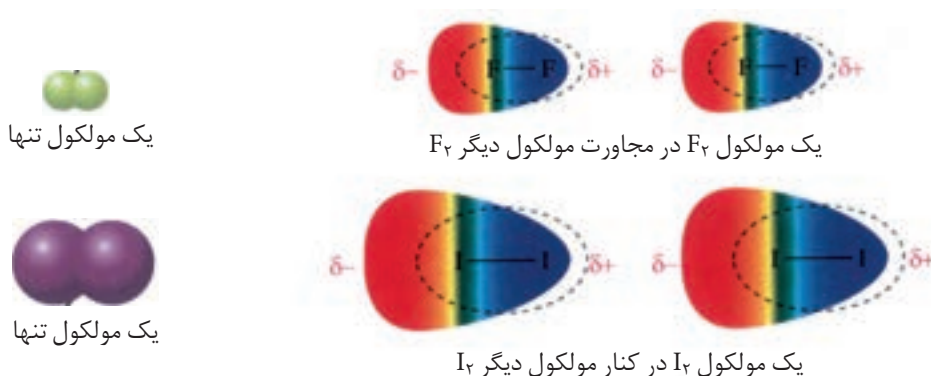


## واحد یادگیری ۹

### روش تدریس پیشنهادی: پرسش و پاسخ

توصیه می شود جمله زیر را روی تابلو بنویسید:

مولکول های ناقطبی چگونه همدیگر را می ربایند و کنار هم باقی می مانند؟ سپس تصویرهای زیر را که قبلاً چاپ و تکثیر شده است، به گروه ها نشان بدهید و از آنها بخواهید که درباره آنها هرچه می دانند، بیان کنند.



نظرهای دانش آموزان را بدون نقد کردن بر روی تابلو یادداشت کنید. سپس درستی یا نادرستی مطالب را با روش بحث و گفت و گو بررسی کنید و از آنها بخواهید به پرسش های زیر پاسخ دهند.

۱- آ، آیا این مولکول های قطبی شده می توانند مولکول های کناری خود را قطبی کنند؟

ب) منظور از القای بار الکتریکی چیست؟

پ) شکل فرضی ابر الکترونی را برای چند مولکول  $I_2$  در دو ردیف رسم کنید و جاذبه بین آنها را توجیه کنید.

ت) ارتباط مقدار بار ایجاد شده با جرم مولکول ها چیست؟

۲- نمودارهای صفحه بعد را تفسیر کنید.

### هدف های آموزشی

انتظار می رود دانش آموز

در پایان این واحد یادگیری:

۱- بانبروهای بین مولکولی

لوندون و هیدروژنی آشنا شود.

۲- اثر جرم بر نیروی

لوندون را درک کند.

۳- مهارت مقایسه و

پیش بینی نقطه ذوب و جوش

مولکول های ناقطبی را در خود

تقویت کند.

۴- نیروی هیدروژنی را به

عنوان نیروی بین مولکولی قوی

بشناسد.

۵- مهارت مقایسه نقطه

ذوب و جوش مولکول هایی با

جرم مولی یکسان اما نیروی

بین مولکولی متفاوت را کسب

کند.

### ارزشیابی تشخیصی

۱- چرا مولکول  $CH_4$  در

دمای  $100^\circ C$  - همچنان گاز

است؟

۲- آیا دو مولکول ناقطبی

می توانند همدیگر را ربایند؟

۳- سه عنصر کوچک و

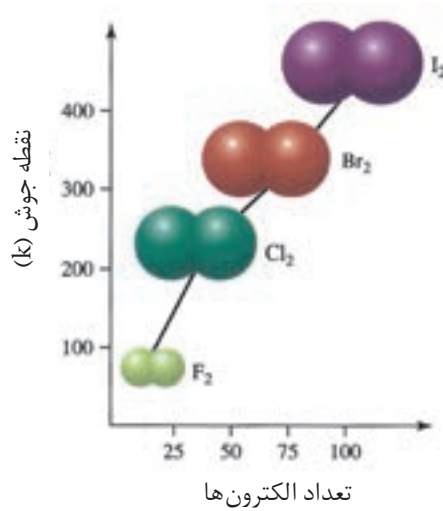
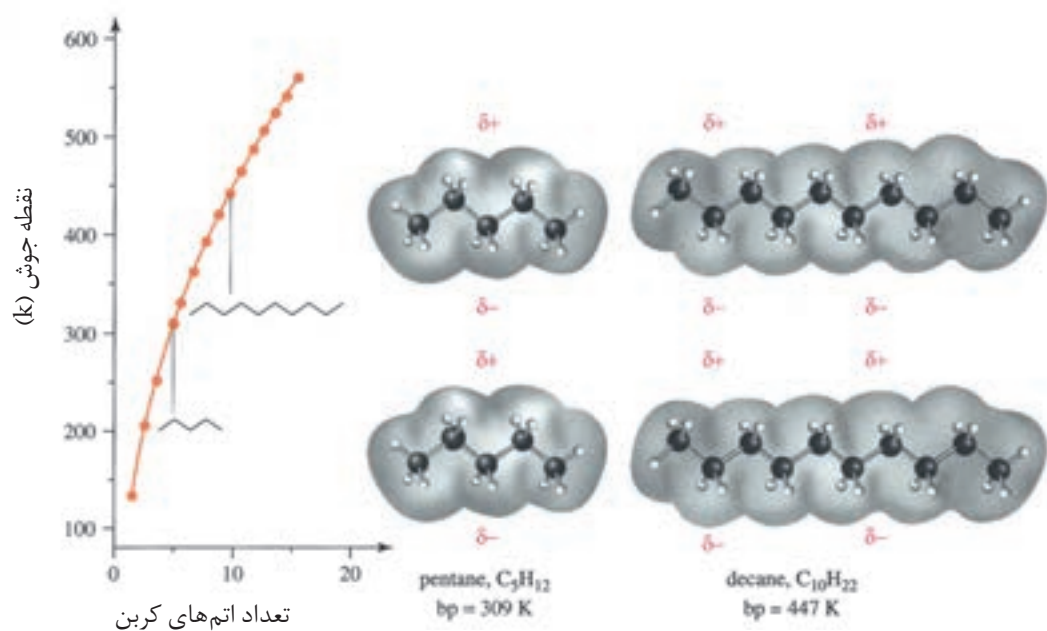
الکترون گاتیو جدول را نام

ببرید.

۴- در چه صورت ابر

الکترونی یک مولکول می تواند

نامتقارن باشد؟



سپس جدول زیر را روی تابلو رسم کنید و از دانش‌آموزان بخواهید با بررسی داده‌های جدول، نظر خود را دربارهٔ جمله‌های زیر بیان کنند.

آرایش لوویس و شکل هندسی	جرم مولی	قطبی / ناقطبی	نقطهٔ ذوب (°C)	نقطهٔ جوش (°C)	ماده
	۱۸	قطبی	۰	۱۰۰	H <sub>2</sub> O
	۵۰/۵	قطبی	-۹۷	-۲۴	CH <sub>3</sub> Cl
	۳۴	قطبی	-۸۵/۵	-۶۰	H <sub>2</sub> S
	۳۲	قطبی	۰	۶۵	CH <sub>3</sub> OH
	۳۴	قطبی	-۱۴۱	-۷۸	CH <sub>3</sub> F

۱- شکل هندسی باعث اختلاف نقطهٔ جوش H<sub>2</sub>O و H<sub>2</sub>S شده است.

۲- وجود پیوند C-H در مولکول‌های قطبی باعث بالا رفتن دمای جوش می‌شود.

۳- دمای جوش بالای آب به دلیل جرم مولی آن است.

سپس به دانش‌آموزان وقت کافی بدهید و نظر آنها را بشنوید. حال این پرسش‌ها را مطرح کنید.

۱- وجود کدام پیوند سبب بالا رفتن دمای جوش می‌شود؟

۲- نقطهٔ جوش کدام ماده بالاتر است؟ چرا؟



۳- به نظر شما چرا وجود پیوند OH در مولکول‌ها سبب قوی‌تر شدن نیروی بین

مولکولی می‌شود؟ در پایان با معرفی پیوند هیدروژنی در مولکول‌های HF، NH<sub>3</sub> و H<sub>2</sub>O

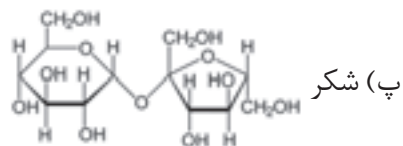
توضیح کاملی در این مورد دهید و مطلب را جمع‌بندی کنید.

## ارزشیابی پایانی

۱- در هر مورد نوع نیروی بین مولکولی را تعیین کنید.



(ت) فلوئورومتان ( $\text{CH}_3\text{F}$ )



(ج) کلروفرم ( $\text{CHCl}_3$ )

(ث) تولوئن ( $\text{C}_7\text{H}_8$ )

(ح) اتین ( $\text{C}_2\text{H}_2$ )

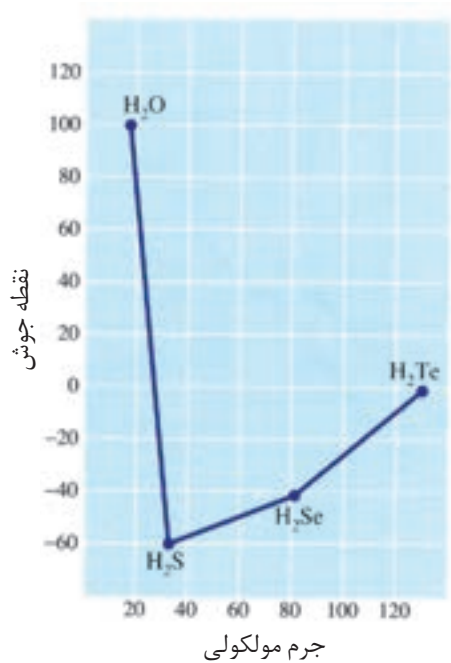
(چ) سیلیسیم تترافلوئورید ( $\text{SiF}_4$ )



## واحد یادگیری ۱۰

### روش تدریس پیشنهادی

از دانش آموزان بخواهید تا ترکیبات هیدروژن دار عناصر گروه ۱۴ را ( $\text{CH}_4$ ،  $\text{SiH}_4$ ،  $\text{GeH}_4$  و  $\text{SnH}_4$ ) را براساس نقطه جوش مرتب کنند؛ سپس از یکی از دانش آموزان علت را بپرسید.



شکل ۲۸

در ادامه نمودار نقطه جوش سه ترکیب هیدروژن دار گروه ۱۶ را روی تابلو رسم کنید و از دانش آموزان بخواهید تا درباره بالابودن نقطه جوش  $\text{H}_2\text{O}$  نسبت به دو ترکیب دیگر بحث و گفت و گو کنند و نظر خود را به کلاس ارائه دهند.

اکنون نمودار نقطه جوش ترکیبات هیدروژن دار تناوب دوم (از کربن تا فلوئور) را بر روی تابلو رسم کنید و از دانش آموزان بپرسید:

۱- چهار ترکیب  $\text{NH}_3$ ،  $\text{HF}$ ،  $\text{H}_2\text{O}$ ،

$\text{CH}_4$  به ترتیب دارای جرم های مولی ۱۸،

۲۰، ۱۷ و ۱۶ هستند. آیا  $\text{HF}$  که بیشترین جرم مولی را دارد، نقطه جوش بالاتری هم دارد؟

۲- با توجه به اینکه نیروی بین مولکولی در سه ترکیب  $\text{HF}$ ،  $\text{NH}_3$  و  $\text{H}_2\text{O}$  از نوع

پیوند هیدروژنی است، چرا دمای جوش آنها با هم تفاوت دارد؟

به دانش آموزان فرصت کافی بدهید تا درباره پرسش ها بحث و گفت و گو کنند و

سپس نظرات خود را بیان کنند. نظرات آنان را بشنوید اما قضاوتی نکنید.

اکنون به دانش آموزان یادآوری کنید که برای جوشیدن یک مایع باید تمام نیروهای

بین مولکولی شکسته شوند، یعنی باید تمام پیوندهای هیدروژنی در آب، آمونیاک و

هیدروژن فلوئورید شکسته شوند تا آنها به جوش آیند.

اکنون از دانش آموزان بخواهید درباره تعداد پیوندهای هیدروژنی در  $\text{H}_2\text{O}$  و  $\text{NH}_3$ ،

در گروه خود بحث کنند و نتیجه را به کلاس گزارش کنند.

در پایان، مطالب مربوط را جمع بندی کنید و به کمک شکل های حاشیه صفحه بعد

تعداد پیوندهای هیدروژنی آب را نشان دهید.

### هدف های آموزشی

انتظار می رود دانش آموز

در پایان این واحد یادگیری:

۱- مهارت مقایسه نیروهای

بین مولکولی را در خود تقویت کند.

۲- با تعداد پیوندهای

هیدروژنی در آب آشنا شود.

۳- پیوند هیدروژنی را از

کووالانسی تشخیص دهد.

### ارزشیابی تشخیصی

هر مولکول آب با

مولکول های کناری خود

چند پیوند هیدروژنی تشکیل

می دهد؟

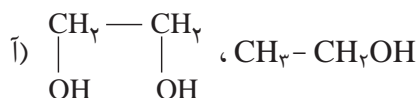
حال از دانش آموزان بپرسید:

با توجه به آنکه تعداد پیوندهای هیدروژنی در  $\text{NH}_3$  و  $\text{HF}$  برابر است؛ چرا نقطه جوش  $\text{HF}$  بالاتر است؟

پاسخ‌های دانش آموزان را بشنوید و پاسخ‌های درست را تأیید و پاسخ‌های نادرست را اصلاح کنید.

## ارزشیابی تشخیصی

۱- در هر یک از ترکیبات زیر نقطه جوش کدام ترکیب بیشتر است؟ چرا؟



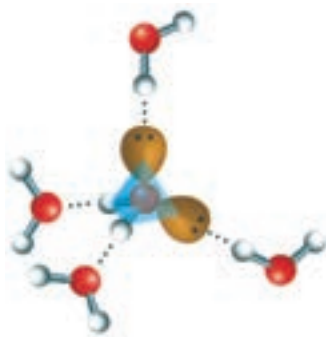
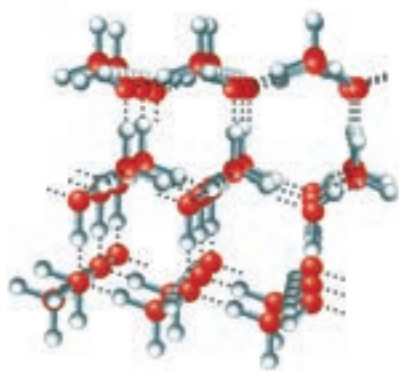
ب)  $\text{CH}_3\text{OH}$  ،  $\text{CH}_3\text{O}$

پ)  $\text{NaCl}$  ،  $\text{CH}_3\text{OH}$

۲- مولکول‌های زیر را برحسب افزایش دمای جوش مرتب کنید. دلیل خود را بنویسید.

ا)  $\text{SnH}_4$  و  $\text{GeH}_4$  ،  $\text{SiH}_4$  ،  $\text{CH}_4$

ب)  $\text{HI}$  و  $\text{HBr}$  ،  $\text{HCl}$  ،  $\text{HF}$



نمایش پیوندهای هیدروژنی در آب

## بر دانش خود بیفزایید

### ارتباط خواص مواد با قطبیت آنها

تفاوت خواص فیزیکی مواد مانند نقطه جوش، ذوب، انحلال‌پذیری، فشار بخار، آنتالپی تبخیر و ... دلیل مناسبی برای تأثیر قطبیت مواد روی خواص فیزیکی است. به داده‌های جدول‌های ۶ و ۷ دقت کنید.

جدول ۶. اثر قطبیت بر روی نقطه جوش

فرمول	نقطه جوش ( $^{\circ}\text{C}$ )	جرم مولی (g)	قطبیت
$\text{N}_2$	-۱۹۶	۲۸	ناقطبی
$\text{CO}$	-۱۹۲	۲۸	قطبی
$\text{SiH}_4$	-۱۱۲	۳۲	ناقطبی
$\text{PH}_3$	-۸۸	۳۴	قطبی
$\text{GeH}_4$	-۸۸	۷۷	ناقطبی
$\text{AsH}_3$	-۶۳	۷۸	قطبی
$\text{Br}_2$	۵۹	۱۶۰	ناقطبی
$\text{ICl}$	۹۷	۱۶۲	قطبی

جدول ۷. حالت فیزیکی برخی از مواد در دماهای مختلف

(C) نقطه جوش	(مولکولی) ناقطبی) O <sub>۲</sub>	(مولکولی) قطبی) CO	(مولکولی، شدیداً قطبی) H <sub>۲</sub> O	یونی) NaCl	(فلزی) Cu
-۲۲۰	جامد	جامد	جامد	جامد	جامد
-۲۱۸	ذوب می شود	جامد	جامد	جامد	جامد
-۱۹۹	مایع	ذوب می شود	جامد	جامد	جامد
-۱۹۲	مایع	می جوشد	جامد	جامد	جامد
-۱۸۳	می جوشد	گاز	جامد	جامد	جامد
۰	گاز	گاز	ذوب می شود	جامد	جامد
۱۰۰	گاز	گاز	می جوشد	جامد	جامد
۸۰۱	گاز	گاز	گاز	ذوب می شود	جامد
۱۰۸۳	گاز	گاز	گاز	مایع	ذوب می شود
۱۴۱۳	گاز	گاز	گاز	می جوشد	مایع
۱۶۱۰	گاز	گاز	گاز	می جوشد	مایع
۲۵۹۵	گاز	گاز	گاز	می جوشد	می جوشد
۲۶۰۰	گاز	گاز	گاز	می جوشد	گاز

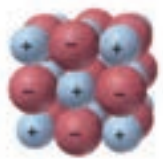








داده های جدول نشان می دهند که مولکول های ناقطبی اغلب در دمای اتاق به حالت گازی شکل بوده، در حالی که بیشتر مولکول های قطبی، مایع یا جامدند. ترکیب های یونی و فلزی در شرایط عادی همگی جامدند (به جز جیوه). این داده ها همچنین نشان می دهند که نیروی بین ذره های قطبی از ذره های ناقطبی بسیار بیشتر است. جدول زیر نشان می دهد که هرچه نیروی بین مولکولی قوی تر باشد، مولکول ها و ذره ها همدیگر را محکم تر نگه می دارند.

ماده	نیروی بین مولکولی	نقطه جوش (°C)	گرمای تبخیر (kJ.mol <sup>-۱</sup> )	فشار بخار (mmHg)
Hg (جیوه)	قوی	۳۵۷	۵۹	۰/۰۰۱۲
H <sub>۲</sub> O (آب)	↑	۱۰۰	۴۱	۱۷/۵
C <sub>۶</sub> H <sub>۶</sub> (بنزن)	↑	۸۰	۳۱	۷۵
C <sub>۴</sub> H <sub>۱۰</sub> O (دی اتیل اتر)	↑	۳۵	۲۶	۴۴۲
C <sub>۲</sub> H <sub>۶</sub> (اتان)	ضعیف	-۸۹	۱	۲۷۰۰۰

## انواع جاذبه‌های شیمیایی

اساساً بین دو ذره باردار با بار الکتریکی ناهمنام جاذبه الکتریکی برقرار می‌شود. مقدار این جاذبه با بار الکتریکی ذره‌ها نسبت مستقیم دارد و با مجذور فاصله بین آنها نسبت عکس دارد. جدول ۸، نوع و انرژی این جاذبه‌ها را نشان می‌دهد.

جدول ۸. مقایسه نیروهای بین مولکولی

مول	اساس جاذبه	انرژی ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )	مثال	
	کاتیون - آنیون	۴۰۰-۴۰۰۰	NaCl	پیوند یونی
	هسته و جفت الکترون مشترک	۱۵۰-۱۱۰۰	H-H	پیوند کووالانسی
	کاتیون‌های فلز و الکترون‌های نامستقر (آزاد)	۷۵-۱۰۰۰	Fe	پیوند فلزی
	یون و مولکول قطبی	۴۰-۶۰۰	$\text{Na}^+ \cdots \text{O} \begin{matrix} \text{H} \\ \diagup \\ \text{H} \end{matrix}$	نیروهای بین ذره‌ها یون - دو قطبی
	پیوند قطبی H با O، N و F	۱۰-۴۰	$\text{O}-\text{H} \cdots \text{O}-\text{H}$ $\text{H} \quad \quad \text{H}$	پیوند هیدروژنی
	مولکول‌های قطبی با یکدیگر	۵-۲۵	$\text{I}-\text{Cl} \cdots \text{I}-\text{Cl}$	دو قطبی - دو قطبی
	یون با مولکول ناقطبی	۳-۱۵	$\text{Fe}^{2+} \cdots \text{O}_2$	یون - دو قطبی القایی
	مولکول قطبی با ناقطبی	۲-۱۰	$\text{H}-\text{Cl} \cdots \text{Cl}-\text{Cl}$	دو قطبی - دو قطبی القایی
	مولکول ناقطبی با ناقطبی	۰.۵-۴۰	$\text{F}-\text{F} \cdots \text{F}-\text{F}$	لوندون

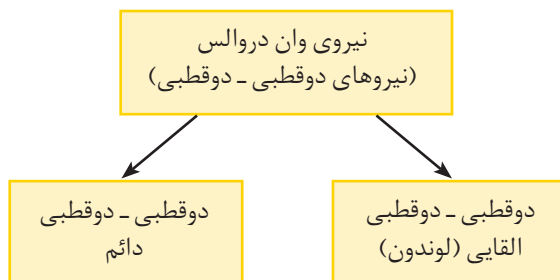
در این جا به بررسی نیروهای بین مولکولی می‌پردازیم.

## نیروهای دو قطبی - دو قطبی

وان دروالس (۱۸۳۷-۱۹۲۳، J. Van der waals) هنگام مطالعه رفتار گازها به این نکته مهم پی برد که نیروی جاذبه میان آنها روی خواص گازها اثر می‌گذارد. از این روی به بررسی نیروی بین انواع مولکول‌های قطبی پرداخت. او دریافت مولکول‌هایی که دارای

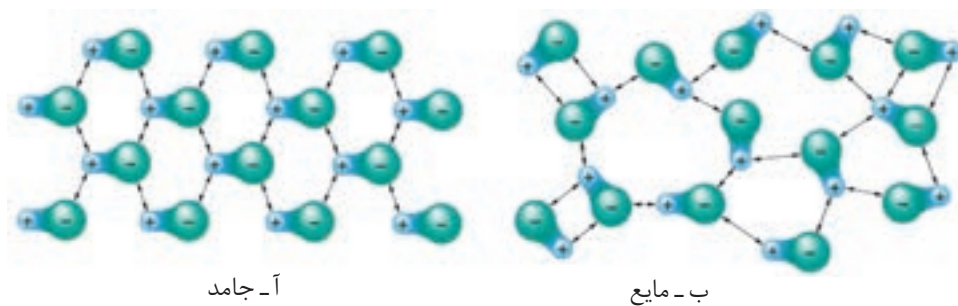


گشتاور دو قطبی دائمی اند، همدیگر را جذب می کنند. همچنین علت تغییر رفتار گازها با مولکول های ناقطبی و قطبی را به نیروی بین مولکولی نسبت داد. از این رو به افتخار وی، نیروهای بین مولکولی را نیروهای وان دروالس می نامند. چند سال بعد از وی، یک دانشمند آلمانی - آمریکایی به نام لوندون (۱۹۵۴-۱۹۰۰، Frits W. London) جاذبه بین مولکول های ناقطبی را توجیه کرد، به طوری که امروزه جاذبه بین مولکولی را به صورت زیر دسته بندی می کنند.



توجه کنید که پیوند هیدروژنی نوعی نیروی دو قطبی - دو قطبی دائم است. اما به دلیل آنکه جاذبه بین مولکول هایی که پیوند هیدروژنی دارند، بسیار قوی است، آن را در دسته ای جداگانه قرار می دهند. اطلاق کلمه پیوند صرفاً نشان دهنده قوی بودن این جاذبه بین مولکولی است.

**آ) نیروهای دوقطبی - دوقطبی دائمی:** مولکول هایی که ممان دو قطبی آنها مخالف صفر است، دارای دو سر مثبت و منفی اند و یا یک سر مولکول دارای بار جزئی مثبت و سر دیگر مولکول دارای بار جزئی منفی است. در نتیجه بین مولکول های قطبی، جاذبه های دائمی وجود دارد (شکل ۲۹). میزان جاذبه بین مولکول های قطبی به جرم مولی آنها بستگی دارد، به طوری که، هرچه جرم مولی بزرگتر باشد، نیروی بین مولکولی قوی تر است.

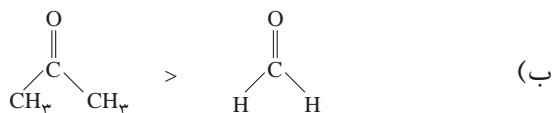


شکل ۲۹. نیروی بین مولکولی از نوع دو قطبی - دوقطبی های دائمی

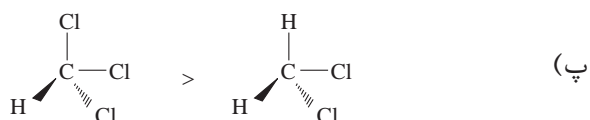
برای نمونه به مثال های زیر توجه کنید:



جرم مولی ( $\text{g.mol}^{-1}$ )	۱۲۸	۸۱	۳۶/۵
نقطه جوش ( $^{\circ}\text{C}$ )	-۳۵	-۶۶	-۸۵



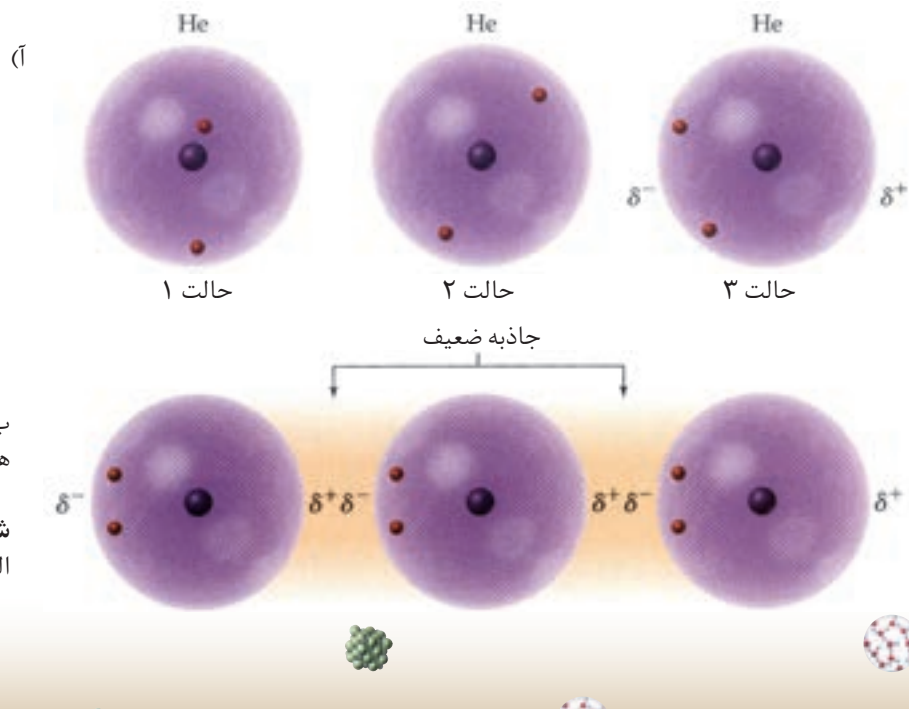
جرم مولی ( $\text{g.mol}^{-1}$ )	۵۸	۳۰
نقطه جوش ( $^{\circ}\text{C}$ )	۵۶	-۱۹/۵



جرم مولی ( $\text{g.mol}^{-1}$ )	۱۱۴/۵	۵۱/۵
نقطه جوش ( $^{\circ}\text{C}$ )	۶۱/۲	۴۰/۲

(ب) نیروهای دوقطبی - دوقطبی لحظه ای: ذره های تک اتمی مانند گازی نجیب و مولکول های ناقطبی چگونه یکدیگر را نگه می دارند؟ نیروی بین این ذره ها ناشی از دو پدیده زیر است.

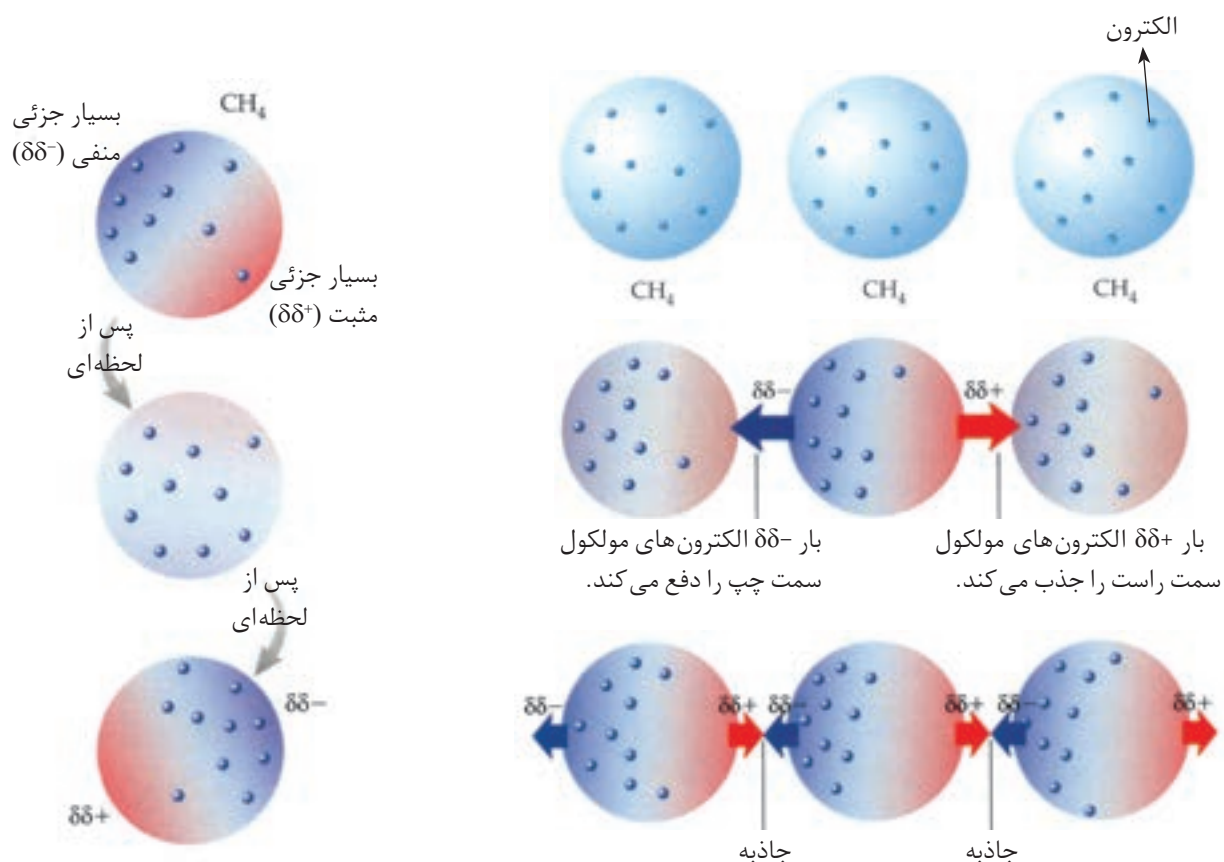
۱- پراکندگی (Dispersion): توزیع ابر الکترونی اتم ها و مولکول ها به دلایل مختلف پیوسته تغییر می کند. برای نمونه اگر بتوانیم از اتم های هلیوم در زمان های مختلف عکس بگیریم، خواهیم دید که شکل ابر الکترونی لحظه به لحظه تغییر می کند (شکل ۳۰).



(ب) توزیع ابر الکترونی در اتم هلیوم در لحظه های مختلف

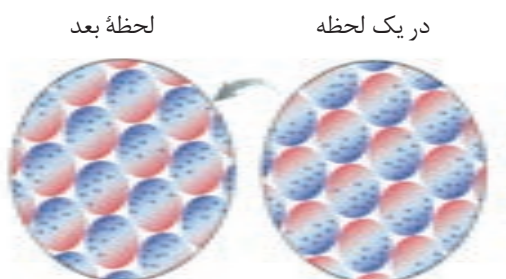
شکل ۳۰. تصویر فرضی محل الکترون ها در دو لحظه مختلف

در نتیجه تقارن توزیع الکترون‌ها هر لحظه تغییر می‌کند. این تغییر سبب ایجاد قطبیت‌های لحظه‌ای می‌شود؛ به طوری که یک لحظه ایجاد می‌شود و لحظه بعد از بین می‌رود. از آنجا که این پدیده پیوسته تکرار می‌شود، بین اتم‌های هلیوم نیز جاذبه شیمیایی وجود دارد. میزان این جاذبه نیز با افزایش جرم مولی زیاد می‌شود چرا که با افزایش جرم مولی، تعداد الکترون‌ها افزایش می‌یابد و پراکندگی بیشتری رخ می‌دهد. برای نمونه به پراکندگی الکترون‌ها در مولکول‌های متان توجه کنید (شکل ۳۱).



ب) نیروهای پراکندگی برای یک مولکول متان

آ) توزیع فرضی ابر الکترونی در مولکول متان در لحظه‌های مختلف



پ) نیروهای پراکندگی در مولکول‌های متان

شکل ۳۱

توجه داشته باشید که نیروهای پراکندگی در تمام اتم‌ها، یون‌ها و مولکول‌ها وجود دارند؛ زیرا تمام این ذره‌ها دارای الکترون‌اند. در نتیجه هرچه تعداد الکترون‌ها بیشتر باشد، نیروهای پراکندگی بزرگتر خواهد بود (جدول ۹).

جدول ۹. رابطه نقطه جوش با جرم مولی مواد آ- گازهای نجیب ب- آلکان‌ها

آ.

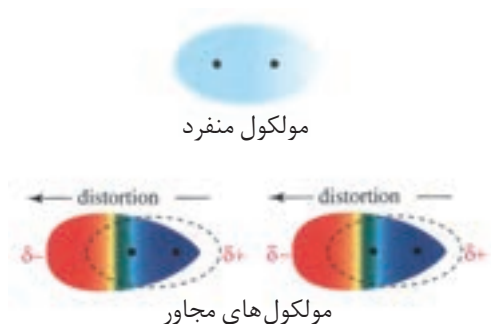
فرمول ماده	نقطه جوش (K)	تعداد الکترون‌ها	جرم مولی ( $\text{g.mol}^{-1}$ )
He	۴/۲	۲	۴
Ne	۲۷	۱۰	۲۰/۱۸
Ar	۸۷	۱۸	۳۹/۹۵
Kr	۱۲۰	۳۶	۸۳/۸۰
Xe	۱۶۵	۵۴	۱۳۱/۲۹

ب.

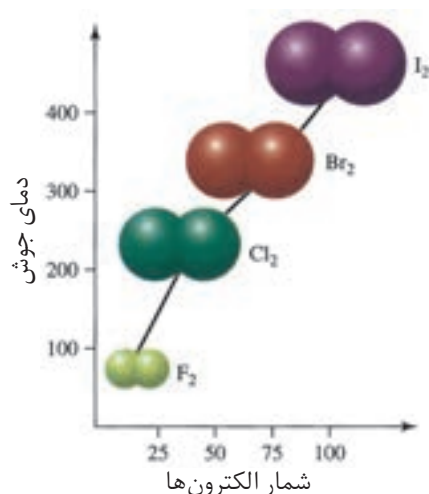
نام ماده	ایزوکان	دکان	پنتان	متان
فرمول ماده	$\text{C}_{۲۰}\text{H}_{۴۲}$	$\text{C}_{۱۰}\text{H}_{۲۲}$	$\text{C}_5\text{H}_{۱۲}$	$\text{CH}_4$
تعداد الکترون‌ها	۱۶۲	۸۲	۴۲	۱۰
جرم مولی ( $\text{g.mol}^{-1}$ )	۲۸۲	۱۴۲	۷۲	۱۶
نقطه جوش ( $^{\circ}\text{C}$ )	۳۴۲	۱۷۴	۳۶	-۱۶۰

## ۲- قطبش پذیری Polarizability: توزیع ابر الکترونی در مولکول‌های ناقطبی

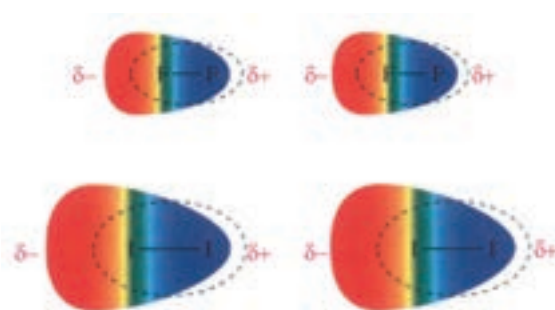
متقارن است. این ابر الکترونی هنگام برخورد مولکول‌ها و اثر هسته هر یک از مولکول‌ها بر ابر الکترونی مولکول دیگر، از حالت تقارن خارج و مولکول قطبیده می‌شود. قطب‌های لحظه‌ای ایجاد شده و این گشتاورهای دوقطبی لحظه‌ای، مولکول‌های مجاور را قطبیده می‌کند و سبب ایجاد دو قطبی‌های القائی و لحظه‌ای می‌شود. از این رو مولکول‌ها دارای اندکی بار مثبت و منفی می‌شوند و بین آنها جاذبه برقرار می‌گردد (شکل‌های ۳۲ و ۳۳).



شکل ۳۲. نمایشی از قطبش‌پذیری و ایجاد بارهای جزئی الکتریکی



شکل ۳۴. روند نقطه جوش هالوژن ها بر حسب تعداد الکترون



شکل ۳۳. مقایسه میزان قطبش پذیری مولکول های  $F_2$  با  $I_2$ .

قطبش پذیری ذره ها به جرم مولی و اندازه آنها بستگی دارد. به طوری که هر چه حجم و جرم مولکول، یون یا ذره بزرگ تر باشد، قطبش پذیری آن بیشتر است. در نتیجه:

- ۱- قطبش پذیری در یک گروه از بالا به پایین و با افزایش حجم و بزرگ تر شدن ابر الکترونی افزایش می یابد.
- ۲- در طول یک دوره از چپ به راست، قطبش پذیری کاهش می یابد؛ زیرا بار مؤثر هسته زیادتر می شود و از گسترش ابر الکترونی می کاهد.
- ۳- کاتیون ها نسبت به آنیون ها قطبش پذیری کمتری دارند.

**سؤال:** چرا در مولکول هایی که دوقطبی دائمی دارند، نیروی وان دروالس با افزایش

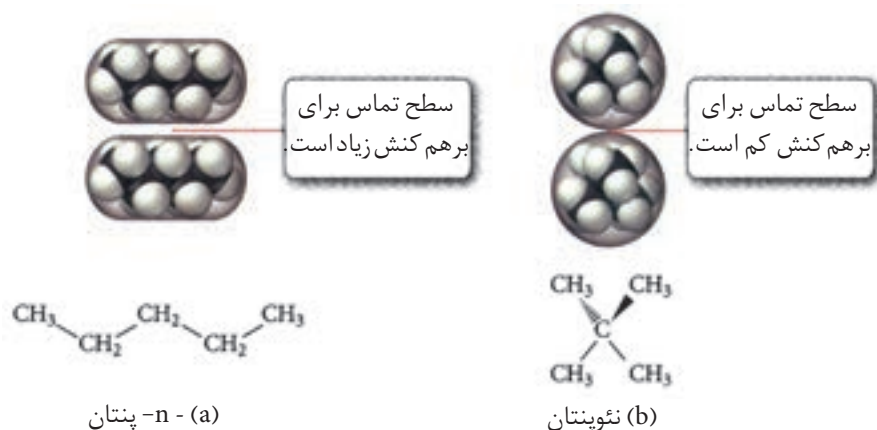
جرم افزایش می یابد و به میزان قطبیت بستگی ندارد؟

توجه داشته باشید که تنها نیروی موجود میان ذره های ناقطبی، نیروهای پراکندگی است، اما نیروهای پراکندگی میان تمام ذره های قطبی و ناقطبی وجود دارند؛ به طوری که سهم نیروهای پراکندگی از جاذبه های بین مولکولی وان دروالس (دوقطبی - دوقطبی دائمی) بیشتر است. در حقیقت، فقط در مولکول هایی که پیوند هیدروژنی دارند، سهم نیروی بین مولکولی پراکندگی کمتر است. برای نمونه در مولکول  $HCl$ ، ۸۵ درصد نیروی بین مولکولی ناشی از نیروهای پراکندگی و ۱۵ درصد ناشی از نیروهای دوقطبی - دوقطبی دائمی است. در حالی که در آب ۷۵ درصد کل جاذبه ناشی از پیوند هیدروژنی

و ۲۵ درصد باقی مانده، به طور عمده ناشی از نیروهای پراکندگی است.

در نتیجه می توان گفت: نیروهای لوندون و وان دروالس با افزایش جرم مولی، افزایش می یابد.

**سؤال:** چرا در میان مولکول های آلکان ها که نیروهای وان دروالس حاکم است، با افزایش شاخه های فرعی نیروی بین مولکولی کاهش می یابد؟  
به شکل زیر دقت کنید. در اثر شاخه دار شدن آلکان ها، سطح برهم کنش بین مولکول ها کاهش می یابد. از این رو کل نیروی بین مولکولی که سبب می شود مولکول ها همدیگر را بربایند، نیز کاهش می یابد.



شکل ۳۵. نمایش نحوه برهم کنش نیروهای بین مولکولی در آلکان ها

**سؤال:** با توجه به داده های جدول زیر چه نتیجه ای می توان گرفت؟

نام ماده	فرمول ماده	نقطه جوش (°C)	جرم مولی (g.mol <sup>-1</sup> )	ممان دوقطبی (D)
فلوئور متان	CH <sub>3</sub> F	-۷۸	۳۴	۱/۸۱
متانول	CH <sub>3</sub> OH	۶۵	۳۲	۱/۷

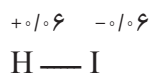
بررسی این داده ها نشان می دهد علیرغم این که ممان دوقطبی CH<sub>3</sub>F و جرم مولی آن از متانول بیشتر است اما نیروی بین مولکولی آن بسیار کمتر از متانول است. بنابراین نیروی بین مولکولی متانول از نوع وان دروالس نیست. نیروی بین مولکولی متانول چیست؟

## پیوند هیدروژنی

پیوند هیدروژنی نوعی جاذبه بین مولکولی قوی است که معمولاً میان اتم H متصل به سه اتم کوچک و الکترونگاتیو O، N و F از یک مولکول، با این سه اتم کوچک از مولکول دیگر برقرار می‌شود. از آنجا که این جاذبه از انواع نیروهای بین مولکولی قوی‌تر است، از آن به عنوان یک پیوند یاد می‌شود. در واقع، واژه پیوند تنها برای تأکید بر قوی بودن این نیروی بین مولکولی است؛ چنان که این جاذبه، از پیوند کووالانسی و یونی ضعیف‌تر است! به دیگر سخن، نیروی بین مولکولی هیدروژنی، یک جاذبه الکتریکی یا برهم کنش اوربیتالی میان اوربیتال نیمه پر از اتم  $H^{\delta+}$ ، با اوربیتال شامل جفت الکترون آزاد از سه اتم الکترونگاتیو O، N یا F است.

در ادامه، برای درک این واقعیت که تنها همین سه اتم در تشکیل پیوند یاد شده سهم بسزایی دارند، اندازه قطبیت پیوند هیدروژن با اتم‌های گوناگون را بررسی می‌کنیم.

جدول ۱، ویژگی‌های چند پیوند را نشان می‌دهد. بنابر داده‌های این جدول، پیوند H-F در مولکول هیدروژن فلوئورید، به شدت قطبی است؛ چنان که، اتم H دارای  $0.41$  بار مثبت بوده، همین مقدار بار منفی روی اتم F وجود دارد. برای پیوندهای دیگر، مقدار بارها به این قرار است:



به کمک رابطه ۱، می‌توان مقدار بار مثبت یا منفی روی هر یک از اتم‌های درگیر در یک پیوند را به دست آورد که در آن،  $\mu_{\text{نظری}}$  گشتاور دو قطبی با واحد دِبی، Q بار روی اتم‌ها و r فاصله میان دو اتم بر حسب متر است.

$$\mu_{\text{نظری}} = Q \cdot r \quad (1)$$

نخست، برای محاسبه  $\mu_{\text{نظری}}$  باید فرض کنیم که پیوند،  $100\%$  درصد یونی است. پس هر اتم، ۱ مول بار دارد؛ یعنی  $C = 1.6 \times 10^{19}$ . برای نمونه، برای پیوند H-F می‌توان

چنین نوشت:

$$\mu_{\text{نظری}} = 1/6 \times 10^{-19} \text{C} \times 0.917 \times 10^{-1} \text{m}$$

$$= 1/468 \times 10^{-30} \text{C.m}$$

اکنون با استفاده از رابطه ۲، درصد یونی پیوند را به دست می آوریم.

$$\text{درصد یونی پیوند} = \frac{\mu_{\text{تجربی}}}{\mu_{\text{نظری}}} \times 100 \quad (2)$$

$$\text{درصد یونی پیوند در H-F} = \frac{1/82 \times 3/34 \times 10^{-30} \text{C.m}}{1/468 \times 10^{-30} \text{C.m}} \times 100 = 41/4\%$$

پس در پیوند H-F، ۴۱٪ انتقال بار وجود دارد و در نتیجه، ۴۱٪ بار مثبت به روی

H ایجاد شده است.

اتم H متصل به سه اتم O، N و F به شدت با کمبود الکترون روبه روست و از بار مثبت چشمگیری برخوردار است. این در حالی است که اتم H متصل به اتم هایی همچون، I، Br، Cl، S، C و ... بار مثبت بسیار کمتری دارد. این امر، واقعیت قوی بودن جاذبه میان اتم H متصل به O، N یا F را با هر یک از این اتم ها در مولکول دیگر توجیه می کند. برای تأکید بر این واقعیت که اتم های O، N و F در تشکیل پیوند هیدروژنی نقش کلیدی دارند، می توان از نمونه های زیر بهره گرفت (جدول ۱۰).

جدول ۱۰. ویژگی های چند پیوند کووالانسی

نوع پیوند	مقدار $\delta^+$ روی اتم H	درصد یونی	گشتاور دوقطبی (D)	طول پیوند (A)
F-H	۰/۴۱	۴۱/۴	۱/۸۲	۰/۹۱۷
O-H	۰/۳۷	۳۷/۳	۱/۶۵	۰/۹۶
N-H	۰/۳	۳۰	۱/۳۹	۱/۰۱
Cl-H	۰/۱۸	۱۸	۱/۱۱	۱/۲۷
Br-H	۰/۱۲	۱۲	۰/۸	۱/۴۱
I-H	۰/۰۶	۶	۰/۴	۱/۶۱
C-H	۰/۰۸	۸	۰/۴	۱/۰۹

**نمونه ۱:** انحلال پذیری  $\text{H}_2\text{S}$  و  $\text{NH}_3$  در  $100 \text{ g}$  آب، به ترتیب برابر با ۳۵٪ و ۴۷ گرم است. گفتنی است که انحلال این دو ماده در آب، از نوع یونی-مولکولی و مشابه یکدیگر است.



برای توجیه این اختلاف بسیار زیاد، جاذبه بین مولکولی  $\text{H}_2\text{S}$  و  $\text{NH}_3$  را با آب بررسی می‌کنیم.  $\text{NH}_3$  با آب، پیوند هیدروژنی تشکیل می‌دهد و در نتیجه برقرار شدن یک جاذبه قوی در آب حل می‌شود. از سوی دیگر، کم بودن انحلال پذیری  $\text{H}_2\text{S}$  بیانگر این است که مولکول‌های این ماده، با آن که از جفت الکترون آزاد و اتم  $\text{H}$  برخوردارند، نتوانسته‌اند با مولکول‌های آب جاذبه‌ای قوی پیدا کنند.

**نمونه ۲:** در جدول ۱۱، انحلال پذیری چهار ترکیب آلی داده شده است.

چنان که مشاهده می‌شود، اتیل آمین و اتانول به خوبی در آب حل می‌شوند. درواقع مولکول‌های هر دوی این مواد با مولکول‌های آب، پیوند هیدروژنی برقرار می‌کنند. اما مولکول‌های ۱، ۲- دی کلرواتان و ۱، ۲- اتان دی تیول با آنکه اتم‌های  $\text{Cl}$  و  $\text{S}$ ، جفت الکترون آزاد دارند، تنها موفق به برقراری جاذبه‌ای ضعیف با مولکول‌های آب شده‌اند.

جدول ۱۱. انحلال پذیری برخی مواد

ماده شیمیایی	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_3 \\   \quad   \\ \text{SH} \quad \text{SH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_3 \\   \quad   \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$
انحلال پذیری ( $\text{g H}_2\text{O} / 100 \text{ g}$ )	بسیار زیاد	بسیار کم	$0.87^\circ$	بسیار زیاد

**نمونه ۳:** تجربه نشان می‌دهد که میان مولکول‌های استون و کلروفرم، پیوند هیدروژنی برقرار می‌شود.

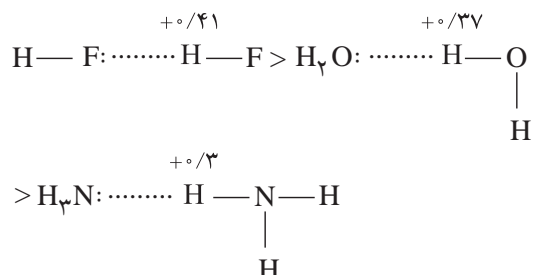


بنابراین انتظار می‌رود که یکی از اتم‌های  $\text{H}$  - که به اندازه کافی دارای بار مثبت است، با اتم الکترون‌گاتیو موجود در این مولکول‌ها چنین پیوندی تشکیل داده باشد. در کلروفرم، وجود سه اتم الکترون‌گاتیو  $\text{Cl}$  سبب ایجاد بار مثبت چشمگیر در اتم  $\text{H}$  می‌شود؛ به گونه‌ای که کلروفرم در استون حل می‌شود و آزوتروپ منفی تشکیل می‌دهد.

**نمونه ۴:** مقایسه یک پیوند هیدروژنی در  $\text{HF}$ ،  $\text{H}_2\text{O}$  و  $\text{NH}_3$

بنا به یافته‌ها، هرچه مقدار بار مثبت روی اتم  $\text{H}$  متصل به  $\text{O}$ ،  $\text{N}$  و  $\text{F}$  بیشتر باشد، برهم کنش اوربیتالی میان اتم  $\text{H}$  و اتم‌های الکترون‌گاتیو یاد شده بیشتر و جاذبه هیدروژنی

قوی‌تری برقرار می‌شود. بنابراین، قدرت پیوند هیدروژنی در  $\text{HF}$ ،  $\text{H}_2\text{O}$  و  $\text{NH}_3$  نسبت به یکدیگر از چنین ترتیبی پیروی می‌کند:



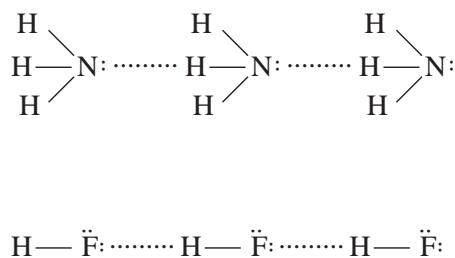
یادآوری می‌شود که این ترتیب تنها برای زمانی است که تنها یکی از پیوندها در نظر گرفته شود.

از آنچه گفته شد، چنین برمی‌آید که یکی از شرایط ضروری برای تشکیل پیوند هیدروژنی این است که اتم هیدروژن، دست کم دارای  $3^\circ$  بار مثبت جزئی باشد. از آنجا که بنا به داده‌های جدول ۱، مقدار بار موجود روی اتم H متصل به C تنها برابر با  $0.08^\circ$  است، پس پیوند C-H نمی‌تواند در تشکیل پیوند هیدروژنی شرکت کند.

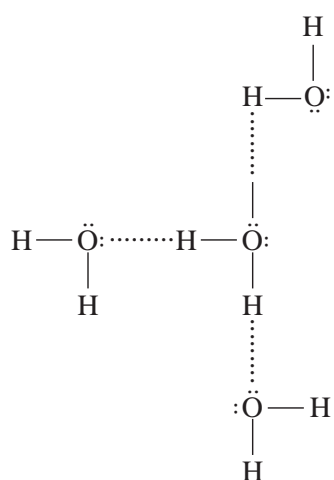
**نمونه ۵:** پیوند هیدروژنی در آب قوی‌تر از هیدروژن فلئورید و آمونیاک است.

نقطه جوش سه ماده یاد شده در فشار ۱ atm به این قرار است. آب  $100^\circ\text{C}$ ، هیدروژن فلئورید  $2^\circ\text{C}$  و آمونیاک  $-33^\circ\text{C}$ .

این، در حالی است که دیدیم یک پیوند هیدروژنی در HF از آب و یک پیوند هیدروژنی در آب از آمونیاک، قوی‌تر است. برای توجیه این واقعیت باید به ساختار مولکولی این مواد توجه کنیم. هر مولکول  $\text{NH}_3$  می‌تواند با مولکول‌های همسایه خود دو پیوند هیدروژنی برقرار کند:



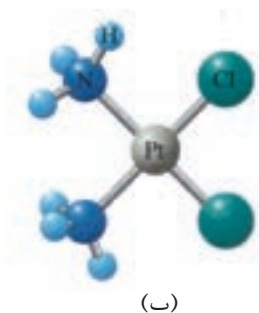
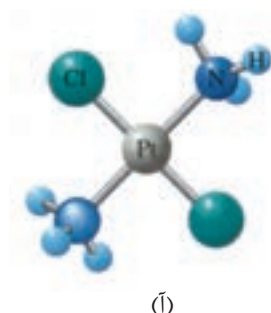
در مولکول HF نیز همین شرایط وجود دارد؛ اما هر مولکول آب، می‌تواند چهار پیوند هیدروژنی با مولکول‌های اطراف خود تشکیل دهد.



پس تعداد پیوندهای هیدروژنی در آب بیشتر از دو ماده دیگر بوده، در مجموع، اثر و قدرت پیوند هیدروژنی در آب بیشتر است. در واقع، برای جوشیدن یک ماده باید همه نیروهای بین مولکولی در آن شکسته شود. از این رو، انرژی لازم برای شکستن پیوندهای بین مولکولی در آب، از HF و  $\text{NH}_3$  بیشتر است.

## خودارزشیابی

۱- ترکیبی به فرمول  $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$  دارای دو ساختار مربعی مسطح است.



آ) این دو ترکیب چه رابطه‌ای با یکدیگر دارند؟ چرا؟  
 ب) گشتاور دو قطبی در کدام یک مخالف صفر است؟ چرا؟

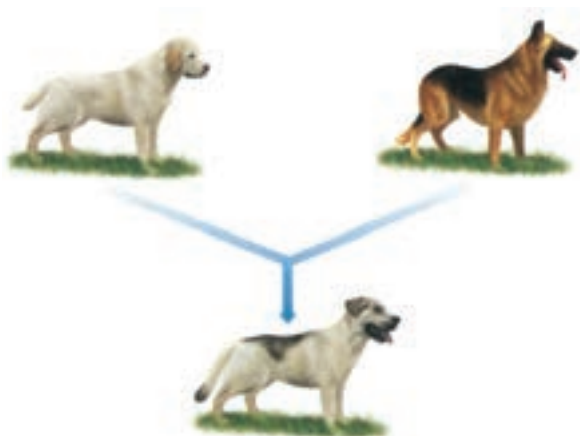


۲- اگر گرمای داد و ستد شده میان یخ و محیط پیرامون ناچیز باشد، با گذشت زمان چه رخ می‌دهد؟ چرا؟

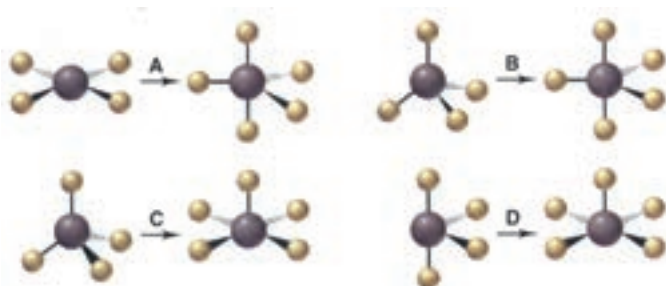
\* این مطالب در مجله رشد شماره ۹۲ به چاپ رسیده است.

\* ادامه این مطلب را می‌توانید در مجله رشد شماره ۹۳ مطالعه کنید.

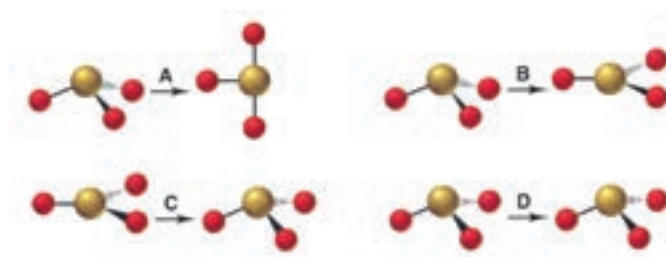
\* ترکیب ب، سیس پلاتین نامیده می‌شود که برای درمان سرطان به کار می‌رود.



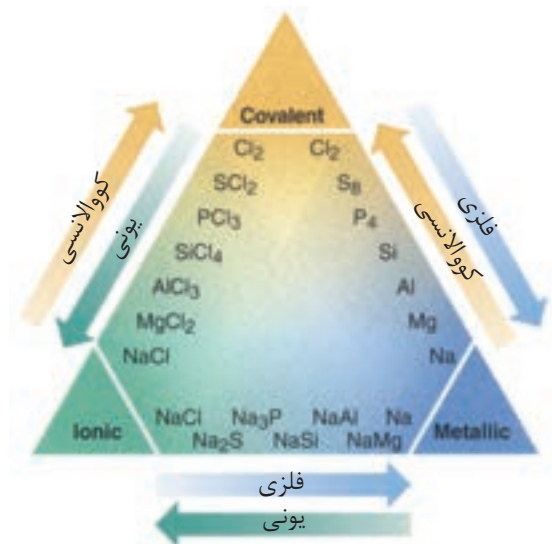
۳- نخست شکل روبه‌رو  
را تفسیر کنید، سپس یک مثال  
شیمیایی هم ارز با آن بیاورید.



۴- کدام روند  
تغییر شکل را در واکنش  
 $\text{SiF}_4(\text{g}) + \text{F}^-(\text{g}) \rightarrow \text{SiF}_6^-(\text{g})$   
درست نشان می‌دهد؟



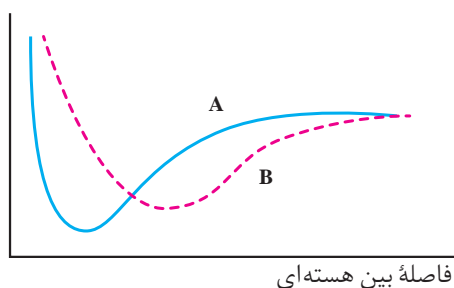
۵- کدام روند تغییر شکل  
را درست نشان  
می‌دهد؟ چرا؟



۶- شکل روبه‌رو را تفسیر  
کنید.

۷- به کمک نمودار به پرسش‌ها پاسخ دهید:

انرژی پتانسیل



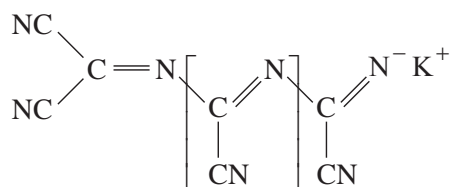
آ) هر یک از منحنی‌های A و B، روند تشکیل پیوند در کدام مولکول‌ها را نشان می‌دهد ( $I_2$  و  $Br_2$ )؟ چرا؟  
 ب) بر پایه انرژی پتانسیل کدام مولکول پایدارتر است؟ چرا؟

۸- اگر گشتاور دو قطبی در NaF برابر با  $D \ 6/33$  باشد، آ) درصد خصلت یونی پیوند را گزارش کنید. فاصله میان هسته‌های  $Li^+$  و  $F^-$  در بلور LiF برابر با  $209 \text{ pm}$  است.  
 ب) اگر گشتاور دو قطبی Cl-F برابر با  $D \ 0/88$  باشد، طول پیوند آن را بر حسب pm گزارش کنید.

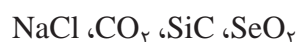
۹- در کدام گونه‌های زیر، نیتروژن، عدد اکسایش مثبت دارد؟ دور آنها خط بکشید.



۱۰- در ترکیب زیر، تعداد اتم‌هایی را که آرایش سطح مثلثی دارند، مشخص کنید.



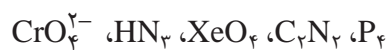
۱۱- اگر جامد سفیدرنگ و نامحلول در آب در  $300^\circ\text{C}$  فرازش (تصعید) یابد و در حالت جامد رسانای جریان برق نباشد، کدام یک را انتخاب می‌کنید؟ توضیح دهید.



۱۲- هر یک از ذره‌های زیر برای هشت‌تایی شدن، به کاتیون تبدیل می‌شوند یا آنیون؟ توضیح دهید.



۱۳- ساختار لوویس هر یک از گونه‌های زیر را رسم کنید، سپس بر پایه VSEPR شکل هندسی هر یک را پیش‌بینی کنید و حدود زاویه پیوندی را حدس بزنید.



۱۴- در گونه‌های زیر، دور‌آنهایی که شکل هندسی چهاروجهی منتظم دارند، خط بکشید.



۱۵- عدد اکسایش نیتروژن و نیکل را در  $[\text{NF}_4]_2[\text{NiF}_6]$  مشخص کنید.

