

شیمی سال دوم بخش سوم تالیف: حسین غلت

علاوه بر مقدار نیروی جاذبه بین بارهای هم‌نام به سیستم و نوع شبکه نیز مربوط است که از بحث دبیرستان خارج است. به جدول ۵ کاملاً توجه کرده و علت را شرح دهید.

نام‌گذاری ترکیب‌های یونی

برای نام‌گذاری ترکیب‌های یونی کافی است ابتدا نام کاتیون و سپس نام آنیون را بنویسیم البته همواره به خاطر داشته باشید که در ترکیب‌های معدنی کاتیون سمت چپ و آنیون سمت راست نوشته می‌شود در واقع هنگام خواندن نام یک ترکیب یونی از سمتی که نوشته شده است می‌خوانیم.

سدیم کلرید: NaCl

اما تنها چیزی که باقی می‌ماند نام کاتیون‌ها و آنیون‌هاست که با قواعد زیر به راحتی می‌توان

نوشت:

نام کاتیون‌ها

الف- اکثر فلزها یک نوع ظرفیت دارند مثلاً فلزهای قلیایی همگی یک ظرفیتی (+۱) و قلیایی خاکی همگی دو ظرفیتی (+۲) هستند در چنین کاتیون‌هایی که یک نوع ظرفیت دارند هیچ تفاوتی بین نام عنصر و نام کاتیون وجود ندارد:

روی Zn^{2+} آلومینیوم Al^{3+} کلسیم Ca^{2+} سدیم Na^+

ب- برخی فلزها چند نوع ظرفیت متداول

دارند در نامیدن آن‌ها نیز نام کاتیون همان نام عنصر است ولی بدیهی است به خاطر تنوع ظرفیت‌ها باید ظرفیت کاتیون به نحوی مشخص شود. برای این کار دو راه وجود دارد. (۱) استفاده از اعداد رومی: در این روش تعداد ظرفیت کاتیون با اعداد رومی در کنار نام کاتیون نوشته می‌شود:

آهن (III) Fe^{3+} آهن (II) Fe^{2+}

عناصر	فرمول یون	نام درست	نام قدیمی
کروم	Cr^{2+}	یون کروم (II)*	یون کرومو
	Cr^{3+}	یون کروم (III)	یون کرومیک
منگنز	Mn^{2+}	یون منگنز (II)	
	Mn^{3+}	یون منگنز (III)*	
آهن	Fe^{2+}	یون آهن (II)	یون فرو
	Fe^{3+}	یون آهن (III)	یون فریک
کبالت	Co^{2+}	یون کبالت (II)	
	Co^{3+}	یون کبالت (III)*	
مس	Cu^+	یون مس (I)	یون کوپرو
	Cu^{2+}	یون مس (II)	یون کوپریک

یون‌هایی که با علامت * مشخص شده اند کم‌تر متداول‌اند.

شیمی سال دوم ترکیب های یونی رشته علوم تجربی و ریاضی

(۲) استفاده از نام های قدیمی: چند مورد معروف از این نام ها در جدول مقابل آمده است:

پ- کاتیون های چند اتمی

از جمله این یون ها و معروف ترین آن ها یون آمونیوم NH_4^+ است.

نام آنیون ها:

در این یون ها اگر آنیون تک اتمی باشد، کافی است به آخر نام عنصر «اید» اضافه شود البته گاهی

لازم است جهت سهولت تلفظ تغییراتی نیز در نام عنصر صورت گیرد (جدول زیر)

نام عنصر	هیدروژن	نیتروژن	فسفر	اکسیژن	گوگرد	فلوئور	کلر	برم	ید
فرمول یون	H^-	N^{3-}	P^{3-}	O^{2-}	S^{2-}	F^-	Cl^-	Br^-	I^-
نام یون	هیدرید	نیترید	فسفید	اکسید	سولفید	فلوئورید	کلرید	برمید	یدید

برای نامیدن آنیون های چند اتمی، هر چند قواعد مشخصی وجود دارد ولی با توجه به این که

استفاده از این قواعد مستلزم دانستن مفهوم عدد اکسایش و آشنایی با اعداد اکسایش مختلف یک عنصر

است لذا توصیه می شود برای افزایش سرعت عمل خود در آزمون های مختلف سعی کنید جدول زیر را

به طور کامل حفظ کنید (هم نام آنیون ها و هم فرمول و تعداد بار آن ها را)

پرکلرات	SO_4^{2-}	سولفات	HSO_4^-	هیدروژن سولفات
کلرات	SO_3^{2-}	سولفیت	HSO_3^-	هیدروژن سولفیت
کلریت	CO_3^{2-}	کربنات	HCO_3^-	هیدروژن کربنات
هیپوکلریت	CrO_4^{2-}	کرومات	HPO_4^{2-}	هیدروژن فسفات
نترات	CN^-	سیانید	$H_2PO_4^-$	دی هیدروژن فسفات
نیتريت	PO_4^{3-}	فسفات	$Cr_2O_7^{2-}$	دی کرومات
یدات	HPO_3^{2-}	فسفیت	SiO_3^{2-}	سیلیکات
پراکسید	$H_2PO_3^-$	هیپوفسفیت	$C_2O_4^{2-}$	اکسالات
هیدروکسید	MnO_4^{2-}	منگنات	$S_2O_3^{2-}$	تیوسولفات
آزید	MnO_4^-	پرمنگنات	$CH_3CO_2^-$	استات
کرید	O_3^-	اوزونید		

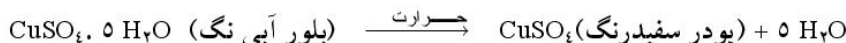
نکته: فقط در مورد فسفر (III) اکسید و فسفر (V) اکسید عمل ساده کردن ضرایب نه تنها لازم نیست بلکه نتیجه اشتباه به دست می دهد.

فسفر (V) اکسید P_2O_5

فسفر (III) اکسید P_2O_3

نمک های آبیوشیده

در نوعی از ترکیب های یونی، یونها با مولکول های آب پیوند داده و آنها را در میان شبکه یونی به دام می اندازند این نمک ها را نمک آبیوشیده گویند. تعداد آبی که به ازای یک واحد فرمولی نمک وجود دارد تعداد آب تبلور گویند. برای یک نمک MX آبدار فرمول شیمیایی به صورت $MX.nH_2O$ است که n تعداد آب تبلور است. در محاسبه جرم مولی نمک آبیوشیده جرم مولی آب ها نیز حساب می گردد. برخی نمک های آب پوشیده در حالت آبدار و بی آب رنگ های مختلف نشان می دهند. مثال: مس (II) سولفات 5 آبه



نکته: خارج شدن آب تبلور برگشت پذیر است مثلاً بلورهای آبی فیروزه ای پررنگ کات کبود که یک نمک آبیوشیده است $(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$ با حرارت دادن به مس (II) سولفات بی آب سفید تبدیل و با ریختن آب دوباره آبی رنگ می شوند.

تعیین تعداد آب تبلور:

معلومات: فرمول نمک بی آب معلوم است.

ابتدا نمک آبدار را وزن می کنیم (m_1). یک بوتله چینی که به کمک حرارت تا حد سرخ شدن گرم شده و خشک شده است، پس از سرد کردن در دسیکاتور (وسیله شیشه ای در بسته که مانع ورود و خروج رطوبت می شود) برمی داریم. نمک بی آب را در آن ریخته و به آرامی حرارت را در زیر بوتله زیاد و زیادتر می کنیم و پس از سرد کردن در دسیکاتور دوباره وزن می کنیم. به تعداد دفعاتی این عمل حرارت دادن را تکرار می کنیم تا آخرین، دو نتیجه توزین تقریباً یکسان شود ($0.1g$ اختلاف) در این حالت با کسر وزن بوتله چینی جرم نمک بی آب را حساب می کنیم (m_2). اگر جرم مولی آب را 18 گرم بر مول فرض کنیم و جرم مولی نمک بی آب را M در نظر بگیریم با رابطه ی زیر می توان n (تعداد آب تبلور) را حساب کرد:

$$n_1 \text{ (تعداد مول آب خارج شده)} \text{ و } n_2 \text{ (تعداد مول نمک)} \quad n = \frac{n_1}{n_2} \quad \text{و} \quad n = \frac{m_1 - m_2}{m_2} \cdot \frac{M}{18}$$

مثال: جرم نمک آبدار قبل از گرم کردن $2/08g$ پس از گرم کردن $1/78g$ جرم مولی نمک بی آب $208g.mol^{-1}$ است تعداد آب تبلور را حساب کنید.

چند نمک آبدار (متبلور) معروف:

سدیم کربنات، مس (II) سولفات، سدیم سولفات، منیزیم کلرید، آهن (II) سولفات، کبالت (II) سولفات، کلسیم سولفات

خود را بیازمایید

۱- نام درست هر یک از ترکیب‌های یونی زیر را بنویسید.

$Co(NO_3)_2$ ، $Fe_7(SO_4)_3$ ، MnO ، Li_2O ، $CaCl_2$ ، Fe_2O_3 ، $Fe(OH)_2$ ، $Ca(NO_2)_2$ ، $(NH_4)_2SO_4$

Na_3PO_4 ، $KMnO_4$ ، Li_2MnO_4 ، $HgCl_2$ ،

۲- فرمول شیمیایی هر یک از ترکیب‌های زیر را بنویسید.

آ. آهن (III) سولفات ب. روی فسفات پ. منیزیم سولفیت ت. سدیم کلرات

ث. آهن (III) برمید ج. سزیم یدید چ. کبالت (II) اکسید خ. منیزیم برمید

د. هیدروژن پراکسید ذ. جیوه (I) کلرید ر. مس (II) منگنات ز. مس (I) پرمنگنات

۳- چند نوع ترکیب خنثی حاصل از کروم و اکسیژن می‌توان پیش‌بینی کرد (با توجه به ظرفیت‌های این عناصرها).

۴- از بین ترکیب‌های زیر ترکیب‌های دوتایی را مشخص کنید.

پتاسیم کلرید، کلسیم برمید، منیزیم هیدروکسید، کربن دی اکسید، کلسیم کربنات

۵- فرمول شیمیایی هر یک از مواد زیر را بنویسید.

قلع (IV) کلرید ، منیزیم یدات ، آمونیوم سولفید ، کبالت (II) سولفات

نیکل (II) فسفات، کلسیم پراکسید، باریم پرکلرات، سدیم هیپوکلریت

۶- در ترکیب‌های زیر بار یون X را مشخص کنید؟

الف) XB_3 ب) XSO_3 ج) Mg_3X_2 د) $X_2(PO_4)_2$

۷- در یک ترکیب یونی آیا ClO_4^- با $(ClO)_3^-$ تفاوتی دارد؟ توضیح دهید.

۸- در هر یک از موارد زیر مقدار انرژی شبکه بلور دو ترکیب داده شده را با دلیل با هم مقایسه کنید.

شیمی سال دوم ترکیب های یونی رشته علوم تجربی و ریاضی

آ. Al_2O_3 و AlF_3 ب. CaO و K_2O پ. KI و NaI

۹- جرم مولی ترکیب های زیر را با کمک جدول تناوبی عنصرها محاسبه کنید.

آ. مس (II) سولفات ۵ آبه ب. کبالت (II) کلرید بی آب

۱۰- از بین یون های زیر یون هایی که یک نوع ظرفیت دارند، معین کنید. روی، آهن، سدیم، استرانسیم، کبالت، نقره، کادمیوم، نیکل، روبیدیم، آلومینیوم

روند تناوبی برخی خواص عنصر در جدول تناوبی عنصرها			
D	C	B	A
انرژی یونش	شعاع اتمی	عدد اتمی	عدد اتمی
الکترونگاتیوی	شعاع یونی ⁺⁺⁺	جرم اتمی	جرم اتمی [*]
خصلت نافلزی	خصلت فلزی	شعاع اتمی	انرژی یونش ^{**}
		شعاع یونی	الکترونگاتیوی
		خصلت فلزی	خصلت نافلزی
<p>* در سه مورد استثنا وجود دارد</p> <p>** در گروه ۳ و ۱۶ استثنا وجود دارد</p> <p>*** بدون توجه به نوع یون</p>			

شیمی سال دوم بخش سوم تالیف: حسین غلٹ

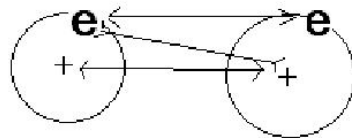
1																	18
1 H 1.0079																	2 He 4.0026
3 Li 6.941	4 Be 9.0122											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180
11 Na 22.990	12 Mg 24.305											13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.887	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 101.07	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71 *	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89-103 #	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (270)	109 Mt (268)	110 Ds (281)	111 Rg (272)	112 Uub (285)	113 Uut (284)	114 Uuq (289)	115 Uup (288)	116 Uuh (291)	117	118 Uuo (294)
* Lanthanide series		57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.05	71 Lu 174.97	
# Actinide series		89 Ac (227)	90 Th 231.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (259)	102 No (259)	103 Lr (260)	



می‌شود. اما اگر دو نافلز بخواهند با هم پیوند دهند (مانند دو اتم ید) پیوند چگونه تشکیل می‌شود کدام یک باید الکترون بدهد و کدام یک بگیرد. تازه اگر هم چنین اتفاقی بتواند بیافتد اتم نافلزی که الکترون داده به آرایش الکترونی پایدار گاز نجیب نمی‌رسد بلکه حتی ناپایدارتر هم می‌شود. در این حالت نظریه‌ی دیگری وجود دارد. هنگامی که دو اتم نافلز می‌خواهند پیوند تشکیل دهند الکترون‌های آخرین لایه خود (لایه ظرفیت) را به اشتراک می‌گذارند به چنین پیوندی پیوند کووالانسی گفته می‌شود.

ماهیت پیوند کووالانسی چگونه است؟

هنگامی که دو نافلز می‌خواهند پیوند دهند بین آن دو هم نیروی جاذبه و هم نیروی دافعه الکترواستاتیکی وجود دارد. ولی برآیند نیروها طوری است که قبل از تشکیل پیوند نیروی جاذبه از دافعه قوی‌تر است. البته بعد از تشکیل پیوند مقدار این دو نیرو کاملاً با هم برابر است پس همانند پیوند یونی، در این پیوند نیز ماهیت پیوند از نوع الکتریکی است در واقع همه‌ی پیوندها و نیروهایی که ذرات را در شیمی کنار هم نگه می‌دارد



جاذبه ←

دافعه →

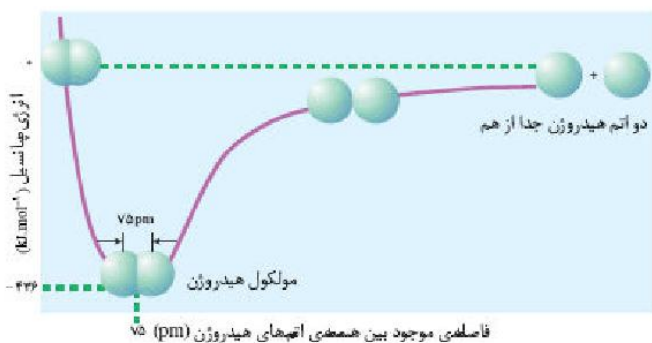
ماهیت الکتریکی دارد.

هنگام تشکیل پیوند انرژی چگونه

تغییر می‌کند؟

شیمی سال دوم ترکیب های کووالانسی رشته علوم تجربی و ریاضی

فرض کنیم پیوند کووالانسی بین دو اتم H در حال تشکیل است. همان گونه که قبلاً گفته شد قبل از تشکیل پیوند برآیند نیروهای جاذبه از دافعه بیش تر است (اصلاً اگر چنین نبود دو اتم چرا باید به هم



نزدیک می شدند؟) در نتیجه انرژی نهفته (پتانسیل) ای بین دو اتم وجود دارد با نزدیک شدن دو اتم به هم این انرژی پتانسیل کمتر می شود (می توانید برای آسان شدن تصور خود فرض کنید دو اتم H همانند گلوله و زمین هستند، هر چه گلوله

به زمین نزدیک تر شود و ارتفاع کمتری داشته باشد انرژی پتانسیل آن کاهش می یابد). لحظه ای فرا می رسد که در آنجا انرژی حاصل از جاذبه بیش ترین اثر خود را می گذارد. اگر دو اتم بیش تر از این به هم نزدیک شوند به خاطر این که فاصله هسته ها کمتر می شود نیروی دافعه خود را بروز می دهد و دوباره سطح انرژی های دو اتم بالاتر می رود. بنابراین در محلی که نیروی جاذبه و دافعه با هم برابر است دو اتم H پایدارترین حالت را دارد. در این حالت می گوئیم بین دو اتم هیدروژن پیوند کووالانسی برقرار شده است.

طول پیوند: به فاصله ی تعادلی بین هسته های دو اتم در یک پیوند کووالانسی طول پیوند و نصف آن را شعاع کووالانسی گویند.

انرژی پیوند: هنگام تشکیل یک پیوند بین دو اتم مقداری انرژی آزاد می شود که آن را انرژی پیوند پیوند گویند برای شکستن پیوند همین مقدار انرژی لازم است. انرژی لازم برای شکستن یک پیوند و تبدیل به دو اتم مجزای گازی را انرژی پیوند گویند.

نکته: در مورد مولکول H_2 طول پیوند و انرژی پیوند به ترتیب ۷۵ pm و $436 kJ.mol^{-1}$ است.

نکته: سطح انرژی دو اتم هیدروژن $2H$ از یک مولکول دو اتمی هیدروژن H_2 بالاتر است.

نکته: حتی بعد از تشکیل پیوند کووالانسی، دو اتم در فاصله ثابت قرار نمی گیرند بلکه همانند دو گلوله ای که با فنر به هم وصل شده اند در ارتعاش اند. به همین دلیل در

تعریف طول پیوند از عبارت «فاصله تعادلی» استفاده می‌شود. به همین دلیل هم استفاده از مدل گلوله و میله در نمایش مولکول‌ها خالی از اشکال نیست.

پیوند قطبی، ناقطبی و یونی

هنگامی که دو اتم با هسته‌های کاملاً یکسان (اتم‌های جور هسته) با هم پیوند تشکیل می‌دهند، الکترون‌های مشترک بین دو اتم به طور کاملاً یکنواخت توزیع می‌شوند. به عبارت بهتر احتمال حضور الکترون در اطراف هر دو به یک اندازه است پس ابر الکترونی حاصل از الکترون‌های پیوندی کاملاً متوازن بین دو اتم است. در چنین حالتی می‌گوییم پیوند تشکیل شده، کووالانسی ناقطبی است.

اگر پیوند بین دو اتم ناجور هسته تشکیل شود در این حالت بین الکترونگاتیوی این اتم‌ها اختلاف وجود خواهد داشت، اتمی که الکترونگاتیوی بیش‌تری دارد تمایل بیش‌تری برای جذب الکترون‌های پیوندی به طرف خود نشان می‌دهد در نتیجه بخش ابر الکترونی الکترون‌های مشترک به صورت یکسان نخواهد بود در این حالت در اطراف اتم الکترونگاتیوتر احتمال حضور الکترون به طور نسبی زیادتر خواهد بود. در چنین حالتی پیوند دارای سمت مثبت و منفی خواهد بود که به آن پیوند کووالانسی قطبی می‌گوییم.

البته بار مثبت و منفی گفته شده بار خالص نیست بلکه به صورت بارهای جزئی (δ^+ و δ^-) است. اتم الکترونگاتیوتر قطب منفی (دارای δ^-) و اتم الکترو پوزیتیوتر قطب مثبت (دارای δ^+) خواهد بود.

اما زمانی وجود دارد که اختلاف الکترونگاتیوی به قدری زیاد است که اتم الکترونگاتیوتر تنها به در اختیار داشتن مدت زیاد الکترون اکتفا نمی‌کند بلکه کاملاً یک یا چند الکترون را از اتم الکترو پوزیتیوتر می‌گیرد در نتیجه کاتیون و آنیون با بارهای الکتریکی واقعی تشکیل می‌شود و این همان پیوند یونی است. هر چند مرز کاملاً مشخصی بین این سه نوع پیوند وجود ندارد اما می‌توان با قاعده تقریبی زیر نوع پیوند را معین کرد:

(x: اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم شرکت کننده در پیوند)

$$0 < x \leq 0.4 \text{ پیوند ناقطبی} \quad 0.4 < x \leq 1.7 \text{ پیوند قطبی} \quad 1.7 < x < 4 \text{ پیوند یونی}$$

تکته: اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم H و F برابر است با $1/9 = 4 - 2/1 = 4$ اما این پیوند یک پیوند شدیداً قطبی است نه یونی.

شیمی سال دوم ترکیب های کووالانسی رشته علوم تجربی و ریاضی

توجه: تعداد کمی از ترکیب های شیمیایی دارای پیوندهای کاملاً یونی یا کاملاً کووالانسی ناقطبی اند. در بقیه ترکیب ها پیوند دارای خصلت یونی و کووالانسی به طور توأم است اما وقتی اختلاف الکترونگاتیوی از حد معینی بیشتر می شود و پیوند خصلت یونی بیشتری نسبت به خصلت کووالانسی پیدا می کند می گوییم پیوند یونی است یعنی درصد خصلت یونی پیوند بیشتر است نه این که صد در صد یونی است.

نکته: پیوند بین اکسیژن و سیلیسیم در آستانه ی پیوندهای یونی قرار دارد (چرا؟)

قدرت و طول پیوند

هنگامی که بین دو اتم پیوندی تشکیل می گردد آن دو در فاصله معین و تعادلی کنار هم قرار می گیرند. هر چه نیروی نگهدارنده آن دو قوی تر باشد فاصله ی آنها کمتر خواهد بود و بالعکس. پس قدرت پیوند با طول پیوند رابطه ی معکوس دارد. (این مطلب را با کمک نمودار انرژی پتانسیل تشکیل پیوند هم می توان توجیه کرد. چگونه؟)

عوامل مؤثر بر قدرت و طول پیوند

عوامل متعددی بر انرژی پیوند بین دو اتم تأثیر دارد که به چند مورد آنها اشاره می کنیم:

آ. شعاع اتمی: هر چه اتم های پیوند دهنده کوچک تر باشند فاصله تعادلی آنها کم تر و قدرت پیوند بیش تر خواهد بود: $(\text{HBr } 366 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$ و $(\text{HCl } 432 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$

ب. قطبیت پیوند: اگر پیوند تشکیل شده قطبی باشد علاوه بر جاذبه متقابل دو اتم، نیروی مضاعفی که ناشی از بارهای جزئی مثبت و منفی است باعث قوی تر شدن پیوند می شود پس پیوند قطبی تر قوی تر هم هست: $(\text{C-O } 341 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$ $(\text{C-C } 337 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$

پ. مرتبه پیوند: پیوندهای کووالانسی می تواند ساده یا یگانه (از اشتراک یک جفت الکترون)، دوگانه (از اشتراک دو جفت الکترون) و سه گانه (از اشتراک سه جفت الکترون) باشد. هر چه چندگانگی یا همان مرتبه پیوند بالاتر باشد پیوند محکم تر و کوتاه تر خواهد بود.

از نظر قدرت: $\text{C-C} < \text{C}=\text{C} < \text{C}\equiv\text{C}$ از نظر طول: $\text{C-C} > \text{C}=\text{C} > \text{C}\equiv\text{C}$

نمایش دادن مولکول ها

برای نشان دادن پیوندهای بین اتم های یک ترکیب کووالانسی روش های مختلفی وجود دارد. برای نمایش مولکول روی کاغذ از روش های مدل اوربیتالی، مدل الکترون- نقطه ای و مدل ساختار خطی می توان استفاده کرد. از مدل گلوله و میله و مدل فضا پرکن نیز برای نمایش مولکول ها به

صورت فضایی استفاده می‌شود. برای این که با هر کدام از این نمایش فرمول‌های استفاده شده آشنا شویم این فرمول‌ها را به ترتیب تکمیل بررسی می‌کنیم.

آ. فرمول تجربی: این فرمول به کمک آزمایش تجزیه‌ی عنصری تعیین می‌شود. این فرمول تنها نوع عنصرهای سازنده‌ی یک ترکیب و نسبت مولی عنصرها را نشان می‌دهد. مثلاً فرمول تجربی گلوکز CH_2O است یعنی یک مولکول گلوکز از عنصرهای کربن، هیدروژن و اکسیژن به نسبت‌های مولی ۱ : ۲ تشکیل شده است.

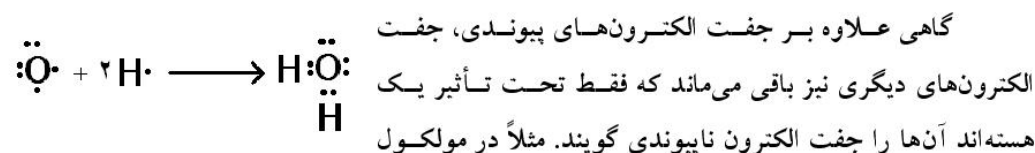
ب. فرمول مولکولی: این فرمول علاوه بر نوع و نسبت عنصرها، تعداد دقیق اتم هر عنصر در یک ترکیب را نشان می‌دهد مثلاً فرمول مولکولی گلوکز $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ است. این فرمول مضرب صحیحی از فرمول تجربی است.

پ. فرمول ساختاری: علاوه بر نوع، تعداد نسبی و تعداد دقیق اتم‌های شرکت‌کننده در ساختار ترکیب، شیوه اتصال و ترتیب اتصال اتم‌ها را به یکدیگر نشان می‌دهد:

پ ۱. مدل الکترون - نقطه‌ای: یکی از روش‌های نمایش فرمول ساختاری است. در این روش الکترون‌های والانس (ظرفیت) اتم‌ها به صورت نقطه‌هایی در اطراف اتم نشان داده می‌شود. مثلاً در متان



الکترون مشترک خواهد بود. جفت الکترون‌هایی که به طور مشترک تحت تأثیر دو هسته‌ی اتم‌های پیوند شده‌اند، جفت الکترون پیوندی گویند.

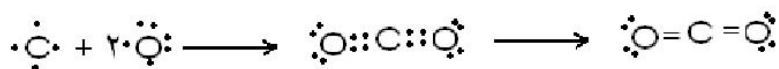


آب علاوه بر جفت الکترون‌های پیوندی، دو جفت الکترون ناپیوندی نیز وجود دارد.

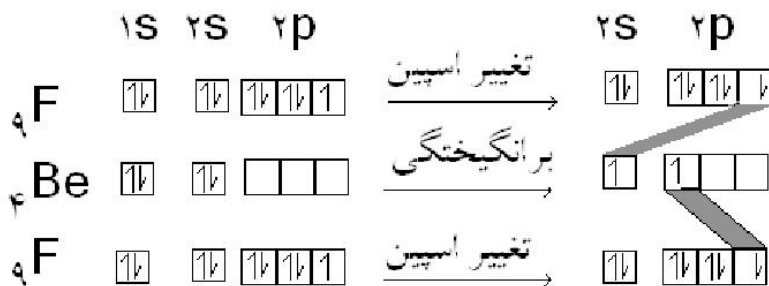
اتم مرکزی: در رسم یک فرمول ساختاری (از هر نوع آن) ابتدایی‌ترین گام تعیین اتمی است که در وسط ساختار قرار دارد و اتم‌های دیگر (اتم‌های جانبی) به آن متصل شده‌اند این اتم، اتم مرکزی نامیده می‌شود که تقریباً با قاعده‌های ساده‌ی زیر قابل تعیین است:

شیمی سال دوم ترکیب های کووالانسی رشته علوم تجربی و ریاضی

- ۱- اتم مرکزی معمولاً اتمی است که تعداد آن در ترکیب کم تر، شعاع آن بزرگ تر و الکترونگاتیوی آن کم تر از بقیه اتم هاست.
 - ۲- هیدروژن هیچ گاه به عنوان اتم مرکزی محسوب نمی گردد.
 - ۳- در برخی ترکیب ها بیش تر از یک اتم مرکزی وجود دارد (البته این ترکیب ها جزو سرفصل های کتاب درسی دبیرستان نیست).
 - ۴- این قاعده ها خاص ترکیب های معدنی است و در ترکیب های آلی درست نیستند.
- یادآوری: قبلاً با قاعده هشت تایی (رسیدن اتم عنصرها به آرایش الکترونی پایدار گازهای نجیب) آشنا شده اید. در رسم ساختار مولکول ها نیز سعی خواهیم کرد در اطراف هر اتم هشت الکترون ظرفیت قرار دهیم البته به جز اتم هیدروژن که باید به آرایش الکترونی دو تایی هلیم برسد.
- پ ۲. مدل خطی: این مدل تقریباً مشابه مدل الکترون - نقطه ای است با این تفاوت که الکترون های پیوندی را با خط نشان می دهیم (هر خط نمایش دهنده یک جفت الکترون پیوندی)



پ ۳. مدل اوربیتالی: در این مدل اوربیتال های شرکت کننده در اشتراک الکترونی بین دو اتم نشان داده می شود.

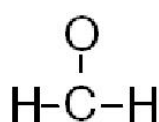


نکته: تغییر اسپین به خاطر این است که اصل طرد پاولی رعایت شود. در واقع الکترون های پیوندی در اوربیتال هیچ یک از دو اتم درگیر در پیوند قرار نمی گیرند بلکه هنگام تشکیل پیوند دو اوربیتال اتمی با هم همپوشانی کرده و یک اوربیتال مشترک به نام اوربیتال مولکولی می سازند که از نظر شکل و اندازه و انرژی مشابه هیچ یک از اوربیتال های اتمی اولیه نیست. و الکترون های پیوندی در این اوربیتال مولکولی قرار می گیرند.

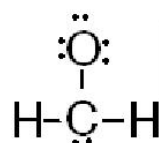
ت. فرمول هندسی و فضایی: در این فرمول علاوه بر نوع، نسبت، تعداد و نحوه اتصال اتم‌ها، شیوه آرایش اتم‌ها نسبت به هم در فضا نشان داده می‌شود. نمونه‌ای از این فرمول‌ها عبارتست از فرمول‌های سیس - ترانس، مدل‌های گلوله و میله و مدل فضا پرکن.

ساختار لوویس

هر چند سریع‌ترین راه برای رسم ساختار مولکول یک ترکیب استفاده از مدل الکترون - نقطه‌ای است اما کامل‌ترین روش استفاده از قاعده‌ی هشت‌تایی برای رسم ساختار مولکول‌هاست. قواعد زیر مراحل رسم ساختار مولکولی یک ترکیب را که به ساختار لوویس موسوم است نشان می‌دهد؛ وجه تسمیه این ساختارها این است که مفهوم پیوند کووالانسی اولین بار توسط لوویس در ۱۹۱۶ مطرح گردید:



مرحله‌ی اول: بعد از این که اتم مرکزی را تعیین کردید همه‌ی اتم‌ها را با پیوندهای ساده به اتم مرکزی وصل کنید مثال مولکول فرمالدئید



مرحله دوم: همه‌ی اتم‌ها را (به جز H) با چیدن الکترون‌های ناپیوندی به آرایش هشتایی برسانید.

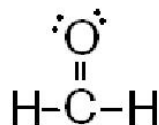
مرحله سوم: تعداد الکترون‌های والانس (nv) عنصرهای سازنده ترکیب را بشمارید (اگر ترکیب یک آنیون است تعداد بار منفی را به تعداد الکترون‌ها اضافه و اگر کاتیون است تعداد بار مثبت را از تعداد الکترون‌های والانس کم کنید).

$$\text{CH}_2\text{O} : n_v = 4 + 2(1) + 6 = 12$$

مرحله چهارم

آ. اگر تعداد الکترون‌های موجود در ساختار رسم شده ی فرضی مرحله دوم (nv) (در اینجا ۱۴) با تعداد الکترون‌های والانس (در اینجا ۱۲) برابر باشد ساختار فرضی رسم شده درست است.

ب. اگر ساختار فرضی درست نیست تعداد الکترون‌های ساختار فرضی را طوری باید تغییر دهید که هم



قاعده اکتت رعایت شود و هم این دو مجموع الکترون برابر شوند. مثلاً در مورد این مثال از C و O هر کدام یک جفت الکترون ناپیوندی کم و بین آنها یک جفت الکترون پیوندی اضافه می‌کنیم:

شیمی سال دوم ترکیب های کووالانسی رشته علوم تجربی و ریاضی

تا اینجا مدل الکترون نقطه ای یا ساختار لوویس و یا فرمول ساختاری تکمیل شد. البته یک تفاوت کوچک بین فرمول ساختاری و ساختار لوویس وجود دارد آن هم این است که در فرمول ساختاری جفت الکترون های ناپیوندی نشان داده نمی شود. برای کامل شدن فرمول دو مطلب دیگر باید مشخص شود (۱) بار قراردادی (۲) شکل مولکول

بار قراردادی

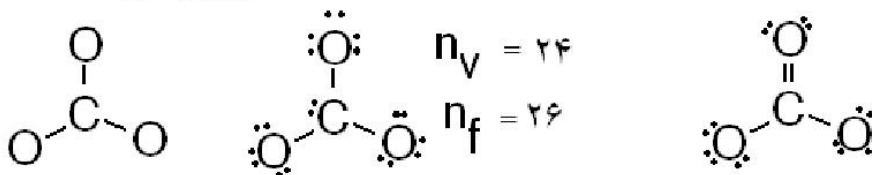
در ساختار یک مولکول، هر عنصر نسبت به حالت آزاد خود می تواند کمبود یا اضافه الکترون پیدا کرده باشد. این امر با استفاده از تعیین بار قراردادی معلوم می شود بار قراردادی هر عنصر با رابطه ی زیر قابل به دست آوردن است:

(تعداد جفت الکترون های پیوندی + تعداد الکترون های ناپیوندی) - (تعداد الکترون والانس عنصر) = بار قراردادی یک عنصر

مثال: بار قراردادی در ساختار CO_2 برای کربن $4 - 4 = 0$ = بار قراردادی

و برای هر یک از اکسیژن ها $6 - (2 + 4) = 0$ = بار قراردادی

مثال: در زیر مراحل رسم ساختار لوویس و تعیین بار قراردادی یون کربنات آمده است.



$4 - 4 = 0$ = بار قراردادی کربن

$6 - (1 + 6) = -1$ = بار قراردادی اکسیژن های با پیوند ساده

$6 - (2 + 4) = 0$ = بار قراردادی اکسیژن با پیوند دوگانه

تعیین و پیش گویی شکل مولکول

می دانیم که اتم ها به قدری کوچکند که حتی با میکروسکوپ الکترونی نیز قابل مشاهده نیستند. بنابراین شکل مولکول نیز قابل مشاهده نیست اما با پدیده ی پراش اشعه X توانسته اند محل هسته ها را در یک مولکول روی فیلم عکاسی اشعه X ثبت کرده و با محاسبات شکل مولکول ها را اثبات کنند ولی به هر حال این کار برای همه مقدور نیست. باید یک روش غیر تجربی نیز برای تعیین شکل مولکول ها و یا حداقل پیشگویی نزدیک به واقعیت وجود داشته باشد. چنین روشی وجود دارد:

شیمی سال دوم ترکیب های کووالانسی رشته علوم تجربی و ریاضی

تأثیر دو هسته‌اند و الکترون‌های ناپیوندی که تحت تأثیر یک هسته‌اند از نظر آزادی حرکت اختلاف وجود دارد (کدام بیشتر است؟) به همین دلیل دافعه‌ها هم یکسان نیست:
دافعه جفت پیوندی - جفت پیوندی > دافعه جفت پیوندی - جفت ناپیوندی > دافعه جفت ناپیوندی - جفت ناپیوندی
جدول صفحه بعد موارد خیلی معمول را نشان می‌دهد. (البته قلمروهای ۵ و ۶ فقط به درد المپیادی‌ها می‌خورد)

موقعی که یک جفت الکترون ناپیوندی در اطراف اتم مرکزی وجود دارد به خاطر آزادی تحرک بیشتر و فضای زیادتری که اشغال می‌کند دافعه بیش‌تری بر جفت الکترون‌های پیوندی وارد کرده و زاویه پیوندی را از آن چه که با توجه به تعداد قلمرو الکترونی (عدد فضایی) پیش‌بینی می‌شود کمتر می‌کند و اگر تعداد جفت الکترون ناپیوندی دو تا باشد زاویه پیشگویی شده، از زاویه تعیین شده با توجه تعداد قلمرو، باز هم کم‌تر خواهد بود.

برای مثال در آمونیاک ۴ قلمرو وجود دارد و باید زاویه پیوندی $109/5$ درجه باشد ولی به خاطر وجود یک جفت الکترون ناپیوندی روی اتم N زاویه از این مقدار کم‌تر است و 107 درجه است. (این زاویه اختصاص به آمونیاک دارد و در موارد مشابه آمونیاک فقط می‌توانیم بگوییم که زاویه از $109/5$ درجه کم‌تر است.)

در آب هم ۴ قلمرو وجود دارد و باید زاویه پیوندی $109/5$ درجه باشد ولی به خاطر وجود دو جفت الکترون ناپیوندی روی اتم O زاویه از این مقدار کم‌تر است و $104/5$ درجه است. (این زاویه اختصاص به آب دارد و در موارد مشابه آب فقط می‌توانیم بگوییم که زاویه از $109/5$ درجه کم‌تر است.)

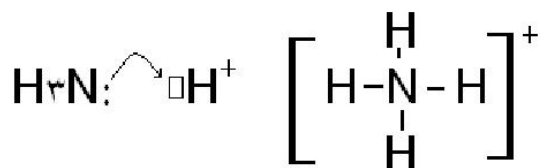
جدول حالت‌های مختلف شکل مولکول‌ها (A اتم مرکزی، X اتم جانبی، E جفت الکترون‌های ناپیوندی را نشان می‌دهد)

مثال	زاویه پیوندی واقعی	شکل واقعی	شکل و زاویه پیوندی در حالت ایده‌آل	فرمول کلی	تعداد قلمروی الکترونی
CO ₂	۱۸۰°	خطی	خطی، ۱۸۰°	AX ₂	۲
	-	خطی		AXE	
SO ₃	۱۲۰°	مثلث مسطح	مثلث مسطح ۱۲۰°	AX ₃	۳
	کمتر از ۱۲۰°	خمیده		AX ₃ E	

تالیف: حسین غلت		بخش چهارم		شیمی سال دوم	
	AXE_7		خطی	-	NO
۴	AX_4	چهار وجهی منتظم $109^\circ/28'$	چهار وجهی منتظم	$109^\circ 28'$	CH_4 CCl_4
	AX_3E		هرم مثلثی	کمتر از $28'$ 109°	NH_3 PH_3
	AX_2E_2		خمیده	خیلی کمتر از $109^\circ 28'$	H_2O H_2S
	AXE_3		خطی	-	HF
۵	AX_5	دو هرمی مثلثی 90° و 120° و 180°	دو هرمی مثلثی	120° و 180° 90°	PCl_5
	AX_4E		چهار وجهی تغییر شکل گرفته	120° و 180° کمتر از 90°	SF_4
۶	AX_6	هشت وجهی منتظم 90° و 180°	هشت وجهی منتظم	90° و 180°	SF_6
	AX_5E		مربع مسطح	90°	XeF_4

پیوند داتیو

در پیوند کووالانسی معمولی هر یک از اتم‌های شرکت کننده در پیوند تنها یک الکترون به اشتراک می‌گذارند اما گاهی شرایط برای تشکیل نوع خاصی از پیوند کووالانسی مهیا می‌گردد. اگر یک اتم یک جفت الکترون ناپیوندی و اتم یا یون دیگر یک اوربیتال خالی داشته باشد، جفت الکترون را در این اوربیتال خالی به اشتراک می‌گذارند یعنی یک اتم گیرنده و دیگری دهنده جفت الکترون خواهد بود چنین پیوندی را پیوند کووالانسی کنوردینانسی یا پیوند داتیو گویند. مانند پیوندی که بین آمونیاک و یون هیدروژن برقرار می‌گردد.



جالب توجه است که پس از تشکیل پیوند داتیو هیچ تفاوتی بین آن و پیوندهای کووالانسی معمولی وجود ندارد به عبارت دیگر در یون آمونیوم تمامی چهار پیوند N-H از هر نظر به هم شبیهند. یعنی پیوند داتیو با پیوند کووالانسی معمولی فقط از نظر شیوه تشکیل متفاوت است.

شیمی سال دوم ترکیب های کووالانسی رشته علوم تجربی و ریاضی

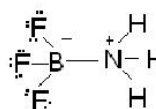
توجه: گروه‌هایی که در یون آمونیوم رسم شده است بیانگر این مطلب است که یون مثبت به اتم خاصی در این یون چند اتمی تعلق ندارد.

🏠 ساختار لوویس یون آمونیوم را رسم و شکل و زاویه پیوندی را در آن پیشگویی کنید.

🏠 نشادر همان آمونیوم کلرید است. چند نوع پیوند در این ترکیب یونی وجود دارد؟

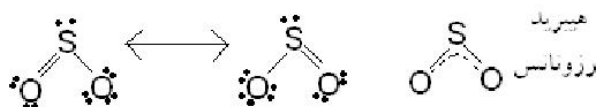
نکته: پیوند داتیو را به صورت $N \rightarrow H$ نشان می‌دهند که در این شیوهی نمایش A اتمی است که جفت الکترون داده است. همچنین این نوع پیوند را به صورت $A^+ - B^-$ هم نشان می‌دهند. دقت کنید که در این نحوه نمایش بین پیوند یونی $A^+ B^-$ و پیوند کووالانسی قطبی $A^{\delta+} - B^{\delta-}$ و پیوند داتیو $A^+ - B^-$ تفاوت وجود دارد.

در ترکیب‌های خنثی و آنیون‌های چند اتمی با تعیین بار قراردادی می‌توان پیوند داتیو را مشخص کرد.

هر جا که بار قراردادی مثبت و منفی مجاور هم باشند نمایانگر یک پیوند داتیو است.  مثلاً در ترکیب مقابل یک پیوند داتیو $N \rightarrow B$ وجود دارد:

رزونانس

گاز گوگرد دی اکسید یکی از آلاینده‌های نوع اول هواست. در رسم ساختار این ماده متوجه می‌شویم که دو حالت وجود دارد. یعنی پیوند دوگانه می‌تواند روی هر دو اتم اکسیژن باشد. برای رفع این مشکل فرض می‌کنیم که هر دو ساختار برای آن درست است. البته دانشمندان فرض می‌کنند هیچ یک از این ساختارها ساختار واقعی نیست بلکه ساختار واقعی آن حالتی بین دو ساختار ممکن است که این ساختار بینابین را هیبرید رزونانس می‌گویند.



🏠 ساختارهای رزونانسی سه گونه‌ی O_3 (اوزون)، SO_3 و CO_3^{2-} را رسم کنید.

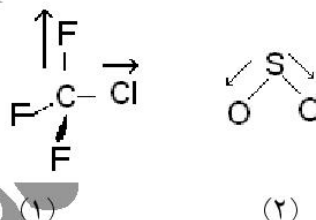
نکته: دقت کنید در مولکول‌هایی که اشکال رزونانسی دارند، پیوندهای شرکت کننده در رزونانس کاملاً با هم برابرند. یعنی در SO_3 انرژی و طول پیوند S-O میانگین پیوند دوگانه و ساده است و در حقیقت فقط یک نوع پیوند وجود دارد که بین پیوند دوگانه و ساده است. و همین امر سبب شد که دانشمندان به فکر معرفی هیبرید رزونانس بیافتند. در ضمن وجود این حالت‌های چندگانه رزونانسی در یک ترکیب سبب کاهش سطح انرژی و افزایش پایداری آن می‌گردد که به آن پایداری رزونانسی گویند.

قطبیت در مولکولها

قبلاً با مفهوم قطبیت البته در پیوندها آشنا شدید. حال می‌خواهیم بدانیم معنای قطبی بودن یا ناقطبی بودن یک مولکول چیست؟ مولکولی مانند H_2 ، F_2 و N_2 که در آنها تنها یک پیوند و آن هم پیوند ناقطبی وجود حتماً ناقطبی هستند. اما مسئله زمانی مشکل است که پیوندها قطبی است ولی مولکول در میدان الکتریکی رفتار الکتریکی (قطبی بودن) نشان نمی‌دهد. برای مواقعی که پیوندهای موجود در مولکول قطبی اند دو حالت وجود دارد.

آ. پیوندهای قطبی که قطبیت یکسانی دارند چنان قرار گیرند که همدیگر را خنثی کنند یعنی برآیند بردارهای مشخص کننده قطبیت پیوند، صفر باشد در چنین حالتی مولکول ناقطبی است هر چند پیوندها قطبی است. $Cl-Be-Cl$
بردارها برابر و مخالف هم‌اند: $\leftarrow \rightarrow$

ب. یا قطبیت پیوندها با هم یکسان نیست (۱) و یا این که پیوندهای دارای قطبیت یکسان طوری قرار گرفته‌اند که برآیند بردارهای مشخص کننده قطبیت صفر نیست (۲).



از مولکولهای زیر مولکولهای قطبی و ناقطبی را معین کنید
 H_2O ، NH_3 ، BCl_3 ، CF_2Cl_2 ، CH_4 ، SO_3 و HCN

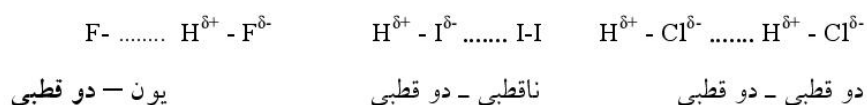
نیروهای بین مولکولی

گفتیم در ترکیبهای مولکولی برخلاف ترکیبهای یونی، اتمها همگی در یک شبکه‌ی به هم پیوسته قرار ندارند و مولکولهای مجزا وجود دارد. ولی شواهدی از قبیل مایع و جامد بودن بسیاری از ترکیبهای مولکولی از قبیل آب، نفت و ... نشان می‌دهد که بین مولکولها هم نیروهایی وجود دارد که آنها را به هم وصل می‌کند البته قدرت این نیروها بسیار کمتر از نیروهای کووالانسی است که اتمها را به هم وصل می‌کند. این نیروها را به صورت زیر می‌توان طبقه‌بندی نمود:

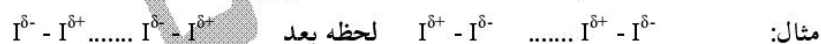
آ. نیرویی که بین دو مولکول قطبی، نیرویی که بین یک مولکول قطبی و یون و نیرویی که بین یک مولکول قطبی و یک مولکول ناقطبی وجود دارد هر سه‌ی این نیروها را به نام نیروی بین مولکولی

شیمی سال دوم ترکیب های کووالانسی رشته علوم تجربی و ریاضی

واندروالسی می شناسیم. که به ترتیب نیروی دو قطبی - دو قطبی، یون - دو قطبی و ناقطبی - دو قطبی نامیده می شوند. این نوع نیرو معمول ترین نوع نیروی بین مولکولی است. در زیر نمونه هایی نشان داده شده است:



این نوع نیرو زمانی وجود دارد که حداقل یکی از مولکولها قطبیت دایم دارد. ب. نیرویی که بین دو مولکول ناقطبی برقرار است و به نیروی لاندون معروف است. هر چند وجود نیروی جاذبه بین دو مولکول ناقطبی منطقی به نظر نمی رسد اما شاهدهی همچون وجود یسد در حالت جامد دانشمندان را بر آن داشته که برای چنین نیرویی امکان وجود را بررسی کنند. ظاهراً در مولکولهای ناقطبی که قطبیت دایمی ندارند قطبیت های لحظه ای سبب ایجاد چنین نیرویی می گردد که دهها برابر از نیروی واندروالسی قطبی ضعیف تر است. قطبیت های لحظه ای را حاصل از حرکت سریع الکترون ها، اثر متقابل هسته های دو اتم مجاور هم روی الکترون های دیگری (القای بار الکتریکی) و برخورد مولکولها به هم و نامتوازن شدن پخش ابرالکترونی می دانند.



پ. پیوند هیدروژنی، برخلاف نام آن یک پیوند نیست بلکه نوعی خاص از نیروی واندروالسی دو قطبی - دو قطبی است با این تفاوت که قدرت بیشتری دارد. این نوع نیروی بین مولکولی زمانی ایجاد می گردد که دو مولکولی که در ارتباط با هم هستند دارای پیوند H-X باشند. X یک اتم کوچک و الکترونگاتیو مانند F، O و N است. مثلاً این نیرو بین مولکولهای آب، آمونیاک و هیدروژن فلئورید وجود دارد.

نکته: هر مولکول آب می تواند چهار پیوند هیدروژنی با مولکول های دیگر بدهد. هر مولکول HF و NH₃ هر کدام دو پیوند هیدروژنی می توانند تشکیل دهند.

با توجه به روند تغییرات الکترونگاتیوی، قطبیت پیوند H-F از H-O و آن هم از H-N بیش تر است پس قدرت پیوند هیدروژنی در سه ترکیب بالا به صورت NH₃ > H₂O > HF است اما با در نظر گرفتن تعداد پیوند هیدروژنی هر ترکیب در مجموع نیروهای بین مولکولی در این سه ترکیب به صورت NH₃ > HF > H₂O است.

نکته: وجود چهار پیوند هیدروژنی قوی بین یک مولکول آب با سایر مولکول سبب ایجاد خواص ویژه ی آب می گردد از جمله: کشش سطحی زیاد، ظرفیت گرمایی بالا،

شیمی سال دوم بخش چهارم تالیف: حسین عفت

گرمای تبخیر زیاد، انبساط موقع یخ بستن و باقی ماندن در حالت مایع در گستره‌ی دمای نسبتاً زیاد (صفر تا صد درجه سلسیوس) در مقایسه با ترکیب‌های مشابه مانند H_2S .

پیوند هیدروژن همانند پیوند کووالانسی جهت‌دار است یعنی زوایای پیوندی معین دارد ولی قدرت آن کم‌تر است.



مقایسه نقطه‌ی جوش ترکیب‌های مولکولی

برای این مقایسه بهتر است به ترتیب مراحل زیر را انجام دهید حتماً به نتیجه‌ی درست می‌رسید:

۱- تعیین و مقایسه قدرت نیروی بین مولکولی

هر چه نیروی بین مولکولی قوی‌تر باشد نقطه‌ی جوش ترکیب بالاتر خواهد بود.

مثال: مقایسه نقطه‌ی جوش CH_4 و H_2S ، H_2O

در H_2O نیروی بین مولکولی از نوع پیوند هیدروژنی، H_2S از نوع واندروالسی دو قطبی - دو قطبی و CH_4 از نوع لاندون است. بنابراین نقطه‌ی جوش به ترتیب $CH_4 < H_2S < H_2O$ خواهد بود.

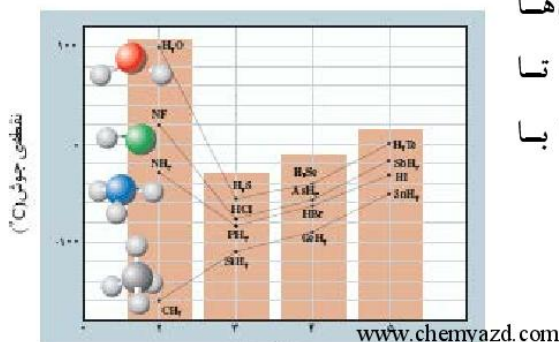
اگر هر دو ماده از نوع پیوندهای هیدروژنی باشند قدرت و تعداد پیوندهای هیدروژنی ممکن در آن دو ترکیب را مقایسه می‌کنیم مثلاً در مورد NH_3 و HF و H_2O با توجه به قدرت و تعداد پیوندهای هیدروژنی در مورد نقطه‌ی جوش خواهیم داشت: $H_2O > HF > NH_3$

۲- جرم مولی و حجم ترکیب

اگر در مورد دو ترکیب مورد مقایسه نیروی بین مولکولی تقریباً برابر بودند (مثلاً هر دو واندروالسی) جرم و حجم مولکول‌ها را مقایسه کنیم هر کدام جرم (و در نتیجه حجم) بیشتری داشته باشند نیروی بین مولکولی آن قوی‌تر و نقطه‌ی جوش آن بالاتر خواهد بود:

مثال: مقایسه CH_4 و SiH_4 : هر دو مولکول ناقطبی دارند پس نوع نیروی بین مولکولی در هر دو لاندون است ولی SiH_4 جرم و حجم بیشتری دارد پس نقطه‌ی جوش SiH_4 از CH_4 بیش‌تر است.

نمودار مقابل نقطه‌ی جوش برخی مولکول‌ها را نشان می‌دهد که مربوط به گروه‌های ۱۴ تا ۱۷ جدول تناوبی است. این تفاوت‌ها را با توجه به مطالب گفته شده توجیه کنید.

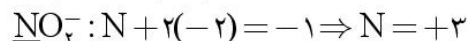
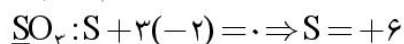
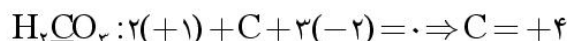


شماهی تناوب

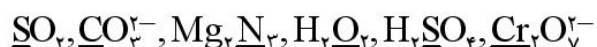
عدد اکسایش

در تشکیل پیوند کووالانسی برخلاف پیوند یونی انتقال کامل الکترون صورت نمی گیرد اما گاهی (مثلاً در واکنش های اکسایش - کاهش که در پیش دانشگاهی خواهید خواند) لازم است پیوندهای کووالانسی را پیوند یونی فرض کنیم. عدد اکسایش در واقع مقداری است که روی اتمها فرض می کنیم به شرطی که همگی پیوندها را یونی در نظر بگیریم مثلاً در HCl اگر فرض کنیم پیوند یونی است به خاطر اختلاف الکترونگاتیوی عدد اکسایش کلر (-1) و عدد اکسایش هیدروژن (+1) خواهد بود برای تعیین عدد اکسایش قواعد زیر مفید است:

- ۱- عدد اکسایش عنصرها در حالت آزاد، صفر است.
 - ۲- عدد اکسایش فلزها در ترکیبهای همیشه (-1) است. چون الکترونگاتیوترین عنصرها است.
 - ۳- عدد اکسایش یونهای تک اتمی برابر بار آنهاست مثلاً فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی به ترتیب عدد اکسایش (+1) و (+2) دارند.
 - ۴- مجموع اعداد اکسایش عنصرهای سازنده یک گونه برابر است با بار آن گونه.
 - ۵- عدد اکسایش هیدروژن در ترکیبات آن (+1) است به جز هیدریدها که (-1) است.
 - ۶- عدد اکسایش اکسیژن در اکسیدها (مانند CaO) (-2) است. در پراکسیدها (مانند H₂O₂) (-1) است. در سوپراکسیدها (مانند KO₂) (-1/2) است. در OF₂ (+2) است.
- مثال: عدد اکسایش عنصرهای زیر خطدار را تعیین کنید.



🕌 در ترکیبهای زیر عنصرهای زیر خطدار چه عدد اکسایشی دارند؟



نام گذاری ترکیبهای مولکولی

روش اول: استفاده از پیشوندها

در این روش تعداد اتمهای هر عنصر را با پیشوندهای رومی مشخص می کنند. البته اگر تعداد اتم مرکزی فقط یک اتم باشد نیازی به پیشوند منو نیست:

تالیف: حسین غلت

بخش چهارم

شیمی سال دوم

دی نیتروژن پنتا اکسید N_2O_5 گوگرد تری اکسید SO_3 کربن دی اکسید CO_2

روش دوم: استفاده از اعداد اکسایش

در این روش عدد اکسایش اتم مرکزی را با اعداد رومی در جلوی نام عنصر می‌نویسیم:

نیتروژن (V) اکسید N_2O_5 کربن (IV) اکسید CO_2

فسفر (III) کلرید PCl_3 گوگرد (IV) فلئوئورید SF_4

توجه:

داوطلبان آزمون های سراسری و آزاد و دانش آموزانی که در فکر ورود به دانشگاه هستند وقت کنند که هر چند مطالب این بخش متنوع و حل کردن مسایل آن وقت گیر است اما باید توجه داشته باشید که برای مطالب این بخش و تمام مطالب شیمی سال های دوم، سوم و پیش دانشگاهی (روش هایی که به روش تستی معروف شده اند وجود دارد ولی چون این روش ها مطمئن هستند و جنبه بی علمی ندارند را مجبور شدیم این روش ها را در این بهزوه نویسیم ولی در کلاس های کنکور یکی از وظایف ما بیادمان کاسل این نکته ها و روش های تستی

است. از جمله ی این روش ها مربوط است به تعیین قطبیت، تعیین تعداد
قطب های الکترونی، تعیین ساختار، تعیین زاویه، تعداد پیوندها، جهت
الکترون های ناپیوندی، شماره گروه و دوره ی یک عنصر در جدول و...

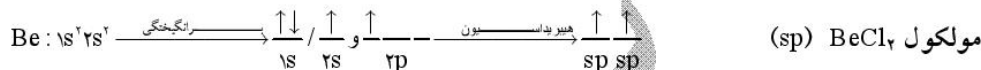
مطالب زیر را تا پایان این بخش فقط المیادی ها بخوانند *

هیبریداسیون:

اگر بخواهیم برای تشکیل پیوند کووالانسی در مولکول ها از همپوشانی اوربیتال های هر یک از اتم های شرکت کننده در پیوند استفاده کنیم در توجیه طول پیوندها و زوایای پیوندی مشکلاتی به وجود می آید. مثلاً اگر در مولکول متان فرض کنیم یک اتم کربن با آرایش الکترونی برانگیخته خود و سه اتم هیدروژن شرکت کنند دو مشکل به وجود می آید اولاً در این صورت دو نوع پیوند از نظر طول پیوند خواهیم داشت پیوند بین اتم H و اوربیتال s اتم کربن (که کوتاه تر خواهد بود) و پیوند بین اتم H و اوربیتال های p کربن (که بلندتر خواهد بود). همچنین به خاطر جهت گیری اوربیتال های p زاویه پیوندی در متان 90° خواهد شد. واقعیت ها نشان می دهد که هر چهار پیوند از نظر طول پیوند کاملاً برابرند و زاویه پیوندی $109^\circ/28'$ است. شاید بگویید زاویه $109^\circ/28'$ را با نظریه VSEPR می توان توجیه کرد ولی واقعاً چگونه ممکن است اوربیتال کروی s (که در آن زاویه معنایی ندارد) زاویه 109° تشکیل دهد؟

برای توجیه این واقعیت ها نظریه هیبرید شدن اوربیتال ها مطرح می شود. به این ترتیب که قبل از تشکیل پیوند، اوربیتال های دخیل در پیوند و حتی اوربیتال های پر در لایه آخر با هم تداخل می کنند به عبارت ساده تر اوربیتال ها با هم مخلوط می شوند و به همان تعداد اوربیتالی که مخلوط شده اند اوربیتال جدید با شکل جدید به نام اوربیتال هیبریدی تشکیل می گردد و سپس این اوربیتال های کاملاً هم شکل

در تشکیل پیوند دخالت می کنند. جفت الکترون های ناپیوندی نیز در همین اوربیتال ها جای می گیرند. در مولکول های زیر هیبرید شدن و نوع اوربیتال های هیبریدی اتم مرکزی نشان داده می شود توجه کنید که تعداد اوربیتال های هیبریدی اطراف اتم مرکزی با تعداد قلمرو الکترونی آن اتم دقیقاً برابر است و در واقع این دو بیان به نوعی یک مطلب است.

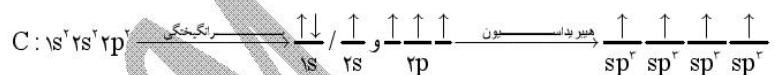


دو اوربیتال هیبریدی به نام sp تشکیل می شود که ۵۰٪ خصلت s و ۵۰٪ خصلت p دارد.



سه اوربیتال هیبریدی به نام sp^2 تشکیل می شود که ۳۳٪/۳ خصلت s و ۶۶٪/۶ خصلت p دارد.

مولکول CH_4

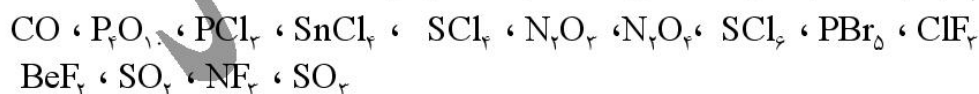


چهار اوربیتال هیبریدی به نام sp^3 تشکیل می شود که ۲۵٪ خصلت s و ۷۵٪ خصلت p دارد.

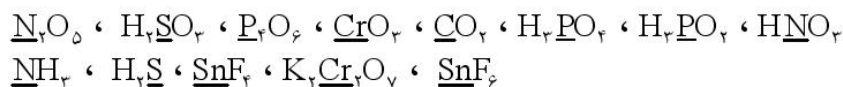
هیبریداسیون های دیگری نیز مانند sp^3d ، sp^3d^2 ، sp^3d^2 ، d^2sp^3 نیز وجود دارد که در آن ها اوربیتال d هم در تشکیل پیوند شرکت نموده است. هیبریداسیون d^2sp^3 و d^2sp^3 نیز وجود دارد. اما در این نوع هیبرید شدن ها که اوربیتال d شرکت می کند اوربیتال های هیبریدی حاصل هم انرژی و یکسان نیستند.

خود را بیازمایید

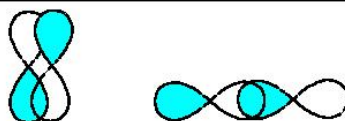
۱- نام ترکیب های زیر را بنویسید (سعی کنید با هر دو روش بنویسید)



۲- عدد اکسایش عنصر خواسته شده را به دست آورید.



۳- اوربیتال های دمبلی شکل P برخلاف اوربیتال ای K روی و متقارن S می توانند با دیگر اوربیتال P دو نوع همپوشانی ایجاد کند: همپوشانی سیگما (σ) که محور به محور قرار می گیرند و همپوشانی پای (π) که محورها موازی هم اند. کدام یک پیوند قوی تری ایجاد می کنند؟ چرا؟

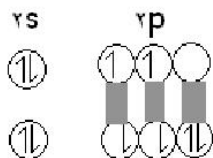


۴- جدولی را طراحی کنید و در آن برای هر یک از گونه های زیر موارد خواسته شده را مشخص کنید: شکل، زاویه پیوندی، تعداد جفت الکترون پیوندی، تعداد الکترون های ناپیوندی، تعداد قلمرو، تعداد پیوند داتیو، قطبی یا ناقطبی بودن و نوع نیروی بین مولکولی یا بین ذره ای.
 HCN ، CF_3Cl ، SiH_4 ، SnCl_4 ، SO_4^{2-} ، NO_3^+ ، NO_2
 NO_3^- ، BeF_4 ، AlCl_3 ، NF_3 ، ClF_5 ، SO_4^{2-} ، PO_4^{3-} ، HPO_4^{2-}
 ۵- در هر مورد ترکیب دیرجوش را تعیین کنید.

آ. COCl_2 و CCl_4 ب. H_2S و H_2O پ. CF_4 و CCl_4
 ت. HBr و HI ث. NF_3 و NH_3 ج. NaCl و HCl

۶- جاهای خالی را با کلمات مناسب تکمیل کنید:
 آ. نیروی جاذبه ای دو قطبی - دو قطبی بین مولکول های به وجود می آید.
 ب. نیروی مؤثر در مایع کردن گازهای نجیب نیروی جاذبه ای است.
 پ. مولکول های قطبی را دو قطبی های و مولکول های ناقطبی را دو قطبی های گویند (دایمی - لحظه ای)

ت. حجم و جرم F_2 از Cl_2 کم تر است پس نیروی جاذبه ای لاندون Cl_2 از F_2 است (کم تر، بیشتر).
 ث. در مولکول های ناقطبی، قوی ترین نیروی بین مولکولی نیروی است.
 ج. سطح انرژی یک گرم اتم های هیدروژن از یک گرم مولکول های هیدروژن است (کم تر، بیشتر).
 ۷- آیا قاعده هشتایی در همه جا و در همه ترکیب های مولکولی رعایت می گردد؟ توضیح کامل بدهید.
 ۸- آرایش اوربیتالی مقابل مربوط به کدام مولکول است.



BeO (۴) CO (۳) N_2 (۲) Cl_2 (۱)

۹- کدام ترکیب ساختار چهار وجهی دارد؟

MgCl_2 (۴) CH_4 (۳) CO_2 (۲) NaCl (۱)

۱۰- زاویه پیوندی کدام دو مولکول تفاوت بیش تری با هم دارند؟

NH_3 و CH_4 (۴) NH_3 و H_2O (۳) BeF_4 و CH_4 (۲) H_2O و BeF_4 (۱)

۱۱- گوگرد با فلئور ترکیب هایی به فرمول SF_x می دهد. در صورتی که $10^{21} \times 3/01$ مولکول آن جرمی برابر $0/54\text{g}$ داشته باشد x کدام است. ($10^{23} \times 6/02 =$ عدد آوگادرو و $F=19$ و $S=32$)

تالیف: حسین غفلت	بخش چهارم	شیمی سال دوم
------------------	-----------	--------------

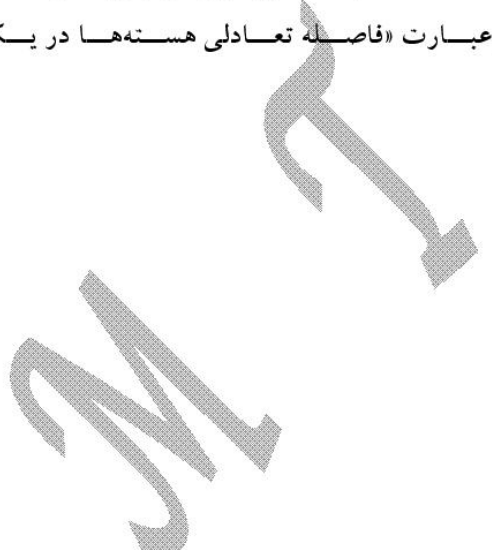
۶ (۴) ۴ (۳) ۳ (۲) ۲ (۱)

۱۲- کدام گونه ساختار هرمی شکل ندارد؟

SnCl₃⁻ (۱) NCl₃ (۲) H₃O⁺ (۳) BCl₃ (۴)

۱۳- در مولکول NH₃ - BF₃ چند الکترون پیوندی وجود دارد؟

۱۴- منظور از عبارت «فاصله تعادلی هسته‌ها در یک پیوند کووالانسی» چیست؟



بخش پنجم

ترکیب‌های کربن

شیمی را می‌توان به گرایش‌های مختلف تقسیم کرد؛ شیمی آلی، شیمی معدنی، شیمی تجزیه‌ای، شیمی فیزیک، شیمی کاربردی، بیوشیمی و ... از این میان شیمی آلی و معدنی به نوعی بیانگر نوع مواد مورد بحث هر کدام از این دو شاخه‌ی شیمی را بیان می‌کند. شیمی معدنی به ترکیب‌هایی می‌پردازد که همه‌ی ۱۰۹ عنصر در آن‌ها وجود دارد و شیمی آلی تنها بخشی از شیمی است که به عنصر کربن می‌پردازد. لابد فکر می‌کنید که حتماً شیمی معدنی از نظر تنوع ترکیب‌ها باید خیلی گسترده‌تر و گوناگون‌تر از شیمی آلی باشد. ولی واقعیت چیز دیگری است. تعداد ترکیب‌های آلی حتی از بیست و چهار میلیون ترکیب بیشتر و سرعت تولید ترکیب‌های آلی جدید خیلی زیاد است (تقریباً هر دقیقه دو ترکیب جدید^{*}) ولی تعداد ترکیب‌های معدنی شاید به دو میلیون ترکیب هم نرسد و سرعت تولید ترکیب‌های جدید معدنی هم بسیار کم است.

کربن و عنصر زیر آن، سیلیسیم، در گروه چهارده هستند. کربن را سازنده جهان زنده و سیلیسیم را سازنده جهان غیرزنده می‌دانیم. Si تمایل شدیدی به ترکیب شدن با اکسیژن و تشکیل پل‌های Si-O-Si و ساختن انواع ترکیب‌های سیلیسیم‌دار مانند سیلیس و سیلیکات‌ها دارد. البته از کربن نیز ترکیب‌های معدنی مانند اکسیدها و کربنات‌ها و ... وجود دارد اما بقیه ترکیب‌های کربن جزو ترکیب‌های آلی‌اند. شیمی ترکیب‌های کربن را شیمی آلی می‌گویند زیرا در این شاخه‌ی شیمی روی ترکیب‌هایی بحث می‌شود که اولین بار در بدن موجودات زنده یافت شده‌اند. البته امروزه مرز مشخصی بین این دو شاخه وجود ندارد. اما ساخته شدن گاز اتین از کلسیم کاربید (یک ترکیب معدنی: CaC_2) توسط آلفرد وولر در واقع پلی بین ترکیب‌های معدنی و آلی بود.

چرا کربن دارای ترکیب‌هایی با این تنوع است؟

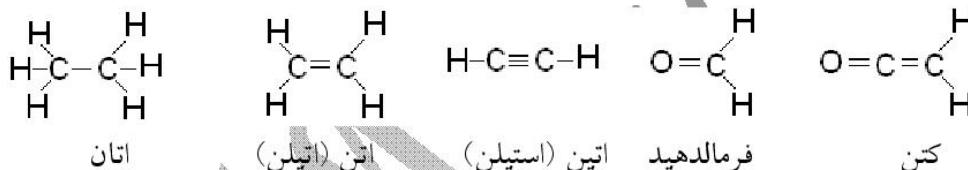
^{*} متن کامل این مطلب را از مقاله زیر می‌توانید بخوانید: "قلمروی شیمی ناکجاست"، حسین عظمت، مجله شیمی سال ۱۲ شماره ۱ صفحه ۶۴

بار مؤثر هسته کربن نه آنقدر کم است که بتواند C^{4+} تشکیل دهد و آنقدر زیاد که بتواند با تشکیل یون C^{4-} به آرایش گاز نجیب قبل یا بعد از خود برسد پس برای پایدار شدن پیوندهای کووالانسی تشکیل می دهد.

ویژگی هایی که باعث شده است کربن بتواند انواع ترکیب را بسازد عبارتست از

- ۱- هر اتم کربن می تواند چهار پیوند کووالانسی معمولی تشکیل دهد.
- ۲- هر اتم کربن می تواند با پیوستن به دیگر اتم های کربن زنجیری طولانی از کربن تشکیل دهد.
- ۳- کربن می تواند با سایر اتم ها مانند H, O, N, S و هالوژن ها پیوند دهد.
- ۴- کربن می تواند پیوند ساده، دوگانه و سه گانه بدهد. (می تواند این پدیده را در مولکول های نمونه ی

زیر ببینید:



آلوتروپ های کربن

عنصر کربن دارای سه ایزوتوپ است که قبلاً بحث شد (بخش اول) اما از نظر این که در طبیعت عنصر کربن به چه شکل و حالتی و چند اتمی است، باید دگر شکل یا آلوتروپ را تعریف کنیم.

آلوتروپ (دگر شکل): به شکل های مختلف بلوری یا مولکولی یک عنصر در طبیعت گفته می شود.

مثال: اکسیژن در طبیعت یا به صورت O_2 یا به صورت O_3 است که این دو را آلوتروپ های اکسیژن می گوئیم.

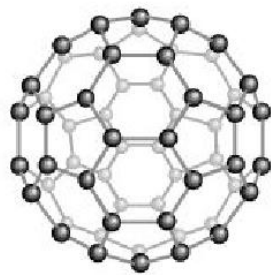
کربن در طبیعت به شکل های بلوری مختلفی دیده می شود: دوده، زغال چوب، گرافیت، الماس و شکل جدید کربن به نام فولرن (فولرن مجموعه ای از اتم های کربن به هم پیوسته در یک شبکه کروی توخالی است که معروف ترین آن ها C_{60} (باکی بال) است).

الماس: سخت ترین ماده ی طبیعی است. شفاف است. در الماس هر اتم کربن با چهار پیوند کووالانسی کاملاً یکسان به چهار اتم کربن مجاور متصل است بنابراین یک شبکه ی عظیم از اتم هایی که با پیوند

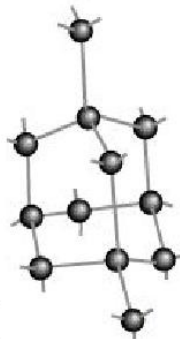
محکم کووالانسی به هم وصل شده اند به وجود آورده است. این نوع مواد را جامدهای کووالانسی گویند.

نکته: در جامدهای کووالانسی همه ی ذرات با پیوندهای کووالانسی ساده به هم وصل شده اند و شبکه ای تشکیل می دهند که در آن ها پیوندها می تواند در یک بعد (مانند پلی اتیلن)، در دو بعد (مانند گرافیت) یا در سه بعد (مانند الماس) گسترش یابد.

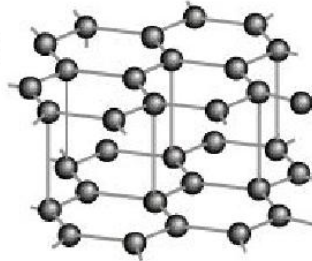
در الماس هر کربن چهار قلمروی الکترونی دارد و ساختاری چهار وجهی منظم تشکیل می دهد. همه ی اتم ها در آن تنها حرکت ارتعاشی دارند و الکترون آزاد و غیر پیوندی در آن دیده نمی شود. بنابراین الماس رسانای برق نیست ولی به خاطر ارتعاشات اتم ها رسانای خوب گرما (5 برابر مس) است. از الماس در جواهرسازی و شیشه بری و از بلورهای ریز آن در ساختن مته و سمباده استفاده می شود.



Buckminsterfullerene



Diamond



Graphite

در ساختار گرافیت هر کربن با سه پیوند کووالانسی ساده با سه اتم دیگر در ارتباط است یعنی هر کربن دارای سه قلمروی الکترونی است. در این نوع کربن، اتم های کربن شش ضلعی های منتظم و مسطح تشکیل می دهند که با هم در ارتباط هستند. یک لایه ی کربنی با لایه کربنی دیگر فقط توسط نیروی ضعیف بین مولکولی لاندون در ارتباط است، گرافیت نیز جزو جامدهای کووالانسی است اما به خاطر این که لایه ها با نیروی ضعیف به هم وصل شده اند به همین دلیل گرافیت خاصیت تورق دارد. از این خاصیت گرافیت در ساختن مغز مداد و روان کننده های مقاوم در برابر حرارت استفاده می شود. چون در گرافیت هر کربن سه پیوند داده است پس روی هر کربن یک الکترون تنها به صورت آزاد و پیوند نشده وجود دارد که این الکترون موجب می شود گرافیت رسانای خوبی برای برق باشد.

ترکیب‌های آلی

حال که با خواص کربن (عنصر سازنده‌ی ترکیب‌های آلی) آشنا شدیم بهتر است سعی کنیم ترکیب‌های آلی را بشناسیم. در این ترکیب‌ها علاوه بر کربن، به طور عمده هیدروژن و نیز عنصرهای دیگری مانند اکسیژن، گوگرد، نیتروژن و هالوژن‌ها وجود دارد. پلاستیک‌ها، پروتئین‌ها، چربی‌ها، کربوهیدرات‌ها (قندها) و اسیدهای نوکلئیک جزو ترکیب‌های آلی هستند. ترکیب‌های آلی را می‌توان جزو ترکیب‌های کووالانسی و یا مولکولی دانست.

ساده‌ترین ترکیب‌های آلی، هیدروکربن‌ها هستند که به طور عمده از نفت خام جدا می‌شوند. هیدروکربن ماده‌ای را گویند که در ساختار آن تنها اتم‌های کربن و هیدروژن وجود دارد. دسته‌های دیگری از ترکیب‌های آلی وجود دارند که برخی از آن‌ها که در محدوده‌ی سرفصل‌های دبیرستان است در پایان این بخش در جدولی آمده است. البته برخی از ترکیب‌ها و خواص آن‌ها را در سال‌های بعد به صورت کامل‌تری خواهید آموخت. منظور از گروه عاملی در این جدول آرایش مشخصی از اتم‌ها است که به مولکول دارای این گروه عاملی خواص فیزیکی و شیمیایی منحصر به فردی می‌بخشد. ترکیب‌های دارای یک نوع گروه عاملی هم خانواده هستند. (قبل از ادامه بحث ابتدا این جدول را به طور کامل مطالعه کنید.)

🔗 چرا آلکان‌ها را پارافین (بی‌میل) می‌نامند؟

🔗 انرژی پیوند C-C، C=C و C≡C به ترتیب ۳۴۶، ۶۰۲ و ۸۳۵ است (kJ.mol⁻¹) به نظر شما کدام یک طول کمتری دارد؟ کدام پیوند قوی‌تر است؟ کدام پیوند واکنش‌پذیری بیشتری دارد؟

ایزومری

ترکیب‌هایی که فرمول مولکولی یکسان و فرمول ساختاری متفاوت دارند ایزومر یا هم‌پار هستند مانند اتانول (CH₃CH₂OH) و دی‌متیل اتر (CH₃-O-CH₃) که هر دو دارای فرمول مولکولی C₂H₆O هستند.

مثال ۲: بوتان C₄H₁₀ را به دو شکل می‌توان رسم کرد.

$$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{CH}_3 \quad \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$$

ایزومرهای پنتان C_5H_{12} و هگزان C_6H_{14} را رسم کنید.
چند ترکیب می توان رسم کرد که دارای فرمول C_5H_{10} باشد؟

مقایسه نقطه ی جوش و ذوب

در آلکان ها تقریباً تنها نیروی بین مولکولی از نوع لاندون است. بنابراین چنانچه در نیروهای بین مولکولی اشاره شد، موقعی که نقطه جوش دو ترکیب را مقایسه می کنیم اگر نوع نیروی بین مولکولی آن دو یکسان باشد هر کدام جرم و حجم بیش تری داشته باشد نقطه جوش بیش تری خواهد داشت در آلکان ها هم همین طور است با افزایش تعداد کربن نقطه جوش و ذوب افزایش می یابد تنها یک مورد استثنا وجود دارد و آن مربوط به نقطه ی ذوب پروپان است که از همه ی آلکان ها حتی از متان و اتان هم پایین تر است.

نکته: در ایزومرها، ایزومری که شاخه ی بیش تری دارد نقطه جوش پایین تری دارد
مثلاً در مورد ایزومرهای پنتان، ایزومر راست زنجیر $(CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3)$ بالاترین
نقطه ی جوش را دارد.

نامگذاری ترکیب های آلی

برخی ترکیب های آلی دارای نام های متداول و یا نام قدیمی هستند ولی اختصاص یک نام برای هر ترکیب آلی با توجه به تعداد این ترکیب ها بسیار مشکل است. به همین منظور انجمن بین المللی شیمی محض و کاربردی (IUPAC) مجموعه ی قواعدی را برای آسان کردن کار نامگذاری به صورت قراردادی بین شیمی دانان جهان مقرر کرده است در زیر اصول این روش آورده شده است:

نامگذاری ترکیب های آلی به روش ایوپاک IUPAC

در این روش به طور کلی سه مرحله وجود دارد:

مرحله اول: انتخاب زنجیر اصلی: مخصوصاً زمانی به کار می آید که ترکیب شاخه دار باشد برای انتخاب زنجیر اصلی سه گام وجود دارد که باید به ترتیب برداشته شود تا اشتباهی صورت نگیرد.

گام اول: زنجیر اصلی زنجیری است که گروه عاملی - در صورت وجود - در این زنجیر واقع شود.

گام دوم: زنجیر اصلی زنجیری است که بیش ترین تعداد کربن را داشته باشد.

گام سوم: زنجیر اصلی زنجیری است که بیش ترین تعداد شاخه فرعی را داشته باشد.

مرحله دوم: شماره گذاری زنجیر: چون شماره گذاری از سمت چپ و راست امکان پذیر است، با توجه به سه گام زیر می توان سمت شماره گذاری را تعیین کرد. این سه گام نیز باید به ترتیب برداشته شوند.

گام اول: شماره گذاری از سمتی صورت می گیرد که به گروه عاملی کمترین شماره ی ممکن برسد.

گام دوم: شماره گذاری از سمتی صورت می گیرد که اگر اعداد مربوط به کربن های شاخه دار را به ترتیب افزایش از چپ به راست کنار هم قرار دهیم، عدد کوچکتری تشکیل دهند.

گام سوم: اگر با توجه به دو گام اول و دوم: شماره گذاری از دو طرف یکسان شد، در این صورت شماره گذاری را از سمتی آغاز می کنیم که به شاخه های فرعی که از نظر حروف لاتین نام آنها اولویت دارتر است، شماره کم تر برسد.

مرحله سوم: نوشتن نام ترکیب با توجه به الگوی زیر

شماره محل شاخه - تعداد شاخه هم نام، نام شاخه - شماره محل گروه عاملی - نام زنجیر اصلی با توجه به نوع ترکیب

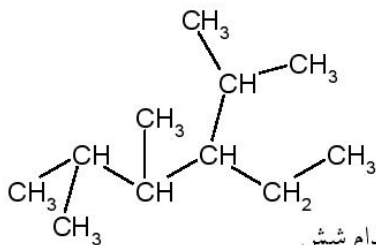
نکته: شاخه ها را به ترتیب اولویت حروف الفبای لاتین می نویسیم مثلاً اگر دو شاخه متیل و اتیل وجود داشته باشد ابتدای مشخصات اتیل را می نویسیم سپس متیل را (E قبل از M است)

نکته: بنیان آلکان را آلکیل می نامند یعنی وقتی از یک الکان (مانند بوتان) یک H کم شود نام آن آلکیل خواهد بود (در اینجا بوتان به بوتیل تغییر نام پیدا می کند)

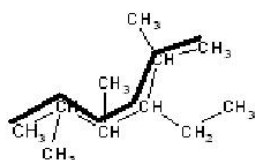
مثال ۱: نامگذاری ترکیب مقابل را با روش گفته شده

بررسی می کنیم.

مرحله اول: گام اول: به کار نمی آید چون ترکیب گروه عاملی ندارد.



مرحله دوم: اگر دقت کنید چهار زنجیر می توان انتخاب کرد که هر کدام شش کربن دارند پس باید از گام سوم استفاده کنیم.



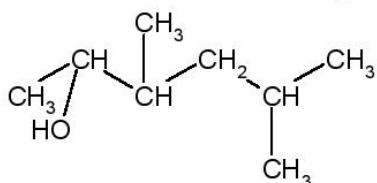
گام سوم: اگر زنجیر مستقیم را انتخاب کنیم سه شاخه‌ی فرعی خواهیم داشت ولی اگر زنجیر را به صورت زیر انتخاب کنیم چهار شاخه داریم.

مرحله دوم: گام اول: به کار نمی‌آید چون گروه عاملی وجود ندارد.

گام دوم: از هر طرف شماره‌گذاری کنید اعداد ۲۳۴۵ به دست می‌آید پس گام سوم لازم است.

گام سوم: اگر از سمت چپ بشمارید به شاخه اتیل عدد ۴ و از سمت راست بشمارید عدد ۳ می‌رسد پس شماره‌گذاری از سمت راست صورت می‌گیرد.

مرحله سوم: نوشتن نام ترکیب: ۳- اتیل - ۲، ۴، ۵ - تری متیل هگزان



مثال ۲: ترکیب مقابل را به روش IUPAC نامگذاری کنید:

مرحله اول: گام اول: دو امکان وجود دارد که در آن‌ها زنجیر

اصلی شامل گروه عاملی (OH) باشد.

گام دوم: زنجیر شش کربنی را انتخاب می‌کنیم (بیشترین تعداد کربن) - دیگر گام سوم لازم نیست

مرحله دوم: گام اول: زنجیر از سمت چپ باید شماره‌گذاری گردد تا به گروه عاملی شماره کمتر برسد - دیگر گام دوم و سوم نیاز نیست.

مرحله سوم: نوشتن نام ترکیب: ۳، ۵ - دی متیل - ۲ - هگزانول

مشاهده می‌کنید که وجود گروه عاملی برخلاف ظاهر قضیه، نام‌گذاری را آسان‌تر می‌کند.

توضیح راجع به نام زنجیر اصلی

هر چند در کتاب شیمی ۲ فقط نام هیدروکربن‌ها بحث شده ولی به خاطر این که در طول دوره متوسط تقریباً نام همه‌ی انواع ترکیب‌های آلی به جز آمیدها مطرح می‌شود لذا در این جا مطلب را به طور کامل بیان می‌کنیم. نام زنجیر اصلی را با توجه به نوع ترکیب (نوع گروه عاملی) بیان می‌کنیم از قواعد ساده زیر می‌توان کمک گرفت.

- ۱- اگر ترکیب آلکان باشد، آخر آن به صورت آلکان تمام می‌شود (مثال: زنجیر شش کربنی \Rightarrow هگزان)
- ۲- اگر ترکیب آلکن باشد، آخر آن به صورت آلکن ختم می‌شود (مثال: زنجیر شش کربنی \Rightarrow هگزن)
- ۳- اگر ترکیب آلکین باشد، آخر آن به صورت آلکین ختم می‌شود (مثال: زنجیر شش کربنی \Rightarrow هگزین)

۴- اگر ترکیب آلکان حلقوی باشد، آخر آن به صورت سیکلو آلکان ختم می شود (مثال: حلقه شش کربنی \Rightarrow سیکلو هگزان)

۵- اگر ترکیب الکل باشد، آخر آن به صورت آلکانول ختم می شود (مثال: زنجیر شش کربنی \Rightarrow هگزانول)

۶- اگر ترکیب آلدهید باشد، آخر آن به صورت آلکانال ختم می شود (مثال: زنجیر شش کربنی \Rightarrow هگزانال)

۷- اگر ترکیب کتون باشد، آخر آن به صورت آلکانون ختم می شود (مثال: زنجیر شش کربنی \Rightarrow هگزانون)

۸- اگر ترکیب اسید باشد، آخر آن به صورت آلکانوئیک اسید ختم می شود (مثال: زنجیر شش کربنی \Rightarrow هگزانوئیک اسید)

۹- اگر ترکیب آمین باشد، آخر آن به صورت آلکان آمین ختم می شود (مثال: زنجیر شش کربنی \Rightarrow هگزان آمین)

توجه: نامگذاری اترها، آمیدها و استرها به جز چند مورد خاص که در کتاب پیش دانشگاهی آمده است لازم نیست. هر چند کار دشواری هم نیست ولی برای جلوگیری از اطاله کلام بیان نمی شود.

کاربرد چند ماده‌ی مهم آلی همراه با برخی خواص آن‌ها

اتان CH_3CH_3 گازی بی‌رنگ است. سطح بزرگ‌ترین ماه سیاره‌ی کیوان (زحل) از اتان مایع پوشیده شده است.

اتن (اتیلن) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ گازی بی‌رنگ است. ماده‌ی هرمون مانند که موجب رسیدن میوه‌ها و سبزی‌ها مانند گوجه‌فرنگی و موز می شود.

اتین (استیلن) $\text{CH}\equiv\text{CH}$ گاز بی‌رنگ، از واکنش آب و کلسیم کاربید آزاد می شود، در روشنایی چراغ غارشناس‌ها و در جوشکاری آهن به کار می رود.

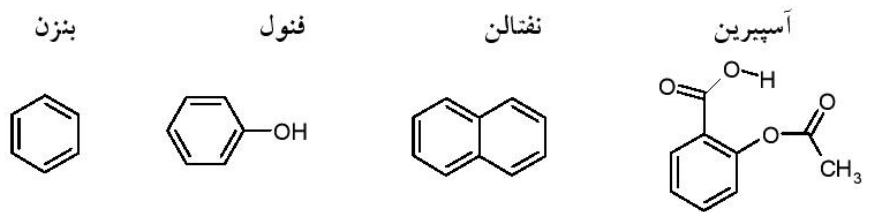
بنزن C_6H_6 مایع بی‌رنگ و فرار و سرطان‌زا که مدت‌ها در صنایع شیمیایی کاربرد وسیع داشت.

فنول $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}$ جامد سفیدرنگ، سمی، برای تولید آسپیرین و فنول فتالین رنگ‌های نساجی و عامل گندزدا در بیمارستان

فتالین C_{10}H_8 جامد سفید رنگ، برای نگهداری فرش و لباس در برابر حمله‌ی بید

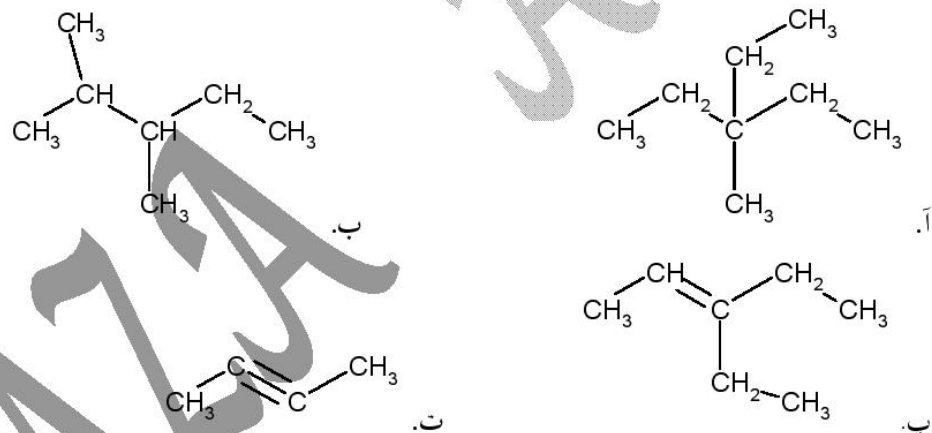
شیمی سال دوم **ترکیب های کربن** **رشته علوم تجربی و ریاضی**

آسپیرین $C_6H_8O_4$ کاهش احتمال سکنه‌ی قلبی و کاهش تپش قلب نام علمی آن ۲- (استیل اوکسی) - بنزوئیک اسید است.

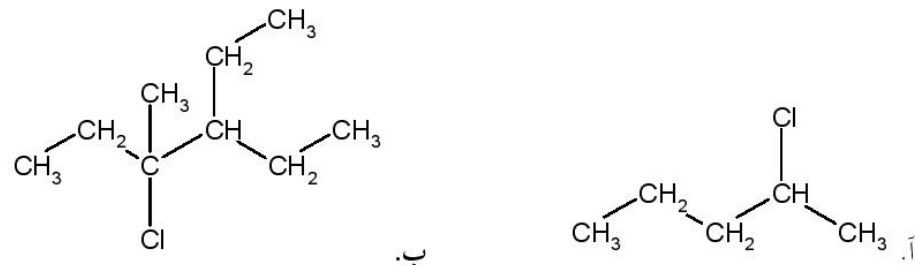


خود را بیازمایید

- ۱- نقطه‌ی جوش اتانول و ایزومر آن، دی متیل اتر، را با دلیل با هم مقایسه کنید.
- ۲- فرمول ساختاری سیکلو بوتان و بوتن را رسم کنید. آیا این دو ترکیب ایزومرنند؟
- ۳- چند نوع پنتن بدون شاخه فرعی می‌توان رسم کرد. هر کدام را پس از رسم نامگذاری کنید.
- ۴- ترکیب‌های زیر را به روش IUPAC نامگذاری کنید.



۵- اگر اتم عنصر هالوژن به صورت شاخه فرعی قرار گیرد برای نامیدن این شاخه به آخر نام هالوژن "و" اضافه می‌گردد مانند کلرو، فلوئورو و برم. حال با توجه به این مطلب ترکیب‌های سیر شده‌ی هالوژن‌دار زیر را نامگذاری کنید.



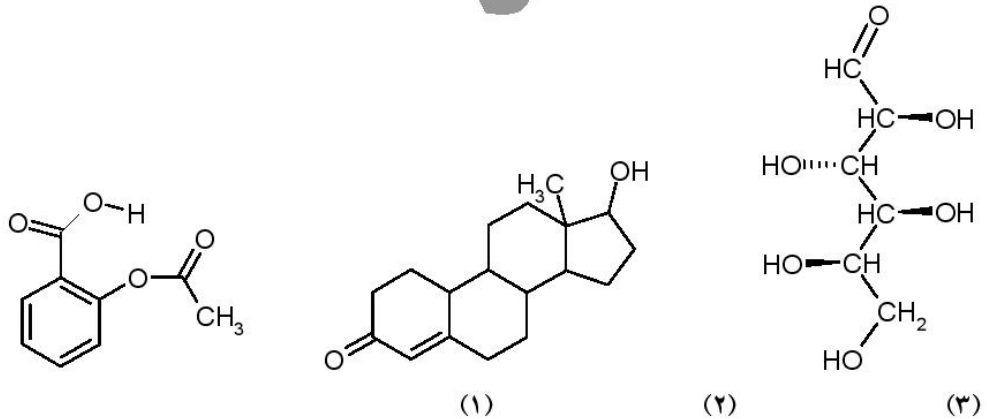
- ۶- در هر یک از موارد زیر علت را بیان کنید.
 آ. الماس رسانای خوب گرماست ولی نارسنای برق است.
 ب. از گرافیت در تولید معز مداد و همچنین در تولید الکترودهای رسانای برق استفاده می‌شود.
 پ. کربن را سازنده‌ی جهان زنده و هم گروه آن، سیلیسیم، را سازنده‌ی جهان غیرزنده می‌دانند.
 ت. نقطه‌ی جوش اوکتان از بوتان بالاتر است.
 ۷- ساختار گسترده هر یک از ترکیب‌های آلی زیر را رسم کنید اگر نام آن درست نیست آن را به صورت صحیح نامگذاری کنید.

آ. ۲- اتیل پروپان ب. ۴- اتیل - ۳، ۳- دی متیل هگزان

پ. ۴- هگزن ت. سیکلو پنتان

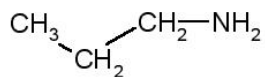
۸- در هر یک از ترکیب‌های زیر به سؤالات خواسته شده پاسخ دهید.
 آ. فرمول مولکولی ترکیب را به دست آورید.

ب. گروه‌های عاملی که در این ترکیب وجود دارد با کشیدن خط به دور آن‌ها معین کنید.

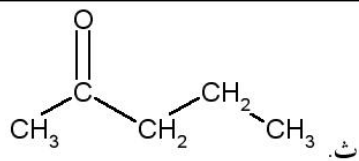


۹- در هر یک از ترکیب‌های زیر نام خانواده‌ای که ترکیب به آن متعلق است بنویسید.





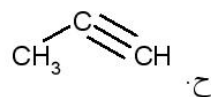
ج.



ث.







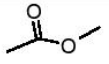
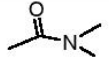
خ.



ح.

۱۰- وجود چه عواملی سبب شده است که ترکیب های کربن تا این اندازه متنوع باشند.

«جدول مشخصات ترکیب‌های آلی»

نام دسته	نوع ترکیب بر اساس اتم‌های سازنده	نام خانواده	نام گروه عاملی	نمونه‌ای از این خانواده	
آلیفاتیک	هیدروکربن سیر شده	آلکان (پارافین)	گروه عاملی ندارند - همه‌ی کربن‌ها با پیوند ساده به هم وصلند - فرمول کلی: C_nH_{2n+2}	اتان CH_3-CH_3	
		آلکان حلقوی	گروه عاملی ندارند - دارای حلقه‌های کربنی - همه‌ی پیوندها ساده است.	سیکلو هگزان 	
	هیدروکربن سیر نشده	آلکن (الفین)	پیوند دوگانه $C=C$	اتن $CH_2=CH_2$	
		آلکین	پیوند سه‌گانه $C\equiv C$	اتین $CH\equiv CH$	
	دارای C و H و O	الکل	هیدروکسیل -OH	اتانول CH_3CH_2OH	
		اتر	اتر -O-	دی متیل اتر $H_3C-O-CH_3$	
		آلدهید	آلدهید 	استالدهید H_3C-CHO	
		کتون	کربونیل 	استون $CH_3-C(=O)-CH_3$	
	دارای C و H و O اتم	اسید	کربوکسیل 	استیک اسید $H_3C-COOH$	
		استر	استر 	اتیل استات $CH_3-COO-CH_2-CH_3$	
		دارای C و H و N	آمین	دارای پیوند C-N	متیل آمین CH_3NH_2
		دارای C و H و O و N	آمید	آمید 	استامید $CH_3-CO-NH_2$
	آروماتیک	دارای C, H و سایر اتمها	بنزن ، نفتالن ، فنول 