



TUTWURI
HANDAYANI



MODUL IKATAN KIMIA

UNTUK SMA KELAS XI



DIBUAT OLEH
AKILA AKANSA

TAHUN AJARAN
2026/2027

DAFTAR ISI

Pendahuluan

Kegiatan Pembelajaran 1

Proses Terbentuknya Ikatan Kovalen	4
Jenis Ikatan Kovalen	6
Ikatan Kovalen Polar dan Nonpolar	9
Menulis Struktur Lewis	12
Soal Evaluasi	15
Glosarium	18
Daftar Pustaka	19

PENDAHULUAN

A. Identitas Modul

Mata Pelajaran : Kimia

Kelas : XI MIPA

Alokasi Waktu : 3 Jam Pelajaran

Judul Modul : Ikatan Kovalen

B. Tujuan Pembelajaran

Setelah mempelajari materi ini, siswa diharapkan mampu:

1. Menjelaskan pengertian ikatan kovalen dengan benar.
2. Menjelaskan proses terbentuknya ikatan kovalen menggunakan struktur Lewis dengan tepat.
3. Mengidentifikasi jenis ikatan kovalen (tunggal, rangkap dua, dan rangkap tiga) dengan benar.
4. Membedakan ikatan kovalen polar dan nonpolar dengan tepat.
5. Menggambar struktur Lewis beberapa molekul sederhana seperti H_2O , CO_2 , dan NH_3 .

C. Deskripsi Singkat Materi

Ikatan kovalen merupakan ikatan kimia yang terbentuk ketika dua atom berbagi satu atau lebih pasangan elektron sehingga masing-masing atom dapat mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil, biasanya menyerupai konfigurasi gas mulia. Ikatan ini umumnya terjadi antara atom-atom nonlogam yang memiliki perbedaan keelektronegatifan yang relatif kecil. Proses pembentukan ikatan kovalen biasanya digambarkan menggunakan struktur Lewis, yaitu cara penulisan yang menunjukkan pasangan elektron yang digunakan untuk berikatan serta pasangan elektron bebas pada suatu atom.

Berdasarkan jumlah pasangan elektron yang digunakan bersama, ikatan kovalen dapat dibedakan menjadi tiga jenis, yaitu ikatan kovalen tunggal yang melibatkan satu pasangan elektron, ikatan kovalen rangkap dua yang melibatkan dua pasangan elektron, dan ikatan kovalen rangkap tiga yang melibatkan tiga pasangan elektron.

Selain itu, ikatan kovalen juga dapat dibedakan menjadi ikatan kovalen polar dan ikatan kovalen nonpolar. Ikatan kovalen polar terjadi ketika pasangan elektron lebih tertarik ke salah satu atom karena adanya perbedaan keelektronegatifan. Sebaliknya, ikatan kovalen nonpolar terjadi ketika pasangan elektron digunakan secara seimbang oleh kedua atom yang berikatan.

D. Petunjuk Penggunaan Modul

1. Bacalah peta konsep pada bagian awal modul untuk memahami keterkaitan antar topik yang akan dipelajari.
2. Pelajari materi secara berurutan, mulai dari pengertian ikatan kovalen, proses terbentuknya ikatan kovalen, jenis-jenis ikatan kovalen, hingga ikatan kovalen polar dan nonpolar.
3. Perhatikan contoh dan ilustrasi yang disajikan, seperti struktur Lewis, untuk membantu mempermudah pemahaman materi.
4. Kerjakan latihan soal pada setiap subtopik untuk menguji pemahaman terhadap materi yang telah dipelajari.

E. Materi Pembelajaran

Modul ini digunakan untuk mempelajari materi ikatan kimia, khususnya ikatan kovalen. Materi dalam modul ini disajikan dalam satu kegiatan pembelajaran yang dilengkapi dengan uraian materi, contoh soal, latihan soal, dan soal evaluasi untuk membantu siswa memahami konsep ikatan kovalen secara bertahap.

KEGIATAN

PEMBELAJARAN 1

A. Tujuan Pembelajaran

1. Siswa mampu menjelaskan pengertian ikatan kovalen dengan benar.
2. Siswa mampu menjelaskan proses terbentuknya ikatan kovalen menggunakan struktur Lewis dengan tepat.
3. Siswa mampu mengidentifikasi jenis ikatan kovalen (tunggal, rangkap dua, dan rangkap tiga) dengan benar.
4. Siswa mampu membedakan ikatan kovalen polar dan nonpolar dengan benar.
5. Siswa mampu menggambarkan struktur Lewis beberapa molekul sederhana seperti H_2O , CO_2 , NH_3 , dan molekul lainnya.

B. Uraian Materi



Gambar 1.1 anak kecil minum air

<https://www.haibunda.com/parenting/20241121223119-60-353414>

Tahukah kamu?

Air yang kita minum setiap hari tersusun dari molekul H_2O . Molekul ini terbentuk karena atom hidrogen dan atom oksigen saling berikatan. Mengapa atom-atom tersebut harus berikatan?

Zat-zat yang kita temui dalam kehidupan sehari-hari, seperti air yang kita minum atau oksigen yang kita hirup, tersusun dari partikel-partikel kecil yang disebut atom. Namun, sebagian besar atom tidak dapat berdiri sendiri dalam keadaan bebas karena belum berada dalam kondisi yang stabil.

Untuk mencapai keadaan yang lebih stabil, atom akan berusaha menyerupai konfigurasi elektron gas mulia. Salah satu cara yang dapat dilakukan atom untuk mencapai kestabilan adalah dengan berikatan dengan atom lain. Pada beberapa senyawa, atom-atom tersebut berbagi pasangan elektron sehingga terbentuklah ikatan kovalen.

PROSES TERBENTUKNYA IKATAN KOVALEN

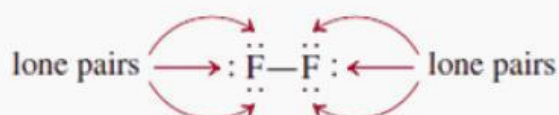
Ikatan kovalen adalah ikatan kimia yang terjadi ketika dua atom saling berbagi pasangan elektron. Ikatan ini terbentuk karena atom-atom berusaha mencapai keadaan yang lebih stabil, yaitu dengan memiliki konfigurasi elektron seperti gas mulia. Elektron yang terlibat dalam pembentukan ikatan berasal dari elektron valensi, yaitu elektron pada kulit terluar atom. Elektron yang tidak digunakan dalam pembentukan ikatan disebut pasangan elektron bebas (lone pairs).

Susunan elektron dalam molekul kovalen biasanya digambarkan menggunakan struktur Lewis, yaitu gambar yang menunjukkan pasangan elektron ikatan dan pasangan elektron bebas. Pembentukan ikatan kovalen umumnya mengikuti aturan oktet, yaitu kecenderungan atom untuk memiliki delapan elektron valensi, kecuali hidrogen yang cukup dengan dua elektron.

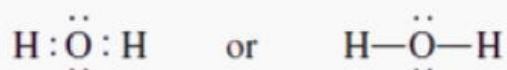
Ikatan kovalen pada unsur-unsur golongan utama hanya melibatkan elektron valensi, yaitu elektron yang berada pada kulit terluar atom. Sebagai contoh, perhatikan atom fluor (F) yang memiliki konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^5$. Elektron pada tingkat energi yang lebih rendah berada lebih dekat dengan inti atom sehingga tidak terlibat dalam pembentukan ikatan.

Oleh karena itu, atom fluor memiliki tujuh elektron valensi yang berada pada orbital 2s dan 2p. Dari ketujuh elektron tersebut, terdapat satu elektron yang tidak berpasangan, sehingga dua atom fluor dapat saling berbagi elektron untuk membentuk ikatan kovalen.

Pembentukan ikatan kovalen antara dua atom fluor dapat digambarkan sebagai berikut.



Pada molekul H_2O , atom oksigen membentuk dua ikatan kovalen dengan dua atom hidrogen dan masih memiliki dua pasangan elektron bebas.



Dalam kasus ini, atom O memiliki dua pasangan elektron bebas. Atom hidrogen tidak memiliki pasangan elektron bebas, karena satu-satunya elektronnya digunakan untuk membentuk ikatan kovalen.

Dalam molekul F_2 dan H_2O , atom F dan O mencapai konfigurasi gas mulia dengan berbagi elektron:



Pembentukan molekul-molekul tersebut menggambarkan aturan oktet yang dikemukakan oleh Lewis. Aturan ini menyatakan bahwa atom, kecuali hidrogen, cenderung membentuk ikatan hingga dikelilingi oleh delapan elektron valensi. Dengan kata lain, ikatan kovalen terbentuk karena setiap atom tidak memiliki cukup elektron untuk mencapai oktet secara sendiri. Oleh karena itu, atom-atom akan berbagi elektron melalui ikatan kovalen sehingga masing-masing atom dapat melengkapi oktetnya. Berbeda dengan atom lain, hidrogen hanya memerlukan dua elektron untuk mencapai konfigurasi elektron yang stabil seperti helium.

LATIHAN SOAL

NO	PERTANYAAN	JAWABAN
1	Jelaskan bagaimana ikatan kovalen terbentuk antara atom hidrogen (H) dan klorin (Cl) hingga membentuk molekul HCl.	
2	Atom oksigen (O) memiliki 6 elektron valensi. Jelaskan bagaimana dua atom oksigen dapat membentuk molekul O_2 melalui pembentukan ikatan kovalen.	
3	Mengapa atom-atom dalam pembentukan ikatan kovalen cenderung berbagi pasangan elektron? Kaitkan jawabanmu dengan kestabilan atom.	

JENIS JENIS IKATAN KOVALEN

Aturan oktet umumnya berlaku untuk unsur-unsur pada periode kedua dalam tabel periodik, seperti karbon (C), nitrogen (N), oksigen (O), dan fluor (F). Unsur-unsur ini hanya memiliki subkulit 2s dan 2p yang dapat menampung maksimal delapan elektron. Ketika atom-atom tersebut membentuk senyawa kovalen, mereka dapat mencapai konfigurasi elektron yang stabil seperti gas mulia dengan cara berbagi elektron dengan atom lain.

Dalam pembentukan ikatan kovalen, atom dapat berbagi satu, dua, atau tiga pasangan elektron. Berdasarkan jumlah pasangan elektron yang dibagikan, ikatan kovalen dibedakan menjadi tiga jenis, yaitu ikatan kovalen tunggal, rangkap dua, dan rangkap tiga.

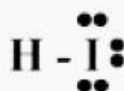
1. Ikatan Kovalen Tunggal

Ikatan kovalen tunggal terjadi ketika dua atom berbagi satu pasangan elektron. Ikatan ini biasanya digambarkan dengan satu garis (-) di antara dua atom.

Contohnya dapat ditemukan pada beberapa molekul seperti H_2 atau HI.



Gambar ikatan H_2

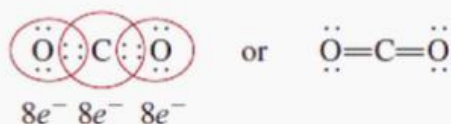


Gambar ikatan HI.

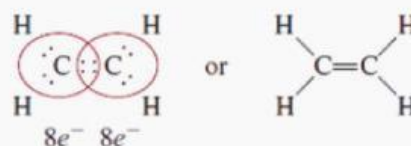
2. Ikatan Kovalen Rangkap Dua

Ikatan kovalen rangkap dua terjadi ketika dua atom berbagi dua pasangan elektron. Ikatan ini biasanya digambarkan dengan dua garis (=) di antara atom-atom yang berikatan.

Contoh senyawa yang memiliki ikatan rangkap dua adalah: Karbon dioksida (CO_2) dan Etena (C_2H_4)



Gambar ikatan rangkap dua dari Karbon dioksida (CO_2)



Gambar ikatan rangkap dua dari Etena (C_2H_4)

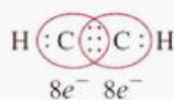
3. Ikatan Kovalen Rangkap Tiga

Ikatan kovalen rangkap tiga terjadi ketika dua atom berbagi tiga pasangan elektron. Ikatan ini digambarkan dengan tiga garis ($\equiv$) di antara dua atom.

Contoh molekul yang memiliki ikatan rangkap tiga adalah: Nitrogen (N_2) dan Asetilene (C_2H_2)



or $:N \equiv N:$



or $H-C \equiv C-H$

Gambar 3. Ikatan kovalen rangkap tiga pada molekul N_2

Gambar 4. Ikatan kovalen rangkap tiga pada Asetilene (C_2H_2)

Perhatikan bahwa pada etilena dan asetilena, semua elektron valensi digunakan dalam ikatan; tidak ada pasangan elektron bebas pada atom karbon. Bahkan, kecuali karbon monoksida, sebagian besar molekul stabil yang mengandung karbon tidak memiliki pasangan elektron bebas pada atom karbon.

Panjang Ikatan Kovalen

Panjang ikatan kovalen adalah jarak antara inti dua atom yang saling berikatan dalam suatu molekul. Panjang ikatan dapat berbeda-beda tergantung pada jenis ikatan yang terbentuk. Pada pasangan atom yang sama, ikatan rangkap tiga memiliki panjang ikatan yang paling pendek, diikuti oleh ikatan rangkap dua, dan ikatan tunggal memiliki panjang ikatan yang paling panjang. Hal ini terjadi karena semakin banyak pasangan elektron yang dibagikan antara dua atom, maka gaya tarik antaratom menjadi semakin kuat sehingga jarak antar inti atom menjadi lebih pendek. Oleh karena itu, ikatan rangkap umumnya lebih pendek dan lebih kuat dibandingkan dengan ikatan kovalen tunggal.

Tabel 1. Panjang beberapa ikatan kovalen tunggal, rangkap dua, dan rangkap tiga

Jenis Ikatan	Panjang (pm)	Jenis Ikatan	Panjang (pm)
C—H	107	C—N	143
C—O	143	C=N	138
C=O	121	C≡N	116
C—C	154	N—O	136
C=C	133	N=O	122
C≡C	120	O—H	96

LATIHAN SOAL

No.	Pertanyaan	Jawaban
1	Tentukan jenis ikatan kovalen yang terdapat pada molekul berikut:	a. H_2 b. O_2 c. N_2
2	Mengapa ikatan kovalen rangkap tiga pada N_2 lebih kuat dibandingkan ikatan kovalen tunggal pada H_2 ?	

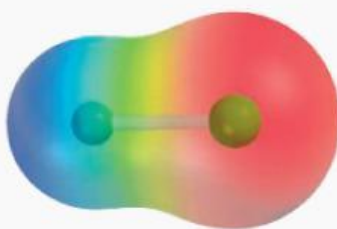
KOVALEN POLAR DAN NONPOLAR

Ikatan kovalen terjadi ketika dua atom berbagi pasangan elektron. Namun, pasangan elektron tersebut tidak selalu dibagi secara sama oleh kedua atom. Pada beberapa molekul, elektron dapat lebih banyak berada di sekitar salah satu atom dibandingkan atom lainnya. Perbedaan pembagian elektron ini menyebabkan terbentuknya dua jenis ikatan kovalen, yaitu ikatan kovalen nonpolar dan ikatan kovalen polar.

Ikatan kovalen nonpolar terjadi ketika dua atom yang berikatan berbagi pasangan elektron secara sama. Hal ini biasanya terjadi jika kedua atom memiliki sifat yang sama atau memiliki kemampuan menarik elektron yang hampir sama. Karena gaya tarik terhadap elektron seimbang, maka distribusi elektron di antara kedua atom menjadi merata.

Berbeda dengan ikatan kovalen nonpolar, ikatan kovalen polar terjadi ketika dua atom yang berikatan berbagi pasangan elektron secara tidak sama. Hal ini disebabkan karena kedua atom memiliki kemampuan menarik elektron yang berbeda. Akibatnya, pasangan elektron dalam ikatan lebih banyak berada di sekitar salah satu atom. Ikatan pada molekul hidrogen fluorida (HF) merupakan contoh ikatan kovalen polar. Pada molekul HF, atom hidrogen dan fluor berbagi pasangan elektron, tetapi karena fluor memiliki kemampuan menarik elektron lebih besar dibandingkan hidrogen, elektron lebih banyak berada di sekitar atom fluor. Hal ini menyebabkan terjadinya pergeseran kerapatan elektron menuju atom fluor sehingga daerah di sekitar fluor menjadi lebih kaya elektron, sedangkan daerah di sekitar hidrogen menjadi lebih miskin elektron.

Perbedaan distribusi elektron ini dapat digambarkan melalui peta potensial elektrostatik molekul HF. Pada peta tersebut, daerah yang kaya elektron ditunjukkan dengan warna merah, sedangkan daerah yang miskin elektron ditunjukkan dengan warna biru. Gambar ini menunjukkan bahwa elektron lebih terkonsentrasi di sekitar atom fluor dibandingkan atom hidrogen. Oleh karena itu, atom fluor memiliki muatan parsial negatif (δ^-), sedangkan atom hidrogen memiliki muatan parsial positif (δ^+).



Gambar 1. Peta potensial elektrostatik molekul HF

Ikatan HF disebut sebagai ikatan kovalen polar karena adanya pembagian elektron yang tidak merata. Dalam hal ini, elektron menghabiskan lebih banyak waktu di sekitar atom fluor daripada atom hidrogen. Ikatan kovalen polar dapat dianggap sebagai keadaan di antara ikatan kovalen nonpolar dan ikatan ion. Pada ikatan kovalen nonpolar, elektron dibagi secara sama, sedangkan pada ikatan ion terjadi perpindahan elektron yang hampir sepenuhnya dari satu atom ke atom lainnya. Salah satu sifat yang membantu menentukan apakah suatu ikatan kovalen bersifat polar atau nonpolar adalah elektronegativitas. Elektronegativitas adalah kemampuan suatu atom untuk menarik elektron ke arahnya dalam suatu ikatan kimia. Unsur yang memiliki elektronegativitas tinggi cenderung lebih kuat menarik elektron dibandingkan unsur yang memiliki elektronegativitas rendah.

Elektronegativitas berkaitan dengan afinitas elektron dan energi ionisasi. Sebagai contoh, atom fluor memiliki afinitas elektron yang tinggi dan energi ionisasi yang besar sehingga memiliki elektronegativitas yang tinggi. Sebaliknya, natrium memiliki afinitas elektron yang rendah dan energi ionisasi yang rendah sehingga elektronegativitasnya juga rendah. Nilai elektronegativitas bersifat relatif, artinya nilai suatu unsur hanya dapat dibandingkan dengan unsur lainnya.

Ahli kimia Amerika, Linus Pauling, mengembangkan suatu metode untuk menghitung nilai elektronegativitas relatif dari sebagian besar unsur. Nilai-nilai tersebut kemudian disusun dalam bentuk tabel yang menunjukkan kecenderungan perubahan elektronegativitas pada unsur-unsur dalam tabel periodik.

Increasing electronegativity

Increasing electronegativity																						
1A	2A																3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 2.1																	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Li 1.0	Be 1.5															Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0		
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 3.0						
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5						
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0						
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4						At 2.2						
Fr 0.7	Ra 0.9																					

Gambar 1. Tabel nilai elektronegativitas unsur

Dari tabel elektronegativitas tersebut dapat diamati adanya kecenderungan tertentu pada tabel periodik. Secara umum, nilai elektronegativitas meningkat dari kiri ke kanan dalam satu periode dan meningkat dari bawah ke atas dalam satu golongan. Unsur yang memiliki nilai elektronegativitas paling tinggi adalah fluor.

Perhatikan bahwa logam transisi tidak mengikuti tren ini. Unsur-unsur yang paling elektronegatif—halogen, oksigen, nitrogen, dan sulfur—ditemukan di sudut kanan atas tabel periodik, dan unsur-unsur yang paling kurang elektronegatif (logam alkali dan alkali tanah) terkumpul di dekat sudut kiri bawah.

LATIHAN SOAL

No	Pertanyaan	Jawaban
1	Jelaskan perbedaan antara ikatan kovalen polar dan ikatan kovalen nonpolar.	
2	Tentukan apakah molekul berikut bersifat polar atau nonpolar dan berikan alasannya:	a. H_2 b. HCl c. H_2O
3	Mengapa pasangan elektron pada ikatan HCl lebih tertarik ke atom klorin dibandingkan atom hidrogen?	

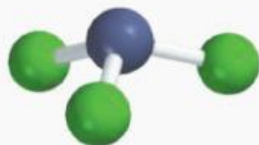
MENULIS STRUKTUR LEWIS

Struktur Lewis adalah cara untuk menggambarkan bagaimana atom-atom dalam suatu molekul saling berikatan dengan menggunakan simbol unsur dan titik-titik yang menunjukkan elektron valensi. Walaupun aturan oktet dan struktur Lewis tidak dapat menggambarkan seluruh keadaan ikatan kovalen secara sempurna, cara ini sangat membantu untuk memahami bagaimana atom-atom terikat dalam suatu senyawa serta membantu menjelaskan sifat dan reaksi suatu molekul. Oleh karena itu, mempelajari cara menuliskan struktur Lewis merupakan hal yang penting dalam pembelajaran ikatan kimia.

- Langkah pertama dalam menuliskan struktur Lewis adalah membuat kerangka dasar dari suatu senyawa. Kerangka ini dibuat dengan menuliskan simbol kimia dari setiap atom dan menempatkan ikatan di antara atom-atom tersebut. Pada umumnya, atom yang memiliki nilai elektronegativitas paling rendah ditempatkan sebagai atom pusat. Sementara itu, atom hidrogen dan fluor biasanya berada di bagian ujung (terminal) dari struktur.
- Langkah berikutnya adalah menghitung jumlah total elektron valensi yang dimiliki oleh semua atom dalam molekul atau ion. Elektron valensi adalah elektron pada kulit terluar atom yang terlibat dalam pembentukan ikatan. Jika senyawa tersebut merupakan ion poliatomik bermuatan negatif, maka jumlah muatan negatif harus ditambahkan ke jumlah elektron valensi. Sebaliknya, jika merupakan ion bermuatan positif, jumlah muatan positif harus dikurangkan dari total elektron valensi.
- Setelah jumlah elektron valensi diketahui, langkah selanjutnya adalah menggambar ikatan kovalen tunggal antara atom pusat dan atom-atom yang mengelilinginya. Kemudian elektron yang tersisa digunakan untuk melengkapi aturan oktet pada atom-atom di sekitar atom pusat. Elektron yang tidak digunakan untuk membentuk ikatan dituliskan sebagai pasangan elektron bebas di sekitar atom.
- Perlu diingat bahwa atom hidrogen tidak mengikuti aturan oktet, melainkan hanya membutuhkan dua elektron agar stabil. Hal ini dikenal sebagai aturan duplet.
- jika setelah semua langkah tersebut atom pusat masih memiliki kurang dari delapan elektron, maka dapat dibuat ikatan rangkap dua atau rangkap tiga antara atom pusat dan atom di sekitarnya. Ikatan rangkap ini terbentuk dengan menggunakan pasangan elektron bebas dari atom di sekitarnya agar atom pusat dapat memenuhi aturan oktet.

Contoh Penulisan Struktur Lewis: Nitrogen Trifluorida (NF_3)

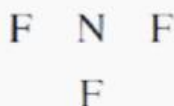
Nitrogen trifluorida (NF_3) merupakan gas yang tidak berwarna, tidak berbau, dan relatif tidak reaktif. Untuk memahami bagaimana atom-atom dalam molekul ini saling berikatan, kita dapat menuliskan struktur Lewis dari senyawa tersebut.



Gambar molekul Nitrogen Trifluorida (NF_3)

Langkah 1:

Atom N memiliki elektronegativitas yang lebih rendah daripada atom F, sehingga kerangka dasar struktur NF_3 adalah atom N sebagai atom pusat yang dikelilingi oleh tiga atom F.

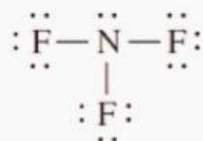


Langkah 2:

Konfigurasi elektron kulit terluar atom N dan F masing-masing adalah $2s^2 2p^3$ dan $2s^2 2p^5$. Oleh karena itu, jumlah elektron valensi dalam molekul NF_3 adalah:
 $5 + (3 \times 7) = 26$ elektron valensi.

Langkah 3:

Gambarkan satu ikatan kovalen tunggal antara atom N dan masing-masing atom F, kemudian lengkapi aturan oktet pada setiap atom F. Dua elektron yang tersisa ditempatkan pada atom N.



Karena struktur ini sudah memenuhi aturan oktet untuk semua atom, maka langkah keempat tidak diperlukan.

Pemeriksaan:

Hitung kembali jumlah elektron valensi dalam NF_3 (dalam ikatan dan pasangan elektron bebas). Hasilnya adalah 26 elektron, sama dengan jumlah total elektron valensi dari tiga atom F ($3 \times 7 = 21$) dan satu atom N (5).