمی آلی)

کتاب جامع ☐ ☐ IQB ☑ میانبر ☐ IQB ☐

سرشناسنامه	: شکری، نیلوفر، ۱۳۶۸-
عنوان و نام پدیدآور	: میانبر الگوریتم شیمی عمومی و آلی: ویژه‌ی رشته‌های شیمی .../مؤلف و گردآورنده نیلوفر شکری؛ زیرنظر جعفر اکبری.
مشخصات نشر	: تهران: گروه تالیفی دکتر خلیلی، ۱۴۰۱.
مشخصات ظاهری	: ۱۱۷ص. : مصور، جدول، نمودار.
شابک	: 978-600-422-099-6
وضعیت فهرست نویسی	: فیپا
موضوع	: دانشگاه‌ها و مدارس عالی – ایران – آزمون‌ها
موضوع	: Universities and colleges – Iran – Examinations
موضوع	: شیمی – راهنمای آموزشی (عالی)
موضوع	: Chemistry – Study and teaching (Higher)
موضوع	: شیمی آلی – راهنمای آموزشی (عالی)
موضوع	: Chemistry, Organic – Study and teaching (Higher)
موضوع	: آزمون دوره‌های تحصیلات تکمیلی --- ایران
موضوع	: Graduate Record Examination – Iran
شناسه افزوده	: اکبری میستانی، جعفر، ۱۳۶۲-
رده‌بندی کنگره	: LB۲۳۵۳
رده‌بندی دیویی	: ۳۷۸/۱۶۶۴
شماره کتابشناسی ملی	: ۴۴۳۷۲۶۱

نام کتاب: میانبر شیمی عمومی و آلی

مؤلف و گردآورنده: نیلوفر شکری

زیرنظر: دکتر جعفر اکبری

ناشر: گروه تألیفی دکتر خلیلی

نوبت و سال چاپ: اول . ۱۴۰۱

شمارگان: ۱۰۰۰

چاپ و صحافی: اورنگ

مدیر تولید: اقبال شرقی

مدیر فنی و هنری: مریم آرده

بهاء: ۱۲۰۰۰۰ تومان

آموزشگاه دکتر خلیلی: ۶۶۵۶۸۶۲۱-۰۲۱

فروشگاه: تهران –خیابان انقلاب–روبه‌روی درب اصلی دانشگاه تهران –پاساژ فروزنده –طبقه همکف –پلاک ۳۳۱

تلفن: ۶۶۴۸۹۳۷۵ – ۰۲۱ – ۶۶۴۸۹۳۴۹ – ۰۲۱

مرکز پخش: ضلع جنوب غربی میدان انقلاب– جنب سینما پارس– مجتمع تجاری پارس – طبقه اول

مرکز فروش: ۶۶۵۶۹۲۱۶ – ۰۲۱

مدیر فروش: ۵۵۰۸۵۸۹ – ۰۹۱۲

@drkhaliligroupbook **www.DKG.ir** **drkhaliligroupbook**

طلیعه سخن مؤلف:

سپاس خدای را که سخنوران در ستودن او بمانند و شمارندگان، شمردن نعمت‌های او نتوانند و کوشندگان حق او را گذاردن نتوانند.

کتاب حاضر، خلاصه مباحث شیمی عمومی و آلی برای دانشجویان کارشناسی، کارشناسی ارشد و دکتری رشته‌های شیمی، شیمی دارویی، سم‌شناسی و بیوشیمی می‌باشد.

در این کتاب سعی شده است تا تمامی مطالب ضروری و نکات امتحانی مربوط به شیمی به صورت خلاصه‌وار و مؤثری قرار بگیرند. مطالعه این کتاب علاوه‌بر داوطلبان آزمون‌های ورودی دانشگاه‌ها، برای دانشجویان مشغول به تحصیل نیز مناسب می‌باشد و برای مرور مطالب ضروری شیمی می‌توانند از میانبر شیمی عمومی و آلی استفاده کنند.

لازم به ذکر است کتاب میانبر شیمی عمومی و آلی تنها کتاب میانبر شیمی در بین کتاب‌های موجود در بازار می‌باشد.

نیلوفر شکری

فهرست مطالب

فصل و عنوان **صفحه**

فصل اول: علم شیمی و نظریه‌های اتمی ۷

فصل دوم: استوکیومتری ۱۰

فصل سوم: گرما شیمی ۱۴

فصل چهارم: ساختار الکترونی اتم ۱۷

فصل پنجم: خواص اتم و پیوند یونی ۲۶

فصل ششم: پیوند کووالانسی ۳۰

فصل هفتم: شکل هندسی مولکول‌های اوربیتال‌های مولکولی ۳۴

فصل هشتم: گازها، مایعات و جامدات ۳۹

فصل نهم: محلول‌ها و واکنش‌های شیمیایی در محلول آبی ۴۵

فصل دهم: سینتیک شیمیایی ۴۸

فصل یازدهم: تعادل شیمیایی ۵۳

فصل دوازدهم: نظریه‌های اسید باز ۵۷

فصل سیزدهم: تعادل یونی ۶۰

فصل چهاردهم: ترمودینامیک شیمیایی ۶۷

فصل پانزدهم: الکتروشیمی ۷۰

فصل شانزدهم: ترکیبات کمپلکسی ۷۶

فصل هفدهم: مقدمه شیمی آلی و گروه‌های عاملی ۷۷

فصل هجدهم: آلکان‌ها ۸۱

فصل نوزدهم: آلکن‌ها ۸۵

فصل بیستم: آلکین‌ها ۹۰

فصل بیست و یکم: شیمی فضایی ۹۳

فصل بیست و دوم: ترکیبات آروماتیک ۹۵

فصل بیست و سوم: الکل، اترها و فنول‌ها ۹۸

فصل بیست و چهارم: آلدهید و کتون‌ها ۱۰۳

فصل بیست و پنجم: کربوکسیلیک اسیدها و استرها ۱۰۹

فصل بیست و ششم: آمین و آمیدها ۱۱۴

فصل اول

علم شیمی و نظریه‌های اتمی

مقدمه

- بیان اولیه توجیه اتم به یونان باستان برمی‌گردد، براساس نظریه‌های اتمی لیوکیپوس و دموکریتوس، تقسیم مستمر ماده، در نهایت اتم را به دست می‌دهد که قابلیت تجزیه شدن آن‌ها ممکن نبود.
- ارسطو بر این باور بود که ماده را می‌توان به دفعات زیادی به ذرات کوچک و کوچکتر تقسیم نمود.
- رابرت بویل در کتاب شیمی‌دان شکاک عنصر را ماده‌ای معرفی نمود که نمی‌توان آن را به مواد ساده‌تری تبدیل کرد و شیمی را علمی تجربی نامید.
- بندهای نظریه دالتون

– عناصر از ذرات بسیار ریزی به نام اتم تشکیل شده‌اند.
– همه اتم‌های یک عنصر مشابه یکدیگر هستند.
– اتم‌ها نه به وجود می‌آیند، نه از بین می‌روند.
– اتم عنصرهای مختلف به هم متصل می‌شوند و مولکول را به وجود می‌آورند.
– اتم‌های عنصرهای مختلف جرم و خواص شیمیایی متفاوتی دارند.
– در هر مولکول از یک ترکیب معین، همواره نوع و تعداد نسبی اتم‌های سازنده یکسان است.
– واکنش‌های شیمیایی شامل جابه‌جایی اتم و تغییر در شیوه اتصال آن‌هاست و خود اتم تغییر نمی‌کند.

نکته: دو قانون بقای جرم و قانون نسبت‌های معین، مطابق با نظریه‌های دالتون هستند و هم چنین قانون نسبت‌های چندگانه را دالتون بیان کرد.

کشف الکترون

- همفری دیوی ۵ عنصر را توسط جریان برق کشف کرد و موجب شد تا دیوی ادعا کند که نیروی جاذبه نگهدارنده عناصر در اجسام، دارای ماهیت الکتریکی است.
- مایکل فارادی با انجام واکنش برقکانت (عبور جریان برق از یک محلول) بین مقدار الکتریسته مصرفی با مقدار ترکیب تجزیه شده ارتباط برقرار کرد.
- جورج استونی بر مبنای قوانین فارادی پیشنهاد کرد که واحدهایی از بار الکتریکی به اتم‌ها وابسته‌اند و این واحدها را الکترون نامید.
- پلوکر با عبور جریان الکتریسیته از خلاء، اشعه کاتدی را کشف کرد.

پرتو کاتدی: اگر بین دو الکترود در یک محفظه شیشه‌ای حاوی خلاء، یک ولتاژ قوی برقرار شود، از الکترود منفی که کاتد نامیده می‌شود، اشعه جریان پیدا کند.

اگر در سمت لوله کاتدی یک میدان الکتریکی برقرار کنیم، مشاهده می‌شود که پرتو کاتدی دارای بار الکتریکی بوده، زیرا به سمت قطب مثبت منحرف می‌شود و این بار منفی است و جنس آن الکترون است.

میزان انحراف پرتو تابع دو عامل؛ اندازه بار ذره و جرم ذره می‌باشد، هرچه بار بیشتر و ذره سبکتر باشد بیشتر منحرف می‌شود.

- تامسون روی پرتو کاتدی مطالعه کرد و توانست نسبت بار به جرم الکترون را حساب کند.
- بار الکترون توسط رابرت میلیکان کشف شد (کولن $e = ۱/۶ \times ۱۰^{-۱۹}$)

کشف هسته اتم و پروتون:

رادرفورد توانست با انجام آزمایش ورقه طلا به وجود هسته اتم پی ببرد. وی ورقه‌ی نازکی از طلا را توسط پرتوی آلفای حاوی بار مثبت بمباران کرد و طی این آزمایش، بیان نمود که بیشترین جرم بار مثبت در یک اتم، در مرکز آن قرار دارد و آن را هسته نامید، وی ادعا کرد که بیشترین فضای اتم خالی است و الکترون‌ها در این فضا قرار دارند.

- پرتوزایی (رادیواکتیو): کشف و مطالعه بر روی مواد پرتوزا توسط هانری بکرل صورت گرفت و رادرفورد ماهیت سه نوع اشعه حاصل از اجسام پرتوزا را تعیین کرد: نام و ویژگی‌های این پرتوها در جدول ۱-۱ آورده شده‌اند:

پرتو	نماد	ترکیب اجزاء	بارجزء
آلفا	α	دارای دو پروتون و دو نوترون	۲+
بتا	β	الکترون	۱-
گاما	γ	تابش الکترومغناطیسی با طول موج بسیار کوتاه	۰

- پروتون توسط رادرفورد کشف شد و دارای بار مثبت است از آن‌جا که اتم‌ها از نظر بار الکتریکی خنثی هستند، تعداد الکترون و پروتون در هر اتم باید برابر باشد. رادرفورد برای توضیح جرم کل اتم، وجود یک ذره بدون بار را پیشنهاد کرد و چادویک با استفاده از داده‌های واکنش هسته‌ای، نوترون را کشف نمود.

مقایسه جرم ذرات به صورت زیر می‌باشد:

جرم الکترون $\leq$ جرم پروتون $\leq$ جرم نوترون

- **نمادهای اتمی:**

عدد اتمی: نشان دهنده واحدهایی با بار مثبت بر روی هسته است (Z: نشان‌دهنده پروتون‌ها می‌باشد.) چون اتم از نظر الکتریکی خنثی است؛ Z نشان‌دهنده تعداد الکترون‌ها نیز می‌باشد.

عدد جرمی: مجموع تعداد پروتون و نوترون‌ها می‌باشد.

$A=Z+N$

عدد جرمی نشان‌دهنده نوکلئون (مجموع نوترون و پروتون) یک هسته و نه جرم هسته است و در نهایت با داشتن A و Z، یک عنصر را می‌توان به صورت (نماد عنصر $\frac{A}{Z}$) نشان داد.

گروه آموزشی دکتر خلیلی

مثال: Ni^{3+} دارای ۲۵ الکترون و ۳۱ نوترون است، نماد شیمیایی آن را مشخص کنید.

$A = Z + N \Rightarrow A = ۲۸ + ۳۱ = ۵۹$ ، $۲۵ + ۳ = ۲۸$: تعداد الکترون در حالت خنثی

$^{۵۹}_{۲۸}Ni$

- **ایزوتوپ:** به اتم‌های یک عنصر گفته می‌شود که دارای عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوتی هستند، مانند ایزوتوپ‌های اتم کلر، $^{۳۵}_{۱۷}Cl$ و $^{۳۷}_{۱۷}Cl$.

خواص شیمیایی یک عنصر را بیشتر، تعداد پروتون و الکترون‌های موجود در آن مشخص می‌کند و چون ایزوتوپ‌های یک عنصر تعداد پروتون و الکترون یکسانی دارند، در نتیجه خواص شیمیایی ایزوتوپ‌ها با هم برابر است.

- جرم اتمی میانگین: با توجه به فراوانی ایزوتوپ‌ها در طبیعت و تعدد در انواع آن‌ها، برای توجیه جرم یک اتم، از جرم اتمی میانگین استفاده می‌شود.

$$\text{جرم اتمی میانگین} = \sum \frac{(\text{عدد جرمی هر عنصر} \times \text{فراوانی ایزوتوپ})}{۱۰۰}$$

مثال: جرم اتمی میانگین آهن با دو ایزوتوپ با فراوانی ٪۲۰ و جرم ۵۹ و دیگری به جرم ۵۵ را حساب کنید.

فراوانی ایزوتوپ دوم = ۱۰۰ − ۲۰ = ۸۰

$$\text{جرم اتمی میانگین} = \frac{[(۸۰ \times ۵۵) + (۲۰ \times ۵۹)]}{۱۰۰} = ۵۵/۸$$

فصل دوم

استوکیومتری

استوکیومتری:

شاخه‌ای از شیمی است که با رابطه‌های کمی بین عناصر در تشکیل ترکیبات و هم‌چنین روابط بین عناصر و ترکیبات درگیر در واکنش‌های شیمیایی سروکار دارد.

یادآوری مفاهیم:

- **جرم اتمی:** کمیتی بسیار کوچک که بر حسب گرم بیان نمی‌شود، واحد این کمیت amu است و هر amu برابر $\frac{1}{12}$ جرم اتم کربن ^{12}C است.
- **مول:** از نظر تعداد ذرات به $6/022\times10^{23}$ ذره از هر ماده (اتم، یون، مولکول) یک مول گفته می‌شود.
- **فرمول تجربی:** این فرمول نوع عنصرها و نیز کوچکترین نسبت صحیح اتم‌ها را مشخص می‌کند.
- **فرمول مولکولی:** این فرمول نوع و تعداد واقعی اتم‌ها را در مولکول‌های سازنده یک ترکیب مولکولی نشان می‌دهد.
- **فرمول ساختاری:** این فرمول علاوه بر نوع، تعداد عنصرها و تعداد اتم‌های هر عنصر، شیوه‌ی اتصال اتم‌ها به یکدیگر را در مولکول نشان می‌دهد.

برای حل مسائل استوکیومتری باید توانایی نوشتن معادله‌های شیمیایی و موازنه آن‌ها را داشته باشیم.

انواع واکنش‌ها:

- **سوختن:** واکنشی است که طی آن یک ماده به سرعت و شدت با اکسیژن ترکیب می‌شود و علاوه بر آزاد کردن مقداری انرژی به صورت نور و گرما، اغلب ترکیبات اکسیژن‌دار نیز به‌وجود می‌آورد.
- **ترکیب:** واکنشی است که در آن چند ماده بر هم اثر کرده و فرآورده‌ای تازه با ساختار پیچیده‌تری تولید می‌کنند.
- **جابه‌جایی یگانه:** واکنشی است که طی آن یک عنصر با یک عنصر دیگر در یک ترکیب جابه‌جا می‌شود.
- **جابه‌جایی دوگانه:** واکنشی است که طی آن یک عنصر از یک ترکیب با یک عنصر دیگر در ترکیب دیگر جابه‌جا می‌شود.
- **تجزیه:** واکنشی است که طی آن یک ماده به مواد ساده‌تری تبدیل می‌شود.

برای نوشتن معادله‌های شیمیایی از راهنمایی‌های زیر استفاده کنید:

جدول ۱-۲:

نوع واکنش	مثال
ترکیب	اکسید فلز $\rightarrow$ O_2 + فلز
ترکیب	هیدروکسیدفلز $\rightarrow$ H_2O_2+ اکسید فلز
جابه‌جایی یگانه	H_2+ هیدروکسیدفلز $\rightarrow$ H_2O+ فلز فعال
ترکیب	اکسید نافلز $\rightarrow$ O_2+ نافلز
ترکیب	اسید اکسیژن‌دار $\rightarrow$ H_2O+ اکسید نافلز
جابه‌جایی دوگانه	آب + نمک $\rightarrow$ باز + اسید
جابه‌جایی دوگانه	آب + نمک $\rightarrow$ اسید + محلول اکسید فلزی
جابه‌جایی دوگانه	آب + نمک $\rightarrow$ باز + محلول اکسید نافلزی

- **موازنه:** هر واکنشی که به صورت معادله نوشته شود باید موازنه شود. موازنه یعنی برابر کردن تعداد اتم‌های یکسان در دو طرف معادله. برای این کار باید از ضرایب موازنه یا ضرایب استوکیومتری صحیح استفاده کنیم. این ضرایب در سمت چپ هر ماده و در پشت آن قرار می‌گیرد. توجه شود که نوشتن ضرایب به صورت زیروند مجاز نیست.

نکته: در معادله‌هایی که با یون سروکار داریم، پس از موازنه باید بار الکتریکی در دو طرف نیز برابر باشد (موازنه بار).

حل مسائل استوکیومتری:

اولین گام در حل مسائل استوکیومتری نوشتن معادله موازنه شده است. گام بعدی مشخص کردن داده‌ها و خواسته‌های مسئله است و مرحله آخر تبدیل داده‌ها به مول، برقراری رابطه تعداد مول داده‌ها و خواسته‌های مسئله و در نهایت به دست آوردن موارد درخواستی صورت سؤال می‌باشد.

۱- تبدیل مول به جرم و بالعکس: در استوکیومتری برای تبدیل کردن واحدهای جرمی، حجمی و ... به یکدیگر از ضرایب تبدیل استفاده می‌کنیم. برای تبدیل مول به جرم یا جرم به مول باید از ضریب تبدیل‌های زیر استفاده نمود: (توجه شود که واحد جرم مولی g/mol گرم می‌باشد).

تبدیل مول به جرم: $\frac{(g/mol \text{ جرم مولی ماده (بر حسب}}{\text{یک مول ماده}} \times$ مقدار مول ماده

تبدیل جرم به مول: $\frac{\text{یک مول ماده}}{(g/mol) \text{ جرم مولی ماده}} \times$ مقدار گرم ماده

۲- حل مسائل براساس معادله‌های شیمیایی:

بین مواد شرکت‌کننده در واکنش یک ارتباط استوکیومتری برقرار است که با استفاده از ضرایب استوکیومتری حاصل از موازنه مواد می‌توان این رابطه را به دست آورد. برای مثال در واکنش تولید آب روابط زیر برقرار هستند:

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$$

۲ مول H_2، تعداد ۲ مول H_2O تولید می‌کند.

۱ مول O_2، تعداد ۲ مول H_2O تولید می‌کند.

۲ مول H_2، با یک مول O_2 واکنش می‌دهد.

۳- واکنش‌دهنده محدودکننده: در برخی مسائل، مقادیری برای دو یا چند ماده‌ی واکنش‌دهنده مشخص می‌شودکه صرف نظر از مقدار هر یک از مواد واکنش‌دهنده، پیش از حل کردن مسئله باید واکنش‌دهنده محدودکننده تعیین شود، توجه کنید که مقدار فرآورده تولید شده توسط این واکنش دهنده، محدود می‌شود.

برای تعیین واکنش‌دهنده محدودکننده به صورت زیر عمل می‌کنیم:

- تعداد مول هر واکنش‌گر را حساب می‌کنیم.
- تعداد مول به دست آمده را بر ضریب استوکیومتری آن تقسیم می‌کنیم.
- واکنش‌دهنده‌ای که عدد مربوط به آن کوچکتر باشد، واکنش‌دهنده، محدودکننده می‌باشد.

مثال: $4g\ NH_3$ با $14g\ F_2$ مطابق زیر واکنش می‌دهند، واکنش‌دهنده محدودکننده را تعیین کنید:

(جرم مولی NH_3: $17\ g/mol$)

(جرم مولی F_2: $38\ g/mol$)

$$2NH_{3(g)} + 5F_{2(g)} \rightarrow N_2F_{4(g)} + 6HF_{(g)}$$

$$4g\,NH_3 \times \frac{1\ mol\ NH_3}{17\ g\ NH_3} = 0/235\ mol\ NH_3$$

$$14g\ F_2 \times \frac{1\ mol\ F_2}{38\ g\ F_2} = 0/368\ mol\ F_2$$

$$\frac{0/235}{3} = 0/118 \qquad \frac{0/368}{5} = 0/0736$$

$0/0736 < 0/118 \Rightarrow$ F_2 واکنش دهنده محدود کننده است.

۴- بازده درصدی: معمولاً مقدار فرآورده به دست آمده از یک واکنش کمتر از مقدار محاسبه شده آن است و این به دلیل شرایط واکنش و عمل نکردن بخشی از واکنش‌دهنده‌ها می‌باشد. به همین دلیل در واکنش‌های شیمیایی بازده درصدی محاسبه می‌کنند تا مقدار پیشرفت واکنش را بررسی کنند.

مقدار عملی: مقدار فرآورده به دست آمده در واکنش است.

مقدار نظری: مقدار محاسبه شده توسط استوکیومتری است.

$$\text{بازده درصدی} = \frac{\text{مقدار عملی}}{\text{مقدار نظری}} \times 100$$

۵- محلول‌های مولار: بسیاری از واکنش‌های شیمیایی در حالت محلول انجام می‌شوند. محاسبات استوکیومتری این واکنش‌ها بر مبنای حجم و غلظت این محلول‌ها انجام می‌شود.

- **تعریف غلظت:** مقدار ماده حل شده در حجم مشخصی از محلول را گویند.
- **غلظت مولار:** تعداد مول ماده حل شده در یک لیتر محلول را گویند.

$$\text{غلظت مولار (مولاریته)} = \frac{\text{تعداد مول حل شونده}}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}}$$

گروه آموزشی دکتر خلیلی

به دلیل فراگیر بودن انجام بسیاری از واکنش‌ها در فاز محلول باید استوکیومتری در فاز محلول را بدانیم.

مثال: برای واکنشی با ۵۰ml محلول H_2SO_4 ۰/۱۵M، مطابق معادله زیر، چه حجمی از محلول NaOH ۰/۷۵M لازم است:

$$H_2SO_4(aq) + 2NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2H_2O$$

ابتدا، تعداد مول‌های H_2SO_4 را در نمونه به دست می‌آوریم:

$$\text{غلظت} = \frac{\text{تعداد مول}}{\text{حجم برحسب لیتر}} \Rightarrow 0/15 = \frac{X}{50\times10^{-3}} \Rightarrow 0/0075 mol\, H_2SO_4$$

سپس با استفاده از ضرایب استوکیومتری و مول H_2SO_4، مول NaOH را به دست می‌آوریم.

$$0/0075\ mol\ H_2SO_4 \times \frac{2 mol\ NaOH}{1\ mol\ H_2SO_4} = 0/015\ mol\ NaOH$$

و در نهایت با داشتن مول و غلظت NaOH، حجم آن را حساب می‌کنیم:

$$0/75 = \frac{0/015}{x} \Rightarrow 0/02\ L\ NaOH = 20ml\ NaOH$$

گروه آموزشی دکتر خلیلی

فصل سوم

گرما شیمی

- **گرما:** شکلی از انرژی است که تنها به صورت انرژی در حال انتقال از جسمی به جسم دیگر، وجود دارد و می‌تواند به صورت انرژی جنبشی در ماده تعریف شود.
- **انرژی:** ظرفیت یک جسم برای انجام کار است.
- **دما:** میزان سردی یا گرمی اجسام است و خاصیتی از ماده است که جهت جریان خودبه‌خودی گرما را مشخص می‌کند. هنگامی که بین دو جسم با دماهای متفاوت تماس برقرار می‌شود، گرما از جسم گرمتر به جسم سردتر منتقل می‌شود تا هر دو به یک دما برسند.

اندازه‌گیری گرما:

در حین انجام برخی از واکنش‌های شیمیایی انرژی جذب یا آزاد می‌شود. برای محاسبه این انرژی از رابطه زیر استفاده می‌شود.

$$q = mc\Delta t \quad (\Delta t = t_2 - t_1)$$

که در این رابطه q گرمای جذب یا آزاد شده (J)، t_1 دمای اولیه ($^\circ C$)، t_2 دمای پایانی ($^\circ C$)، m جرم نمونه (g) و C ($\frac{J}{g\,^\circ C}$) ظرفیت گرمایی ویژه می‌باشد.

- ظرفیت گرمایی ویژه: مقدار گرمای لازم برای افزایش دمای یک گرم از نمونه به اندازه‌ی یک درجه سانتی‌گراد می‌باشد.

نکته: واحد انرژی ژول می‌باشد و می‌توان علاوه بر ژول از واحد کالری نیز استفاده نمود، که هر یک کالری ۴/۱۸۴ ژول می‌باشد.

تعیین گرمای واکنش‌های شیمیایی:

گرمای واکنش‌های شیمیایی را از طریق گرماسنج‌های بمبی و لیوانی تعیین می‌کنند، اما برای تعیین گرمای همه‌ی واکنش‌های شیمیایی نمی‌توان از این دو دستگاه استفاده نمود، چون برخی از واکنش‌ها در یک مرحله انجام نمی‌شوند و یا شرایط انجام آن‌ها به گونه‌ای است که نمی‌توان از این گرماسنج‌ها استفاده نمود، به همین دلیل از روش‌های غیرمستقیم گرمای واکنش‌ها استفاده می‌شود.

۱- قانون هس: مبنای بسیاری از محاسبات گرمایشی، قانون ثابت بودن مجموع گرما می‌باشد که توسط هس به صورت تجربی ثابت شد. قانون هس می‌گوید که اگر یک واکنش از مجموع دو یا چند واکنش به دست آید، گرمای آن واکنش نیز از مجموع گرمای تک‌تک آن واکنش‌ها به دست می‌آید. در این قانون باید به دو نکته توجه نمود:

نکته اول: اگر یک واکنش در عددی ضرب یا بر عددی تقسیم شود، گرمای آن واکنش نیز در آن عدد ضرب یا تقسیم می‌شود.

نکته دوم: اگر یک واکنش معکوس شود، گرمای آن واکنش در عدد ۱- ضرب می‌شود.

مثال: واکنش گرافیت با اکسیژن که منجر به تولید گاز CO_2 می‌شود به صورت زیر می‌باشد:

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$$

ΔH این واکنش را توسط واکنش‌های زیر به دست آورید:

$$1- 2CO_{(g)} + O_{2\ (g)} \rightarrow 2CO_{2\ (g)} \qquad \Delta H_1 = -566\ KJ/mol$$

$$2- CO_{(g)} \rightarrow C(s) + \frac{1}{2}O_{2\ (g)} \qquad \Delta H_2 = 110/5\ KJ/mol$$

برای رسیدن به واکنش صورت مسئله باید واکنش ۲ را معکوس و واکنش ۱ را بر عدد ۲ تقسیم کنیم.

$$1- \frac{1}{2}O_{2\ (g)} + CO_{(g)} \rightarrow CO_{2\ (g)} \qquad \Delta H_1 = -283\ KJ/mol$$

$$\frac{2- C(s) + \frac{1}{2}O_{2\ (g)} \rightarrow CO_{(g)}}{C(s) + O_{2\ (g)} \rightarrow CO_{2\ (g)}} \qquad \Delta H_2 = -110/5\ KJ/mol$$

در مرحله آخر، موارد مشابه را از طرفین معادله حذف می‌کنیم و به واکنش اصلی می‌رسیم.

$$\Delta H_{\text{واکنش}} = -283 + (-110/5) = -393/5\ KJ/mol$$

۲- آنتالپی تشکیل:

روش ساده برای محاسبه ΔH هر واکنش با استفاده از مقادیر ثبت شده‌ای به نام آنتالپی استاندارد تشکیل است.

- آنتالپی استاندارد تشکیل: مقدار ΔH مربوط به واکنشی است که در آن یک مول ماده در فشار یک اتمسفر و دمایی معین، از عناصر سازنده خود تولید می‌شود. (دمای معین معمولاً $25^\circ C$ می‌باشد.)

نکته: برخی از عناصر بیش از یک حالت پایدار دارند، فرم عنصر به کار رفته، برای آنتالپی استاندارد تشکیل، پایدارترین فرم آن است.

نکته: آنتالپی استاندارد تشکیل عناصر صفر است مانند $O_{2\ (g)}$، $N_{2\ (g)}$ و $H_{2\ (g)}$ و ...

گروه آموزشی دکتر خلیلی

با توجه به نکات گفته شده، آنتالپی یک واکنش را به صورت زیر می‌توان محاسبه نمود.

ΔH° = (مجموع آنتالپی استاندارد تشکیل واکنش‌دهنده‌ها) − (مجموع آنتالپی استاندارد تشکیل فرآورده‌ها)

مثال: ΔH واکنش زیر را حساب کنید.

$$۲NH_{۳\ (g)} + ۳Cl_{۲\ (g)} \rightarrow N_{۲\ (g)} + ۶HCl_{(g)}$$

$$\Delta H^\circ_{HCl\ (g)} = -۹۴/۳۰\ KJ/mol \qquad / \Delta H^\circ_{NH_{۳}\ (g)} = -۴۶/۱۹\ KJ/mol$$

$$\text{آنتالپی} = (۶\times\Delta H^\circ_{HCl} + \overset{\text{صفر}}{\cancel{\Delta H^\circ_{N_۲}}}) - (۲\Delta H^\circ_{NH_۳} + ۳\times\overset{\text{صفر}}{\cancel{\Delta H^\circ_{Cl_۲}}}) \Rightarrow$$

استاندارد تشکیل

$$\text{آنتالپی واکنش} = [۶\times(-۹۴/۳۰)] - [۲\times(-۴۶/۱۹)] = -۴۶۱/۴۲\ KJ/mol$$

۳- انرژی پیوندهای شیمیایی:

پیوندهای شیمیایی اتم‌های سازنده مولکول‌ها را در کنار هم نگه داشته است. انرژی لازم برای شکستن پیوندی که دو اتم را در یک مولکول دو اتمی به یکدیگر متصل کرده است، انرژی تفکیک پیوند نام دارد.

این مقادیر برحسب KJ/mol مطرح می‌شوند.

$$H-H_{(g)} \rightarrow ۲H_{(g)} \qquad \underset{\text{پیوند}}{\Delta H = +۴۳۵\ KJ}$$

توجه شود که برای شکستن پیوند به انرژی نیاز است در حالی که تشکیل پیوند با آزاد شدن انرژی همراه است.

$\Delta H_{\text{واکنش}}$ = (مجموع انرژی آزاد شده تشکیل فرآورده‌ها) − (مجموع انرژی شکستن پیوند واکنش‌دهنده‌ها)

مثال: با استفاده از میانگین انرژی پیوندها، مقدار ΔH برای واکنش زیر را حساب کنید:

$$۲\ H-\underset{\underset{H}{|}}{N}-H + ۳Cl-Cl \rightarrow N\equiv N + ۶H-Cl$$

$$(\Delta H_{N-H} = ۳۸۹, \Delta H_{Cl-Cl} = ۲۴۳, \Delta H_{N\equiv N} = -۹۴۱, \Delta H_{H-Cl} = -۴۳۱\ KJ/mol)$$

$\Delta H_{\text{واکنش}}$ = (مجموع انرژی آزاد شده تشکیل فرآورده) − (مجموع انرژی شکستن پیوند واکنش‌دهنده‌ها)

$$\Delta H_{\text{واکنش}} = (۲\times ۳\Delta H_{N-H} + ۳\Delta H_{Cl-Cl}) - (\Delta H_{N\equiv N} + ۶\Delta H_{H-Cl})$$

$$\Delta H_{\text{واکنش}} = (۶\times ۳۸۹ + ۳\times ۲۴۳) - (-۹۴۱ + ۶\times(-۴۳۱)) = -۴۶۴\ KJ/mol$$

فصل چهارم

ساختار الکترونی اتم

ساختار الکترونی اتم:

در این بخش به بررسی و توجیه نظریه‌های ساختار الکترونی اتم‌ها که توسط دانشمندان متعددی بررسی شده است می‌پردازیم، بخش اعظم نظریه‌های ساختار اتمی از آزمایش‌های انجام شده با تابش الکترومغناطیس به دست آمده است. تابش الکترومغناطیس شامل امواج رادیویی، مادون قرمز، نور مریی و اشعه X می‌باشد. این تابش در فضا به صورت موج حرکت می‌کند و در واقع برآیند بردارهای الکتریکی و مغناطیسی عمود بر هم یک موج هستند. برای توصیف این امواج از یکسری اصطلاحات استفاده می‌کنند.

۱- طول موج (λ): فاصله بین دو نقطه مشابه بر روی دو موج پی‌درپی است (فاصله بین دو قله یا دو دره).

۲- دامنه (a): برابر با بلندی قله یا عمق دره می‌باشد.

نکته: شدت تابش با مربع دامنه متناسب است $(\text{شدت} \propto \alpha^{۲})$.

۳- تمام امواج با سرعت یکسانی برابر با تقریباً $۳\times۱۰^{۸}\ m/s$ در فضا حرکت می‌کنند، این سرعت، سرعت نور است و با نماد C مشخص می‌شود.

۴- فرکانس (ν): تعداد موج‌هایی که طی یک ثانیه از یک نقطه عبور می‌کنند.

نکته: تبدیل طول موج به فرکانس و بالعکس توسط رابطه زیر صورت می‌گیرد:

$$C = \nu \times \lambda$$

(λ برحسب m)

(ν برحسب $1/s$ یا هرتز)

محدوده‌ی طول موج تابش‌های الکترومغناطیس از $۱۰^{-۱۳}\ m$ (کوتاه‌ترین) تا ۱۰m (بلندترین) می‌باشد.

توجه کنید که هرچه طول موج کوتاه‌تر باشد، موج انرژی و فرکانس بالاتری دارد. ترتیب طول موج امواج به صورت زیر است.

امواج مایکروویو > امواج رادیویی > امواج مادون قرمز > نور مریی > نور فرابنفش > اشعه X > اشعه گاما

نکته: ترتیب انرژی و فرکانس امواج برعکس ترتیب بالا می‌باشد یعنی اشعه گاما پرقدرت‌ترین موج می‌باشد.

نظریه‌های دانشمندان:

- **نظریه کوانتومی (ماکس پلانک):** پلانک پیشنهاد کرد که انرژی تابش فقط به صورت کمیت‌های جدا از هم (کوانتا)، جذب یا منتشر می‌شود و رابطه $E = h\nu$ را مطرح ساخت، که در این رابطه E، انرژی هر کوانتوم بر حسب ژول، h ثابت پلانک ($۶/۶\times۱۰^{-۳۴}$ J.S) و ν فرکانس (برحسب Hz) می‌باشد.
- **طیف‌های اتمی:** وقتی پرتو نوری از یک منشور می‌گذرد، شکسته می‌شود. میزان شکست پرتو به طول موج آن بستگی دارد. نور سفید شامل امواجی با محدوده طول موج‌های متفاوت است و هنگام عبور از منشور، نوار عریضی از رنگ‌ها را که طیف پیوسته نامیده می‌شود، ایجاد می‌کند. نوع دیگری از طیف، طیف خطی می‌باشد که اگر گاز یا بخار یک ماده شیمیایی را گرم کنیم، از آن‌ها نور منتشر می شود و اگر پرتویی از نور را از منشور عبور دهیم، یک طیف خطی به دست می‌آید. توجه شود که هر عنصر دارای طیف خطی ویژه‌ای است.
- **نظریه بوهر:** وی با توجه به طیف خطی هیدروژن، برای توجیه ساختار الکترونی هیدروژن نظریه‌ای بیان کرد که به صورت زیر است:

– الکترون اتم هیدروژن فقط می‌تواند در مدارهای کروی معینی (تراز) وجود داشته باشد، این لایه‌ها در اطراف هسته هستند و با حروف (K، L، M، N و ....) یا مقادیر n (۱، ۲، ۳ و ...) مشخص می‌شوند.

– الکترون دارای انرژی معینی است که به مداری که در آن حرکت می‌کند بستگی دارد، تراز n=۱ نزدیکترین تراز به هسته و دارای کوچکترین شعاع می‌باشد و الکترونی که در این لایه قرار بگیرد دارای کمترین میزان انرژی می‌باشد. توجه شود که با افزایش فاصله از هسته، انرژی الکترون و شعاع تراز افزایش می‌یابد.

نکته: هیچ الکترونی نمی‌تواند بین دو لایه قرار بگیرد.

– الکترون در تراز n=۱ (کمترین انرژی) در حالت پایه قرار دارد، با دادن انرژی به این الکترون می‌توان آن را به ترازهای بالاتری انتقال داد، در این صورت الکترون برانگیخته می‌شود.

– الکترون در تراز برانگیخته ناپایدار است و با از دست دادن انرژی به حالت پایه برمی‌گردد، این مقدار انرژی دقیقاً برابر با اختلاف انرژی دو ترازی است که بین آن‌ها انتقال پیدا کرده است.

بوهر برای به دست آوردن انرژی الکترون در هر مدار از رابطه زیر استفاده کرده است.

$$E_{\text{مدار}} = \frac{-(۲/۱۷۹\times۱۰^{-۱۸})}{n^{۲}} \quad (J) \qquad n = ۱,۲,۳, \ldots$$

گروه آموزشی دکتر خلیلی

نکته: محاسبه اختلاف انرژی دو تراز:

اختلاف انرژی آزاد شده توسط الکترون، به صورت یک فوتون نور آزاد می‌شود. بر مبنای معادله پلانک و با توجه به رابطه بوهر، می‌توان این اختلاف انرژی را محاسبه نمود:

$$E = ۲/۱۷۹\times۱۰^{-۱۶}\left(\frac{۱}{n_i^۲}-\frac{۱}{n_۰^۲}\right) \qquad (h = ۶/۶۲\times۱۰^{-۳۴}\,J.S)$$

$$\nu = ۳/۲۸۹\times۱۰^{۱۵}\left(\frac{۱}{n_i^۲}-\frac{۱}{n_۰^۲}\right)$$ (فرکانس فوتون آزاد شده)

اگر $n_i = ۲$ باشد، خط‌های به‌وجود آمده انتقال الکترون از ترازهای بالاتر به تراز دوم به صورت سری بالمر است و دو سری پاشن و لیمان مربوط به انتقالات از n=۳ و n=۱ می‌باشد و با رابطه بالا می‌توان فرکانس آن‌ها را محاسبه نمود.

مکانیک موجی:

- **رابطه دوبروی:** وی پیشنهاد کرد که الکترون و سایر ذرات دارای خواص موجی هستند و مطابق با رابطه زیر طول موج مربوط به آن‌ها را محاسبه نمود:

$$\lambda = \frac{h}{mc}$$

m: جرم ذره (برحسب گرم)

c: سرعت حرکت آن (m/s)

λ : طول موج (برحسب m)

مطابق با این رابطه می‌توان گفت شئ در حال حرکت دارای خصلت موجی است. طول موج مربوط به اشیای معمولی چنان کوچک است که خاصیت موجی آن‌ها را نمی‌توان آشکار نمود، اما طول موج مربوط به الکترون و سایر ذره‌های بنیادی حائز اهمیت و قابل بررسی است.

- **اصل عدم قطعیت هایزنبرگ:**

این اصل نشان می‌دهد که تعیین همزمان مکان و اندازه حرکت دقیق یک جسم به کوچکی الکترون غیرممکن است. وی نشان داد که عدم قطعیت در مکان یک شئ (ΔX) ضربدر عدم قطعیت در اندازه‌ی حرکت آن (Δmv) برابر با یا بزرگتر از ثابت پلانک تقسیم بر ۴π می‌باشد.

$$\Delta X \Delta mv \geq \frac{h}{۴\pi}$$

توجه شود که عدم قطعیت برای اشیایی به کوچکی الکترون اهمیت بسیار دارد، اما برای اشیایی با اندازه معمولی اثری ندارد.

- **معادله شرودینگر:** شرودینگر برای حرکت الکترون و توجیه حضور الکترون در اتم با توجه به توضیحات داده شده، معادله شرودینگر را حل نمود و پاسخ این معادله که یکسری اعداد کوانتومی بودند را به دست آورد و با این اعداد الکترون‌های موجود در اتم را توصیف نمود. در ادامه اعداد کوانتومی معرفی و توجیه می‌شوند:

گروه آموزشی دکتر خلیلی

۱- عدد کوانتومی اصلی (n): که توسط بوهر نیز معرفی شده بود، نشان دهنده لایه یا ترازی است که الکترون در آن حضور دارد. n یک عدد صحیح مثبت است (... و ۳، ۲، ۱=n).

نکته: هرچه n بزرگتر باشد، تراز از هسته دورتر و الکترون دارای انرژی بیشتری است.

نکته: هر تراز شامل یک یا چند زیرلایه فرعی است، تعداد زیرلایه‌های فرعی برابر با مقدار n است، در لایه n=۱ یک زیرلایه، در لایه n=۲، دو زیرلایه و ... وجود دارد.

۲- عدد کوانتومی اوربیتالی (l): که این عدد نشان‌دهنده نوع زیرلایه می‌باشد. به این صورت که اگر l=۰ باشد زیرلایه s، l=۱ زیرلایه p و l=۲ زیرلایه d و l=۳ زیرلایه f می‌باشد.

برای محاسبه دقیق نوع زیرلایه‌های هر تراز از رابطه (n-۱ تا l=۰) استفاده می‌کنیم.

n= ۱ ،۲ ،۳ و ...

به طور مثال در لایه اول که n=۱ فقط یک زیرلایه با l=۰ که نوع s می‌باشد داریم.

در لایه دوم n=۲، ۱و ۰ =l، دو نوع زیرلایه به نام s و p داریم.

در جدول زیر مقادیر مربوط به n و l برای ۴ تراز آورده شده است:

جدول ۴-۱:

	تعداد زیرلایه	نوع زیرلایه
n = ۱	۱	s
n = ۲	۲	s , p
n = ۳	۳	s , p , d
n= ۴	۴	s , p , d , f

- الکترون‌ها در فضای سه بعدی در اطراف هسته قرار دارند و احتمال حضور آن‌ها در این فضا بیش از ٪۹۰ می‌باشد، به این فضا اوربیتال گفته می‌شود.
- زیرلایه‌های موجود، هر یک دارای اوربیتال‌هایی هستند. مثلاً زیرلایه s دارای یک اوربیتال و زیرلایه p دارای سه اوربیتال می‌باشند. برای محاسبه تعداد اوربیتال‌های یک زیرلایه از رابطه $(2l+1)$ استفاده می‌شود. برای مثال اگر l=۰ باشد، که زیرلایه s است، فقط دارای یک اوربیتال می‌باشد. و زیرلایه p با l=۱ دارای سه اوربیتال است.

اوربیتال‌های s کروی شکل و اوربیتال‌های p، دمبلی شکل هستند. شکل اوربیتال‌های زیرلایه d و f کاملاً پیچیده و متفاوت است.

جدول ۴-۲

	مقدار l	تعداد اوربیتال
s	۰	۱
p	۱	۳
d	۲	۵
f	۳	۷

گروه آموزشی دکتر خلیلی