Machine Translated by Google

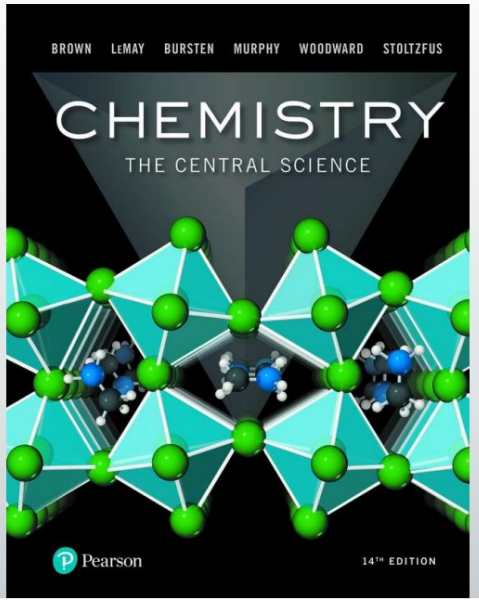
Chapter 8

Basic Concepts of Chemical Bonding

Dr. Morad Mustafa

Department of Pharmacy

Al-Zaytoonah University of Jordan



Machine Translated by Google

8.1رموز لويس وقاعدة الثمانية

يتكون رمز لويس للعنصر من الرمز الكيميائي للعنصر بالإضافة إلى نقطة لكل إلكترون تكافؤ. توضع النقاط على الجوانب الأربعة للرمز، وكل جانب

يمكن أن تستوعب ما يصل إلى إلكترونين.

Group	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Element	**Li**	**Be**	**B**	**C**	**N**	**O**	**F**	**Ne**
Electron Configuration	$[He]2s^1$	$[He]2s^2$	$[He]2s^2 2p^1$	$[He]2s^2 2p^2$	$[He]2s^2 2p^3$	$[He]2s^2 2p^4$	$[He]2s^2 2p^5$	$[He]2s^2 2p^6$
Lewis Symbol	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N:	:O:	·F:	:Ne:
	Na	**Mg**	**Al**	**Si**	**P**	**S**	**Cl**	**Ar**
	$[Ne]3s^1$	$[Ne]3s^2$	$[Ne]3s^2 3p^1$	$[Ne]3s^2 3p^2$	$[Ne]3s^2 3p^3$	$[Ne]3s^2 3p^4$	$[Ne]3s^2 3p^5$	$[Ne]3s^2 3p^6$
	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P:	:S:	·Cl:	:Ar:

Machine Translated by Google

8.1رموز لويس وقاعدة الثمانية

قاعدة الثمانية

- غالبًا ما تكتسب الذرات الإلكترونات أو تفقدها أو تشاركها للحصول على نفس عدد الإلكترونات الموجودة في الغاز النبيل الأقرب إليها في الجدول الدوري.

- قاعدة الثمانية: تميل الذرات إلى اكتساب أو فقدان أو مشاركة الإلكترونات حتى تصبح محاطة بثمانية إلكترونات تكافؤ.

Machine Translated by Google

8.2الرابطة الأيونية

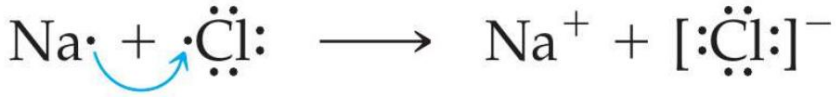
ضع في اعتبارك التفاعل الطارد للحرارة التالي لتكوين المركب الأيوني :NaCl

$$\mathrm{Na}(s) + \tfrac{1}{2}\,\mathrm{Cl_2}(g) \longrightarrow \mathrm{NaCl}(s) \qquad \Delta H_f^\circ = -410.9\ \mathrm{kJ}$$

يشير تكوين +Naمن –Clو Naمن Cl2إلى أن ذرة الصوديوم فقدت إلكترونًا واكتسبته ذرة الكلور.

ذرة.

باستخدام رموز نقاط الإلكترون لويس، يمكننا تمثيل هذا التفاعل على النحو التالي:



Machine Translated by Google

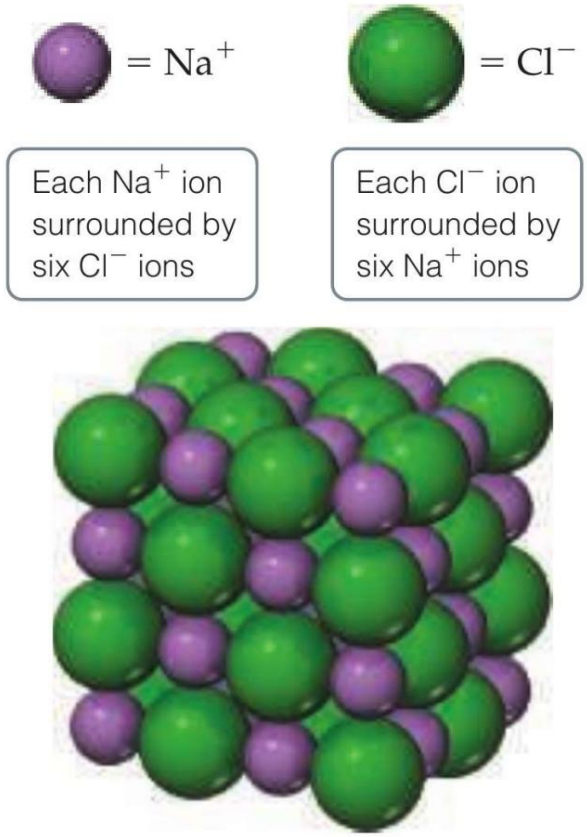
8.2الرابطة الأيونية

طاقة تكوين الرابطة الأيونية ما العوامل التي تؤدي إلى تكوين الرابطة الأيونية؟

المركبات طاردة للحرارة؟

السبب الرئيسي وراء استقرار المركبات الأيونية هو التجاذب بين الأيونات ذات الشحنات المعاكسة.

يؤدي هذا الجذب إلى جذب الأيونات معًا، مما يؤدي إلى إطلاق الطاقة وتسبب العديد من الأيونات في تشكيل مجموعة صلبة أو شبكة.



▲ **Figure 8.4** The crystal structure of sodium chloride.

Machine Translated by Google

8.2الرابطة الأيونية

يتم تحديد مقياس مقدار الاستقرار الناتج عن ترتيب الأيونات المشحونة بشكل معاكس في مادة صلبة أيونية من خلال طاقة الشبكة، وهي الطاقة المطلوبة لفصل مول واحد من مركب أيوني صلب إلى أيوناته الغازية تمامًا.

$$\mathrm{NaCl}(s) \longrightarrow \mathrm{Na}^{+}(g) + \mathrm{Cl}^{-}(g) \qquad \Delta H_{\text{lattice}} = +788\ \mathrm{kJ/mol}$$

العملية العكسية، وهي اتحاد Cl– (g) وNa+ (g) لتكوين NaCl(s)، هي عملية طاردة للحرارة بدرجة كبيرة.

تعتمد كمية طاقة الشبكة للمادة الصلبة الأيونية على شحنات الأيونات، وأحجامها، وترتيبها في المادة الصلبة.

Machine Translated by Google

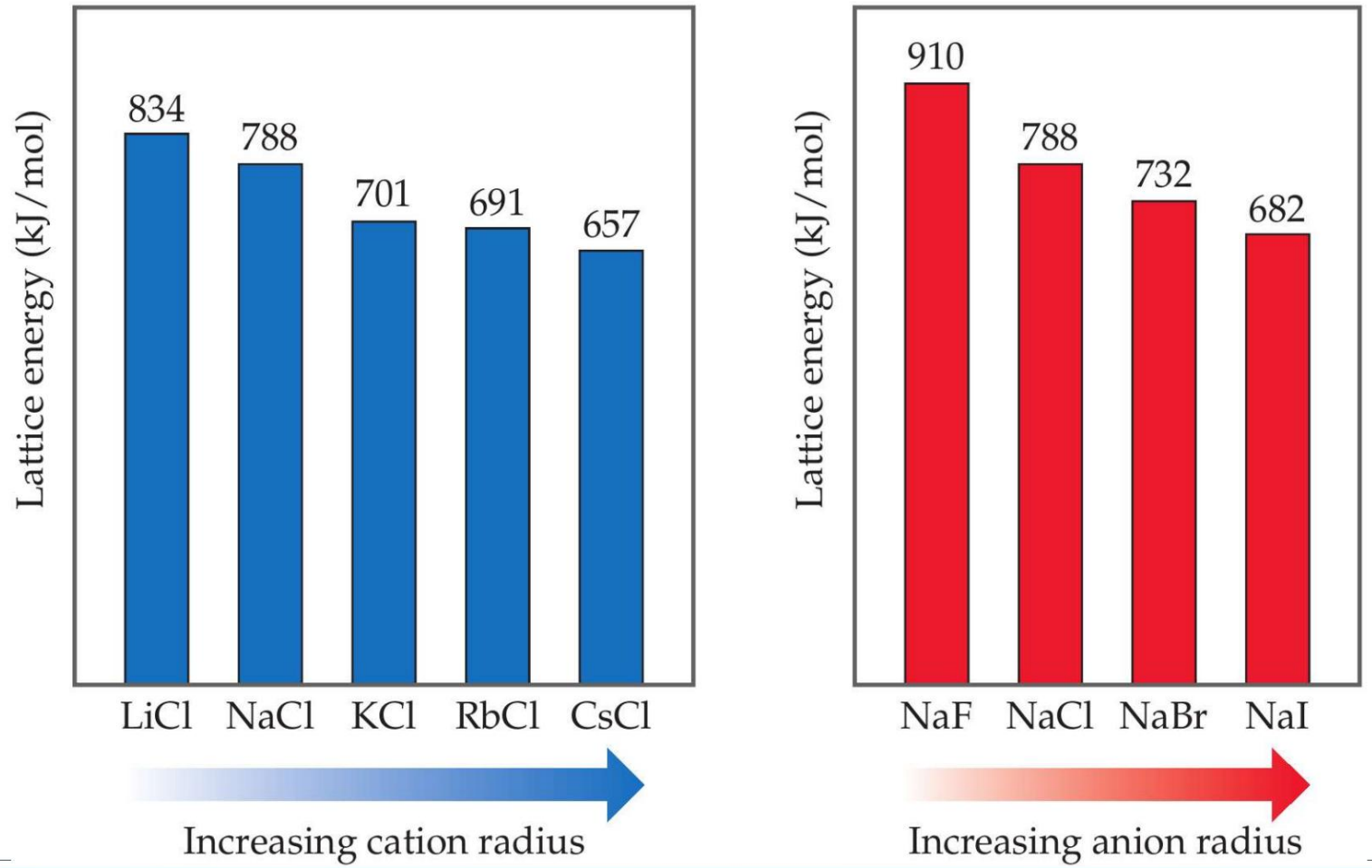
8.2الرابطة الأيونية

$$E_{\mathrm{el}} = \frac{\kappa Q_1 Q_2}{d}$$

في هذه المعادلة، Q1 وQ2 هما الشحنات على الجسيمات بوحدة كولومب، مع إشارتيهما؛ d هي المسافة بين مركزيهما بوحدة المتر؛ وهو ثابت. وبالتالي، بالنسبة لترتيب معين من الأيونات، تزداد طاقة الشبكة مع زيادة الشحنات على الأيونات κ ومع انخفاض أقطارها.

Machine Translated by Google

8.2الرابطة الأيونية



Machine Translated by Google

تمرين نموذجي 8.1

رتب المركبات الأيونية CsIو NaFوOaC حسب تزايد طاقة الشبكة.

نتوقع أن تكون طاقة الشبكة لـ CaO، الذي يحتوي على أيونات +2و2– ،
الأعظم من الثلاثة.

نظرًا لأن الحجم الأيوني يزداد كلما انتقلنا إلى أسفل مجموعة في الجدول الدوري، فإن المسافة بين أيونات +Naو –Fفي NaFأقل من المسافة بين أيونات +Csو –Iفي CsI.

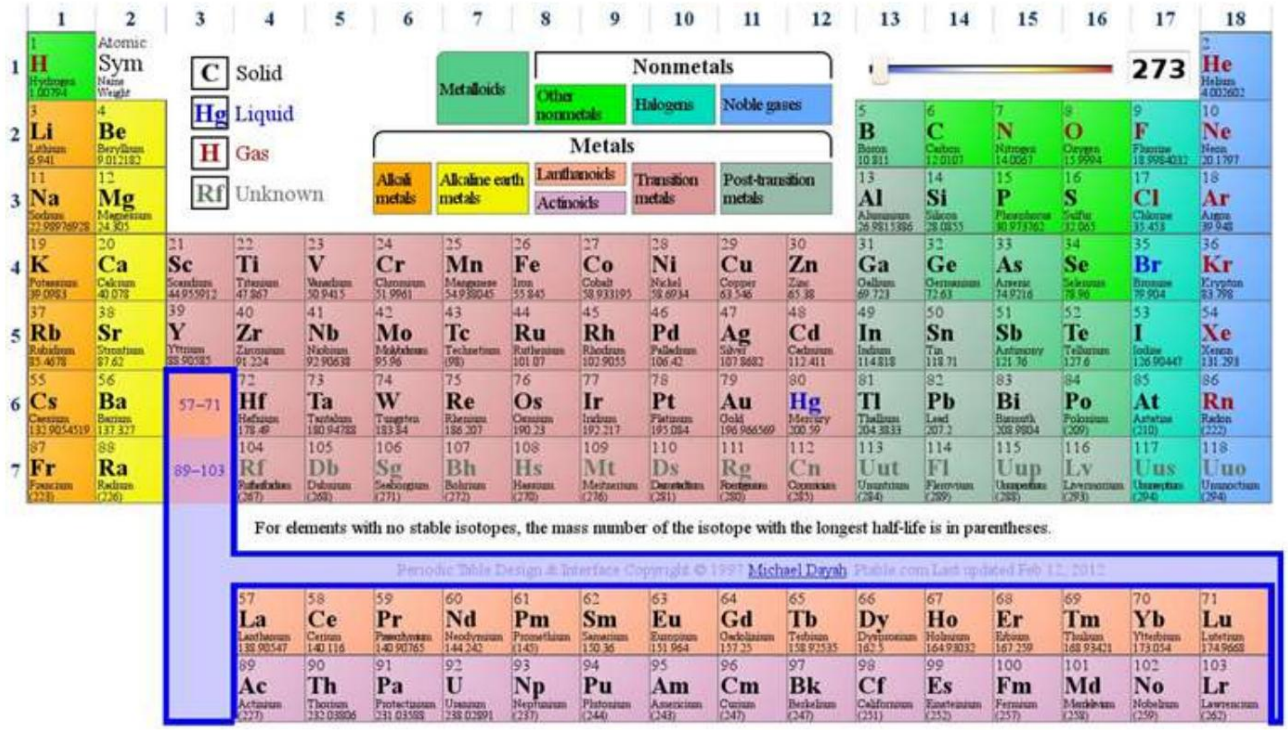
يجب أن تكون طاقة الشبكة لـ NaFأكبر من طاقة CsI. CsI < NaF < CaO .CsI

Machine Translated by Google

تمرين نموذجي :8.1تمرين عملي 1

رتب المركبات الأيونية ScN، CsI، MgO، NaClحسب تزايد طاقة الشبكة.

- CsI < NaCl < MgO < ScN



Machine Translated by Google

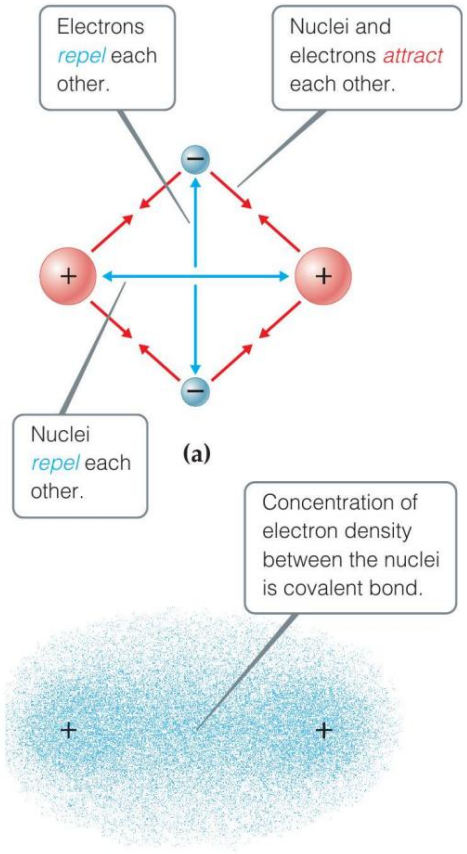
8.3الرابطة التساهمية

- رابطة كيميائية تتكون من مشاركة زوج من الإلكترونات عبارة عن رابطة تساهمية.

- بما أن جزيء الهيدروجين، ، H2مستقر، فإننا نعلم أن القوى الجاذبة يجب أن تتغلب على القوى التنافرية.

هياكل لويس

$$H\cdot + \cdot H \longrightarrow H:H$$



▲ Figure 8.7 The covalent bond in H_2.

Machine Translated by Google

8.3الرابطة التساهمية

الهياكل الموضحة هنا لـ 2lCوH2 هي هياكل لويس، أو هياكل لويس النقطية.

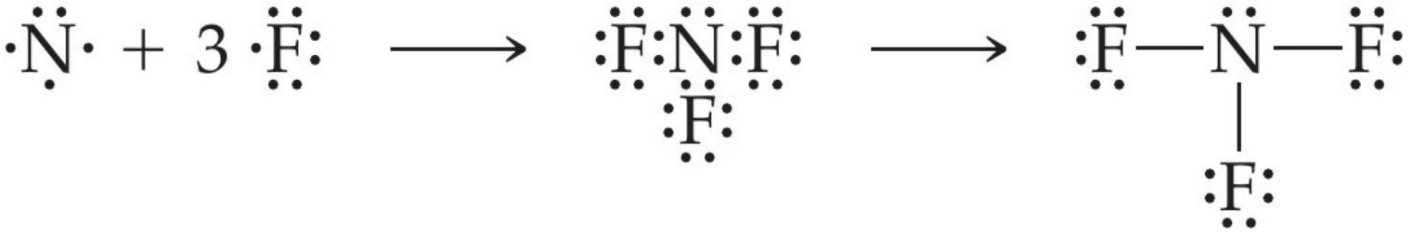
الاتفاقية الأكثر شيوعًا هي إظهار كل زوج من الإلكترونات المشتركة أو زوج الرابطة كخط وأي أزواج إلكترون غير مشتركة (وتسمى أيضًا أزواج وحيدة أو أزواج غير رابطة) كنقط.

بالنسبة للافلزات، فإن عدد الإلكترونات التكافؤية في الذرة المحايدة هو نفس رقم المجموعة.

Machine Translated by Google

تمرين نموذجي 8.3

توقع صيغة المركب الثنائي المستقر الناتج عن تفاعل النيتروجين مع الفلور وارسم تركيب لويس الخاص به.



Machine Translated by Google

8.3الرابطة التساهمية

سندات متعددة

- يشكل زوج الإلكترونات المشترك رابطة تساهمية واحدة، وعادةً ما تكون يشار إليها ببساطة باسم الرابطة الفردية.
- عندما يتم تقاسم زوجين من الإلكترونات بين ذرتين، يتم رسم خطين تم رسمها في بنية لويس، وتمثل الرابطة المزدوجة.

- الرابطة الثلاثية تتوافق مع مشاركة ثلاثة أزواج من الإلكترونات.

Machine Translated by Google

8.4قطبية الرابطة والسالبية الكهربية

- قطبية الرابطة هي مقياس لمدى تساوي أو عدم تساوي
تتم مشاركة الإلكترونات في أي رابطة تساهمية.
- الرابطة التساهمية غير القطبية هي الرابطة التي تتشارك فيها الإلكترونات
على نحو متساوٍ، كما هو الحال في Cl2و . N2
- في الرابطة التساهمية القطبية، تمارس إحدى الذرات جاذبية أكبر لإلكترونات الرابطة من الأخرى. إذا كان
الفرق في القدرة النسبية على جذب الإلكترونات كبيرًا بما يكفي، تتشكل رابطة أيونية.

Machine Translated by Google

8.4قطبية الرابطة والسالبية الكهربية

السالبية الكهربية تُعرف السالبية الكهربية بأنها قدرة الذرة في الجزيء على

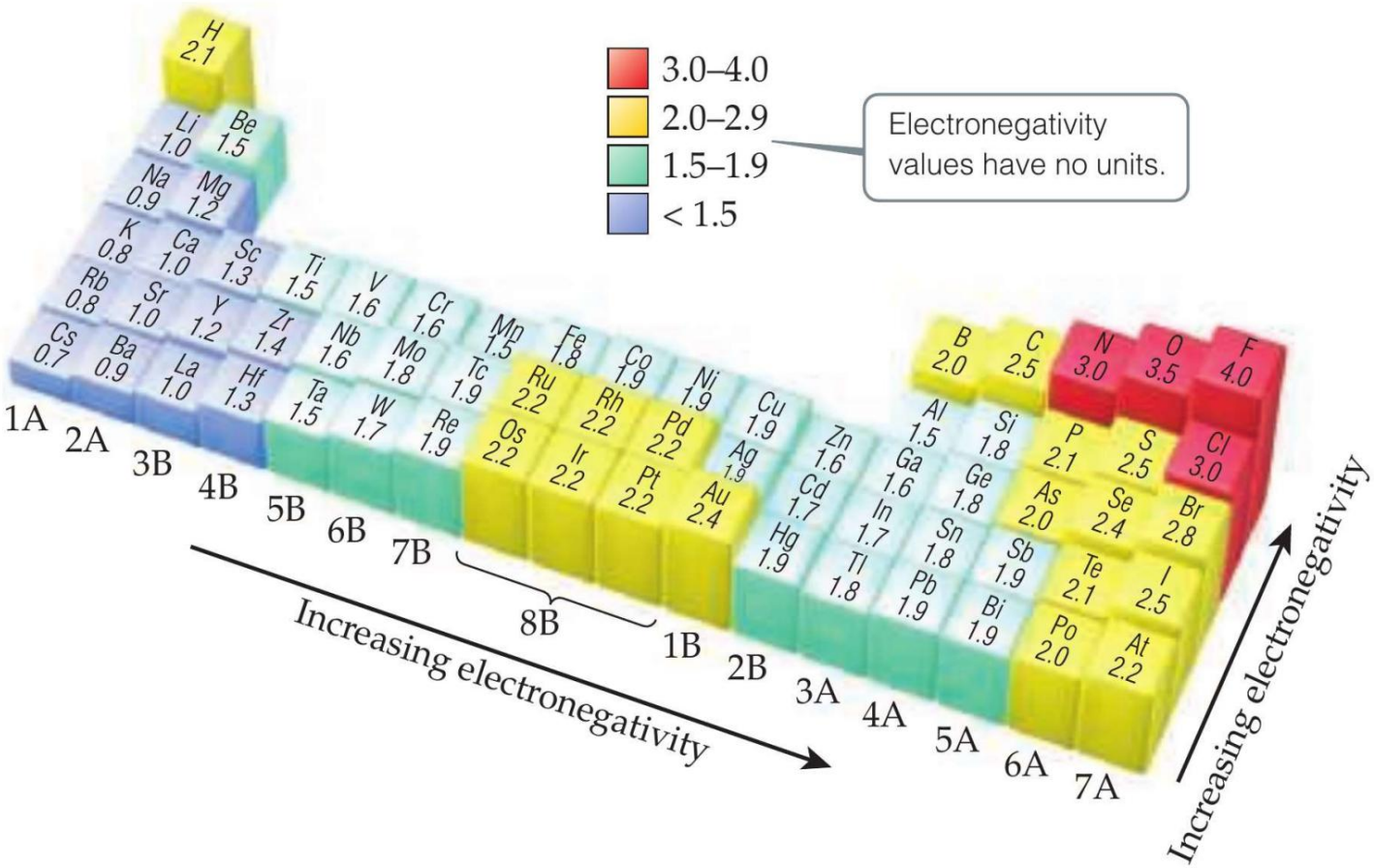
تجذب الإلكترونات إلى نفسها.

- نستخدم كمية تسمى السالبية الكهربية لتقدير ما إذا كانت الرابطة المعينة تساهمية غير قطبية، أو تساهمية قطبية، أو أيونية.
- الذرة التي لها تقارب إلكتروني سلبي للغاية وطاقة تأين عالية تجذب الإلكترونات من الذرات الأخرى وتقاوم جذب إلكتروناتها بعيدًا عنها؛ لذلك، فهي شديدة السالبية الكهربية.

Machine Translated by Google

8.4قطبية الرابطة والسالبية الكهربية

- تزداد السالبية الكهربية عمومًا من
أليسار إلى اليمين عبر الفترة. تقل
السالبية الكهربية مع زيادة العدد الذري



▲ **Figure 8.8** Electronegativity values based on Pauling's thermochemical data.

Machine Translated by Google

8.4قطبية الرابطة والسالبية الكهربية

السالبية الكهربية وقطبية الرابطة يمكننا استخدام الفرق في السالبية الكهربية بين ذرتين لقياس قطبية الرابطة التي تشكلها الذرتان.

	F_2	HF	LiF
Electronegativity difference	4.0 − 4.0 = 0	4.0 − 2.1 = 1.9	4.0 − 1.0 = 3.0
Type of bond	Nonpolar covalent	Polar covalent	Ionic

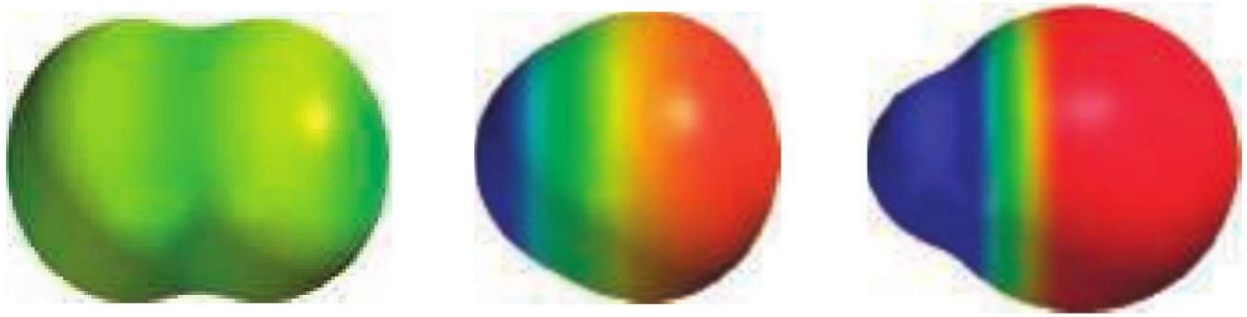
في HF، تجذب ذرة الفلور الأكثر كهرسلبية كثافة الإلكترون بعيدًا عن ذرة الهيدروجين الأقل كهرسلبية، مما يترك شحنة موجبة جزئية على ذرة الهيدروجين وشحنة سالبة جزئية على ذرة الفلور.

Machine Translated by Google

8.4قطبية الرابطة والسالبية الكهربية

إذا كان هناك اختلاف في السالبية الكهربية بين ذرتين بما يزيد عن ،2.0فإن العديد من

وسوف يعتبر الكيميائيون أن الرابطة بينهما هي رابطة أيونية.



F_2 HF LiF

Machine Translated by Google

تمرين نموذجي 8.4

في كل حالة، أي الرابطتين أكثر قطبية؟ (أ) B—Clأو C—Cl، (ب) P—Fأو P—Clحدد في كل حالة الذرة التي تحمل الشحنة السالبة الجزئية.

أ. الرابطة B—Clأكثر قطبية؛ حيث تحمل ذرة الكلور شحنة سالبة جزئية. ب. الرابطة P—Fأكثر قطبية؛ حيث تحمل ذرة الفلور شحنة سالبة جزئية.

Machine Translated by Google

8.4قطبية الرابطة والسالبية الكهربية

عزم ثنائي القطب الجزيء مثل HF، الذي لا تتطابق فيه مراكز الشحنة الموجبة والسالبة، هو جزيء قطبي.

يمكننا الإشارة إلى قطبية جزيء HFبطريقتين:

$$\overset{\delta+}{\mathrm{H}}\!-\!\overset{\delta-}{\mathrm{F}} \quad or \quad \overset{\longrightarrow}{\mathrm{H}\!-\!\mathrm{F}}$$

عندما تفصل بين شحنتين كهربائيتين متساويتين في المقدار ومتعاكستين في الإشارة مسافة، ينشأ ثنائي القطب .

المقياس الكمي لحجم ثنائي القطب يسمى عزم ثنائي القطب .(μ)

كلما كان عزم ثنائي القطب أكبر، كلما كانت الرابطة أكثر قطبية.

Machine Translated by Google

8.4قطبية الرابطة والسالبية الكهربية

- إذا كانت هناك شحنتان متساويتان ومتعاكستان +QوQ- مفصولتان بمسافة المسافة ،rمقدار عزم ثنائي القطب هو

$$\mu = Qr$$

- عادة ما يتم الإبلاغ عن عزم ثنائي القطب بالديباي ،(D)وهي وحدة يساوي $3.34 \times 10^{-30}\ \mathrm{C \cdot m}$.
- لاحظ أنه عندما ننتقل من HFإلى ،HIفإن السالبية الكهربية يقل الفرق ويزداد طول الرابطة.

Machine Translated by Google

تمرين نموذجي 8.5

طول الرابطة في جزيء حمض الهيدروكلوريك هو 1.27 Å. احسب عزم ثنائي القطب، بالديباي، الذي ينتج إذا كانت الشحنات على

كانت ذرات الهيدروجين والكلوريد +1و1- على التوالي.

$$\mu = Qr$$

$$= (1.60 \times 10^{-19}\ \text{C})(1.27 \times 10^{-10}\ \text{m})\left(\frac{1\ \text{D}}{3.34 \times 10^{-30}\ \text{C} \cdot \text{m}}\right)$$

$$= 6.08\ \text{D}$$

Machine Translated by Google

تمرين نموذجي 8.5

ب. عزم ثنائي القطب لـ HCl(g) المقاس تجريبيًا هو 1.08 D.
ما مقدار الشحنة، بوحدات e، على ذرات Cl وH التي تؤدي إلى عزم ثنائي القطب هذا؟

$$Q = \frac{\mu}{r}$$

$$= \frac{(1.08\ \text{D})\left(\frac{3.34 \times 10^{-30}\ \text{C} \cdot \text{m}}{1\ \text{D}}\right)}{1.27 \times 10^{-10}\ \text{m}}\left(\frac{1\ e}{1.60 \times 10^{-19}\ \text{C}}\right) = 0.178\ e$$

$$\overset{0.178+}{\text{H}} \text{——} \overset{0.178-}{\text{Cl}}$$

Machine Translated by Google

8.4قطبية الرابطة والسالبية الكهربية

مقارنة الرابطة الأيونية والتساهمية عندما تكون الرابطة التساهمية هي السائدة، نتوقع وجود المركبات على شكل جزيئات، تتمتع بجميع الخصائص التي نربطها بالمواد الجزيئية، مثل نقاط الانصهار والغليان المنخفضة نسبيًا والسلوك غير الإلكتروليتي عند إذابتها في الماء.

عندما تكون الرابطة الأيونية هي السائدة، نتوقع أن تكون المركبات عبارة عن مواد صلبة هشة عالية الانصهار ذات هياكل شبكية ممتدة، وتظهر سلوكًا إلكتروليتيًا قويًا عند إذابتها في الماء.

Machine Translated by Google

8.5رسم هياكل لويس

1. اجمع الإلكترونات التكافؤية من جميع الذرات، مع الأخذ في الاعتبار الشحنة الكلية.
بالنسبة للأنيون، أضف إلكترونًا واحدًا إلى الإجمالي لكل شحنة سالبة. بالنسبة للكاتيون، اطرح إلكترونًا واحدًا من الإجمالي لكل شحنة موجبة.

2. اكتب رموز الذرات، وبيّن الذرات المرتبطة ببعضها، واربط بينها برابطة واحدة. في العديد من الجزيئات والأيونات المتعددة الذرات، عادة ما تُكتب الذرة المركزية أولاً. تذكر أن الذرة المركزية تكون عمومًا أقل كهرسلبية من الذرات المحيطة بها.

3. أكمل الثمانيات حول جميع الذرات المرتبطة بالذرة المركزية.

4. ضع أي الإلكترونات المتبقية على الذرة المركزية.

5. إذا لم يكن هناك ما يكفي من الإلكترونات لإعطاء الذرة المركزية ثماني الإلكترونات، فحاول استخدام الإلكترونات المتعددة.
السندات.

Machine Translated by Google

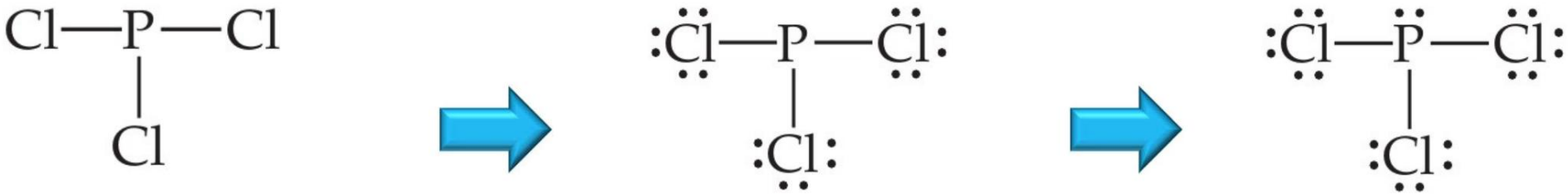
تمرين نموذجي 8.6

ارسم بنية لويس لثلاثي كلوريد الفوسفور . PCl3

Number of valence electronson P = 5

Number of valence electronson Cl = 7

The total number of valence electrons = 5 + (3)(7) = 26



Machine Translated by Google

تمرين نموذجي 8.7

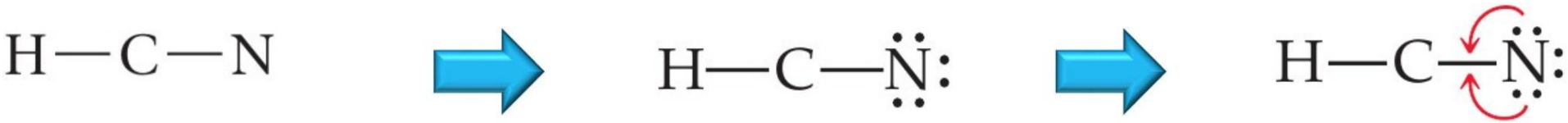
ارسم بنية لويس لـ HCN.

Number of valence electronson C = 4

Number of valence electronson N = 5

Number of valence electronson H = 1

The total number of valence electrons = 4 + 5 + 1 = 10



H—C≡N:

Machine Translated by Google

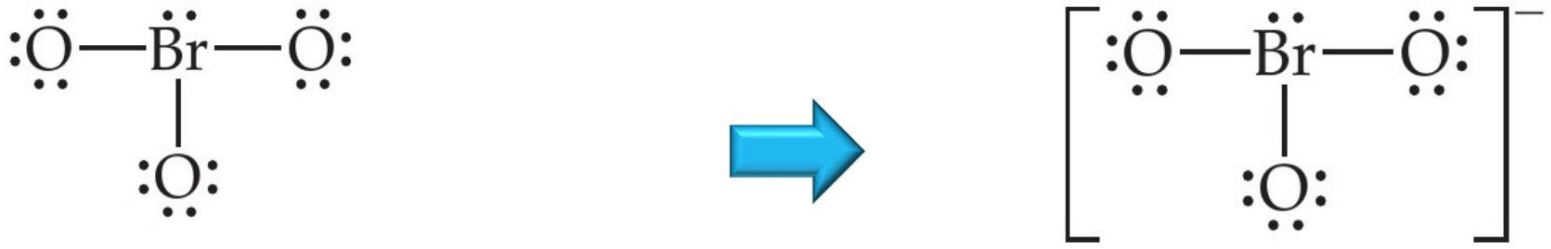
تمرين نموذجي رقم 8.8

ارسم بنية لويس لأيون . BrO_3

Number of valence electronson Br = 7

Number of valence electronson O = 6

The total number of valence electrons = 7 + (3)(6) + 1 = 26



Machine Translated by Google

8.5رسم هياكل لويس

الشحنة الرسمية والهياكل لويس البديلة الشحنة الرسمية لأي ذرة في جزيء هي الشحنة التي ستكون للذرة إذا تم تقاسم كل زوج من الإلكترونات الرابطة في الجزيء بالتساوي بين ذرتيها.

$$\text{Formal charge} = \text{valence electrons} - \frac{1}{2}(\text{bonding electrons}) - \text{nonbonding electrons}$$

من المهم أن نتذكر أن الشحنات الرسمية لا تمثل شحنات حقيقية على الذرات.

Machine Translated by Google

8.5رسم هياكل لويس

دعونا نتدرب على حساب الشحنات الرسمية للذرات في أيون السيانيد، CN–
الذي له بنية لويس
,

$$[:C\equiv N:]^-$$

$$\text{Formal charge C} = 4 - \frac{1}{2}(6) - 2 = -1$$

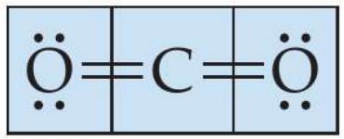
$$\text{Formal charge N} = 5 - \frac{1}{2}(6) - 2 = 0$$

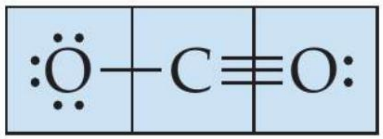
$$\overset{-1}{[:C}\equiv \overset{0}{N:]^-}$$

Machine Translated by Google

8.5رسم هياكل لويس

- بنية لويس السائدة عمومًا هي تلك التي يكون فيها
تحمل الذرات شحنات رسمية أقرب إلى الصفر.
- البنية لويسية التي توجد فيها أي شحنات سالبة على الذرات الأكثر كهرسلبية تكون بشكل عام أكثر هيمنة من البنية التي توجد فيها شحنات سالبة على الذرات الأقل كهرسلبية.



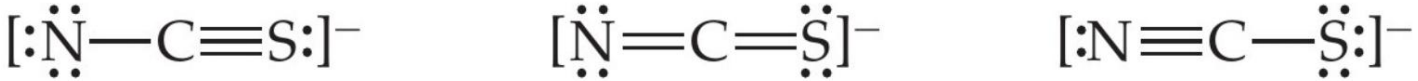


Valence electrons:	6	4	6	6	4	6
−(Electrons assigned to atom):	6	4	6	7	4	5
Formal charge:	0	0	0	−1	0	+1
	Yes			No		

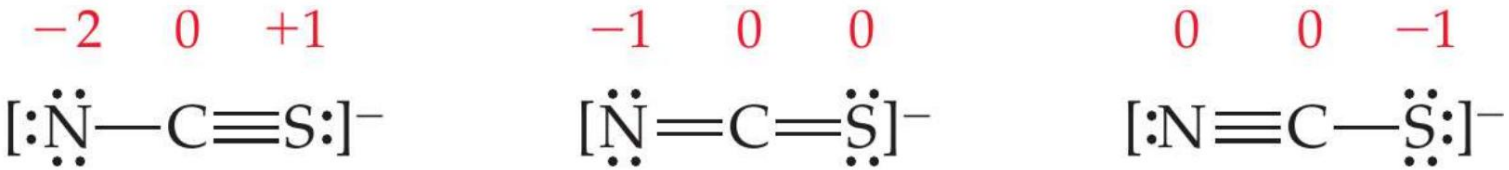
Machine Translated by Google

تمرين نموذجي 8.9

نكون ,ثلاثة هياكل لويس محتملة لأيون الثيوسيانات، -NCS



أ. تحديد الرسوم الرسمية في كل هيكل.



ب. بناءً على الشحنات الرسمية، أي هيكل لويس هو الهيكل السائد؟
واحد؟

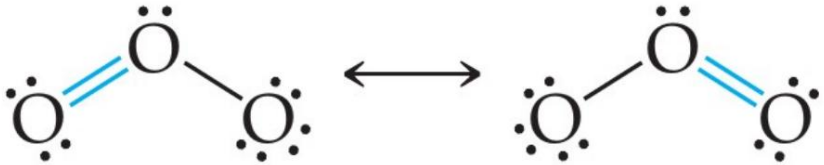
N أكثر كهرسلبية من C أو S؛ لذلك، نتوقع أي
شحنة رسمية سلبية تتواجد على ذرة النيتروجين.

Machine Translated by Google

8.6هياكل الرنين

عندما يكون وضع الذرات في هياكل لويس البديلة ولكن المكافئة تمامًا هو نفسه، ولكن وضع الإلكترونات مختلف؛ نسمي هياكل لويس من هذا النوع هياكل الرنين.

ضع في اعتبارك الأوزون، ، O3

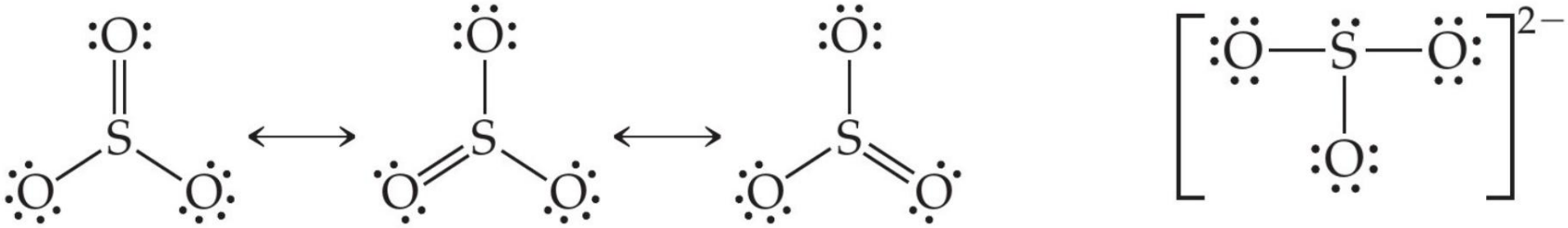


بالنسبة لبعض الجزيئات أو الأيونات، قد لا تكون جميع هياكل لويس الممكنة متكافئة؛ بمعنى آخر، قد تكون واحدة أو أكثر من هياكل الرنين أكثر هيمنة من غيرها.

Machine Translated by Google

8.6هياكل الرنين

ما هو المركب الذي من المتوقع أن يكون له الروابط الأقصر بين الكبريت والأكسجين، SO3أم ؟SO3 2-



يجب أن يحتوي SO3على روابط S—Oالأقصر SO3 2-والأطول.

Machine Translated by Google

8.7استثناءات لقاعدة الثمانية

عدد فردي من الإلكترونات

في بعض الجزيئات والأيونات المتعددة الذرات، مثل ، NO2 ، NO، ClO2ويكون عدد الإلكترونات التكافؤية فرديًا.

O2-,

مثال: يحتوي أكسيد النيتريك على 11 = 6 + 5إلكترون تكافؤ.

هياكل لويس المهمة لهذا الجزيء هي

مسيطر

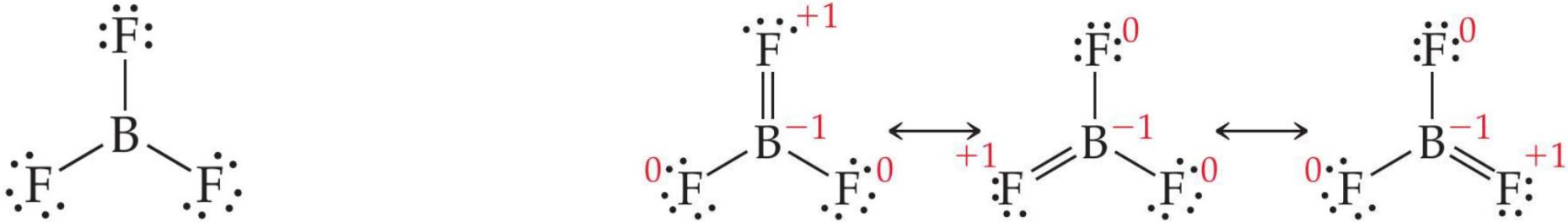
أقل أهمية

Machine Translated by Google

8.7استثناءات لقاعدة الثمانية

أقل من ثماني إلكترونات التكافؤ

هذا الوضع نادر نسبيًا أيضًا ويتم مواجهته غالبًا في مركبات البورون والبيريليوم.

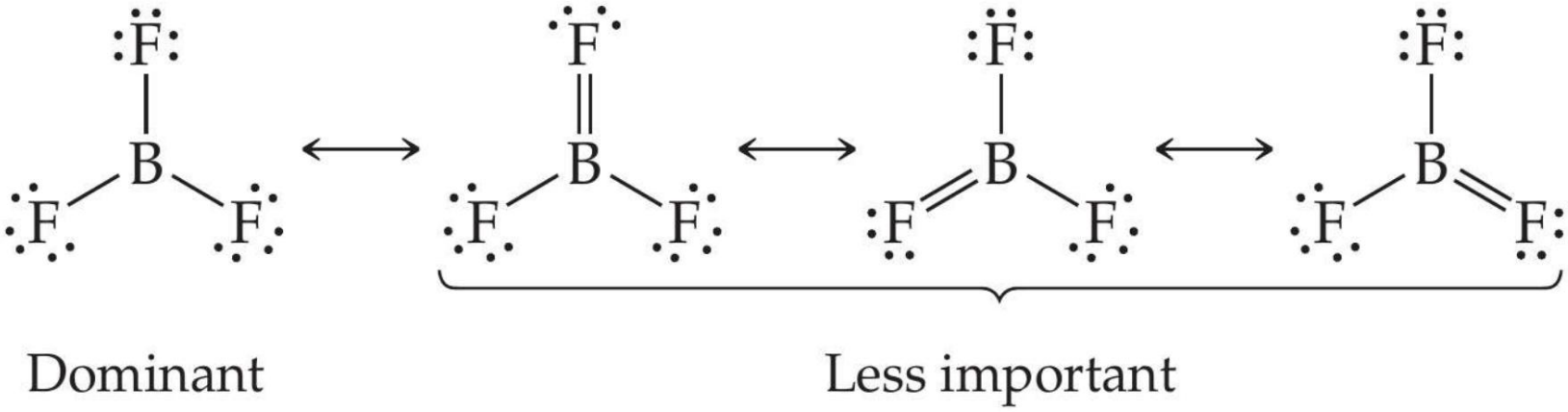


كل من هذه الهياكل تجبر ذرة الفلور على مشاركة الإلكترونات الإضافية مع ذرة البورون، وهو ما يتعارض مع السالبية الكهربية العالية للفلور.

Machine Translated by Google

8.7استثناءات لقاعدة الثمانية

في الواقع، تخبرنا الاتهامات الرسمية أن هذا أمر غير مواتٍ
الموقف.



Machine Translated by Google

8.7استثناءات لقاعدة الثمانية

أكثر من ثماني إلكترونات التكافؤ

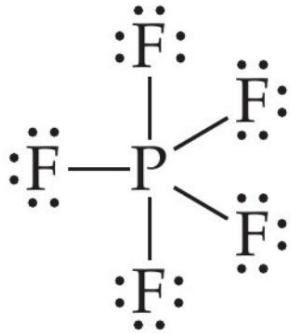
الجزيئات والأيونات التي تحتوي على أكثر من ثماني إلكترونات حول

تُسمى الذرات المركزية عادةً بالذرات الفائقة القيمة.

تتشكل الجزيئات فائقة التكافؤ فقط للذرات المركزية من الفترة 3وما دون في الجدول الدوري.

السبب الرئيسي لتكوينها هو الحجم الأكبر نسبيًا للذرة المركزية.

مثال: بنية لويس لـ PF5هي



Machine Translated by Google

8.7استثناءات لقاعدة الثمانية

- نظرًا لأن الحجم عامل، تحدث الجزيئات فائقة التكافؤ غالبًا عندما ترتبط الذرة المركزية بأصغر الذرات وأكثرها كهرسلبية؛ O. و Cl و F إن فكرة أن غلاف التكافؤ يمكن أن يحتوي على أكثر من ثمانية إلكترونات تتوافق أيضًا مع وجود مدارات nd غير مملوءة في الذرات من الفترة 3 وما دون.

يعتقد معظم الكيميائيين الآن أن الحجم الأكبر للذرات من الفترات 3 إلى 6 أكثر أهمية لتفسير فرط التكافؤ من وجود مدارات d غير مملوءة.

Machine Translated by Google

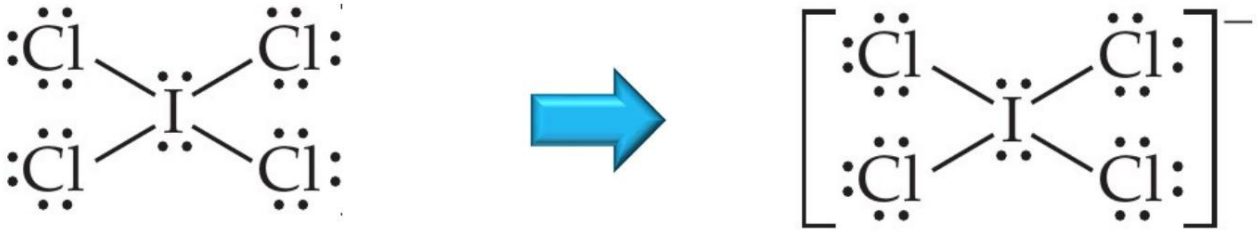
تمرين نموذجي 8.11

ارسم بنية لويس لـ – ICl_4^-.

Number of valence electronson I = 7

Number of valence electronson Cl = 7

The total number of valence electrons = 7 + (4)(7) + 1 = 36



Machine Translated by Google

8.8نقاط القوة وأطوال الروابط التساهمية

- بشكل عام، مع زيادة عدد الروابط بين ذرتين، تصبح الرابطة أقصر وأقوى.

C—C	C=C	C≡C
1.54 Å	1.34 Å	1.20 Å
348 kJ/mol	614 kJ/mol	839 kJ/mol