

Pendidikan Kimia Yang Dipermudahkan: Aspek Penulisan Struktur Lewis

Wan Yaacob Wan Ahmad* dan Mat B. Zakaria

*Pusat Pengajian Sains Kimia dan Teknologi Makanan, Fakulti Sains dan Teknologi,
Universiti Kebangsaan Malaysia, 43600 UKM BANGI, Selangor.*

Abstrak

Kimia sebagai induk kepada kepelbagaian cabang sains kurang diminati oleh pelajar apatah lagi masyarakat terbanyak di Malaysia kerana ia dikatakan sukar untuk difahami. Para pendidik kimia di Malaysia mempunyai tanggungjawab sosial yang berat untuk menjadikan kimia lebih mudah, kurang abstrak, relevan, mencabar dan menyeronokkan. Bagi melihat setakat mana perkara ini telah berlaku, satu tinjauan dibuat mengenai pendidikan kimia di Malaysia dengan menumpukan perhatian kepada aspek penulisan struktur Lewis bahan-bahan kimia. Aspek ini sememangnya penting kerana perubahan sifat fizik dan kimia bahan hanya dapat dirasionalkan dengan baik jika bahan itu difahami hingga ke peringkat atom dan molekul. Ini tentunya boleh dicapai bermula dengan kemahiran asas menulis struktur Lewis bahan itu sendiri.

Pendahuluan

Boleh dikatakan sebahagian besar pelajar sains pra-universiti di Malaysia yang datangnya dari program matrikulasi, asasi sains dan tingkatan enam menaruh harapan yang tinggi untuk ditempatkan di fakulti perubatan apabila memasuki universiti atau kolej universiti. Ini bagi melayakkan mereka untuk menjadi doktor perubatan selepas memperoleh ijazah masing-masing. Takut-takut jika cita-cita tersebut tidak kesampaian kerana wujudnya pertandingan mendapatkan tempat yang semakin sengit, mereka membuat pilihan kedua untuk menjadi ahli farmasi. Jika inipun masih tidak tersangkut, mereka membuat pilihan seterusnya untuk menjadi ahli sains makanan, bioteknologi, nanoteknologi, bioperubatan dan seumpamanya.

Pilihan untuk menjadi ahli sains fizik, biologi, kimia, geologi atau matematik tidak lagi dianggap “nyaman” kepada mereka. Tidak hairanlah jika program-program tersebut kerap menjadi pilihan terakhir. Kita menghargai sikap seperti itu dengan masing-masing berlumba untuk mencapai yang terbaik dalam menuntut ilmu serta dalam melangsungkan karier hidup mereka. Apa yang menjadi keanehannya ialah ada sebilangan daripada mereka hanya meminati bidang yang “nyaman” itu sahaja tetapi bersikap dingin kepada mata pelajaran kimia dan kursus kimia am yang menjadi asas kepada kursus-kursus seperti itu. Mata pelajaran kimia seperti juga mata pelajaran asas matematik, biologi dan fizik adalah sangat penting untuk mengikuti bidang-bidang “idaman” tadi.

Kimia Sebagai Sains Kuantitatif

Sebagai seorang pensyarah kimia am di universiti yang mengajar pelajar bukan kimia, kita sering diingatkan pada akhir setiap semester pengajian bahawa pelajar-pelajar sains hayat, sains sekitaran, sains sumber alam dan sebagainya didapati memperoleh gred yang baik dalam kursus-kursus hakiki mereka tetapi gred mereka adalah rendah bagi kursus-kursus pelengkap seperti kimia. Orang kimia menjelaskan bahawa taburan markah kursus kimia am bagi pelajar bukan kimia tidak ada bezanya dengan taburan markah kursus kimia am bagi pelajar kimia. Oleh itu, tidak ada apa yang mesti dirisaukan dan urusan mengajar harus diteruskan seperti biasa. Alasan lain yang kerap dilontarkan ialah berasas kepada hakikat bahawa kebanyakan kursus sains hayat khususnya adalah bercorak kualitatif dan tidak berapa sukar untuk digarap. Kursus kimia sebaliknya adalah bersifat kuantitatif dan tidak semudah itu untuk digarap dan dihadap terutamanya oleh pelajar sains hayat. Mereka menambah, pelajar kimia sendiripun menghadapi masalah yang sama.

Dalam menangani masalah sebegini, kita harus mengambil sikap bahawa tidak ada pihak yang seratus peratus betul sementara pihak yang satu lagi tidaklah seratus peratus salah. Sebagai

seorang pensyarah kimia, kita tidak boleh terus berkeras dengan mengatakan bahawa kursus kimia am itu tidak susah. Jika kimia tidak sukar, masakan ramai pelajar tidak meminatinya. Tidak meminati sesuatu mata pelajaran atau kursus tentunya berpunca dari masalah yang mereka hadapi semasa mempelajari mata pelajaran atau kursus tersebut. Fakta bahawa sebilangan pelajar memperoleh keputusan yang baik dalam peperiksaan kimia tidak boleh dijadikan kayu ukur dalam menilai persepsi umum pelajar terhadap kimia.

Kimia Harus Dipermudahkan

Mata pelajaran kimia pra-universiti dan kursus kimia am universiti pada dasarnya memang mengandungi segala macam ramuan yang boleh menyebabkan mereka cenderung untuk menjadi sukar. Cuba perhatikan kepada beberapa perkara yang boleh menyumbang kepada masalah tersebut. Dalam kimia, ada seratus lebih unsur kimia walaupun mereka dijangka tidak melebihi 118.¹ Setiap unsur mempunyai satu set sifat tersendiri dan bila dikumpulkan bersama-sama mereka akan menghasilkan longgokan maklumat yang tidak mudah untuk digarap. Sifat yang pelbagai ini berpunca daripada taburan elektron unsur-unsur yang berbeza-beza dengan kesan penarikan elektron valensi oleh nukleus yang tidak sama. Keadaan yang berpotensi untuk berkecamuk ini diselamatkan oleh kemunculan jadual berkala unsur. Dalam jadual berkala, unsur-unsur berbeza tetapi mempunyai sifat sama atau hampir sama biasanya berada dalam kumpulan yang sama. Unsur-unsur dalam kala 1 dan 2 dianggap sebagai unsur bersaiz kecil manakala unsur dalam kala 3 hingga 7 dikatakan sebagai unsur bersaiz besar.

Selain dari itu, sebelum masuk ke bahagian struktur Lewis, pengelasan unsur dalam jadual berkala diperkenalkan. Di sini, ada tiga cara penomboran kumpulan-kumpulan unsur dalam jadual berkala. Pertama ialah mengikut cara penomboran IUPAC yang digunakan sejak dari tingkatan 4-5 dan diteruskan ke tingkatan enam, program matrikulasi dan asasi sains. Apabila sampai di universiti, cara penomboran IUPAC ditukar kepada cara penomboran Amerika Utara atau Eropah. Ini kerana nombor kumpulan unsur mengikut cara kedua terus membayangkan bilangan elektron valens atau bilangan elektron dalam petala paling luar bagi unsur tersebut.

Selanjutnya dijelaskan trend mengenai elektron valens unsur mana yang senang terkeluar dan unsur mana pula senang menarik masuk elektron ke dalam petala valens mereka. Bagi menyokong perkara ini maka diperkenalkan konsep tenaga pengionan, keafinan elektron dan keelektronegatifan atom. Lalu dinyatakan bahawa tenaga pengionan, keafinan elektron dan keelektronegatifan atom meningkat ke kanan kala dan ke atas kumpulan. Lebih banyak tenaga diperlukan untuk mengeluarkan elektron valens atom bergerak ke kanan kala dan ke atas kumpulan.

Apabila elektron cuba dimasukkan ke dalam petala valens atom-atom ke kanan kala dan ke atas kumpulan dalam jadual berkala, lebih banyak tenaga dibebaskan. Proses menjadi lebih eksotermik dan keafinan atom terhadap elektron menjadi semakin meningkat. Penerangan melibatkan aspek termokimia yang agak abstrak di samping keperluan mengetahui konfigurasi elektron ala *s*, *p* dan *d* atom lebih banyak menjauhkan pelajar dari meminati kimia. Kemudian disimpulkan bahawa bergerak ke kanan kala dan ke atas kumpulan dalam jadual berkala, elektron valens semakin sukar untuk dikeluarkan. Atom-atom sebaliknya lebih senang menarik elektron masuk ke dalam petala valens mereka. Oleh itu, keelektronegatifan atom tinggi pada kanan jadual berkala pada bucu atas. Di pihak lain, elektron valens atom senang terkeluar bergerak ke kiri kala dan ke bawah kumpulan. Oleh itu, keelektronegatifan unsur rendah pada kiri jadual berkala pada bucu bawah. Dengan kata lain, unsur minoriti bukan logam pada kanan jadual berkala pada bucu atas lebih senang menarik elektron masuk ke dalam petala valens mereka manakala unsur majoriti logam selebihnya pada kiri jadual berkala pada bucu bawah lebih senang melepaskan elektron valens mereka.

Penerangan mengenai sifat unsur jadual berkala menggunakan pendekatan tenaga pengionan dan keafinan elektron tidak diperlukan sangat oleh pelajar bukan kimia walaupun bagi pelajar kimia mereka tidak boleh dielakkan. Sebagai alternatif kepada pelajar bukan kimia dan pengenalan kepada pelajar kimia, konsep cas teras yang lebih mudah harus diperkenalkan. Di sini, aspek konfigurasi elektron ala *s*, *p* dan *d* yang "sukar" itu boleh digantikan dengan konsep konfigurasi elektron ala-petala yang pernah dipelajari pada tingkatan 4-5. Mengikut konsep cas teras, cas negatif elektron dalam petala dalaman atom akan "memadamkan" bilangan sama cas positif proton dalam nukleus atom pada kadar kecekapan seratus peratus. Ini bermakna bilangan proton dalam nukleus atom yang tidak terpadam adalah sama dengan bilangan elektron dalam petala valens atom. Oleh itu, nombor kumpulan unsur mengikut cara penomboran Amerika Utara dan Eropah sebenarnya terus menggambarkan dua perkara iaitu pertama bilangan elektron valens atom dan kedua cas teras atau cas "nukleus" atom. Elektron valens dengan cas negatif yang sama akan berada sejauh mungkin antara

satu sama lain dalam petala valens. Ekoran dari itu, masing-masing elektron valensi merasai tarikan dari semua cas “nukleus”. Kerana cas “nukleus” meningkat ke kanan kala, maka elektron valens atom ditarik semakin kuat ke kanan kala. Tenaga pengionan meningkat ke kanan kala, keafinan elektron juga bertambah, begitu juga keelektronegatifan. Bagi unsur dalam kumpulan sama, cas “nukleus” atom adalah sama. Tetapi oleh kerana saiz atom semakin kecil ke atas kumpulan, akibat nombor kala yang semakin berkurangan, maka elektron valens merasai kesan tarikan nukleus yang bertambah bergerak ke atas kumpulan. Tenaga pengionan meningkat ke atas kumpulan, keafinan elektron juga bertambah, begitu juga keelektronegatifan.

Aspek keelektronegatifan secara tak langsung mengabungkan ciri tenaga pengionan dan keafinan elektron sesuatu atom. Walaupun tiada kemungkinan dan keperluan untuk menghafal keelektronegatifan setiap atom dalam jadual berkala tetapi mengetahui nilai keelektronegatifan (Pauling) atom bukan logam yang biasa ditemui seperti hidrogen (2.1), karbon (2.5), nitrogen (3), oksigen (3.5), sulfur (2.5), fluorin (4), klorin (3), bromin (2.8) dan iodin (2.5) boleh membantu kita dalam memahami sifat bahan kimia. Namun begitu, keelektronegatifan relatif unsur-unsur dalam jadual berkala perlu diketahui.

Struktur Lewis Ion Monoatom dan Ikatan Kovalen Dua-Elektron

Kuasa menarik elektron yang tinggi bagi unsur bukan logam di bahagian kanan jadual berkala pada bucu atas adalah berpunca daripada dua sifat unsur tersebut iaitu mereka mempunyai cas teras yang tinggi dan/atau petala valens unsur mereka yang berada dekat dengan nukleus. Akibatnya unsur tersebut senang menerima masuk elektron ke dalam petala valens bagi menghasilkan anion monatom yang kesemuanya mematuhi petua oktet kecuali ion hidrida yang mematuhi petua duet. Unsur logam yang selebihnya, di pihak lain, senang melepaskan elektron untuk menghasilkan kation monatom yang hanya mematuhi petua oktet atau yang mematuhi petua oktet dan mempunyai kesan pasangan lengai atau yang tidak mematuhi kedua-dua mereka. Unsur bukan logam pada masa sama berupaya menarik elektron petala valens bagi unsur bukan logam sama atau berbeza secara berkongsi petala valens mereka bagi membentuk satu ikatan kovalen dalam molekul dan ion dwiatom. Penggabungan berterusan dua atau lebih ikatan kovalen menghasilkan molekul dan ion poliatom. Walau apapun saiz dan bentuk molekul dan ion kovalen, setiap satu ikatan kovalen tetap mempunyai dua elektron yang dikongsikan.

Kepentingan Menulis Struktur Lewis

Bahan kimia terdiri daripada sebatian ion dan sebatian kovalen dengan sebatian kedua hanya terdiri daripada molekul-molekul neutral. Sebatian ion boleh dibahagikan seterusnya kepada tiga jenis. Pertama ialah sebatian ion dengan ion-ion yang terdiri daripada kation dan anion monatom seperti yang disebutkan di atas. Kedua, ialah sebatian ion yang salah satu ionnya adalah ion monatom manakala ion yang satu lagi adalah ion kovalen. Ketiga ialah sebatian ion dengan kedua-dua kation dan anion adalah ion kovalen. Kebolehan menulis struktur Lewis bahan adalah penting untuk memahami sifat fizik dan tindak balas bagi bahan tersebut. Ini kerana daripada struktur Lewis molekul dan ion kovalen kita dapat meramal struktur ruang atau geometri bagi molekul dan ion kovalen tersebut. Daripada maklumat keelektronegatifan atom, kepolaran ikatan-ikatan dalam molekul dapat diramalkan. Paduan momen dwikutub ikatan-ikatan dalam molekul membawa kepada kepolaran molekul.

Idea mengenai struktur Lewis bahan, geometri, cas separa, kepolaran ikatan, kepolaran molekul, cas formal dan cas ion boleh digunakan untuk memahami idea daya tarikan antara zarah kimia yang terdiri daripada molekul-molekul dan ion-ion. Ada lima jenis daya tarikan antara zarah kimia iaitu tarikan ion-ion, tarikan ion-dwikutub, ikatan hidrogen, tarikan dwikutub-dwikutub dan daya London atau van der Waals. Interaksi-interaksi inilah yang akan menentukan sifat fizik bahan seperti takat lebur, takat didih, kelarutan dan sebagainya. Idea mengenai struktur Lewis bahan, geometri, cas separa, kepolaran ikatan, kepolaran molekul, cas formal dan cas ion juga berguna dalam meramal dan memahami tindak balas kimia yang melibatkan tindak balas seperti tindak balas radikal bebas, tindak balas pemendakan garam, tindak balas asid-bes Bronsted dan Lewis serta tindak balas redoks.

Tinjauan Mengenai Cara-cara Menulis Struktur Lewis

Walaupun kemahiran menulis struktur Lewis bahan diketahui penting dalam kimia tetapi perkara ini jugalah yang menimbulkan masalah kepada sebahagian besar pelajar pada peringkat sekolah dan juga universiti. Bagi melihat punca kepada permasalahan tersebut, tinjauan harus dibuat ke atas cadangan menulis struktur Lewis molekul dan ion dalam buku teks kimia tingkatan 4-5, tingkatan 6 atau pra-universiti dan dalam buku teks kimia am universiti.

Buni Sunade et al.² dalam buku kimia tingkatan 4 mencadangkan cara menulis struktur Lewis yang cukup umum berbunyi:

Semasa melukis.....

1. Petala valens atom dalam sebatian kovalen harus bertindih.
2. Elektron yang dikongsi mesti dilukiskan pada bahagian petala yang bertindih.
3. Tiada cas pada sebatian kovalen.

Semasa pembentukan ikatan kovalen,

1. hanya elektron valens yang terlibat
2. dua atom boleh berkongsi satu, dua, atau maksimum tiga pasangan elektron
3. perkongsian elektron membolehkan setiap atom mencapai susunan elektron gas adi.

Cadangan menulis struktur Lewis yang diberikan dalam buku tingkatan 6/pra-universiti oleh Tan Yin Toon³ walaupun lebih spesifik tetapi masih kurang jelas dan tidak banyak membantu kepada penyelesaian masalah pelajar. Cuba perhatikan cadangan menulis struktur Lewis oleh Tan Yin Toon yang berbunyi:

Langkah-langkah yang diambil untuk melukis struktur Lewis (gambar rajah elektron-titik) adalah seperti berikut:

1. Hitung jumlah elektron valens (nombor kumpulan unsur dalam jadual berkala) yang tersedia daripada semua atom dalam molekul atau ion yang diberikan.
2. Susun semua atom mengelilingi atom pusat dengan menggunakan satu pasangan elektron per ikatan.
3. Bahagikan elektron-elektron yang tertinggal dalam kumpulan supaya setiap atom mempunyai susunan oktet.
4. Bentuk ikatan berbilang jika terdapat kekurangan elektron untuk membentuk susunan oktet.
5. Formula elektron-titik kemudian boleh ditukar kepada formula titik-silang supaya setiap atom dikelilingi oleh elektron valensnya.

Sekarang kita pergi kepada buku teks kimia am yang digunakan di peringkat matrikulasi dan universiti. Walaupun banyak buku teks yang boleh digunakan pada peringkat ini, tetapi boleh dikatakan hampir semua dari mereka memberikan cadangan menulis struktur Lewis molekul dan ion kovalen yang hampir sama antara satu sama lain. Brady dan Senese,⁴ sebagai contoh, memberikan ringkasan enam langkah dalam menulis struktur Lewis di mana petua oktet dipatuhi oleh bilangan atom yang maksimum iaitu:

1. Tentukan corak penyambungan atom-atom.
2. Hitung semua elektron valens.
3. Tempatkan dua elektron per ikatan.
4. Lengkapkan oktet bagi atom-atom yang terikat kepada atom pusat secara menambahkan elektron-elektron dalam bentuk pasangan-pasangan.
5. Tempatkan elektron-elektron yang tertinggal pada atom-atom pusat dalam bentuk pasangan-pasangan.
6. Jika atom pusat tidak mempunyai susunan oktet, bentuk ikatan-ikatan dubel. Jika perlu, bentuk ikatan tripel.

Jika dibandingkan antara ketiga-tiga cadangan di atas, didapati cadangan Buni Sunade et al.² pada peringkat tingkatan 4-5 adalah paling sukar dan cukup abstrak. Contoh-contoh menulis struktur Lewis molekul Cl_2 , H_2O , O_2 , N_2 yang diberi jelas menggunakan kaedah perpasangan elektron bermula daripada struktur Lewis atom-atom. Keadaan menjadi bertambah baik di peringkat tingkatan 6 atau pra-universiti. Walaupun begitu, kaedah menulis struktur Lewis cadangan Tan Yin Toon masih tidak berapa spesifik. Ini terbayang dalam contoh menulis menggunakan HCN , C_2H_4 , C_2H_2 , ClO_3^- yang lebih cenderung kepada kaedah perpasangan elektron seperti pada peringkat tingkatan 4-5 tetapi contoh penulisan Tan Yin Toon nampaknya tidak berapa jelas.

Langkah 1 dan 2 dalam cadangan Tan Yin Toon jika dibandingkan dengan langkah 1, 2 dan 3 dalam cadangan Brady dan Senese adalah merujuk kepada perkara yang sama. Ia membabitkan penjumlahan elektron valens serta setiap atom mengelilingi disambungkan kepada atom pusat dengan satu ikatan kovalen yang mengandungi dua elektron. Langkah 3 cadangan Tan Yin Toon adalah setara dengan langkah 4 dan 5 cadangan Brady dan Senese. Walau bagaimanapun cadangan Tan Yin Toon agak mengelirukan kerana tidak menyebut atom pusat atau atom mengelilingi yang mesti didahulukan.

Sepatutnya pasangan elektron selebihnya mesti ditempatkan terlebih dahulu pada atom mengelilingi dengan setiap atom mengelilingi menerima tiga pasangan elektron kecuali atom hidrogen yang tidak ditempatkan sebarang pasangan elektron. Sekiranya masih ada lagi pasangan elektron yang berlebihan, barulah pasangan tersebut ditempatkan pada atom pusat.

Jika diteliti seterusnya, langkah 4 cadangan Tan Yin Toon adalah setara dengan langkah 6 cadangan Brady dan Senese. Walau bagaimanapun Tan Yin Toon memberikan satu langkah tambahan iaitu langkah 5 bagi memenuhi takrifan asal Lewis. Usaha membahagikan elektron valens kepada atom "empunya" mereka hanya mengundang kepenatan. Pada peringkat penggunaan seterusnya, pasangan elektron titik-silang bagi ikatan kurang dipakai berbanding dengan perwakilan garis pendek. Pasangan elektron pencil pada atom pusat (jika ada) dan atom mengelilingi (bukan hidrogen) memanglah terpaksa diwakilkan oleh pasangan elektron-titik. Unsur langkah 5 oleh Tan Yin Toon akan terus dibawa oleh sebilangan kecil pelajar hingga ke universiti walaupun berulang kali ditegaskan bahawa cadangan asal Lewis tersebut tidak perlulah dilayan sangat.

Cara Mudah Menulis Struktur Lewis

Sebenarnya terdapat cara lain yang jauh lebih mudah bagi menulis struktur Lewis molekul dan ion kovalen.⁵⁻⁷ Jika cara ini diguna pakai dalam sistem persekolahan di Malaysia berkemungkinan besar ia boleh membantu menjadikan kimia semakin mudah, kurang abstrak, lebih relevan, mencabar dan yang lebih penting lagi boleh memberikan keceriaan kepada pelajar. Cara menulis struktur Lewis ini juga jauh lebih pantas dari apa yang pernah dicadangkan oleh Bune Sunadi et al., Tan Yin Toon serta Brady dan Senese.

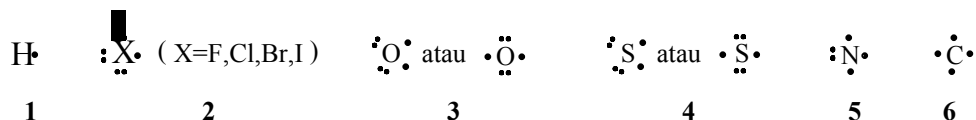
Apa yang lebih menarik ialah cara ini pada dasarnya menggunakan kaedah pempasangan elektron valensi seperti yang menjadi amalan permulaan bagi menulis struktur Lewis molekul dan ion kovalen oleh hampir setiap penulis buku teks kimia yang sepadan termasuklah oleh Bune Sunadi et al.² dan Tan Yin Toon³ serta juga oleh Brady dan Senese.⁴ Walau bagaimanapun, mereka tidak mengembangkan amalan tersebut melewati molekul-molekul kecil. Di samping itu, mereka tidak berusaha untuk melakukan perkara sama ke atas ion-ion kovalen yang mana bilangannya diketahui jauh lebih besar dari bilangan molekul-molekul.

Cara menulis struktur Lewis yang baru ini adalah bertolak dari premis bahawa ada beberapa unsur sahaja yang selalu muncul dalam molekul dan ion kovalen. Oleh itu, dalam menjumlahkan bilangan elektron valens atom-atom penyumbang, kita sebenarnya melakukan perkara yang sama secara berulang kali. Unsur-unsur tersebut ialah hidrogen, halogen, oksigen, sulfur, nitrogen dan karbon dengan bilangan elektron valens masing-masing adalah 1 (hidrogen), 7 (halogen: fluorin, klorin, bromin, iodin), 6 (oksigen, sulfur), 5 (nitrogen) dan 4 (karbon).

Boleh dikatakan hampir semua molekul dan ion kovalen mengandungi unsur(-unsur) tersebut. Bayangkan lama masa yang diambil oleh pelajar untuk merujuk jadual berkala terutama pada peringkat awal bagi menentukan dalam kumpulan mana unsur-unsur tersebut berada. Sekiranya jadual berkala mengikut penomboran IUPAC digunakan maka nombor kumpulan bagi unsur halogen adalah 17, oksigen 16, sulfur 16, nitrogen 15 dan karbon 14 sedangkan bilangan elektron valens masing-masing adalah 7 (halogen), 6 (oksigen), 6 (sulfur), 5 (nitrogen) dan 4 (karbon).

Struktur Lewis Atom-Atom Lazim Molekul

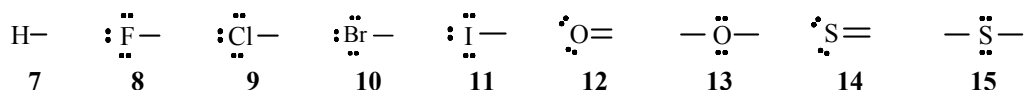
Penulis berpandapat bahawa adalah lebih baik jika usaha menjumlahkan elektron valens di atas digantikan dengan usaha membayangkan struktur Lewis atom hidrogen (satu elektron valens) yang mempunyai satu elektron tunggal (struktur 1), atom halogen (tujuh elektron valens) dengan satu elektron tunggal dan tiga pasangan elektron (struktur 2), atom oksigen dan sulfur (enam elektron valens) yang memiliki dua elektron tunggal dan dua pasangan elektron (struktur 3 dan 4), atom nitrogen (lima elektron valens) dengan tiga elektron tunggal dan satu pasangan elektron (struktur 5), serta atom karbon (empat elektron valens) yang mengandungi empat elektron tunggal dan tiada pasangan elektron (struktur 6).



Struktur Lewis begini timbul daripada keperluan menyusun empat elektron valens pertama atom pada setiap satu dari empat bucu berjauhan. Elektron valens kelima dan berikutnya mestilah dipasangkan dengan mana-mana elektron tunggal awal tadi. Elektron tunggal selebihnya yang terbit dari sinilah yang akan berpasangan/dikongsikan dengan elektron valens atom jiran untuk membentuk ikatan kovalen yang mengandungi dua elektron per ikatan.

Corak Ikatan Kovalen Atom-Atom Lazim Molekul

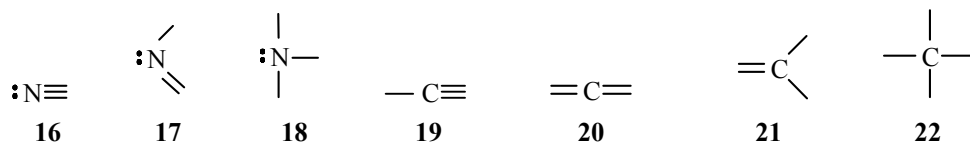
Atom hidrogen dan fluorin hanya bertindak sebagai atom luaran yang berikatan tunggal, masing-masing dengan sifar dan tiga pasangan pencil (struktur **7** dan **8**), kerana masing-masing pada awalnya mempunyai satu elektron tunggal. Selain itu, atom hidrogen tidak boleh dimuatkan melebihi satu manakala atom fluorin hanya bermuatan empat kerana masing-masing atom datang dari kala 1 dan 2 yang bersaiz kecil.



Atom halogen lain iaitu klorin, bromin dan iodin sebagai atom luaran juga membentuk ikatan tunggal di samping mengandungi tiga pasangan pencil (struktur **9**, **10** dan **11**). Oleh kerana tiga atom halogen ini berada dalam kala 3, 4 dan 5 yang dikategorikan sebagai atom bersaiz besar, maka perlu diingatkan bahawa atom-atom ini boleh juga bertindak sebagai atom pusat/dalaman.

Atom oksigen, dengan dua elektron tunggal dan dua pasangan elektron, sebagai atom luaran boleh berikatan dubel dan sebagai atom dalaman pula boleh mempunyai dua ikatan tunggal, masing-masing dilengkapi dengan dua pasangan pencil (struktur **12** dan **13**). Keadaan yang setara berlaku kepada atom sulfur (struktur **14** dan **15**) yang berada di bawah atom oksigen dalam jadual berkala.

Atom nitrogen dengan tiga elektron tunggal dan satu pasangan elektron boleh wujud dalam molekul sebagai atom luaran dengan satu ikatan tripel serta satu pasangan pencil (struktur **16**) atau sebagai atom dalaman dengan satu pasangan pencil serta satu ikatan dubel dan satu ikatan tunggal (struktur **17**) atau dengan satu pasangan pencil serta tiga ikatan tunggal (struktur **18**).



Akhir sekali, atom karbon dengan empat elektron tunggal tidak mungkin bertindak sebagai atom luaran kerana ketidakwujudan ikatan kuadrupel. Mereka mesti bertindak sebagai atom dalaman dengan satu ikatan tripel dan satu ikatan tunggal (struktur **19**) atau dengan dua ikatan dubel (struktur **20**) atau dengan satu ikatan dubel dan dua ikatan tunggal (struktur **21**) atau dengan empat ikatan tunggal (struktur **22**).

Perlu diingatkan bahawa setiap garis pendek di atas, sebelum disambung dengan atom jiran, adalah mewakili satu elektron tunggal. Selepas bergabung dengan satu elektron tunggal atom jiran, maka dilukiskan satu garis pendek dengan atom jiran bagi mewakili satu ikatan kovalen yang mengandungi dua elektron.

Pasangan Pencil pada Atom Pusat dan Atom Dalaman Molekul

Atom lain yang wujud sebagai atom dalaman atau atom pusat boleh dipastikan sama ada mempunyai pasangan pencil atau tidak bermula dengan mengetahui bilangan elektron valens atom dalaman atau atom pusat itu sendiri (sama dengan nombor kumpulan). Selepas itu ditentukan berapakah bilangan elektron valens tadi yang disumbangkan untuk membentuk ikatan kovalen dengan mengira berapakah bilangan ikatan kovalen pada atom tersebut. Ini kerana setiap ikatan kovalen tersebut sebenarnya terbit dari perkongsian elektron satu-dan-satu antara atom tersebut dan atom jiran. Jika semua elektron valens disumbangkan untuk membentuk ikatan kovalen, maka atom tersebut tidak mempunyai sebarang pasangan pencil.

Jika sebahagian sahaja elektron valens diguna untuk membentuk ikatan kovalen, maka elektron valens selebihnya bagi atom tersebut akan muncul sebagai satu pasangan pencil (bagi dua elektron valens yang lebih) atau sebagai dua pasangan pencil (bagi empat elektron valens yang lebih) atau sebagai tiga pasangan pencil (bagi enam elektron valens yang lebih).

Perlu diingatkan bahawa bilangan pasangan pencil pada satu-satu atom yang paling tinggi adalah tiga. Atom yang mempunyai empat pasangan pencil hanyalah datangnya dari atom tunggal gas lengai neon dan ke bawah dalam kumpulan 8A jadual berkala atau anion monatom (kecuali anion hidrida).

Penentuan Atom Pusat Molekul dan Ion Kovalen

Kemampuan mengenali atom pusat atau atom dalaman bagi molekul dan ion poliatom adalah penting bagi menulis struktur Lewis mereka. Sebagai kenyataan yang menyeluruh, ingatlah bahawa atom hidrogen dan fluorin hanya bertindak sebagai atom luaran. Bagi molekul dan ion poliatom dari jenis homoatom seperti O_3 , N_3^- , I_3^- , salah satu atom yang sama dalam spesies tersebut akan menjadi atom pusat. Dengan melupakan atom hidrogen dan fluorin, atom tunggal sesuatu spesies akan bertindak sebagai atom pusat (ditebalkan) seperti dalam CH_4 , NH_3 , H_2O , H_2S , CO_2 , ClF_3 , HNO_3 , H_2SO_4 , NH_2^- , BH_4^- , SiF_6^{2-} , ICl_4^- , H_3O^+ , PCl_4^+ , BrF_2^+ , CO_3^{2-} , NO_2^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , ClO_3^- , IO_6^{5-} , HCO_3^- , $H_2AsO_4^-$, HSO_3^- , $BrO_2F_2^-$, BO_2^- , NO_3^- , SO_3 kecuali dalam molekul N_2O (NNO).

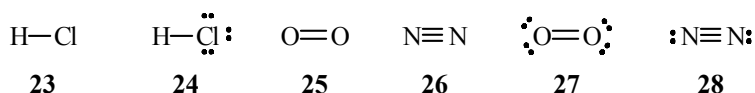
Bagi molekul dan ion poliatom yang mengandungi dua atau lebih atom tunggal, atom tunggal yang mempunyai lebih elektron tunggal dalam struktur Lewis mereka akan menjadi atom pusat seperti dalam OCS , HCN , NCO^- (ada satu lagi isomer yang kurang stabil CNO^- ; satu-satunya spesies tak organik yang boleh wujud sebagai isomer), NCS^- , $POCl_3$, NOX , NOF_3 .

Bagi dua atom tunggal yang mempunyai bilangan elektron tunggal yang sama dalam struktur Lewis mereka seperti dalam $SOCl_2$, maka atom sulfur yang lebih besar menjadi atom pusat ($SOCl_2$). Bagi ion $S_2O_3^{2-}$, yang tiada atom tunggal, salah satu atom sulfur akan menjadi atom pusat (SSO_3^{2-}).

Struktur Lewis Molekul

Sekarang kita akan cuba menulis struktur Lewis beberapa molekul pilihan seperti molekul dwiatom HCl , O_2 , N_2 , CO molekul poliatom CH_4 , H_2O , ClF_3 , OCS , O_3 , HCN , N_2O dan molekul poliatom HNO_3 , H_2SO_4 berdasarkan maklumat umum yang diberikan sebelum ini. Beberapa maklumat tambahan akan diberi bagi melengkapkan lagi maklumat yang sedia ada. Atom hidrogen dan klorin dalam molekul HCl masing-masing membentuk satu ikatan tunggal kerana masing-masing mempunyai satu elektron tunggal seperti yang ditunjukkan dalam struktur 1/7 dan 2/9 di atas. Selepas atom hidrogen dan klorin bergabung, satu garisan pendek (bukan dua) yang mewakili satu ikatan tunggal ditulis bagi menghubungkan atom hidrogen dan atom klorin (struktur 23), dengan atom klorin mempunyai tiga pasangan pencil (struktur 24).

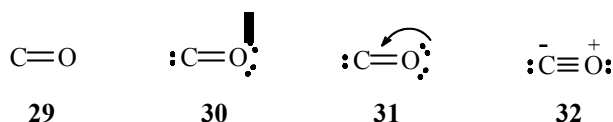
Dilihat dari sudut lain, kerana atom hidrogen menepati petua duet, maka ia tidak mempunyai apa-apa pasangan pencil (awalnya ada satu elektron tunggal): Atom klorin pula menepati petua oktet menyebabkan ia mempunyai tiga pasangan pencil (awalnya ada satu elektron tunggal dan tiga pasangan elektron) (struktur 24).



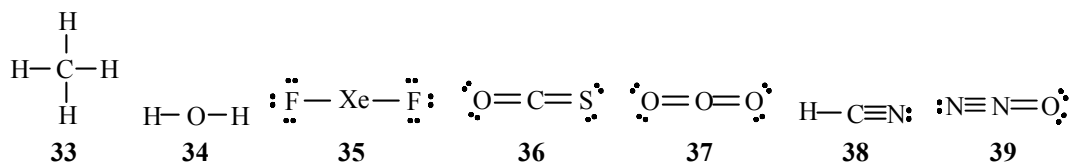
Adalah perlu diingatkan lagi sekali bahawa walaupun corak ikatan kovalen atom luaran hidrogen dan klorin (struktur 7 dan 9) diwakilkan oleh satu garis pendek masing-masing, tetapi apabila bergabung molekul HCl bukannya dihubungkan oleh dua garisan pendek yang mewakili dua ikatan kovalen. Setiap satu garis pendek pada atom hidrogen (struktur 7) dan klorin (struktur 9), atau atom-atom luaran sepadan lain, sebenarnya mewakili satu elektron tunggal masing-masing.

Molekul O₂, N₂ mempunyai ikatan dubel dan tripel (struktur **25**, **26**) kerana masing-masing atom O dan N asalnya mempunyai dua dan tiga elektron tunggal (**3/12**, **5/16**); masing-masing atom O dan N dalam molekul O₂, N₂ mempunyai dua dan satu pasangan pencil pelengkap (struktur **27**, **28**). Jika diperhatikan dalam molekul di atas (**24**) dan dalam mana-mana molekul lain, atom luaran H hanya mempunyai satu ikatan tunggal bagi menepati petua satu pasangan elektron (duet): Atom luaran selain dari hidrogen seperti Cl (struktur **24**), O (struktur **27**) dan N (struktur **28**) mempunyai ikatan kovalen campur pasangan pencil yang berjumlah empat bagi mematuhi petua empat pasangan elektron (oktet).

Di kalangan molekul dwiatom, hanya molekul CO yang menunjukkan keadaan anomali. Ini kerana atom C mempunyai empat elektron tunggal (struktur **6**) sementara atom O pula mempunyai dua elektron tunggal (struktur **3**). Keempat-empat elektron tunggal pada atom C tidak semuanya boleh digunakan untuk perpasangan/perkongsiannya kerana atom jiran O hanya mampu membekalkan dua elektron tunggal. Oleh itu, pada peringkat awal, hanya satu ikatan dubel terhasil antara atom C dan atom O dalam molekul CO (struktur **29**) bukannya ikatan kuadrupele, dengan atom O mempunyai dua pasangan pencil pelengkap dan atom C memiliki satu pasangan elektron (struktur **30**). Keadaan oktet pada atom C dalam struktur **30** dicapai dengan menukarkan pasangan pencil pada atom O kepada ikatan kovalen baru (proses **31**) bagi menghasilkan struktur semua oktet **32**. Atom O dalam struktur **32** mempunyai cas formal 1+ kerana kurang satu elektron dari keadaan asal (struktur **30**) manakala atom C pula bercas formal 1- kerana terlebih satu elektron dari keadaan asal (struktur **30**).

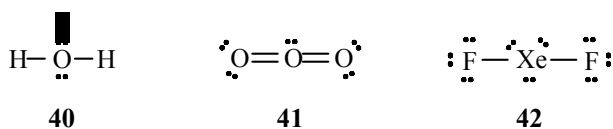


Menggunakan idea bahawa atom luaran hidrogen membentuk satu ikatan tunggal dengan atom pusat, atom luaran halogen mempunyai satu ikatan tunggal dan tiga pasangan pencil, atom luaran oksigen dan sulfur memiliki ikatan dubel dan dua pasangan pencil, dan atom luaran nitrogen menghasilkan ikatan tripel dan satu pasangan pencil, maka molekul poliatom CH₄, H₂O, XeF₂, OCS, O₃, HCN, N₂O akan memberikan struktur sepadan **33** (CH₄), **34** (H₂O), **35** (XeF₂), **36** (OCS), **37** (O₃), **38** (HCN), **39** (N₂O).



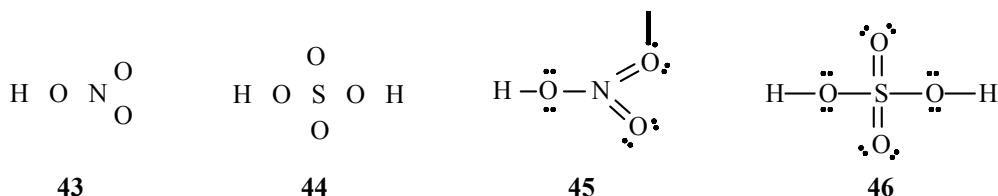
Selepas itu, kita mesti menentukan sama ada atom pusat dalam struktur **33-39** mempunyai pasangan pencil atau tidak. Atom pusat C dalam struktur **33**, **36**, **38** mempunyai empat elektron valens. Oleh kerana kesemua empat elektron valens atom pusat C digunakan untuk membentuk empat ikatan kovalen melalui perkongsian elektron satu-dan-satu dengan atom-atom luaran, maka atom pusat C dalam masing-masing struktur tidak mempunyai sebarang pasangan pencil.

Daripada enam elektron valens atom pusat O dalam struktur **34** dan **37**, masing-masing dua dan empat elektron tersebut diguna untuk membentuk dua dan empat ikatan kovalen; lebih empat dan dua elektron valens akan muncul sebagai dua dan satu pasangan pencil seperti tertera dalam struktur **40** dan **41**.



Dua ikatan kovalen pada atom pusat Xe dalam struktur **35** melibatkan penggunaan dua daripada lapan elektron valens atom tersebut; enam elektron valens selebihnya pada atom pusat Xe akan muncul sebagai tiga pasangan pencil (struktur **42**). Atom pusat N dalam struktur **39**, dengan lima elektron valens, menggunakan kesemua elektron tersebut untuk membentuk lima ikatan kovalen menyebabkan atom pusat N tidak mempunyai sebarang pasangan pencil

Penulisan struktur Lewis molekul seperti HNO_3 , H_2SO_4 memerlukan idea tambahan mengenai bagaimana atom-atom dalam molekul disambungkan sebelum kaedah penulisan biasa di atas dipakai. Dalam kes HNO_3 , atom H tidak mungkin terikat terus kepada atom N seperti yang berlaku kepada tiga atom O kerana tujuh elektron tunggal dari satu atom H dan tiga atom O adalah tidak sepadan dengan hanya lima elektron valens/tunggal dari atom N. Suasana yang sama juga berlaku kepada molekul H_2SO_4 . Oleh itu, atom hidrogen dalam molekul HNO_3 , H_2SO_4 terikat kepada atom oksigen seperti dalam susunan **43**, **44**.

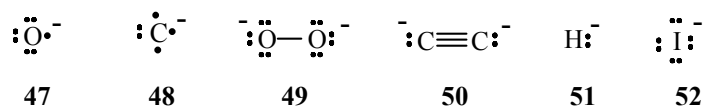


Mengingati bahawa atom H dan O luaran berikatan tunggal dan dubel berserta atom O dalam mempunyai dua ikatan tunggal di samping keperluan duet dan oktet bagi atom-atom H dan O tadi, maka struktur **45** dan **46** boleh ditulis dari susunan **43** dan **44** bagi molekul HNO_3 , H_2SO_4 .

Atom N dalam struktur **45** yang menyumbang lima elektron valens untuk lima ikatan kovalen dan atom S dalam struktur **46** yang menyumbang enam elektron valens untuk enam ikatan kovalen sebenarnya telah menggunakan kesemua lima dan enam elektron valens masing-masing sehingga atom pusat N dan S dalam **45** dan **46** tidak mempunyai sebarang pasangan pencil.

Struktur Lewis Ion Kovalen

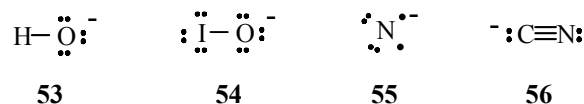
Penerangan di atas yang menggambarkan cara menulis struktur Lewis molekul neutral adalah agak terus-mulus. Bagi menggunakan kaedah yang selari terhadap ion kovalen, masalah menempatkan cas pada atom mana dalam struktur perlu diselesaikan terlebih dahulu. Dan kerja menjadi semakin mudah jika ion kovalen dibahagikan kepada ion dwiatom dan ion poliatom. Bagi ion dwiatom yang mempunyai cas berganda dua minus (O_2^{2-} , C_2^{2-}), setiap atom menerima satu cas negatif kerana atom yang bercas tinggi adalah kurang stabil. Oleh itu, ion O_2^{2-} dan C_2^{2-} bolehlah dianggap terbit daripada gabungan $\text{O}^- \text{O}^-$ dan $\text{C}^- \text{C}^-$. Keadaan ini boleh diterima kerana struktur Lewis atom O^- dan C^- (struktur **47** dan **48**) masing-masing masih menunjukkan kehadiran satu dan tiga elektron tunggal.



Pempasangan elektron-elektron tunggal antara dua atom sama O^- dan C^- memberikan ikatan tunggal dan tripel dalam ion O_2^{2-} dan C_2^{2-} (struktur **49** dan **50**). Bagi ion dwiatom yang mempunyai cas tunggal satu minus dan mengandungi atom hidrogen atau halogen (OH^- , IO^-), atom asal hidrogen dan iodin yang mempunyai satu elektron tunggal (struktur **1** dan **2**) tidak mungkin menerima satu cas negatif. Ini kerana dengan berbuat demikian, atom-atom tersebut tidak lagi mempunyai elektron tunggal yang diperlukan untuk dikongsi dengan elektron tunggal atom jiran. Sebaliknya, atom hidrogen dan halogen (struktur **1** dan **2**) menghasilkan H^- dan I^- yang merupakan ion monatom yang diketahui boleh wujud secara bersendirian kerana mempunyai keadaan elektron lengkap duet dan oktet (struktur **51** dan **52**).

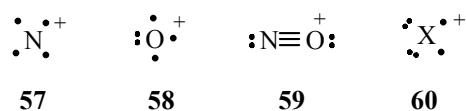
Atom oksigen di pihak lain paling layak menerima satu cas negatif kerana keelektronegatifan atom yang tinggi di samping atom tersebut asalnya mempunyai dua elektron tunggal (struktur **3**). Penambahan satu elektron kepada atom tersebut mengubahnya kepada O^- yang sekarang mempunyai satu elektron tunggal dan tiga pasangan elektron (struktur **47**). Elektron tunggal pada O^- boleh dikongsi dengan satu elektron tunggal pada atom H (dalam OH^-) dan pada atom I (dalam IO^-) untuk memberikan struktur **53** dan **54**.

Bagi ion dwiatom lain yang bercas tunggal negatif (CN^-) dan positif (NO^+) tetapi tidak mengandungi atom hidrogen dan halogen, cas ion mestilah ditempatkan pada atom tertentu sedemikian rupa sehingga kedua-dua atom nanti mempunyai bilangan elektron tunggal yang sama.



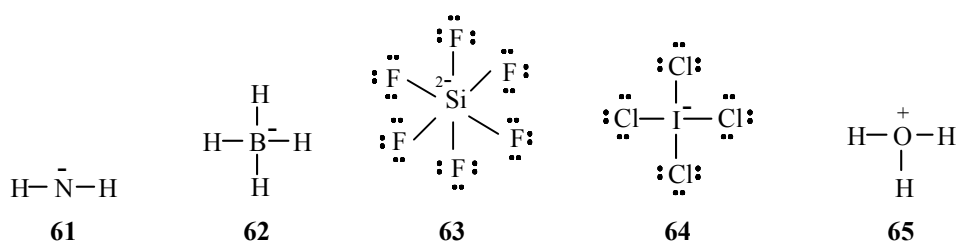
Bagi ion sianida, cas negatif tidak boleh berada pada atom nitrogen (CN^-) kerana ini menyebabkan atom C mempunyai empat elektron tunggal (struktur **6**) manakala atom N^- mempunyai hanya dua elektron tunggal (struktur **55**). Cas negatif mestilah berada pada atom karbon (C^-) kerana dengan demikian, kedua-dua atom C^- dan N mempunyai tiga elektron tunggal (struktur **48** dan **5**). Pempasangan elektron tunggal atom C^- dalam struktur **48** dan atom N dalam struktur **5** memberikan struktur **56**.

Keadaan yang sama berlaku bagi ion nitosonium di mana cas positif tidak boleh berada pada atom nitrogen (N^+O) kerana atom N^+ mempunyai empat elektron tunggal (struktur **57**) yang tidak secocok dengan atom O jiran yang mempunyai dua elektron tunggal (struktur **3**). Sebagai pilihan lain, atom oksigen yang sepatutnya menerima cas positif (NO^+) kerana sekarang atom N (struktur **5**) dan atom O^+ (struktur **58**) masing-masing mempunyai tiga elektron tunggal yang selepas bergabung menerbitkan struktur **59**.



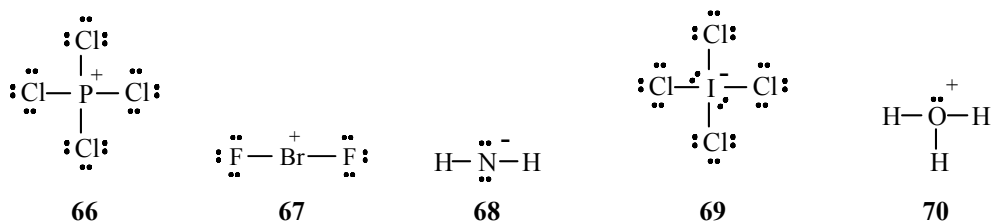
Taburan cas masih menjadi agenda utama yang mesti ditangani terlebih dahulu sebelum struktur Lewis ion poliatom dapat ditulis. Bagi anion poliatom yang mempunyai atom luar hidrogen atau halogen (NH_2^- , BH_4^- , SiF_6^{2-} , ICl_4^-) atau gabungan kedua-dua mereka, cas negatif sama ada tunggal atau berganda bagi spesies tersebut tidak boleh berada pada atom luaran hidrogen atau halogen atas alasan yang sama seperti yang diberikan kepada anion dwiatom setara sebelum ini. Kation poliatom yang setanding (H_3O^+ , PCl_4^+ , BrF_2^+) juga berkeadaan sama di mana cas positif kation tersebut tidak boleh berada pada atom luar hidrogen (H_3O^+) kerana atom H^+ tidak mempunyai sebarang elektron untuk dikongsikan dengan atom jiran.

Atom luaran fluorin (BrF_2^+) atau klorin (PCl_4^+) juga tidak boleh menerima cas positif kerana, dengan berbuat demikian, masing-masing atom F^+ dan Cl^+ mempunyai dua elektron tunggal (struktur **60**) yang nanti akan membentuk ikatan dubel dengan atom jiran. Setakat ini, tiada bukti spektroskopi yang kuat yang menyokong kewujudan ikatan dubel bagi atom halogen luaran yang bercas satu positif dengan atom jiran. Kesimpulannya ialah cas negatif atau positif bagi kation atau anion poliatom yang mengandungi atom luaran hidrogen atau halogen hanya berada pada atom dalaman dan bukannya pada atom luaran hidrogen atau halogen.

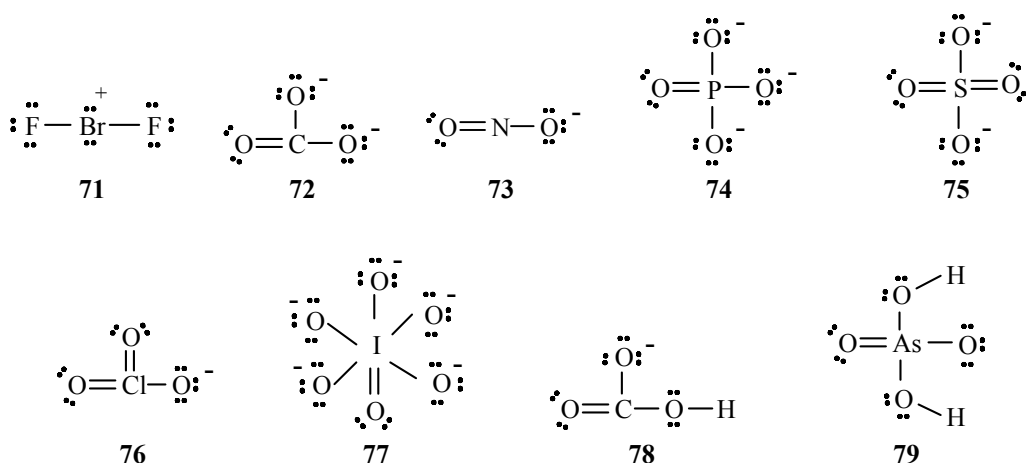


Sehubungan dengan itu, ion NH_2^- , BH_4^- , SiF_6^{2-} , ICl_4^- , H_3O^+ , PCl_4^+ , BrF_2^+ memberikan struktur sepadan **61** (NH_2^-), **62** (BH_4^-), **63** (SiF_6^{2-}), **64** (ICl_4^-), **65** (H_3O^+), **66** (PCl_4^+), **67** (BrF_2^+). Atom pusat N^- dalam **61** mempunyai enam elektron valens, dua daripadanya disumbang untuk membentuk dua ikatan kovalen, tinggal lagi empat atau dua pasangan pencil seperti dalam struktur **68**. B^- dalam **62** ada empat, semuanya digunakan untuk membentuk empat ikatan kovalen, tiada pasangan pencil pada atom pusat dan struktur kekal seperti dalam **62**. Si^{2-} dalam **63** memiliki enam, semua diguna untuk membentuk enam ikatan kovalen, tiada pasangan pencil pada atom pusat dan struktur kekal seperti dalam **63**. I^- dalam **64** mengandungi lapan, empat dipakai untuk membentuk empat ikatan kovalen, empat lagi dalam bentuk dua pasangan pencil muncul dalam struktur **69**. O^+ dalam **65** ada lima, tiga dikongsi dalam tiga ikatan kovalen, dua lagi atau satu pasangan pencil muncul dalam struktur **70**. P^+

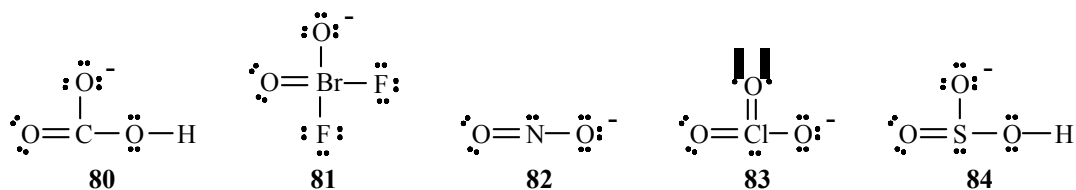
dalam **66** mempunyai empat, semua diguna untuk menghasilkan empat ikatan kovalen, tiada pasangan pencil pada atom pusat dan struktur kekal seperti dalam **66**. dan atom pusat Br^+ dalam **67** mengandungi enam elektron valens, dua dipakai dalam dua ikatan kovalen, tinggal lagi empat atau dua pasangan pencil seperti dalam struktur **71**.



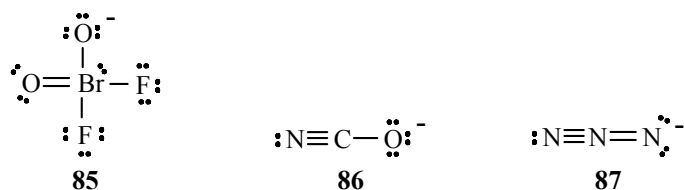
Cas negatif oksoanion (CO_3^{2-} , NO_2^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , ClO_3^- , IO_6^{5-}), hidroksuanion (HCO_3^- , H_2AsO_4^- , HSO_3^-) dan haloksoanion (BrO_2F_2^-) mestilah berada pada atom oksigen luaran sesuai dengan sifat atom tersebut yang paling elektronegatif di kalangan atom asal yang mempunyai lebih daripada satu elektron tunggal. Di sini, satu atom oksigen asal menerima satu cas negatif dan kemudian ia akan membentuk satu ikatan tunggal apabila bergabung dengan atom jiran. Seperti biasa, dengan atom jiran, atom oksigen luaran membentuk ikatan dubel, atom oksigen dalaman membentuk dua ikatan tunggal dan atom halogen luaran menghasilkan ikatan tunggal.



Berikutnya, ion CO_3^{2-} , NO_2^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , ClO_3^- , IO_6^{5-} , HCO_3^- , H_2AsO_4^- , HSO_3^- , BrO_2F_2^- memberikan struktur **72** (CO_3^{2-}), **73** (NO_2^-), **74** (PO_4^{3-}), **75** (SO_4^{2-}), **76** (ClO_3^-), **77** (IO_6^{5-}), **78** (HCO_3^-), **79** (H_2AsO_4^-), **80** (HSO_3^-), **81** (BrO_2F_2^-). Atom pusat C dalam struktur **72** dengan empat elektron valens menggunakan semua elektron tersebut untuk membentuk empat ikatan kovalen sehingga atom tersebut tidak mempunyai sebarang pasangan pencil. Keadaan yang sama berlaku kepada atom pusat P dalam **74** dengan lima elektron valens dan lima ikatan kovalen; S dalam **75** dengan enam elektron valens dan enam ikatan kovalen; I dalam **77** dengan tujuh; C dalam **78** dengan empat; dan As dalam **79** dengan lima elektron valens dan lima ikatan kovalen. Oleh itu struktur **72**, **74**, **75**, **77**, **78**, **79** tidak berubah, sekurang-kurangnya sampai ke peringkat ini. Struktur **73**, **76**, **80**, **81** memerlukan penambahan satu pasangan pencil pada atom pusat masing-masing kerana bilangan elektron valens 5 bagi atom pusat N dalam struktur **73**, 7 bagi Cl struktur **76**, 6 bagi S struktur **80**, 7 bagi Br struktur **81** didapati melebihi dua elektron berbanding bilangan elektron valens yang diguna untuk membentuk ikatan kovalen masing-masing; 3 bagi pusat N struktur **73**, 5 bagi Cl struktur **76**, 4 bagi S struktur **80**, 5 bagi Br struktur **81**; untuk memberikan struktur **82**, **83**, **84**, **85** masing-masing .



Bagi anion yang mengandung atom luaran oksigen dan nitrogen seperti dalam NCO^- , cas negatif berada pada atom oksigen yang lebih elektronegatif asalnya dengan dua elektron tunggal walaupun atom nitrogen asalnya mempunyai tiga elektron tunggal dan berupaya menerima elektron tambahan. Dengan atom dalaman C, atom O⁻ membentuk ikatan tunggal di samping tiga pasangan pencil dan atom N membentuk ikatan tripel di samping satu pasangan pencil; atom pusat C dengan empat elektron valens memakai semua elektron tersebut untuk membentuk empat ikatan kovalen. Ion NCO^- dengan itu mempunyai struktur **86**.



Bagi anion yang hanya mempunyai atom luaran nitrogen seperti dalam N_3^- , cas negatif tentunya akan berada pada salah satu atom luaran nitrogen. Seperti yang disebutkan tadi bahawa atom nitrogen awal mempunyai tiga elektron tunggal. Kemasukan satu elektron memberikan N^- yang mempunyai dua elektron tunggal yang boleh dikongsi dengan dua elektron valens atom dalaman N bagi menghasilkan ikatan dubel (seperti juga dengan atom oksigen): Atom luaran N yang satu lagi menghasilkan ikatan tripel dengan atom pusat N; akhirnya mereka memberikan struktur **87**. Lima ikatan kovalen pada atom pusat N dalam struktur **87** datangnya dari lima elektron valens atom tersebut menyebabkan atom pusat N tidak mempunyai sebarang pasangan pencil.

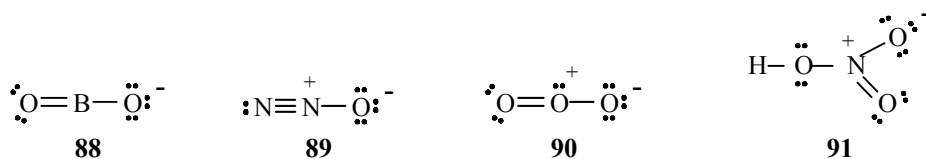
Struktur Lewis Cas Minimum dan Cas Optimum

Satu aspek lain yang perlu dipertimbangkan mengenai struktur Lewis molekul dan ion kovalen yang dilukiskan di atas adalah dari segi sama ada struktur tersebut memerlukan pengubahsuaian selanjutnya ataupun tidak. Struktur Lewis bagi semua molekul dan ion dwiatom serta struktur Lewis bagi semua molekul dan ion poliatom yang mengandungi hanya ikatan tunggal dari kehadiran atom luaran hidrogen dan halogen tidak memerlukan sebarang pengubahsuaian.

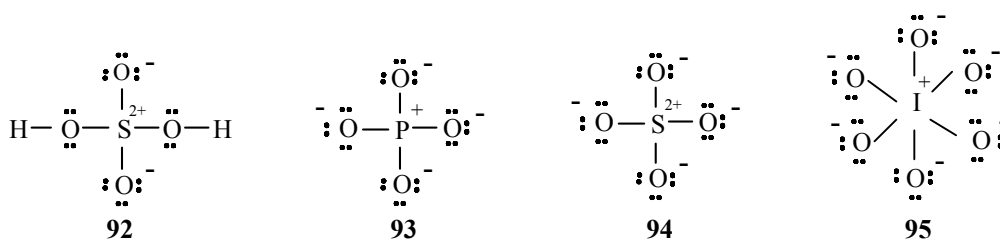
Struktur Lewis tersebut adalah **24** (HCl), **27** (O_2), **28** (N_2), **32** (CO), **33** (CH_4), **40** (H_2O), **42** (XeF_2), **49** (O_2^{2-}), **50** (C_2^{2-}), **53** (OH^-), **54** (IO^-), **56** (CN^-), **59** (NO^+), **62** (BH_4^-), **63** (SiF_6^{2-}), **66** (PCl_4^+), **68** (NH_2^-), **69** (ICl_4^-), **70** (H_3O^+), **71** (BrF_2^+). Struktur Lewis molekul dan ion poliatom yang mengandungi ikatan berganda kerana kehadiran atom luaran oksigen, sulfur dan nitrogen yang dilukiskan di bahagian atas dipanggil struktur Lewis cas minimum. Sebahagian dari mereka memerlukan pengubahsuaian jika panjang ikatan sebenar ingin diterangkan berbanding panjang ikatan dari struktur yang telah dilukis.

Ikatan berganda di mana atom dalaman yang menyambungkan ikatan berganda tersebut dalam keadaan elektron yang kurang dari oktet atau yang sama dengan oktet adalah kekal dengan keadaan tersebut sekurang-kurangnya pada peringkat ini. Ini kerana mempunyai tolakan elektrostatik antara awan elektron ikatan pada atom dalaman tersebut adalah minimum. Antara contohnya adalah struktur Lewis bagi BO_2^- (**88**; pusat B kurang oktet) dan atom pusat oktet **36** (OCS), **38** (HCN), **72** (CO_3^{2-}), **82** (NO_2^-), **86** (NCO^-).

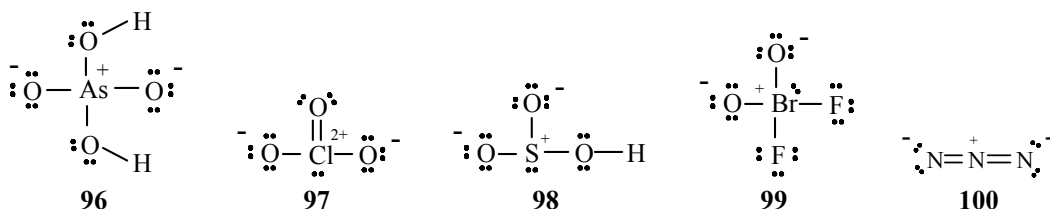
Jika atom dalaman di atas adalah dalam keadaan elektron yang lebih daripada oktet, maka tolakan elektrostatik hanya akan minimum jika ikatan tripel bertukar kepada ikatan dubel atau ikatan dubel bertukar kepada ikatan tunggal, tanpa atom dalaman turun lebih rendah dari keadaan elektron oktet, dengan cara ikatan pi tersebut bertukar kepada pasangan pencil ke arah atom luaran. Sebagai contoh, struktur Lewis cas minimum **39** (N_2O), **41** (O_3), **45** (HNO_3), **46** (H_2SO_4), **74** (PO_4^{3-}), **75** (SO_4^{2-}), **77** (IO_6^{5-}) **79** (H_2AsO_4^-), **83** (ClO_3^-), **84** (HSO_3^-), **85** (BrO_2F_2^-), **87** (N_3^-).



Berdasarkan kepada penilaian panjang ikatan, struktur-struktur ini mesti ditukar kepada struktur Lewis cas optimum. Struktur **39** berubah kepada struktur Lewis cas optimum menerusi dua cara iaitu dengan menukar satu ikatan π struktur kepada pasangan pencil ke arah atom luaran O atau atom luaran N. Cara pertama lebih diutamakan kerana menghasilkan struktur Lewis **89** yang lebih stabil disebabkan cas negatif berada pada atom yang lebih elektronegatif. Ikatan π lain yang masih tinggal dalam **89** tidak boleh dilakukan perkara sama kerana ini akan menghasilkan struktur dengan atom pusat yang kurang daripada oktet.



Struktur **41** bertukar kepada struktur **90**; **45** kepada **91**; **46** kepada **92** dengan dua ikatan π dipecahkan kepada pasangan pencil supaya atom pusat S mencapai keadaan oktet; sama juga bagi **74** kepada **93**; dan **75** kepada **94**; tetapi **77** kepada **95** dengan atom pusat I terpaksa berada dalam keadaan melebihi oktet/12 elektron; **79** kepada **96**; **83** kepada **97**; **84** kepada **98**; **85** kepada **99**; **87** kepada **100**.



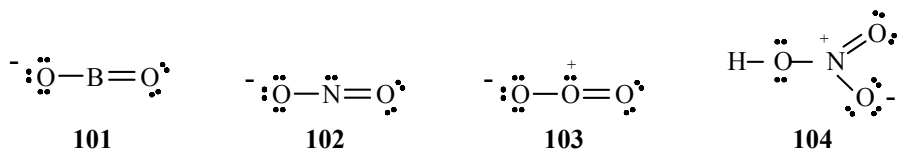
Pada pendapat penulis, kebolehan menulis hingga ke peringkat struktur Lewis cas minimum sudah mencukupi bagi pelajar bukan kimia kerana struktur tersebut sudah mencukupi untuk menerangkan sifat fizik dan corak tindak balas spesies tersebut. Bagi pelajar kimia, mereka sepatutnya mengetahui semua aspek kimia kerana mereka ingin dikenali sebagai pelajar kimia seterusnya akan menjadi ahli kimia.

Struktur Resonans

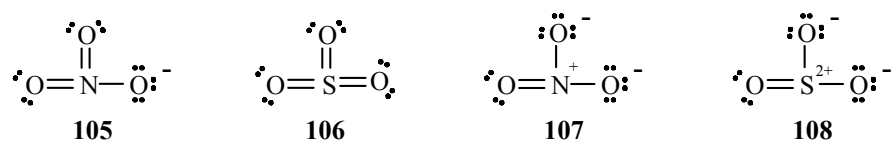
Satu aspek lain yang perlu diketahui oleh pelajar kimia ialah mengenai pelbagai kemungkinan struktur Lewis yang dipanggil struktur resonans. Struktur-struktur ini merupakan beberapa struktur Lewis, mewakili satu-satu spesies, yang terbit daripada kebolehan pasangan pencil pada atom jiran yang terikat terus kepada atom dalaman yang berikatan dubel atau tripel dengan atom jiran lain di mana atom dalaman mereka berada dalam keadaan elektron yang kurang daripada oktet atau yang menepati oktet.

Pasangan pencil tadi bertukar kepada ikatan π ke arah atom dalaman manakala ikatan π pada ikatan berganda akan bertukar kepada pasangan pencil ke arah atom luaran. Struktur **38** tidak mempunyai struktur resonans, walaupun atom pusat karbon berkeadaan oktet, kerana atom H tidak mempunyai sebarang elektron pencil. Ion BO_2^- (pusat B kurang dari oktet) mempunyai dua struktur resonans; yang pertama struktur **88** yang mewakili struktur Lewis cas minimum dan yang kedua struktur Lewis cas minimum **101** yang terbit dari struktur Lewis cas minimum **88**. Di sini, satu

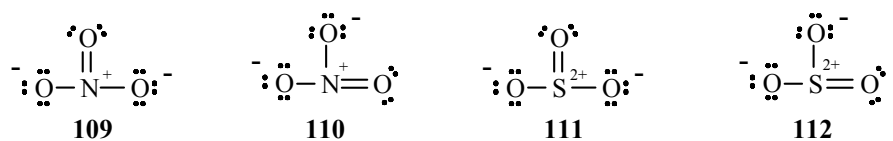
pasangan pencil pada atom oksigen luaran kanan **88** bertukar kepada ikatan π ke arah atom dalaman B di ikuti serentak oleh satu ikatan π **88** berubah kepada satu pasangan pencil ke arah atom oksigen luaran kiri; yang menghasilkan **101**.



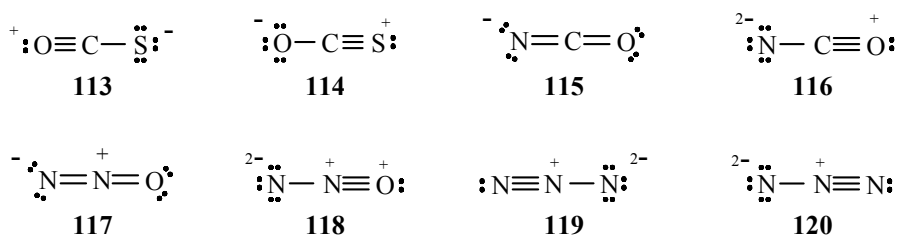
Ion NO_2^- juga mempunyai dua struktur resonans, pertama yang diwakili struktur Lewis cas minimum **82** dan kedua struktur Lewis cas minimum terbitan **102**. Molekul O_3 , HNO_3 juga mempunyai dua struktur resonans masing-masing; yang pertama daripada struktur Lewis cas optimum **90**, **91** dan yang kedua struktur Lewis cas optimum **103**, **104** yang terbit dari struktur Lewis **90**, **91**.



Ion, molekul bagi NO_3^- ; SO_3 dengan struktur Lewis cas minimum **105**; **106** dan struktur Lewis cas optimum **107**; **108** mempunyai tiga struktur resonans yang terbit daripada struktur Lewis cas optimum **107**, **108** kerana ikatan dubel struktur **107**, **108** boleh berada pada dua kedudukan lain yang berbeza dalam **109**, **110**; **111**, **112**.



Molekul dan ion seperti OCS , NCO^- , N_2O , N_3^- mempunyai tiga struktur resonans masing-masing. Molekul, ion bagi OCS , NCO^- mempunyai struktur resonans pertama daripada struktur Lewis cas minimum **36**, **86** manakala dua struktur resonans lain terbit daripada **36**, **86** memberikan struktur **113**, **114**, **115**, **116** yang juga dikenali masing-masing sebagai struktur Lewis cas optimum pertama dan kedua.



Di pihak lain, tiga struktur resonans N_2O ; N_3^- diwakili pertama oleh struktur Lewis cas optimum **89**; **100** manakala dua lagi diwakili oleh struktur Lewis cas optimum lain **117**, **118**; **119**, **120** yang terbit dari struktur **89**; **100** masing-masing. Jika diperhatikan kepada buku teks peringkat pra-universiti dan universiti, banyak kekeliruan dan kecelaruan yang timbul dalam menulis struktur resonans. Keadaan tidak sihat begini tentunya mengundang kebencian pelajar kepada mata pelajaran dan kursus kimia.

Kesimpulan

Jika diperhatikan kepada cara mudah menulis struktur Lewis molekul dan ion kovalen yang dibentangkan di atas, ia sebenarnya melibatkan dua kumpulan molekul dan ion kovalen dengan cara penulisan mereka yang mengandungi beberapa langkah. Bagi kumpulan molekul dan ion dwiatom, langkah-langkah yang perlu diikuti adalah seperti yang diperjelaskan di bahagian atas. Bagi kumpulan molekul dan ion poliatom, langkah-langkah yang terlibat adalah seperti berikut yang juga telah diperjelaskan di bahagian atas.

Pertama, kenalkan atom pusat/dalaman bagi molekul dan ion poliatom.

Kedua, cas negatif atau positif ion kovalen poliatom hanya ditempatkan pada atom pusat jika atom luaran mereka terdiri daripada atom hidrogen dan halogen sahaja. Jika wujud atom oksigen dalam anion poliatom, setiap satu cas negatif ditempatkan pada setiap satu atom oksigen. Bagi anion CN_2^{2-} , N_3^- cas negatif tidak boleh dielak dari ditempatkan pada atom nitrogen luaran dengan satu cas negatif per atom nitrogen.

Ketiga, setiap atom luaran hidrogen, halogen, O⁻ membentuk satu ikatan tunggal dan tiga pasangan pencil (kecuali hidrogen) dengan atom pusat/dalaman; setiap atom luaran oksigen, sulfur dan N⁻ membentuk satu ikatan dubel dan dua pasangan pencil; dan setiap atom luaran N memberikan ikatan tripel dan satu pasangan pencil.

Keempat, pasangan pencil pada atom pusat/dalaman ditentukan dengan mengetahui bilangan elektron valens pada atom pusat/dalaman tersebut yang terlebih selepas sebahagiannya disumbangkan untuk membentuk ikatan kovalen di mana satu ikatan kovalen memerlukan sumbangan satu elektron valens dari atom pusat/dalaman.

Kelima, struktur spesies kovalen yang hanya mengandungi ikatan tunggal adalah mewakili struktur Lewis bagi spesies kovalen tersebut. Bagi yang mengandungi ikatan berganda yang menghubungkan atom pusat/dalaman dalam keadaan melebihi oktet, tukarkan ikatan pi menjadi pasangan pencil ke arah atom luaran dengan syarat atom pusat/dalaman tidak turun kurang dari keadaan oktet. Struktur terbitan dengan ikatan tunggal kesemuanya (atom pusat/dalaman pastinya berkeadaan oktet dan ke atas) merupakan struktur Lewis kepada spesies kovalen tersebut.

Keenam, struktur Lewis dengan atom pusat/dalaman berkeadaan oktet dan berikatan berganda yang berikat terus dengan atom luaran lain yang mengandungi pasangan pencil sama ada dari struktur asal atau dari struktur yang terbit dari langkah kelima boleh menghasilkan struktur resonans dengan pasangan pencil ditukar kepada ikatan π ke arah atom pusat/dalaman dan ikatan π asal ditukar kepada pasangan pencil ke arah atom luaran yang satu lagi. Seperti disebutkan di bahagian atas, stuktur Lewis cas minimum adalah mencukupi bagi pelajar bukan kimia.

Cara yang diberikan di atas kelihatan tidak semudah seperti yang diwar-warkan kerana semua maklumat mengenai penulisan cuba diberikan dan semua aspek struktur cuba dimasukkan. Tetapi yang pasti ialah cara ini memberikan apa yang dikehendaki tanpa keraguan. Selain itu, masa yang diambil untuk menulis struktur Lewis bagi satu-satu contoh yang spesifik jauh lebih cepat dari mana-mana kaedah penjumlahan elektron valens yang dicadangkan.

Rujukan

1. J. R. Huizenga, 1993. Size of the Periodic Table. *J. Chem. Educ.*, **70**: 730-731.
2. Buni Sunade, Eng Nguan Hong, Lim Eng Wah dan Lim Yean Ching, 2001. *Kimia Tingkatan 4*; hlmn 127-129. Batu Pahat: Zeti Enterprise.
3. Tan Yin Toon, 1999. *Kimia Fizik STPM*; Edisi Kedua, hlmn 193-200. Shah Alam: Penerbit Fajar Bakti Sdn. Bhd.
4. J. E. Brady and F. Senese, 2004. *Chemistry: Matter and Its Changes*; Fourth Edition; pp 376-392. New York: John Wiley & Sons, Inc.
5. Wan-Yaacob Ahmad and Siraj Omar, 1992. Drawing Lewis Structures: A Step-by-Step Approach. *J. Chem. Educ.* **69**: 791-792.
6. Wan-Yaacob Ahmad and Mat B. Zakaria, 2000. Drawing Lewis Structures from Lewis Symbols: A Direct Electron Pairing Approach. *J. Chem. Educ.* **77**: 329-331.
7. Wan-Yaacob Ahmad and Mat B. Zakaria, 2002. A Revised Approach in Writing Lewis Structures. *Chem. Educ. J.*, **6**: 7 pp. On-Line, < <http://www.juen.ac.jp/scien/cssj/cejrnLE.html> >.