イオン化エネルギー（IE）（§3.5.2） ポイント

1. イオン化とは基底状態（の軌道）にある電子を距離無限大（エネルギー無限大ではない）に引き離すことである。
2. 水素原子の IE はボーアによるエネルギーの式 （p.26 (2.7) 式）
   $E_n = -m_e e^4/8\varepsilon_0^2 h^2 n^2$
   から求まる。
3. eV と J の換算
4. 第一イオン化エネルギーと第二イオン化エネルギー
5. イオン化エネルギーの周期性と電子の軌道配置
6. なぜNaは+1のイオンになりやすく、なぜ閉殻になると安定になるか。

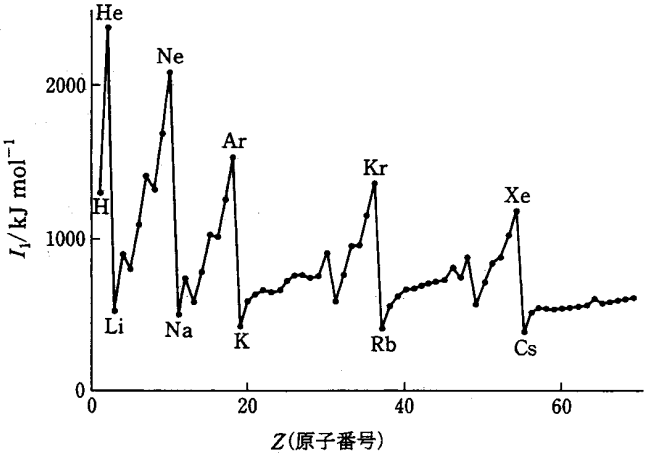


図 3.6 原子の第１イオン化エネルギー

♣IEの周期性と傾向

第一IEの値（eV）

H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
13.6	24.6	5.4	9.3	8.3	11.3	14.5	13.6	17.4	21.6

演習０） ２） ３）は末尾に解答をつけない。授業中しっかりノートをとること。

演習０）IEとは何か、１行で述べよ。

演習１）水素原子の IE を教科書ｐ.26の(2.7) 式から求めよ。

演習２）第一IEの値は次の（ａ）と（ｂ）で、原子番号とともに、どのように変化するか。それはなぜか。 （ａ）同一周期（ｂ）同一族

演習３）Neの第一イオン化エネルギーが ① Liよりも大きい理由、② Naよりも大きい理由 を説明せよ。

★教科書ｐ.45 **8** 第1 IEを亜鉛（9.4eV）とガリウム（6.0eV）で比較、その理由。

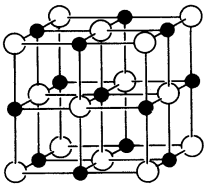
プリント⑭【IE】解答

演習１）(2.7) 式に、n＝1 (1s)、およびそれぞれの数値を代入すると 2.18×10^{-18}J, 1 eV＝1.602×10^{-19}J より IE＝13.6 eV（実測値 13.598 eV）

電子親和力（EA）（§3.5.3）イオン結合（§4.1）

ポイント

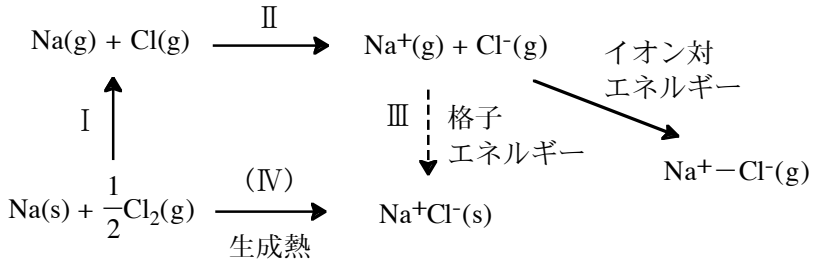
1. 電子親和力の定義
2. $Na(s)+\frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow Na(g)+Cl(g) \rightarrow Na^+(g)+Cl^-(g)$
   $\rightarrow Na^+\text{–}Cl^-(g)$:分子！ $\rightarrow Na^+Cl^-(s)$ の反応熱
3. イオン対エネルギーの求め方、格子エネルギーとのちがい



岩塩型立方晶

○：Na^+, ●：Cl^-

4. Born-Harber cycle（エネルギーについての加成性）



＃ 原子核と電子がそれぞれ e（＝1.602×10^{-19}C）の2つの点電荷で、その距離が r であるとき、その位置エネルギー U(r) は $U(r)=-e^2/4\pi\varepsilon_0 r$ で、$e^2/4\pi\varepsilon_0$を計算すると、2.307×10^{-28} Jmとなる。以後この値を使う。

※ 教科書ｐ.47の下から12行目「それは…」～下から6行目「…となる。」、および下から1行目「上の…」～ｐ.48上から2行目「…である。」は飛ばしてよい。

演習４）硫黄($_{16}$S)と塩素($_{17}$Cl)の各原子で、EAの値が大きいのはどちらか。

教科書ｐ.63 問題 **1**，ただしNaI(g)の原子間距離は 271 pm

2（やや難問）F_2→2Fの結合解離エネルギー159 kJmol^{-1} 、F原子のEA 328 kJmol^{-1} を使う。

★演習５）カリウム原子の第一IEは 419 kJmol^{-1} 、塩素原子のEAは 348 kJmol^{-1} である。またKCl分子の核間距離は 2.67 Å である。カリウム原子と塩素原子からKCl分子ができるときのエネルギーは何 kJmol^{-1} の発熱か吸熱か。ただし原子、分子、イオンはすべて気体状態とする。解くときには （ａ）$K^+(g)+Cl^-(g)$ （ｂ）KCl分子の順に、それぞれの生成の反応エネルギーを求める。

プリント⑭【EA】解答

演習４）$_{16}$Sと$_{17}$Clの電子配置はそれぞれ$2p^4$と$2p^5$。2p軌道は、原子番号の大きいClの方がエネルギーが低いので、EAは大きくなる。実測値(eV) S:2.08, Cl:3.61

ｐ.63 **1** 距離rにある２つの点電荷のポテンシャルエネルギーは $V=-e^2/4\pi\varepsilon_0 r$ （距離∞のときのエネルギー＝0） １molあたりではこれにN_Aをかける。$\Delta E=-N_A e^2/4\pi\varepsilon_0 r$ N_A, e, ε_0 の値を教科書から代入（F(ファラド)＝C/Vに注意）すると、$\Delta E=-513$ kJmol^{-1}

2（Ⅰ）$Ca(s)+F_2(g)\rightarrow Ca(g)+2F(g)$ Caの昇華熱は178 kJmol^{-1}、F_2の結合エネルギーは 159 kJmol^{-1} $\therefore\Delta E_{Ⅰ}=+337$ kJmol^{-1}

（Ⅱ）$Ca(g)+2F(g)\rightarrow Ca^{2+}(g)+2F^-(g)$ $\Delta E_{Ⅱ}=IE_1(Ca)+IE_2(Ca)-2EA(F)=+590+1145-2\times328=+1079$ kJmol^{-1}

(Ⅳ) $Ca(s)+F_2(g)\rightarrow CaF_2(s)$ 生成熱の定義から$\Delta E_{Ⅳ}=-1220$ kJmol^{-1}

$\Delta E_{Ⅰ}+\Delta E_{Ⅱ}+\Delta E_{Ⅲ}$(格子エネルギー)$=\Delta E_{Ⅳ}$ より $\Delta E_{Ⅲ}=\Delta E_{Ⅳ}-(\Delta E_{Ⅰ}+\Delta E_{Ⅱ})=-2636$ kJmol^{-1} (2636 kJmol^{-1} の放出)

プリント⑩【原子とイオンの電子配置】★演習解答

★６の後半）ハロゲン(17族) $_{9}F: 1s^2 2s^2 2p^5$, $_{17}Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, $_{35}Br: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$, $_{53}I: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$　すべて電子配置がnp^5

閉殻と準閉殻：最外殻（例えばNeではn＝2）がすべて占有されているとき閉殻という。n＝3以上ではnp^6の次はnd軌道ではなく(n+1)s軌道に先に入るので、上の意味での純粋な閉殻ではない。同じnp^6でも区別して準閉殻という。

★８）炭素、窒素、酸素原子の2p軌道の電子配置はそれぞれ、$2p^2$, $2p^3$, $2p^4$。Hund則により2p軌道はそれぞれ　C ↑ ↑ ——　N ↑ ↑ ↑　O ↑↓ ↑ ↑

∴不対電子の数はそれぞれ 2, 3, 2。Cの不対電子の数が４（「手」が４本）になるのは、sp^3混成軌道（後日講義）になったときで、基底状態のときではない。

★10）原子（$_{20}Ca$）: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ または $(Ar)^{18} 4s^2$　＋2 価のイオン（$_{20}Ca^{2+}$）: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ または $(Ar)^{18}$

なおプリント⑩の右ペ－ ジ９）の解答は $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \underline{3p^6}$ の間違いでした。m(__)m

---

補講（6/3分）について

★7/24（木）2限（　　教室）★演習問題（このプリント下部の過去問）および解説

期末試験について

★試験範囲：講義ノート。対応する教科書の章・節（予定）0.7-0.8、2.2-2.6、3.4、3.5.2-3.5.3、4.1-4.6（ここまで講義できないときは、講義の最後まで）

★ 日程は試験期間中の同曜日、同時限（のはず）★試験時間９０分 ★筆記用具と時計のみ持ち込み可。携帯は不可 ★電卓（加減乗除ができればよい）を準備すること。★指定座席を当日教室に掲示する。 ★問題の第１問は、「語句を３行程度で説明せよ」 ★数値、表、序列などを暗記する必要はない。★術語の誤字および当用漢字の術語のひらがな書きは１点減点。　例　軌導

過去問の例：

1 次の語句について知っていることを３行程度で述べよ。

（a）電子雲　　（b）パウリの排他原理　　（c）ランタノイド

2 原子スペクトルについての次の問いに答えよ。ただし真空中の光速 $c = 2.998 \times 10^8$ ms^{-1}, プランク定数 $h = 6.626 \times 10^{-34}$ Js である。

（a）ある原子の4つのエネルギー準位を低い順にE_1, E_2, E_3, E_4とする。E_4からE_3、E_3からE_2、E_2からE_1へ遷移するときの光の波長がそれぞれ 123nm、234nm、345nmであるとする。E_4からE_1への遷移の光の波長を求めよ。

（b）水素の原子スペクトルの解析から、その輝線について　$\nu = 3.29 \times 10^{15}\ s^{-1}\left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right)$ という式が成立する。n_1, n_2とは何か。

（c）n＝4 から n＝3 への発光の波長（単位はnm）およびその光のエネルギー（単位はJ）を求めよ。

（d）水素の原子スペクトルは、その現れる電磁波の領域ごとに名前がついていて、そのうちで、もっとも短波長である遠紫外領域のスペクトルはLyman系列と呼ばれる。Lyman系列の輝線もBalmer系列同様に
波長が短くなるにつれて間隔が狭くなり、

１つの値に収束する（右の模式図参照）。
その収束波長を（単位はnmで）求めよ。
（ｅ）（ｂ）の式を用いて、水素原子のイオン化エネルギーを求めよ。

3 末尾の元素の周期表（一部）を参考にして以下の問いに答えよ。なお軌道のエネルギーの順序は 1s＜2s＜2p＜3s＜3p＜4s＜3d＜4p＜5s＜4d＜5pである。
（ａ）$_{29}$Cuの電子配置を、芯構造を使わない書き方と芯構造を使う書き方で、それぞれ書け。
（ｂ）第４周期の元素（KからKrまで）で不対電子が2個ある元素はどれか、元素記号で答えよ。説明は不要だが、あまり誤答が多いと減点する。
（ｃ）Na^+（イオン）およびNO_2（分子）には磁性があるか、説明せよ。
（ｄ）水素原子や炭素原子は磁性をもつのに、H_2分子やメタン（CH_4）が磁性を持たないのはなぜか。

4 次の問いに答えよ。ただし電子の電荷は1.602×10^{-19}C、アボガドロ定数は$N_A=6.022\times10^{23}\,mol^{-1}$ である。
（ａ）ナトリウム(Na)原子とマグネシウム(Mg)原子の第１イオン化エネルギーでは、どちらが大きいか、説明せよ。
（ｂ）塩素(Cl)原子と臭素(Br)原子の電子親和力では、どちらが大きいか、説明せよ。
（ｃ）ナトリウム原子（気体）の第１イオン化エネルギーは5.14eV、塩素原子（気体）の電子親和力は3.61 eVである。$Na(g)+Cl(g)\rightarrow Na^+(g)+Cl^-(g)$ の反応では何eVの、発熱か吸熱か。
（ｄ）（ｃ）の値を$kJmol^{-1}$で表せ。

5 水(H_2O)分子の構造を次の順で考え、答えよ。
（ａ）酸素原子の基底状態での電子配置をエネルギー図（ ↿⇂ ― のような図）で書け。
（ｂ）（ａ）で1つのｓ軌道と3つのｐ軌道が混成したときの電子配置を書け。
（ｃ）H_2O分子の立体構造を、結合および非共有電子対の方向がわかるように図で書け。（図だけでよい）
（ｄ）次の文章の［ア］［イ］［ウ］［エ］に当てはまる語句は何か。
H_2OやCH_4の酸素や炭素原子の混成は［ア］混成である。共有結合のうちで、C–H、O–H結合のような単結合は［イ］結合であるの対し、エチレン（$H_2C=CH_2$）の二重結合の一つは［イ］結合、もう一つは［ウ］結合で、炭素原子は［エ］混成である。

――――――――――
次回の予習項目：4.2 共有結合 4.4 分子の立体構造と軌道混成
――――――――――

はみだし）学生はどれくらい勉強しなければならないか。
大学設置基準（文部科学省の内規）では、１単位（60分）の講義につき60分の予習と60分の復習をすると決められている。したがって２単位の科目１コマにつき予習２時間＋講義２時間＋復習２時間＝６時間、１日に２単位の科目を４コマ履修すると、６時間×４コマ＝２４時間勉強をしなければならない。ただしこの基準に罰則はない。ただ期末試験により学生が評価されるのみである。