بخش ۴

ترکیب های عمرو الاسی

۱- پیوند کووالانسی در نتیجه ی اشتراک الکترون بین دو اتم تشکیل می گردد.

۲- نمک خوراکی از یون های Na^+ و یون های Cl^- تشکیل می شود.

۳- یُد دارای مولکول های دو اتمی I_2 است که بین دو اتم یُد پیوند قوی کووالانسی وجود دارد، امّا بین دو مولکول یُد پیوندی وجود ندارد و فقط جاذبه های بسیار ضعیف وجود دارد.

۴- سدیم کلرید از تجمع تعداد برابری از یون های Na^+ و Cl^- ساخته شده است، امّا یُد از گرد هم آیی مولکول های دو اتمی I_2 تشکیل شده است.

۵- یُد و ترکیب ها و مواد مشابه که از مولکول های جدا از هم تشکیل شده اند را ترکیب های مولکولی می نامیم.

۶- ترکیب های مولکولی دارای نقطه ی ذوب و جوش پایین هستند زیرا جاذبه ی بین مولکول ها بسیار ضعیف است و همچنین این ترکیب ها رسانای جریان برق نیستند زیرا از مولکول های خنثی تشکیل شده اند.

جدول ۱ مقایسه‌ی برخی از خواص فیزیکی نمک خوراکی و یُد

جسم	حالت فیزیکی (در دمای اتاق)	نقطه‌ی ذوب (°C)	نقطه‌ی جوش (°C)	رسانایی الکتریکی
NaCl	جامد	زیاد (۸۰۱)	زیاد (۱۴۱۳)	زیاد (بخصوص محلول آن در آب)
I_2	جامد	کم (۱۱۲/۵)	کم (۱۸۴/۳)	نارسانا

۷- نقطه ی ذوب و جوش ترکیب مولکولی به پیوند کووالانسی میان اتم ها بستگی ندارد و فقط به جاذبه ی ضعیف میان مولکول ها بستگی دارد.

۸- نیروهای جاذبه و دافعه ی میان دو اتم هیدروژن هنگامی که به هم نزدیک می شوند.

۱- دافعه ی الکتریکی میان هسته های دو اتم

۲- دافعه ی الکتریکی میان ابرهای الکترونی دو اتم

۳- جاذبه میان هسته ی اولی و ابر الکترونی دومی

۴- جاذبه میان هسته ی دومی و ابر الکترونی اولی

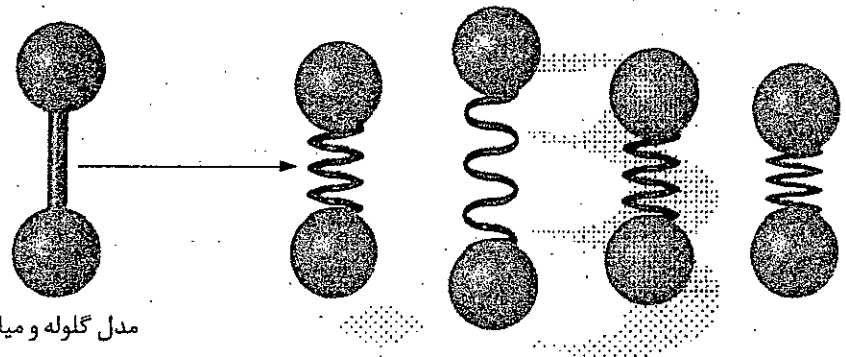
۹- در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، اثر نیروهای جاذبه بسیار بیش تر از مجموع نیروهای دافعه میان دو هسته و دو الکترون است.

۱۰- اساس تشکیل پیوند کووالانسی میان دو اتم غلبه ی نیروهای جاذبه بر دافعه است که دو اتم را به سوی یک دیگر می کشاند.

۱۱- پس از تشکیل پیوند کووالانسی نیروهای جاذبه و دافعه با هم برابر می شوند و اتم ها در فاصله ای تعادلی نسبت به هم قرار می گیرند.

۱۲- پیوند کووالانسی را می‌توان به صورت یک فنر در نظر گرفت. هنگامی که دو اتم از یک دیگر دور می‌شوند نیروی جاذبه اتم‌ها را به حالت اول باز می‌گردانند. از سوی دیگر، در اثر نزدیک شدن اتم‌ها به یک دیگر با افزایش نیروی دافعه میان دو اتم، اتم‌ها از یک دیگر دور شده و به حالت اول باز می‌گردند.

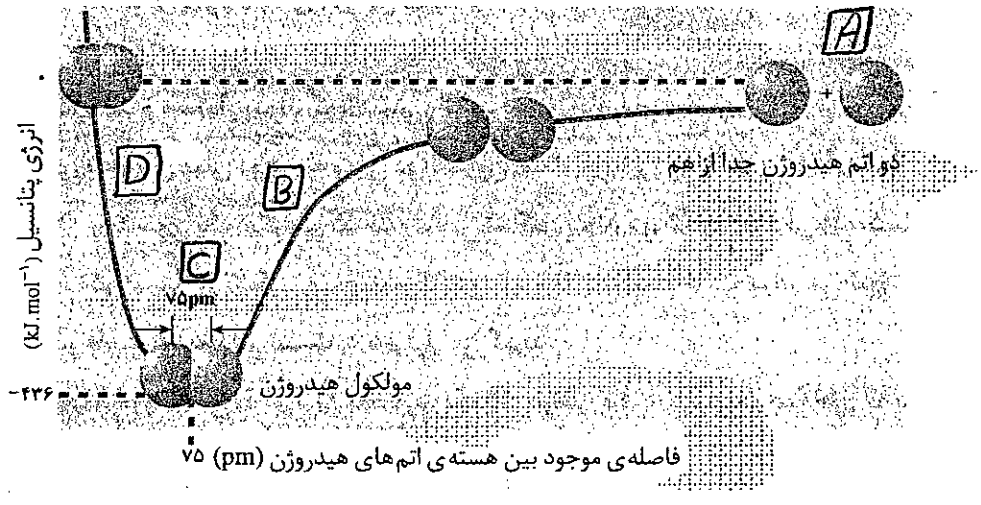
۱۳- به فاصله‌ی تعادلی میان هسته‌های دو اتم درگیر در پیوند طول پیوند می‌گویند.



شکل ۳ شیمی‌دان‌ها برای نمایش پیوند بین دو اتم، معمولاً از مدل گلوله و میله استفاده می‌کنند. امّا درواقع، پیوندهای کووالانسی انعطاف‌پذیرند. اگر فشرده یا کشیده شوند، در نهایت به اندازه‌ی اولیه‌ی خود باز می‌گردند.

۱۴- طول پیوند با انرژی پیوند نسبت عکس دارد. یعنی هرچه پیوند قوی‌تر باشد طول پیوند کم‌تر است و هرچه طول پیوند بیشتر باشد انرژی پیوند کم‌تر می‌باشد.

۱۵- شکل زیر نمودار سطح انرژی دو اتم هیدروژن پیش و پس از تشکیل پیوند است.



۱۶- با توجه به شکل به پرسش‌ها پاسخ دهید.

آ) در کدام نقطه روی منحنی، دو اتم در کنار هم کم‌ترین سطح انرژی را دارند؟ C

ب) طول پیوند در مولکول هیدروژن چقدر است؟ ۷۵ pm

پ) انرژی پیوندی H_2 چقدر است؟ $436 kJ.mol^{-1}$

ت) در کدام قسمت نمودار مجموع نیروهای جاذبه بیش‌تر از دافعه است؟ B

ث) در کدام قسمت نمودار مجموع نیروهای جاذبه کم‌تر از دافعه است؟ D

ج) در کدام قسمت نمودار مجموع انرژی‌های جاذبه و دافعه با هم برابر است؟ C

چ) در کدام قسمت بین دو اتم جدا از هم جاذبه و دافعه‌ای وجود ندارد؟ A

ح) در فاصله‌ی طول پیوند مجموع نیروهای جاذبه و دافعه چه نسبتی با هم دارند؟ با هم برابرند

خ) پایدارترین حالت روی نمودار مربوط به کدام قسمت است؟ C

د) اگر نیروهای جاذبه قوی‌تر از دافعه و یا دافعه قوی‌تر از جاذبه باشد پایداری نسبت به حالتی که نیروهای جاذبه و دافعه با هم برابرند چگونه است؟ کم‌تر است

۱۷- سطح انرژی مولکول هیدروژن پایین‌تر از سطح انرژی اتم‌های هیدروژن جدا از هم است.

۱۸- تشکیل پیوند میان دو اتم همیشه گرمازا بوده و با آزاد سازی انرژی همراه است.

۱۹- انرژی پیوند:

«انرژی لازم برای شکستن پیوند کووالانسی و تولید اتم‌های جدا از هم است»

۲۰- مقایسه‌های زیر نشان می‌دهد که انرژی پیوند با طول پیوند رابطه‌ی ..... دارد.

	H-F	H—Cl	H—Br	H——I
طول پیوند (Pm)	۹۲	۱۲۷	۱۴۲	۱۶۱
انرژی پیوند (kJ.mol⁻¹)	۵۶۲	۴۳۲	۳۶۶	۲۹۸

جدول ۲ طول و انرژی برخی پیوندهای کووالانسی

پیوند	طول پیوند (pm)	انرژی پیوند (kJ.mol⁻¹)
H—H	۷۵	۴۳۶
H—C	۱۰۹	۴۱۳
H—Cl	۱۲۷	۴۳۱
H—Br	۱۴۲	۳۶۶
C—O	۱۴۳	۳۵۸
C=O	۱۲۱	۷۳۰
C—C	۱۵۴	۳۴۸
C=C	۱۳۴	۶۱۴
C≡C	۱۲۰	۸۳۹
C—Cl	۱۷۷	۳۳۸
C—Br	۱۹۴	۲۷۶
Cl—Cl	۱۹۹	۲۴۳
Br—Br	۲۲۸	۱۹۳
I—I	۲۶۶	۱۵۱

۲۱- در مولکول F_2 طول پیوند بسیار کوتاه است به طوری که نزدیک بودن بیش از حد هسته‌ها به یکدیگر باعث ضعیف شدن پیوند می‌گردد. به همین دلیل انرژی پیوندی F_2 به جای آنکه از Cl_2 بیشتر باشد حتی از Br_2 هم کم‌تر است.

	I——I	Br——Br	Cl—Cl	F-F
طول پیوند (Pm)	۲۶۶	۲۲۹	۱۹۹	۱۴۸
انرژی پیوند (kJ.mol⁻¹)	۱۵۱	۱۹۳	۲۴۳	۱۵۸

$I_2 < Br_2 < Cl_2 < F_2$

قدرت پیوند

۲۲- پیوند کووالانسی ناقطبی پیوندی است که جفت الکترون پیوندی به طور یکنواخت روی دو اتم درگیر در پیوند پخش شده باشد.

۲۳ - پیوند میان دو اتم یکسان مانند پیوند در مولکول های H_2 ، Cl_2 ، O_2 ، N_2 و یا پیوند میان دو اتم کربن در CH_3CH_3 کووالانسی ناقطبی است.

۲۴ - پیوند کووالانسی قطبی پیوندی است که جفت الکترون پیوندی به طور یکنواخت روی دو اتم پخش نشده و بیش تر به سمت یکی از اتم ها جذب می شود. بنابراین یکی از اتم ها دارای اندکی بار منفی و اتم دیگر نیز دارای اندکی بار مثبت است.

۲۵ - پیوندها در مولکول آب از نوع کووالانسی قطبی هستند به طوری که اتم اکسیژن دارای اندکی بار منفی و اتم هیدروژن دارای اندکی بار ..... است.

۲۶ - با اتصال دو اتم با الکترونگاتیوی متفاوت یک پیوند کووالانسی قطبی به وجود می آید که قطب منفی پیوند را اتم الکترونگاتیوتر تشکیل می دهد.

۲۷ - تعداد کمی از ترکیب های شیمیایی هستند که پیوند های کاملاً یونی یا کاملاً کووالانسی ناقطبی دارند. پیوندهای موجود در بسیاری از ترکیب ها مانند آب، تا حدودی ویژگی های از هر دو نوع پیوند را دارند.

۲۸ - هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم بیش تر باشد، میزان قطبی بودن پیوند یا به عبارت دیگر خصلت یونی پیوندی که تشکیل می دهند بیش تر خواهد بود.

۲۹ - سزیم فلوئورید را در نظر بگیرید، الکترونگاتیوی سزیم، ۰/۷ و الکترونگاتیوی فلوئور ۴ است. تفاوت الکترونگاتیوی در این مورد ۳/۳ می باشد. شباهت خواص این پیوند به خواص پیوند های یونی بسیار بیش تر از خواص پیوند های کووالانسی ناقطبی است.

۳۰ - اگر تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم کم تر از ۰/۴ باشد پیوند کووالانسی ناقطبی تشکیل می دهند مانند:

پیوند H−H در مولکول H_2 — اختلاف الکترونگاتیوی = ۲/۱ − ۲/۱ = ۰

پیوند C−H در مولکول CH_4 — اختلاف الکترونگاتیوی = ۲/۵ − ۲/۱ = ۰/۴

پیوند P−H در مولکول PH_3 — اختلاف الکترونگاتیوی = ۲/۱ − ۲/۱ = ۰

پیوند C=S در مولکول CS_2 — اختلاف الکترونگاتیوی = ۲/۵ − ۲/۵ = ۰

۳۱ - اگر تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم در گستره ی ۰/۴ تا ۱/۷ باشد، پیوند بین آن ها کووالانسی قطبی در نظر گرفته می شود. مانند:

پیوند O−H در مولکول H_2O — اختلاف الکترونگاتیوی = ۳/۵ − ۲/۱ = ۱/۴

پیوند H−Cl در مولکول HCl — اختلاف الکترونگاتیوی = ۳ − ۲/۱ = ۰/۹

پیوند C−F در مولکول CF_4 — اختلاف الکترونگاتیوی = ۴ − ۲/۵ = ۱/۵

۳۲- اگر تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم بیش از ۱/۷ باشد، پیوند به عنوان یونی طبقه بندی می شود. مانند:

پیوند بین سدیم و کلر در NaCl — اختلاف الکترونگاتیوی = ۳ − ۰/۹ = ۲/۱

پیوند بین کلسیم و اکسیژن در CaO — اختلاف الکترونگاتیوی = ۳/۵ − ۱ = ۲/۵

پیوند بین آلومینیم و اکسیژن در Al_2O_3 — اختلاف الکترونگاتیوی = ۳/۵ − ۱/۵ = ۲

۳۳- پیوند بین دو نافلز از نوع یونی نیست، حتی اگر اختلاف الکترونگاتیوی بیش تر از ۱/۷ باشد. به عنوان مثال در HF اختلاف الکترونگاتیوی برابر ۱/۹ (۴ − ۲/۱) است امّا پیوند از نوع کووالانسی قطبی است.

۳۴- الکترونگاتیوی اکسیژن ۳/۵ و سیلیسیم ۱/۸ و تفاوت آن‌ها ۱/۷ است. این تفاوت، پیوند سیلیسیم با اکسیژن را در آستانه‌ی پیوندهای یونی قرار می دهد.

۳۵- پیوند C-H پیوند مهمی در مطالعه‌ی ترکیب های آلی به شمار می آید که اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم ۰/۴ است و اغلب از قطبی بودن آن چشم پوشی می شود.

۳۶- در مدل الکترون - نقطه ای با قرار دادن نقطه در اطراف نماد شیمیایی عنصر، تعداد الکترون های ظرفیتی آن را نشان می دهیم. (ابتدا هر یک از چهار طرف نماد شیمیایی یک نقطه می گیرند و سپس شروع به جفت شدن می کنند)

۳۷- هر اتم هیدروژن با آرایش الکترونی $1s^1$ تنها یک الکترون دارد. الکترون ظرفیتی اتم هیدروژن را به وسیله‌ی یک نقطه نشان می دهند. H·

۳۸- مدل الکترون - نقطه‌ی برخی اتم ها:

اتم اکسیژن ·Ö:	اتم سدیم Na·	اتم کلر ·Ç̈l:
اتم گوگرد ·S̈:	اتم ید ·Ï:	اتم نیتروژن ·N̈·
اتم کربن ·Ċ·	اتم آلومینیم ·Ȧl·	اتم بریلیم ·Be·
اتم بور ·Ḃ·	اتم نئون :N̈e:	اتم فسفر ·P̈·

۳۹- هر اتم به تعداد الکترون های جفت نشده اش با سایر اتم ها پیوند کووالانسی تشکیل می دهد تا به آرایش پایدار برسد.

۴۰- برای رسم ساختار لوویس یا مدل الکترون - نقطه‌ی مولکول ها، جفت الکترون های پیوندی را بین دو اتم و جفت الکترون های ناپیوندی را در کنار اتم مربوطه قرار می دهیم.

۴۱- جفت الکترون ناپیوندی جفت الکترون لایه‌ی ظرفیت است که در تشکیل پیوند کووالانسی شرکت نمی کند و فقط به یکی از اتم ها مربوط دارد.

۴۲- ساختار لوویس برخی مولکول های ساده :

* مولکول H_2

$H\cdot + \cdot H \longrightarrow H\cdot\cdot H$ یا $H-H$

جفت الکترون پیوندی = ۱ جفت الکترون ناپیوندی = ۰

* مولکول Cl_2

$:\ddot{Cl}\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \longrightarrow :\ddot{Cl}\cdot\cdot\ddot{Cl}:$ یا $:\ddot{Cl}-\ddot{Cl}:$

جفت الکترون پیوندی = ۱ جفت الکترون ناپیوندی = ۶

* مولکول HCl

$H\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \longrightarrow H\cdot\cdot\ddot{Cl}:$ یا $H-\ddot{Cl}:$

جفت الکترون پیوندی = ۱ جفت الکترون ناپیوندی = ۳

۴۳- پیوند ساده (یگانه) نتیجه ی به اشتراک گذاشتن یک جفت الکترون بین دو اتم است.

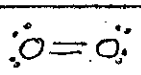
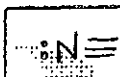
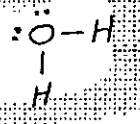
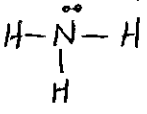
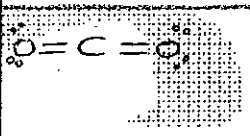
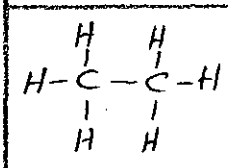
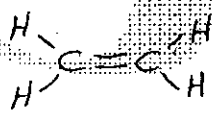
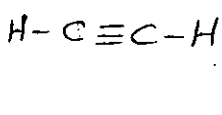
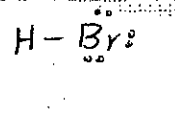
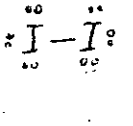
۴۴- پیوند دوگانه پیوند کووالانسی تشکیل شده از به اشتراک گذاشتن دو جفت الکترون بین دو اتم است.

۴۵- پیوند سه گانه پیوند کووالانسی تشکیل شده از به اشتراک گذاشتن سه جفت الکترون بین دو اتم است.

۴۶- اتم های هیدروژن و هالوژن تنها با یک اتم دیگر پیوند می دهند و معمولاً در پیرامون اتم مرکزی قرار می گیرند.

۴۷- معمولاً اتمی که الکترونگاتیوی آن از همه کم تر است اتم مرکزی در نظر گرفته می شود.

۴۸- ساختار لوویس مولکول های زیر را رسم کرده و برای هرکدام تعداد جفت الکترون پیوندی و جفت الکترون ناپیوندی را مشخص کنید.

O_2  پیوندی ۲ ناپیوندی ۴	N_2  پیوندی ۳ ناپیوندی ۲
H_2O  پیوندی ۲ ناپیوندی ۲	NH_3  پیوندی ۳ ناپیوندی ۱
CO_2  پیوندی ۴ ناپیوندی ۴	C_2H_6  پیوندی ۷ ناپیوندی ۰
C_2H_4  پیوندی ۶ ناپیوندی ۰	C_2H_2  پیوندی ۵ ناپیوندی ۰
HBr  پیوندی ۱ ناپیوندی ۳	I_2  پیوندی ۱ ناپیوندی ۶

CCl_4 پیوندی ۴ ناپیوندی ۱۲	CH_3I پیوندی ۴ ناپیوندی ۳
CH_2O پیوندی ۴ ناپیوندی ۲	HCN پیوندی ۴ ناپیوندی ۱
CF_4 پیوندی ۴ ناپیوندی ۱۲	H_2S پیوندی ۲ ناپیوندی ۲
PCl_3 پیوندی ۳ ناپیوندی ۱۰	$SiCl_4$ پیوندی ۴ ناپیوندی ۱۲
CH_3OCH_3 پیوندی ۸ ناپیوندی ۲	CH_3OH پیوندی ۵ ناپیوندی ۲
$AlCl_3$ پیوندی ۳ ناپیوندی ۹	BeF_2 پیوندی ۲ ناپیوندی ۶
BF_3 پیوندی ۳ ناپیوندی ۹	PCl_5 پیوندی ۵ ناپیوندی ۱۵
SF_2 پیوندی ۲ ناپیوندی ۸	SF_4 پیوندی ۴ ناپیوندی ۱۲
SF_6 پیوندی ۶ ناپیوندی ۱۸	OF_2 پیوندی ۲ ناپیوندی ۸

۴۹- ستاره شناسان گمان می‌کنند که سطح بزرگ‌ترین ماه سیاره‌ی کیوان (زحل) از اتان مایع (C_2H_6) پوشیده شده است.

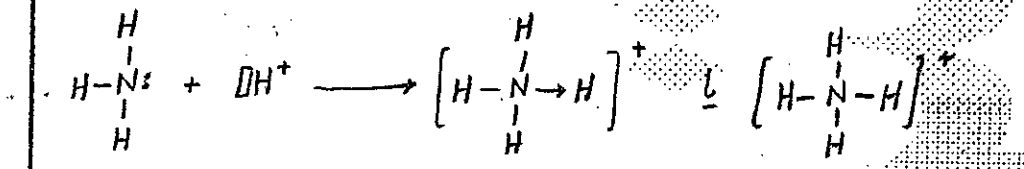
۵۰- در کشاورزی از اتن یا اتین (C_2H_2) به عنوان عامل «عمل آورنده» استفاده می‌شود، زیرا اغلب میوه‌ها را با توجه به مشکلات حمل و نقل پیش از رسیدن می‌چینند و سپس در کل توزیع در اتاقک‌هایی به کمک گاز اتن آن‌ها را به عمل می‌آورند.

۵۱- نارشناس‌ها اغلب از چراغ‌های کاربیدی استفاده می‌کنند. در این چراغ‌ها کلسیم کاربید (CaC_2) با آب واکنش می‌دهد و گاز اتین (استیلن) تولید می‌کند.

$$CaC_2(aq)+2H_2O(l)\rightarrow Ca(OH)_2(aq)+C_2H_2(g)$$

۵۲- پیوند داتیو یا پیوند کووالانسی کئوردیناسیونی نوعی پیوند کووالانسی است که جفت الکترون پیوندی از طرف یک اتم به اشتراک گذاشته می‌شود.

۵۳- تشکیل کاتیون آمونیوم (NH_4^+) در نتیجه‌ی ایجاد یک پیوند داتیو میان مولکول NH_3 و یون هیدروژن است.



۵۴- وقتی پیوند کووالانسی کئوردیناسیونی یا داتیو تشکیل شد، این نوع پیوند از پیوندهای کووالانسی دیگر در کاتیون آمونیوم قابل تشخیص نیست و بار مثبت کاتیون به اتم خاصی تعلق نداشته و به کل اتم متعلق است.

۵۵- پیوند داتیو هنگامی به وجود می‌آید که:

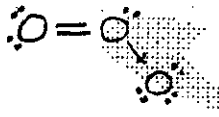
۱- یکی از اتم‌های تشکیل دهنده‌ی پیوند دست‌کم یک جفت الکترون ناپیوندی داشته باشد.

۲- اتم دیگر دست‌کم یک اوربیتال خالی داشته باشد.

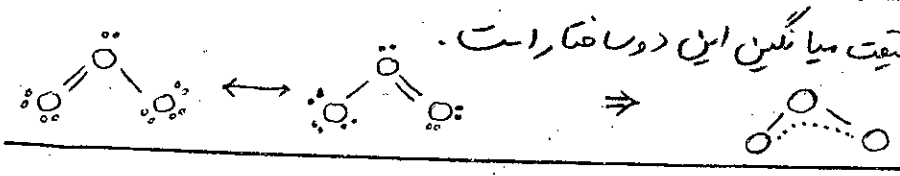
۵۶- اوزون آلوتروپ یا دگرشکل اکسیژن است که بر اثر تخلیهٔ الکتریکی در گاز اکسیژن به وجود می‌آید.

$$3O_2(g)\xrightarrow{\text{تخلیهٔ الکتریکی}}2O_3(g)$$

۵۷- اوزون مولکولی خمیده است که ۳ پیوند کووالانسی دارد و یکی از پیوندها از طریق داتیو تشکیل شده است.



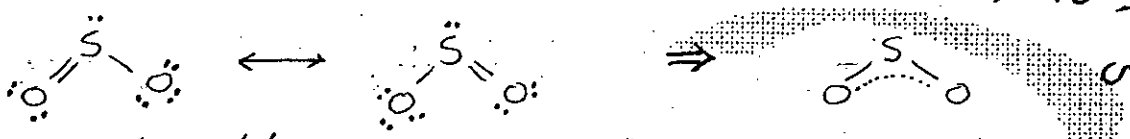
۵۸- در مولکول اوزون طول پیوندهای اکسیژن-اکسیژن یکسان و میانگین طول پیوندهای یگانه و دوگانهٔ اکسیژن-اکسیژن است. زیرا برای O_3 ۲ ساختار لوویس (ساختارهای رزونانسی) می‌توان در نظر گرفت که مولکول واقعی در حقیقت میانگین این دو ساختار است.



مولکول واقعی (هیبرید رزونانسی)

۵۹- رزونانس باعث کاهش سطح انرژی و پایداری مولکول نسبت به ساختارهای لوویس جداگانه می‌گردد.

۶۰- مولکول SO_2 دارای ۲ ساختار رزونانسی است و مرتبه‌ی پیوند بین اتم‌های گوگرد و اکسیژن برابر ۱٫۵ می‌باشد.

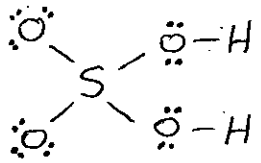
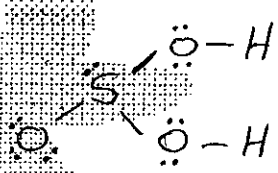
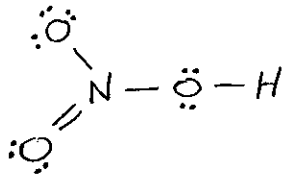
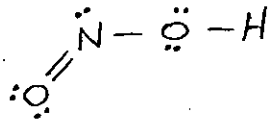
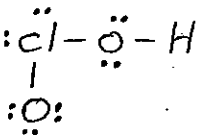
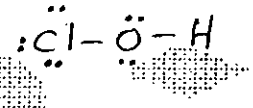
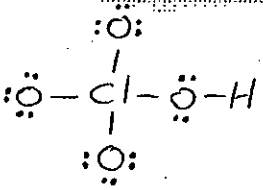
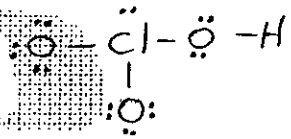
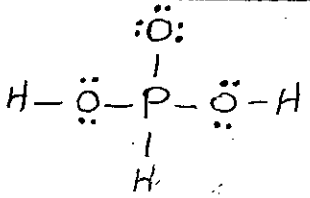
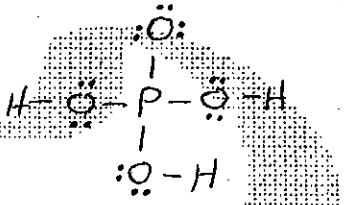
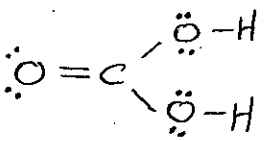
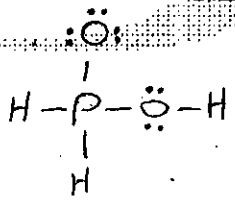


هیبرید رزونانسی

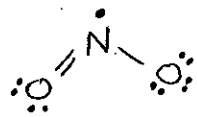
۶۱- مولکول SO_3 دارای ___ ساختار رزونانسی است و مرتبه‌ی پیوند بین اتم‌های گوگرد و اکسیژن برابر ___ می‌باشد.

هیبرید رزونانسی

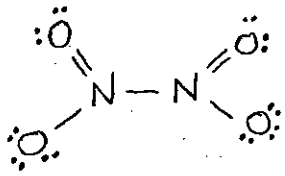
۶۲- ساختار لوویس مولکول‌ها و یون‌های زیر را رسم کنید.

H_2SO_4 	H_2SO_3 
HNO_3 	HNO_2 
$HClO_2$ 	$HClO$ 
$HClO_4$ 	$HClO_3$ 
H_3PO_3 	H_3PO_4 
H_2CO_3 	H_3PO_2 

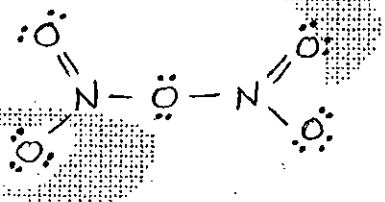
NO_2



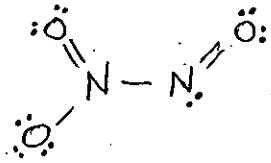
N_2O_4



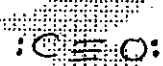
N_2O_5



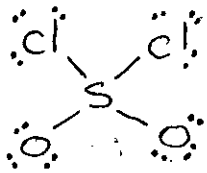
N_2O_3



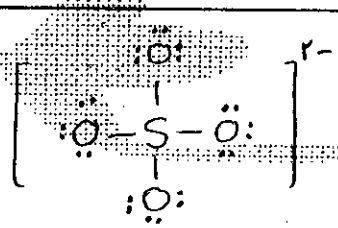
CO



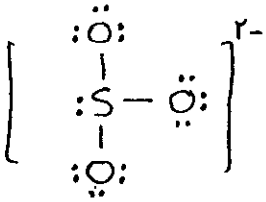
SO_2Cl_2



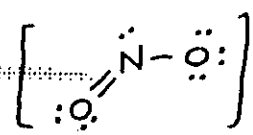
SO_4^{2-}



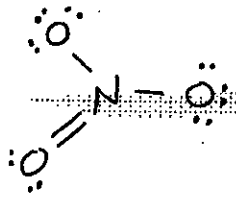
SO_3^{2-}



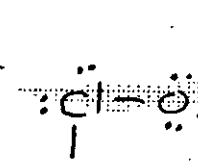
NO_2^-



NO_3^-

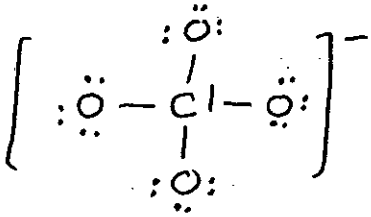


ClO^-

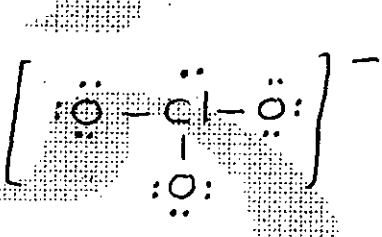


ClO_2^-

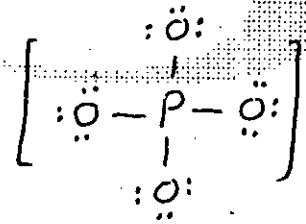
ClO_3^-



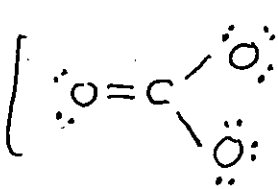
ClO_4^-



PO_4^{3-}



CO_3^{2-}



۶۳- نام گذاری ترکیب های مولکولی دوتایی با استفاده از پیشوندها :

تعداد و نام عنصری که الکترونگاتیوی کم تر دارد (عنصر سمت چپ) +

تعداد و نام عنصری که الکترونگاتیوی بیشتر دارد (عنصر سمت راست) + «ید»

۶۴- اگر فرمول مولکول مورد نظر تنها یک اتم از عنصر سمت چپ داشته باشد از به کار بردن پیشوند مونو پیش از نام عنصر چشم پوشی می شود.

۶۵- پیشوندهای رایج در نام گذاری ترکیب های شیمیایی عبارت اند از :

تعداد اتم	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	۸	۹	۱۰
پیشوند	مونو	دی	تری	تترا	پنتا	هگزا	هپتا	اوکتا	نونا	دکا

۶۶- نام ترکیب های زیر را با استفاده از پیشوندها بنویسید.

CO : کربن مونوکسید

CO_2 : کربن دی اکسید

SO_2 : گوگرد دی اکسید

SO_3 : گوگرد تری اکسید

PCl_3 : فسفر تری کلرید

PCl_5 : فسفر پنتا کلرید

N_2O_5 : دی نیتروژن پنتا اکسید

N_2O_3 : دی نیتروژن تری اکسید

N_2O_4 : دی نیتروژن تترا اکسید

NO_2 : نیتروژن دی اکسید

CCl_4 : کربن تترا کلرید

ClO_2 : کلر دی اکسید

۶۷- عدد اکسایش : اگر همه ی ترکیب ها را یونی فرض کنیم، باری که به هر اتم تعلق می گیرد را عدد اکسایش آن است.

۶۸- برای تعیین عدد اکسایش یک اتم در ترکیب از قواعد زیر کمک می گیریم.

۱- عدد اکسایش اکسیژن در ترکیب ها ۲- است بجز در OF_2 که ۲+ و در پراکسیدها مانند H_2O_2 و Na_2O_2 که ۱- است. (موارد دیگر در دبیرستان کاربرد ندارد)

۲- عدد اکسایش هیدروژن در ترکیب ها ۱+ است بجز در هیدریدهای فلزی (ترکیب هیدروژن با فلزها مانند NaH ، CaH_2 و AlH_3) که ۱- است.

۳- عدد اکسایش فلزهای قلیایی در ترکیب ها ۱+ و فلزهای قلیایی خاکی ۲+ است.

۴- عدد اکسایش فلزها در ترکیب مثبت و برابر ظرفیت فلز است. مانند آهن در $FeCl_2$ که ۲+ و در $FeCl_3$ برابر ۳+ است.

۵- عدد اکسایش هالوژن‌ها در ترکیب با فلزها و نافلزهای ضعیف‌تر برابر ۱- است.

۶- عدد اکسایش فلوئور در ترکیب‌ها همیشه ۱- است.

۷- مجموع عددهای اکسایش اتم‌های تشکیل دهنده‌ی یک مولکول برابر صفر است.

۸- مجموع عددهای اکسایش اتم‌های تشکیل دهنده‌ی یک یون برابر بار یون است.

۹- عدد اکسایش یون تک اتمی برابر بار یون است.

۱۰- عدد اکسایش یک نافلز در اسید مربوطه با عدد اکسایش آن در تمام نمک‌های آن اسید برابر است. مثلاً عدد اکسایش نیتروژن در HNO_3 و $Ca(NO_3)_2$ برابر ۵+ است.

۱۱- عدد اکسایش عنصر به حالت آزاد صفر است مانند H_2 ، N_2 ، Cu ، Fe

۶۹- عدد اکسایش اتم مشخص شده در هر ترکیب یا یون را تعیین کنید.

$\underline{C}O$	+۲	$H\underline{Cl}O_4$	+۷
$\underline{C}O_2$	+۴	$H\underline{Cl}O_3$	+۵
$H_2\underline{S}O_4$	+۶	$H\underline{Cl}O_2$	+۳
$H_2\underline{S}O_3$	+۴	$H\underline{Cl}O$	+۱
$H\underline{N}O_3$	+۵	$\underline{N}H_4^+$	-۳
$H\underline{N}O_2$	+۳	$\underline{N}O_3^-$	+۵
$H_3\underline{P}O_4$	+۵	$\underline{N}O_2^-$	+۳
$H_3\underline{P}O_3$	+۳	$\underline{P}O_4^{3-}$	+۵
$\underline{N}O_2$	+۴	$\underline{S}O_2$	+۴
$\underline{N}_2O_5$	+۵	$\underline{S}O_3$	+۶
$\underline{N}_2O_4$	+۴	$\underline{O}F_2$	+۲
$\underline{P}_4O_6$	+۳	$H_2\underline{O}_2$	-۱
$\underline{P}_4O_{10}$	+۵	$K\underline{Cl}O_4$	+۷

NH_3	-3	H_2CO_3	$+4$
CH_4	-4	$CaCO_3$	$+4$
CCl_4	$+4$	Fe	0
NaH	-1	PCl_3	$+3$
N_2	0	PCl_5	$+5$

۷۰- نام‌گذاری ترکیب‌های مولکولی دوتایی با استفاده از عدد اکسایش :

نام عنصر با الکترونگاتیوی کم‌تر (عنصر سمت چپ) +

عدد اکسایش آن با عدد رومی داخل پرانتز +

نام عنصر با الکترونگاتیوی بیشتر (عنصر سمت راست) +

پسوند «ید»

۷۱- نام ترکیب‌های زیر را با استفاده از عددهای اکسایش بنویسید.

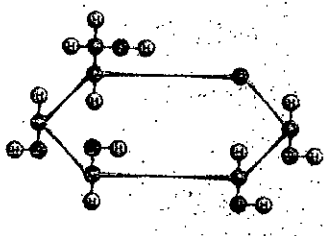
P_2O_6	فسفر (III) اکسید	SO_2	گوگرد (IV) اکسید
P_2O_{10}	فسفر (V) اکسید	SO_3	گوگرد (VI) اکسید
CF_4	کربن (IV) فلوئورید	CO	کربن (II) اکسید
N_2O_5	نیتروژن (V) اکسید	CO_2	کربن (IV) اکسید
N_2O_3	نیتروژن (III) اکسید	PF_3	فسفر (III) فلوئورید
SF_2	گوگرد (II) فلوئورید	PF_5	فسفر (V) فلوئورید
SF_4	گوگرد (IV) فلوئورید	SF_6	گوگرد (VI) فلوئورید

۷۲- فرمول مولکولی نوع و تعداد واقعی اتم را در مولکول‌های سازنده‌ی یک ترکیب مولکولی نشان می‌دهد.

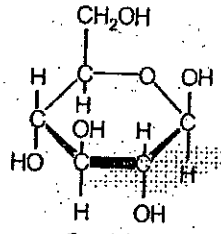
۷۳- فرمول تجربی ساده‌شده‌ی فرمول مولکولی است که شامل نماد شیمیایی عنصرها همراه با زیرنویس‌هایی است که کوچک‌ترین نسبت صحیح اتم‌ها را مشخص می‌کند.

۷۴- فرمول ساختاری نوع و تعداد واقعی اتم‌ها و شیوه‌ی اتصال اتم‌ها به یکدیگر را در مولکول‌های سازنده‌ی یک ترکیب مولکولی نشان می‌دهد.

۷۵- گلوکز را می توان به چند شیوه ی متفاوت نشان داد.



مدل گلوله و میله



فرمول ساختاری گسترده

فرمول مولکولی $C_6H_{12}O_6$

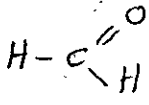
فرمول تجربی CH_2O

۷۶- فرمول تجربی افزون بر نوع و تعداد عنصرها سازنده ی مولکول، ساده ترین نسبت اتم های موجود در آن را مشخص می کند.

۷۷- برای بعضی از ترکیب ها، فرمول تجربی و فرمول مولکولی یکسان است. مانند آب که فرمول مولکولی H_2O دارد و فرمول تجربی آن نیز H_2O است.

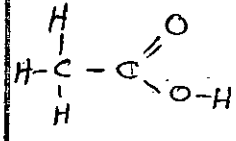
۷۸- فرمالدهید یک ترکیب سمی و سرطان زا است.

فرمول مولکولی: CH_2 فرمول تجربی: CH_2O فرمول ساختاری:



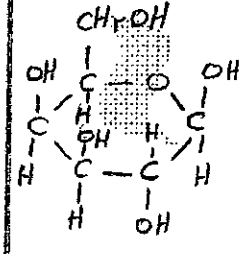
۷۹- استیک اسید عامل ترش بودن سرکه است.

فرمول مولکولی: $C_2H_4O_2$ فرمول تجربی: CH_2O فرمول ساختاری:



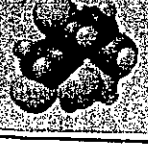
۸۰- گلوکز یک قند ساده است.

فرمول مولکولی: $C_6H_{12}O_6$ فرمول تجربی: CH_2O فرمول ساختاری:



۸۱- فرمول مولکولی مضربی از فرمول تجربی است.

$$\text{فرمول مولکولی} = X(\text{فرمول تجربی}) \Rightarrow X = \frac{\text{جرم فرمول مولکولی}}{\text{جرم فرمول تجربی}}$$

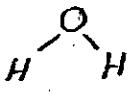
ترکیب	فرمول تجربی	فرمول مولکولی	جرم مولی $g.mol^{-1}$	طرز نمایش
فرمالدهید	CH_2O	CH_2O	۳۰/۰۳	
		(یکسان با فرمول تجربی)		
استیک اسید	CH_2O	$C_2H_4O_2$	۶۰/۰۶	
		(دو برابر فرمول تجربی)		
گلوکز	CH_2O	$C_6H_{12}O_6$	۱۸۰/۱۸	
		(شش برابر فرمول تجربی)		

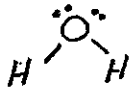
۸۲- در فرمالدهید فرمول تجربی و فرمول مولکولی یکسان است.

۸۳- در استیک اسید فرمول مولکولی دو برابر فرمول تجربی است.

۸۴- در گلوکز فرمول مولکولی ۶ برابر فرمول تجربی است.

۸۵ - فرمول ساختاری مانند ساختار لوویس است، با این تفاوت که جفت الکترون‌های ناپیوندی در آن نشان داده نمی‌شود.


فرمول ساختاری آب

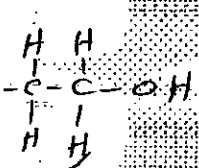

ساختار لوویس آب

۸۶ - به ترکیب‌هایی که فرمول مولکولی یکسان دارند امّا فرمول ساختاری آن‌ها با یکدیگر تفاوت می‌کند، ایزومر یا هم‌پار می‌گویند.

۸۷ - اتانول و دی‌متیل اتر ایزومر یکدیگرند. در دمای معمولی، دی‌متیل اتر گاز و اتانول مایع است.

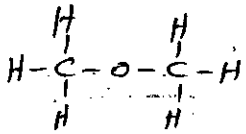
فرمول مولکولی اتانول: C_2H_6O

فرمول ساختاری اتانول:



فرمول مولکولی دی‌متیل اتر: C_2H_6O

فرمول ساختاری دی‌متیل اتر:

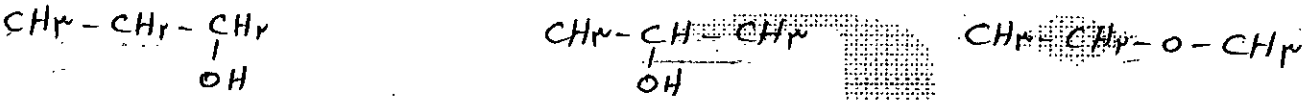


۸۸ - الکل‌ها ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار هستند که دارای گروه عامل الکلی (-OH) می‌باشند. مانند اتانول

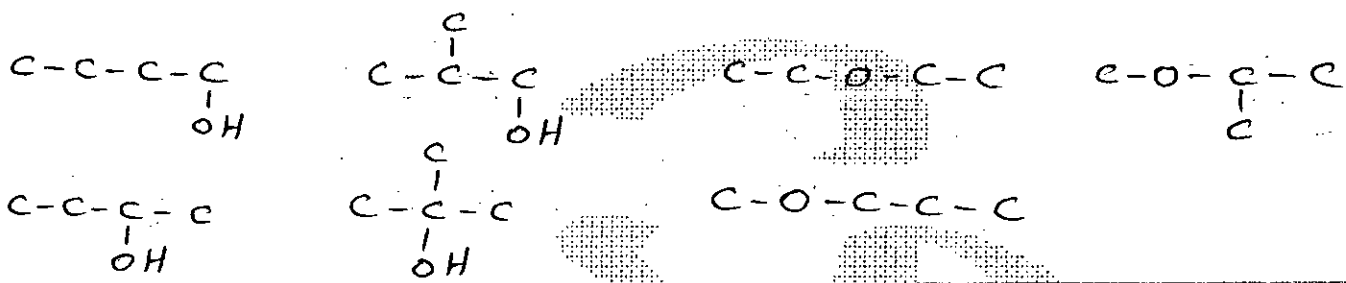
۸۹ - اترها ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار هستند که بین دو گروه آلکیل یک پل اکسیژنی قرار دارد. مانند دی‌متیل اتر. دی‌متیل اتر گازی است که به عنوان پیشرانه در افشانه‌ها و گاز یخچال به کار می‌رود.

۹۰- برای C_2H_6O ۲ ایزومر وجود دارد که ۱ ایزومر الکلی و ۱ ایزومر اتری است.

۹۱- برای C_3H_8O در مجموع ۳ ایزومر وجود دارد که ۲ ایزومر الکلی و ۱ ایزومر اتری است.



۹۲- برای $C_4H_{10}O$ در مجموع ۷ ایزومر وجود دارد که ۴ ایزومر الکلی و ۳ ایزومر اتری است.



۹۳- یکی از نظریه‌هایی که برای پیش‌بینی شکل هندسی مولکول‌ها ارایه شده است، نظریه‌ی نیروی دافعه‌ی جفت الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت است. (VSEPR)

۹۴- قلمرو الکترونی: به ناحیه‌ای در اطراف اتم مرکزی گفته می‌شود که الکترون‌ها - صرف نظر از تعداد - در آن جا حضور دارند.

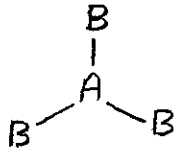
۹۵- پیوندهای یگانه، دوگانه و یا سه‌گانه هرکدام ۱ قلمرو الکترونی به حساب می‌آیند و همچنین هر جفت الکترون آزاد نیز ۱ قلمرو الکترونی است.

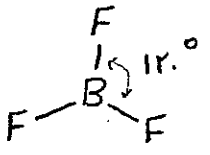
تعداد جفت الکترون ناپیوندی + تعداد اتم‌های متصل = تعداد قلمرو الکترونی اتم مرکزی

۹۶- مولکول با فرمول AB_2 که اتم مرکزی دو قلمرو الکترونی دارد (اتم مرکزی جفت الکترون ناپیوندی ندارد) ساختار خطی داشته و زاویه‌ی پیوندی ۱۸۰ درجه است. مانند BeF_2

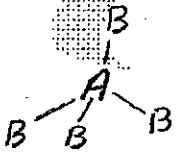
$B-A-B$ $\qquad$ $F-\overset{180^\circ}{Be}-F$

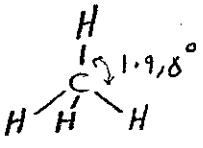
۹۷- مولکول با فرمول AB_3 که اتم مرکزی دارای سه قلمرو الکترونی است (اتم مرکزی جفت الکترون ناپیوندی ندارد) ساختار سه‌ضلعی مسطح یا مثلثی داشته و زاویه‌ی پیوندی برابر ۱۲۰ درجه است. مانند BF_3





۹۸- مولکول با فرمول AB_4 که اتم مرکزی دارای چهار قلمرو الکترونی است (اتم مرکزی جفت الکترون ناپیوندی ندارد) ساختار چهاروجهی منتظم داشته و زاویه‌ی پیوندی ۱۰۹٫۵ درجه (زاویه‌ی ۱۰۹° و ۲۸′) است. مانند CH_4





۹۹- مقایسه‌ی نیروی دافعه‌ی میان جفت الکترون‌ها به صورت زیر است:

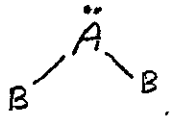
جفت پیوندی - جفت پیوندی < جفت پیوندی - جفت ناپیوندی < جفت ناپیوندی - جفت ناپیوندی

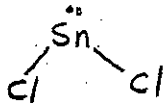
۱۰۰- جفت الکترون ناپیوندی در مقایسه با جفت الکترون پیوندی فضای بیشتری را اشغال می‌کند، زیرا جفت ناپیوندی تنها تحت تأثیر ۱ هسته است، حال آن که جفت الکترون پیوندی تحت تأثیر ۲ هسته قرار دارد.

۱۰۱- جفت الکترون ناپیوندی روی اتم مرکزی فضای بزرگ‌تری را اشغال می‌کند و باعث نزدیک شدن جفت الکترون‌های پیوندی به یکدیگر شده و زاویه‌ی پیوندی کوچک‌تر می‌گردد. (در ضمن دافعه‌ی قوی‌تر جفت الکترون‌های ناپیوندی نیز دلیل دیگر کوچک شدن زاویه‌ی پیوندی است)

۱۰۲- در مولکول AB_2 اگر اتم مرکزی سه قلمرو الکترونی داشته باشد (اتم مرکزی ۱ جفت الکترون ناپیوندی دارد) مولکول ساختار خمیده داشته و زاویه‌ی پیوندی کوچک‌تر از ۱۲۰ درجه است.

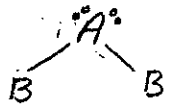
مانند $SnCl_2$

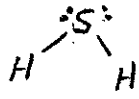




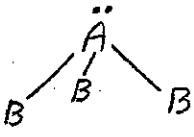
۱۰۳- در مولکول AB_2 اگر اتم مرکزی چهار قلمرو الکترونی داشته باشد (اتم مرکزی ۲ جفت الکترون ناپیوندی دارد) مولکول ساختار خمیده داشته و زاویه‌ی پیوندی کوچک‌تر از ۱۰۹٫۵ درجه است.

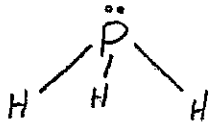
مانند H_2S



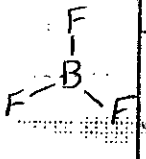
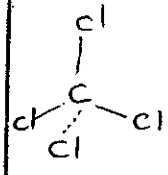
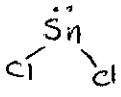
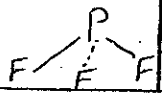


۱۰۴- در مولکول AB_3 اگر اتم مرکزی چهار قلمرو الکترونی داشته باشد (اتم مرکزی ۱ جفت الکترون ناپیوندی دارد) مولکول ساختار هرمی داشته و زاویه‌ی پیوندی کوچک‌تر از ۱۰۹٫۵ درجه است. مانند PH_3

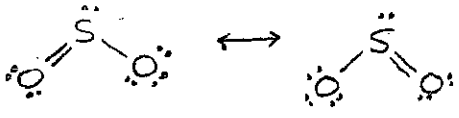




۱۰۵- جدول زیر را کامل کنید.

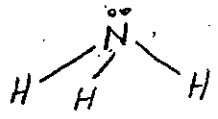
فرمول مولکول	تعداد جفت الکترون ناپیوندی اتم مرکزی	تعداد قلمرو الکترونی	ساختار مولکول	زاویه‌ی پیوندی	مثال	رسم شکل مولکول
AB_2	۰	۲	خطی	۱۸۰	BeF_2	F—Be—F
AB_3	۰	۳	مثلثی مسطح	۱۲۰	BF_3	
AB_4	۰	۴	چهاروجهی منتظم	۱۰۹٫۵	CCl_4	
AB_2	۱	۳	خمیده	کم‌تر از ۱۲۰	$SnCl_2$	
AB_2	۲	۴	خمیده	کم‌تر از ۱۰۹٫۵	SF_2	
AB_3	۱	۴	هرمی	کم‌تر از ۱۰۹٫۵	PF_3	

۱۰۶- در مولکول گوگرد دی‌اکسید (SO_2) اتم مرکزی دارای ۳ قلمرو الکترونی است که یکی از قلمروهای الکترونی جفت الکترون ناپیوندی است.



۱۰۷- ساختار مولکول SO_2 خمیده است و زاویه‌ی پیوندی کمتر از ۱۲۰ درجه می‌باشد. (به دلیل یک جفت الکترون ناپیوندی، زاویه‌ی پیوندی از ۱۲۰ درجه کوچک‌تر شده)

۱۰۸- در مولکول آمونیاک اتم مرکزی دارای ۴ قلمرو الکترونی می‌باشد که یکی از قلمروهای الکترونی، جفت الکترون آزاد است.

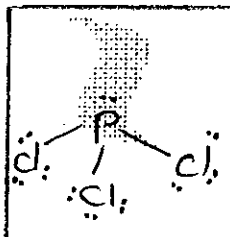
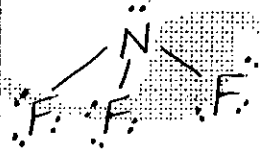
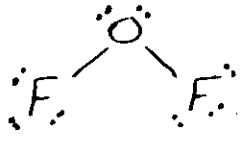
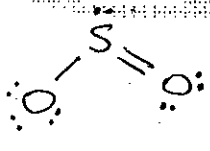
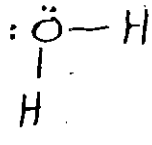


۱۰۹- مولکول آمونیاک دارای ساختار هرمی بوده و زاویه‌ی پیوندی برابر ۱۰۷ درجه می‌باشد. (به دلیل یک جفت الکترون ناپیوندی، زاویه‌ی پیوندی از ۱۰۹٫۵ درجه کوچک‌تر شده)

۱۱۰- در مولکول آب اتم مرکزی دارای ۴ قلمرو الکترونی است که ۲ قلمرو الکترونی جفت الکترون‌های ناپیوندی هستند.

۱۱۱- مولکول آب دارای ساختار خمیده است و زاویه‌ی پیوندی برابر ۱۰۴٫۵ درجه می‌باشد. (به دلیل دو جفت الکترون ناپیوندی، زاویه‌ی پیوندی از ۱۰۹٫۵ درجه کوچک‌تر شده)

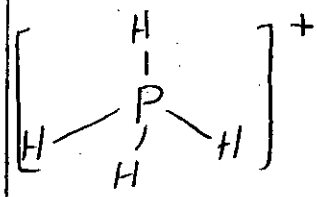
۱۱۲- با رسم ساختار لوویس، شکل هندسی هر یک از گونه‌های زیر را پیش‌گویی کرده و حدود زاویه‌ی پیوندی را برای آن‌ها بنویسید.

$SiCl_4$ چهاروجهی منتظم ۱۰۹٫۵	PCl_3 هرمی شکل کم‌تر از ۱۰۹٫۵ 
SO_3 سه‌ضلعی مسطح ۱۲۰	CS_2 خطی ۱۸۰
NF_3 هرمی شکل کم‌تر از ۱۰۹٫۵ 	OF_2 خمیده کم‌تر از ۱۰۹٫۵ 
SO_2 خمیده کم‌تر از ۱۲۰ 	H_2O خمیده ۱۰۴٫۵ 

NH_3 هرمی شکل ۱۰۷	SF_2 خمیده کمتر از ۱۰۹٫۵
CO_2 $O=C=O$	BeF_2 خطی ۱۸۰
BF_3 سه ضلعی مسطح ۱۲۰	NO_2 خمیده بزرگتر از ۱۲۰
$AlCl_3$ سه ضلعی مسطح ۱۲۰	PH_3 هرمی شکل کمتر از ۱۰۹٫۵
CH_4 چهاروجهی منتظم ۱۰۹٫۵	H_2S خمیده کمتر از ۱۰۹٫۵

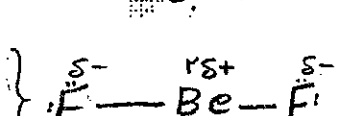
۱۱۳- با رسم ساختار لوویس، شکل هندسی هر یک از یون‌های زیر را پیش‌گویی کنید.

CO_3^{2-} سه ضلعی مسطح ۱۲۰	NO_3^- سه ضلعی مسطح ۱۲۰
SO_4^{2-} چهاروجهی منتظم ۱۰۹٫۵	PO_4^{3-} چهاروجهی منتظم ۱۰۹٫۵
CH_3^+ سه ضلعی مسطح ۱۲۰	CH_3^- هرمی شکل

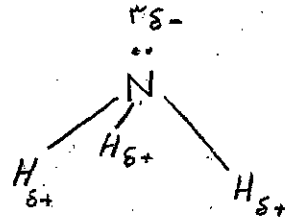
PH_4^+  چهاروجهی منتظم ۱۰۹٫۵	NO_2^+ خطی ۱۸۰ $:\ddot{O}=N=\ddot{O}:$

۱۱۴- مولکول ناقطبی : مولکولی است که مرکز بارهای مثبت و مرکز بارهای منفی بر هم منطبق باشد.

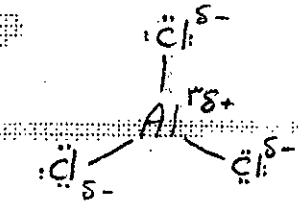
۱۱۵- مولکول قطبی : مولکولی است که مرکز بارهای مثبت و مرکز بارهای منفی بر هم منطبق نباشد.



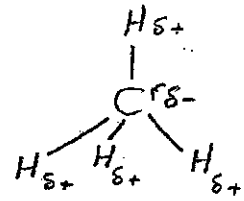
مرکز بارهای مثبت روی Be
مرکز بارهای منفی روی Be
⇐ مولکول ناقطبی است.



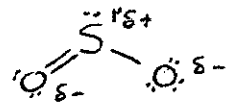
مرکز بارهای منفی روی N
مرکز بارهای مثبت بین سه اتم H
⇐ مولکول قطبی است.



مرکز بارهای مثبت روی Al
مرکز بارهای منفی روی Al
⇐ مولکول ناقطبی است.



مرکز بارهای مثبت روی C
مرکز بارهای منفی روی C
⇐ مولکول ناقطبی است.

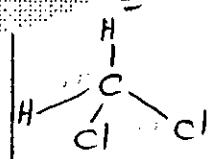
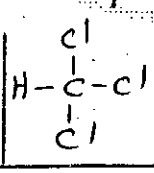
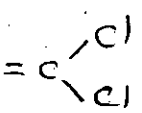
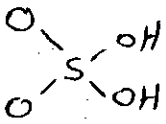


مرکز بارهای مثبت روی S
مرکز بارهای منفی بین دو اتم O
⇐ مولکول قطبی است.

۱۱۶- مولکول های دواتمی که از دواتم یکسان تشکیل شده اند ناقطبی هستند مانند: H_2 ، N_2 ، O_2 ، Cl_2 ، F_2

۱۱۷- مولکول های دواتمی که از دواتم غیر یکسان تشکیل شده اند قطبی هستند مانند: HBr ، HCl ، CO ، NO ، HF

۱۱۸- مولکول هایی که گروه های متصل به اتم مرکزی یکسان نباشند قطبی هستند. مانند:

CH_2Cl_2 	$CHCl_3$ 	$COCl_2$ 	H_2SO_4 

۱۱۹- مولکول های با فرمول AB_n که اتم های متصل به اتم مرکزی یکسان هستند :

۱) اگر اتم مرکزی جفت الکترون ناپیوندی داشته باشد مولکول قطبی است .

۲) اگر اتم مرکزی جفت الکترون ناپیوندی نداشته باشد مولکول ناقطبی است.

۱۲۰- آلومینیم در $AlCl_3$ جفت الکترون ناپیوندی ندارد و مولکول ناقطبی است .

۱۲۱- نیتروژن در NH_3: یک جفت الکترون ناپیوندی دارد و مولکول قطبی است .

۱۲۲- قطبی یا ناقطبی بودن هریک از مولکول های زیر را مشخص کنید.

SO_2	قطبی	CH_4	ناقطبی
SO_3	ناقطبی	NO_2	قطبی
SF_2	قطبی	H_2O	قطبی
SF_4	قطبی	NH_3	قطبی
SF_6	ناقطبی	H_2S	قطبی
PCl_3	قطبی	IF_5	قطبی
PCl_5	ناقطبی	IF_7	ناقطبی
CO_2	ناقطبی	O_3	قطبی
OF_2	قطبی	$SiCl_4$	ناقطبی

۱۲۳- برای یون ها به جای قطبی و ناقطبی به ترتیب از اصطلاح های نامتقارن و متقارن استفاده می شود.

۱۲۴- متقارن یا نامتقارن بودن هریک از یون های زیر را مشخص کنید .

CH_3^+	متقارن	PO_4^{3-}	متقارن
CH_3^-	نامتقارن	NH_4^+	متقارن
NO_2^-	نامتقارن	CO_3^{2-}	متقارن
NO_3^-	متقارن	ClO_4^-	متقارن
SO_3^{2-}	نامتقارن	ClO_3^-	نامتقارن
SO_4^{2-}	متقارن	NO_2^+	متقارن

۱۲۵ - بر هم کنش های جاذبه ای از نوع مولکول - مولکول را نیروهای وان دروالسی می نامند.

۱۲۶ - جاذبه های بین مولکولی سه نوع هستند.

آ) جاذبه های دوقطبی - دوقطبی

ب) جاذبه های دوقطبی - دوقطبی القایی

پ) جاذبه های دوقطبی القایی - دوقطبی القایی (نیروی لندون)

۱۲۷ - مولکول های ناقطبی که تحت تأثیر ذره های مجاور به دوقطبی تبدیل می شوند، دوقطبی القایی می نامیم.

۱۲۸ - وجود دوقطب مثبت و منفی دائمی در مولکول های قطبی موجب افزایش نیروهای جاذبه بین مولکول ها می شود. زیرا آرایش مولکول ها به گونه ای است که قطب مثبت هر مولکول قطب منفی مولکول دیگر را جذب می کند.

۱۲۹ - تنها نیروی جاذبه میان مولکول های ناقطبی، نیروی جاذبه ی نشری لوندون است که جاذبه ی میان دوقطبی های لحظه ای و القایی است.

۱۳۰ - چگونگی ایجاد نیروهای لاندون: در مولکول های ناقطبی به دلیل حرکت الکترون ها، در یک لحظه تراکم الکترون ها در یک طرف بیش تر می شود، که باعث تشکیل دوقطبی لحظه ای می گردد. این دوقطبی لحظه ای موجب می شود مولکول های مجاور نیز به دوقطبی های لحظه ای القایی تبدیل شوند. جاذبه ی بین این دوقطبی ها را نیروی لوندون می نامند.

۱۳۱ - دوقطبی های القایی که جاذبه ی بین آن ها را نیروی لوندون می نامیم، به طور لحظه ای تغییر جهت می دهند یعنی جای قطب مثبت و منفی مرتباً عوض می شود. به همین دلیل این دوقطبی ها را دوقطبی های لحظه ای می گویند.

۱۳۲ - اگر دو مولکول جرم های برابر داشته باشند، نیروهای وان دروالسی در مولکولی که قطبیت بیشتری دارد قوی تر است. مثلاً نیروهای وان دروالسی بین مولکول های CO قوی تر از نیروهای وان دروالسی بین مولکول های N_2 است، بنابراین نقطه ی جوش بالاتر داشته و گاز CO آسان تر به مایع تبدیل می شود.

۱۳۳ - نیروهای وان دروالسی با افزایش جرم مولکول ها قوی تر می شود. مثلاً نیروهای وان دروالسی بین مولکول های Cl_2 قوی تر از O_2 است. بنابراین گاز Cl_2 آسان تر به مایع تبدیل می شود و نقطه ی جوش بالاتری دارد.

۱۳۴ - پیوند هیدروژنی نوعی نیروی جاذبه ی دوقطبی - دوقطبی است و جزو نیروهای وان دروالسی به حساب می آید.

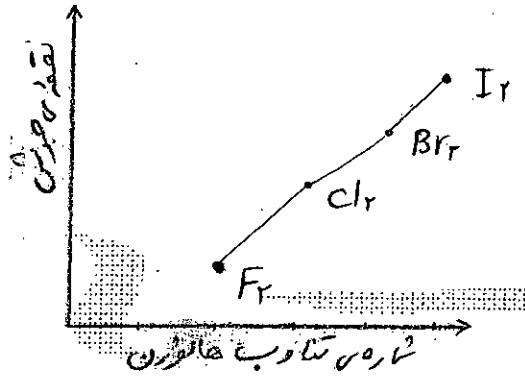
۱۳۵ - واژه‌ی پیوند هیدروژنی گمراه کننده است زیرا این نوع نیروی جاذبه مانند دیگر نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی بسیار ضعیف‌تر از پیوندهای کووالانسی است.

۱۳۶ - پیوند هیدروژنی زمانی تشکیل می‌شود که هیدروژن به طور مستقیم به یکی از اتم‌های FON (فلوئور، اکسیژن، نیتروژن) متصل باشد.

۱۳۷ - بین مولکول‌های کدام ماده پیوند هیدروژنی تشکیل می‌شود؟

H−F ✓	O(H)−H ✓	H−N(H)−H ✓	H−C(H)(H)−C(H)(H)−O−H ✓	CH_3-O-CH_3 ✗
$CH_3-N(CH_3)-CH_3$ ✗	$CH_3-C(=O)OH$ ✓	$CH_3-C(=O)-CH_3$ ✗	$CH_3-C(=O)H$ ✗	$(CH_3)_2NH$ ✓

۱۳۸ - نمودار تغییر نقطه‌ی جوش هالوژن‌ها به شکل مقابل است:

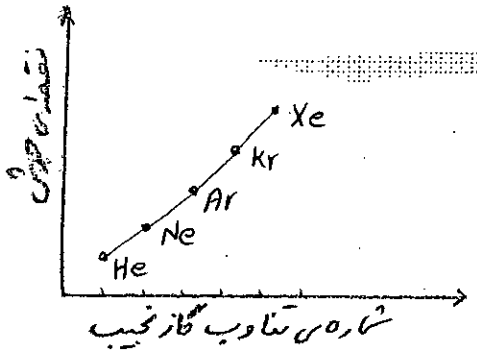


نیروهای وان‌دروالسی بین مولکول‌های I_2 قوی‌تر است زیرا جرم مولکولی بیشتر دارد. به همین دلیل نقطه‌ی جوش آن از بقیه بالاتر است.

جرم مولکولی $I_2 > Br_2 > Cl_2 > F_2$

نقطه‌ی جوش $I_2 > Br_2 > Cl_2 > F_2$

۱۳۹ - نمودار تغییر نقطه‌ی جوش گازهای نجیب به شکل مقابل است:

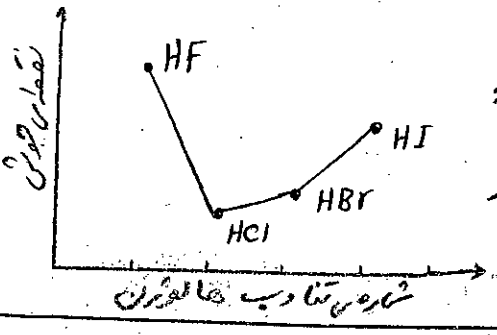


نیروهای وان‌دروالسی بین اتم‌های هلیم ضعیف‌تر است زیرا جرم اتمی کم‌تر دارد. به همین دلیل نقطه‌ی جوش آن از بقیه کم‌تر است.

جرم اتمی $Xe > Kr > Ar > Ne > He$

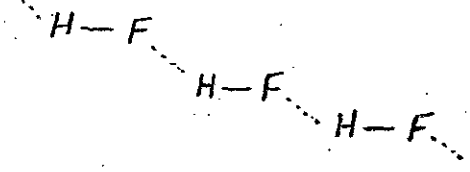
نقطه‌ی جوش $Xe > Kr > Ar > Ne > He$

۱۴۰ - نمودار تغییر نقطه‌ی جوش هیدروژن هالیدها به شکل مقابل است:

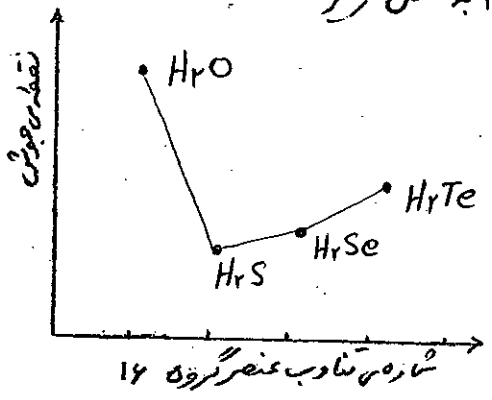


نقطه‌ی ذوب و جوش HF نسبت به سایر هیدروژن هالیدها به طور غیرعادی بالاست که به دلیل تشکیل پیوند هیدروژنی بین مولکول‌های HF است.

۱۴۱- هر مولکول HF ۲ پیوند هیدروژنی با مولکول های HF مجاور تشکیل می دهد که یکی از طرف H و دیگری از طرف F است.

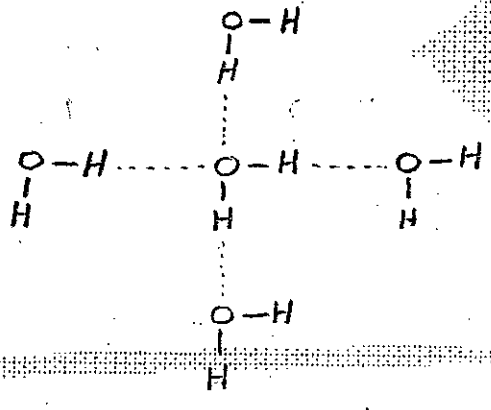


۱۴۲- نمودار تغییر نقطه جوش ترکیب های هیدروژن با عنصرهای گروه ۱۶ به شکل زیر است:

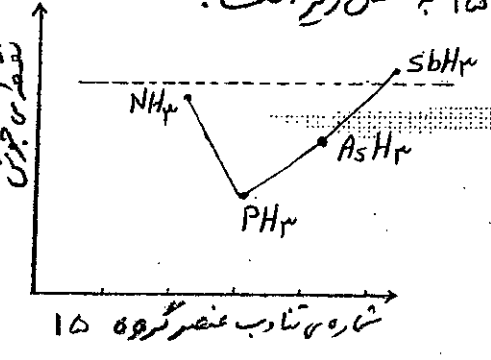


نقطه ذوب و جوش H_2O نسبت به سایر ترکیب های مشابه در گروه به طور غیرعادی بالاتر است که به دلیل تشکیل پیوند هیدروژنی بین مولکول های H_2O است.

۱۴۳- هر مولکول H_2O می تواند ۴ پیوند هیدروژنی با مولکول های آب مجاور تشکیل دهد که دو تا از طرف اکسیژن و دو تا از طرف هیدروژن هاست.



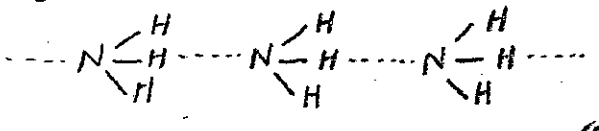
۱۴۴- روند تغییر نقطه جوش ترکیب های هیدروژن با عنصرهای گروه ۱۵ به شکل زیر است:



نقطه جوش NH_3 به طور غیرعادی از حد مورد انتظار بالاتر است که به دلیل تشکیل پیوند هیدروژنی بین مولکول های NH_3 است.

۱۴۵- نقطه جوش NH_3 از SbH_3 بیشتر نیست زیرا پیوند های هیدروژنی بین مولکول های NH_3 به قدری قوی نیست که نقطه جوش آن را از SbH_3 هم بالاتر ببرد.

۱۴۶- هر مولکول آمونیاک به طور میانگین ۲ پیوند هیدروژنی با ۲ مولکول آمونیاک مجاور تشکیل می دهد.



توجه کنید که تعداد پیوندهای هیدروژنی حداکثر برابر تعداد اتم های N است و برای هر مولکول آمونیاک به طور میانگین بیش از ۲ پیوند هیدروژنی نمی توان در نظر گرفت.

۱۴۷ - هرچه قطبیت پیوند بیش‌تر باشد قدرت پیوند هیدروژنی بیش‌تر است . بنابراین :

قدرت پیوند هیدروژنی بین مولکول‌های $NH_3 < H_2O < HF$

۱۴۸ - نقطه‌ی جوش H_2O بیش‌تر از HF است زیرا هر مولکول آب ۴ پیوند هیدروژنی و هر مولکول هیدروژن فلوئورید فقط ۲ پیوند هیدروژنی تشکیل می‌دهد.

۱۴۹ - نقطه‌ی جوش HF بیش‌تر از NH_3 است زیرا پیوندهای هیدروژنی بین مولکول‌های HF قوی‌تر است.

۱۵۰ - در کدام ترکیب هر دو نوع پیوند یونی و کووالانسی وجود دارد؟ ۲

۱) CH_4 ۲) $NaCN$ ۳) KCl ۴) H_2

۱۵۱ - Br_2 نسبت به I_2 طول پیوند ____ و انرژی پیوند ____ دارد. ۱

۱) کوتاه‌تر - بیش‌تر ۲) بلندتر - بیش‌تر

۳) کوتاه‌تر - کم‌تر ۴) بلندتر - کم‌تر

۱۵۲ - دانشمندان اغلب از چراغ‌های کاربیدی استفاده می‌کنند. در این چراغ‌ها ____ کاربید با آب واکنش می‌دهد و گاز ____ تولید می‌شود. ۴

۱) آلومینیم - اتن ۲) کلسیم - اتن

۳) آلومینیم - اتین ۴) کلسیم - اتین

۱۵۳ - کدام مطلب درباره‌ی مولکول ازون نادرست است؟ ۴

۱) بر اثر تخلیه‌ی الکتریکی در گاز اکسیژن به وجود می‌آید.

۲) اتم‌های آن روی یک خط راست قرار ندارند.

۳) اتم مرکزی در آن دارای سه قلمرو الکترونی است.

۴) طول پیوندهای «اکسیژن - اکسیژن» در آن با هم برابر است.

۱۵۴ - در کدام ترکیب تعداد پیوند داتیو بیش‌تر است؟ ۴

۱) H_3PO_4 ۲) H_2SO_4 ۳) HNO_3 ۴) $HClO_4$

۱۵۵ - عدد اکسایش X در کدام گزینه درست داده شده است؟ ۴

۱) XO_4^{2-} ، +۶ ۲) XH_4^+ ، −۳

۳) XO_2 ، +۴ ۴) $H_2X_2O_7$ ، +۵

۱۵۶ - عدد اتمی عنصری ۱۷ است. کوچک‌ترین و بزرگ‌ترین عدد اکسایش اتم این عنصر در ترکیب‌ها کدام است؟ ۴

۱) ۱- و ۱+ ۲) ۱- و ۷+ ۳) ۴- و ۴+ ۴) ۷- و ۱+

۱۵۷- مولکول های متانول و دی متیل اتر در کدام ویژگی مشترک هستند؟ ۴

۱) نقطه ی جوش ۲) تعداد اربیتال های شرکت کننده در پیوند

۳) چگالی ۴) انحلال پذیری در آب

۱۵۸- برای فرمول مولکولی $C_4H_{10}O$ چند فرمول ساختاری متفاوت می توان رسم کرد؟ ۳

۱) ۵ ۲) ۶ ۳) ۷ ۴) ۸

۱۵۹- شکل هندسی CH_3^- شبیه کدام یک از مولکول های زیر است؟ ۲

۱) H_2O ۲) NH_3 ۳) BF_3 ۴) AlI_3

۱۶۰- در کدام گونه ی شیمیایی زیر، پیوند کووالانسی کوئوردیناسی وجود ندارد؟ ۳

۱) گوگرد تری اکسید ۲) یون نیترات

۳) گوگرد هگزافلوئورید ۴) یون آمونیوم

۱۶۱- کدام ترکیب ساختار خطی دارد؟ ۲

۱) OF_2 ۲) $(CN)_2$ ۳) SO_2 ۴) O_3

۱۶۲- در کدام گونه ی شیمیایی، اتم مرکزی دارای سه قلمرو الکترونی بوده و مقدار زاویه های پیوندی با هم برابر نیست؟ ۲

۱) CO_3^{2-} ۲) $COCl_2$ ۳) NO_3^- ۴) SO_3

۱۶۳- نقطه ی جوش ____ از ____ بیشتر است به دلیل ____ ۴

۱) HF - HI - ضعیف تر بودن نیروهای وان دروالسی

۲) H_2O - H_2Te - تشکیل پیوند هیدروژنی قوی تر

۳) NH_3 - SbH_3 - تشکیل پیوند هیدروژنی

۴) SiH_4 - CH_4 - قوی تر بودن نیروهای وان دروالسی ۲

۱۶۴- کدام یک در شرایط یکسان دمای جوش بالاتری دارد؟

۱) NH_3 ۲) SbH_3 ۳) PH_3 ۴) AsH_3

موفق باشید