

MODUL KIMIA DASAR Tahun 2018

Panduan untuk belajar

Disusun oleh :

Dr. Yusnidar Yusuf. M. Si



KATA PENGANTAR

Assalamualaikum. Wr. Wb.

Puji Syukur kehadirat Allah SWT karena atas limpahan rahmat-Nya sehingga kami dapat menyelesaikan modul Kimia Dasar untuk kepentingan perkuliahan Mahasiswa Universitas Muhammadiyah Prof. Dr. HAMKA. Modul ini disusun berdasarkan yang lebih menempatkan Mahasiswa sebagai pusat kegiatan belajar (Student Center). Modul ini juga dilengkapi dengan latihan soal untuk menguji pemahaman mahasiswa terkait dengan materi yang terdapat pada modul.

Kami menyadari masih banyak kekurangan dalam penyusunan modul ini. Oleh karena itu, kami sangat mengharapkan kritik dan saran demi perbaikan dan kesempurnaan dari modul ini.

Kami ucapkan terima kasih kepada berbagai pihak yang telah membantu proses penyelesaian modul ini. Semoga modul ini dapat bermanfaat bagi kita semua, khususnya para Mahasiswa prodi dilingkungan FFS UHAMKA.

Jakarta, 11 Desember 2018

Penulis

DAFTAR IS

COVER.....	i
KATA PENGANTAR.....	i
DAFTAR IS.....	ii
BAB I.....	1
MATERI.....	1
A. PEMBAHASAN.....	1
1.1 Pengertian Materi	1
1.2 Sifat dan Perubahan Materi	1
1.3 Perubahan Materi	1
1.4 Klasifikasi Materi	2
1.5 Wujud Materi	3
1.6 Hukum-Hukum Tentang Materi	4
B. CONTOH SOAL.....	5
BAB II	9
STRUKTUR ATOM	9
A. PEMBAHASAN.....	10
2.1 Definisi	10
2.2 Partikel Penyusun Atom	10
2.3 Penemuan Elektron, Proton, Dan Neutron	11
2.4 Perkembangan Model Atom	14
2.1 Penentuan Bilangan Kuantum Utama, Azimut, Magnetik, Dan Spin ...	18
2.2 Konfigurasi Elektron	20
2.3 Isotop, Isobar, Isoton	23
B. CONTOH SOAL.....	25
BAB III PERIODIK UNSUR.....	32
A. PEMBAHASAN.....	32
3.1 Perkembangan Sistem Periodik Unsur	32
3.2 Penentuan Periode dan Golongan Unsur dalam Sistem Periodik	34
3.3 Sifat Periodik Unsur	39

3.4 Konfigurasi Elektron pada Ion	43
B. CONTOH SOAL	45
BAB IV	50
IKATAN KIMIA	50
A. PEMBAHASAN	50
4.1 Peranan Elektron Dalam Pembentukan Ikatan Kimia	50
4.2 Teori Lewis	51
4.3 Pembentukan Ikatan	52
4.4 Kepolaran Ikatan dan Senyawa	53
B. CONTOH SOAL	56
BAB V	64
PEMBENTUKAN SENYAWA KOMPLEKS	64
A. PENGERTIAN SENYAWA KOMPLEKS, ATOM PUSAT DAN LIGAN	64
5.1 Senyawa Kompleks	64
5.2 Ikatan Kovalen Koordinasi Dan Bilangan Koordinasi	65
5.3 Penamaan Kompleks	66
5.4 Teori Ikatan Valensi Dan Bentuk Kompleks	67
B. Latihan Soal	70
BAB VI	72
STOIKIOMETRI	72
A. PEMBAHASAN	72
6.1 Pengertian Stoikiometri	72
6.2 Bilangan Avogadro	72
6.3 Massa Atom Relatif dan Massa Molekul Relatif	72
6.4 Konsep Mol	73
6.5 Rumus Molekul dan Rumus Empiris	73
6.6 Penentuan Reaksi Pembatas	74
6.7 Hasil Teoritis, Hasil Nyata dan Persen Hasil	74
B. CONTOH SOAL DAN PEMBAHASANNYA	74
BAB VII	78
REDOKS DAN ELEKTROKIMIA	78
A. PEMBAHASAN	78

7.1	Konsep-Konsep Dasar Redoks	78
7.2	Penyetaraan Reaksi Redoks	78
7.3	Komponen Sel Elektronik	79
B.	CONTOH SOAL DAN PEMBAHASAN.....	81
BAB VIII	86
KINETIKA REAKSI KIMIA	86
A.	PEMBAHASAN.....	86
8.1	Pengertian	86
8.2	Penentuan Laju Reaksi Kimia	86
8.3	Faktor Yang Mempengaruhi Kecepatan Reaksi	90
B.	CONTOH SOAL DAN PEMBAHASAN.....	91
BAB IX	94
KIMIA INTI	94
A.	PEMBAHASAN.....	94
9.1	Perbedaan Reaksi Kimia Biasa dengan Kimia Inti	94
9.2	Stabilitas Inti dan Peluruhan Inti	94
9.3	Jenis Sinar Radioaktif	96
9.4	Keseimbangan Radio Aktif	97
9.5	Jenis Reaksi Inti, Fisi, dan Fusi	99
9.6	Dampak Negatif dan Positif dari reaksi inti	101
B.	CONTOH SOAL DAN PEMBAHASAN.....	105
BAB X	110
KIMIA UNSUR	110
A.	PEMBAHASAN.....	110
10.1	Sifat Unsur Gas Mulia	110
10.2	Sifat Unsur Transisi	111
10.3	Sifat Unsur Halogen	117
10.4	Sifat Unsur Oksigen, Hydrogen, Carbon, Belerang, dan Antimon	118
B.	CONTOH SOAL DAN PEMBAHASAN.....	124
DAFTAR PUSTAKA	125

BAB I

MATERI

A. PEMBAHASAN

1.1 Pengertian Materi

Dalam ilmu kimia mempelajari bangun (struktur) materi dan perubahan yang dialami materi, baik dalam proses-proses alamiah maupun dalam eksperimen yang direncanakan. Jadi dalam Ilmu Kimia tersebut kita dapat mengetahui bagaimana benda atau materi di alam raya dapat diubah dari bentuk yang ada dengan sifat-sifat tertentu menjadi bentuk-bentuk lain dengan sifat-sifat yang berbeda.

Materi adalah segala sesuatu yang menempati ruang dan mempunyai massa. Massa suatu benda menyatakan jumlah materi yang ada pada benda itu. Massa benda berbeda dengan berat benda. Massa benda di segala tempat tetap. Berat menyatakan tarikan gravitasi bumi terhadap benda itu, dan besarnya bergantung pada letak benda itu.

1.2 Sifat dan Perubahan Materi

Materi memiliki dua sifat yaitu:

a. Sifat Intrinsik (kimia)

Sifat yang menunjukkan kualitas yang bersifat khas dari setiap materi tidak tergantung pada bentuk dan ukuran materi tersebut.

Contoh : Kestabilan dan kereaktifan.

b. Sifat Ekstrinsik (fisika)

Sifat yang tidak khas dari materi yaitu, tergantung jumlahnya, bentuknya dan juga letaknya.

Contoh: Ukuran, bentuk, panjang, massa, titik didih, volume, dan temperature.

1.3 Perubahan Materi

Perubahan materi di alam ini sering terjadi. Perubahan materi ada yang menghasilkan zat baru dan tidak menghasilkan zat baru.

a. Perubahan Kimia

Adalah perubahan kualitas yang khas dari suatu materi yang menyebabkan materi itu berubah, baik materi itu sendiri maupun dengan berinteraksi dengan materi lain. Perubahan kimia akan merubah suatu materi menjadi materi yang berbeda.

Contoh: Kertas yang dibakar, lilin yang terbakar, kedelai yang menjadi tempe, proses fotosintesa.

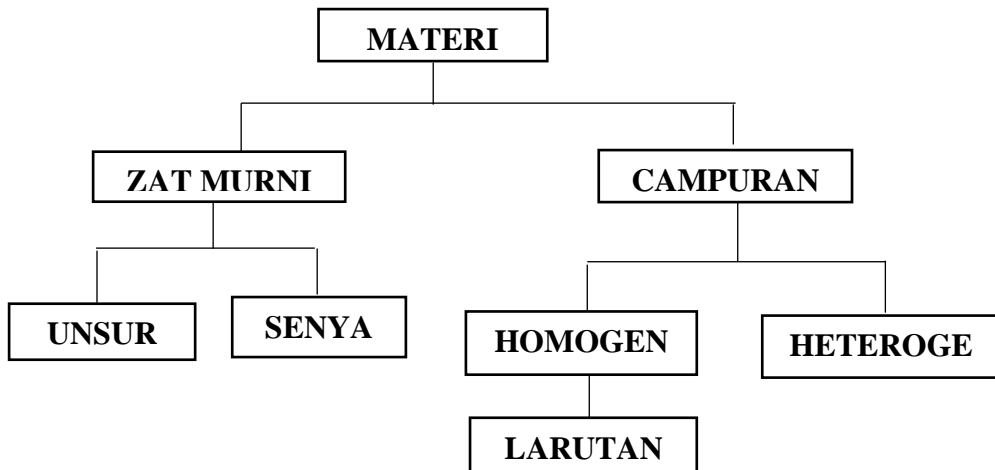
b. Perubahan Fisika

Adalah suatu proses perubahan penampilan fisik materi dengan identitas dasar tidak berubah. Perubahan fisika tidak akan menimbulkan zat baru.

Contoh: Es yang sudah mencair, lilin yang meleleh kamper menyublim.

1.4 Klasifikasi Materi

Materi berada dalam banyak bentuk dan sifat yang berbeda-beda, sehingga perlu untuk dilakukan pengelompokkan. Salah satu bagian pengelompokkan materi adalah sebagai berikut:



a. Zat (substansi)

Adalah materi yang memiliki susunan tertentu atau tetap dan sifat-sifat yang tertentu pula. Contohnya adalah air, perak, etano, garam dapur (natrium klorida), dan karbon dioksida.

b. Unsur (element)

Adalah suatu zat yang tidak dapat dipisahkan lagi menjadi zat-zat yang lebih sederhana dengan cara kimia.

Contoh unsur dalam kehidupan sehari-hari: Emas (Aurum), Perak (Argenium), Besi (Ferum), Tembaga (Cuprum), Oksigen (O), Nitrogen (N).

c. Senyawa

Adalah suatu jenis zat tunggal yang dapat dibagi menjadi dua unsur atau lebih melalui proses kimia.

Senyawa terbagi lagi menjadi dua yaitu:

1) Senyawa Organik

Adalah tersusun dari unsur karbon.

Contoh: Gula pasir, garam dan urea

2) Senyawa Anorganik

Adalah senyawa yang tidak tersusun suatu atom karbon.

Contoh: Natrium Klorida, Karbon Dioksida, Aluminium Hidroksida, dan Asa Nitrat.

d. Campuran (*mixture*)

Adalah penggabungan dua atau lebih zat di mana dalam penggabungan ini zat-zat tersebut mempertahankan identitasnya masing-masing.

Campuran terbagi menjadi dua yaitu:

1) Campuran Homogen

Tidak terlihat lagi dalam perbedaan.

Contoh: Ketika sesendok gula dilarutkan dalam air, setelah pengadukan yang cukup lama, susunan dari campurannya di seluruh bagian larutan akan sama.

2) Campuran Heterogen

Susunannya tidak seragam atau sifat asli masing-masing zat masih terlihat.

Contoh: Penambahan minyak ke dalam air juga menghasilkan campuran heterogen karena cairannya tidak memiliki susunan yang konstan.

1.5 Wujud Materi

Pada prinsipnya, semua materi dapat berada dalam tiga wujud yaitu:

a. Zat Padat

Adalah benda yang rigid (kaku) dengan bentuk yang pasti dan memiliki susunan molekul yang teratur serta gaya tarik menarik antar molekul kuat.

b. Zat Cair

Zat yang mempunyai volume tetap, tetapi bentuknya selalu berubah ubah mengikuti tempatnya dan susunan molekulnya kurang teratur.

c. Zat Gas

Zat yang mempunyai bentuk dan volume yang tidak tetap.

1.6 Hukum-Hukum Tentang Materi

a. Hukum Perbandingan Tetap (Hukum Susunan Tetap)

Penelitian Joseph Proust (1754-1826) tentang susunan senyawa menghasilkan Hukum Perbandingan Tetap. Pada tahun 1799 telah ditemukan bahwa tembaga karbonat, baik dari sumber alami maupun sintesis dalam laboratorium mempunyai susunan tetap.

Hukum Perbandingan Tetap Menyatakan:

“perbandingan massa unsur-unsur di dalam suatu senyawa kimia adalah tetap.”

b. Hukum Lavoiser (Hukum Kekekalan Massa)

Antonie Lavoiser di Perancis tahun 1789, merumuskan hukum Kekekalan Massa dari ribuan eksperimen yang berkembang pada abad ke-18. Dalam penelitiannya yaitu membakar merkuri cair berwarna putih dengan oksigen sampai dihasilkan merkuri oksida berwarna merah.

Hukum Kekekalan Massa Menyatakan:

“Massa total zat sebelum reaksi sama dengan massa total zat setelah reaksi.”

c. Hukum Dalton (Hukum Perbandingan Berganda)

John Dalton melakukan penelitian dengan membandingkan unsur unsur pada beberapa senyawa contoh oksidasi nitrogen. Senyawa yang digunakan adalah Karbon Monoksida (CO) dan Karbon Dioksida (CO₂).

Hukum Perbandingan Berganda Menyatakan:

“jika dua unsur dapat membentuk lebih dari satu senyawa dengan salah satu massa unsur dibuat tetap, maka perbandingan masa unsur lainnya dalam senyawa tersebut merupakan bilangan bulat yang sederhana.”

d. Hukum Gay Lussac (Hukum Perbandingan Volume)

Joseph Gay Lussac meneliti tentang volume gas dalam suatu reaksi kimia. Mengambil kesimpulan, bahwa perubahan volume gas dipengaruhi oleh suhu dan tekanan.

Hukum Perbandingan Volume Menyatakan:

“pada suhu dan tekanan yang sama, perbandingan volume gas yang bereaksi dari hasil reaksi merupakan bilangan bulat yang sederhana.”

e. Hipotesis Avogadro

Amadeo Avogadro menyatakan bahwa partikel unsur tidak selalu berupa atom yang berdiri sendiri, melainkan bisa berbentuk molekul unsur.

Contoh: H_2 , O_2 , N_2 , dan P_4 .

Hipotesis Avogadro Menyatakan:

“pada suhu dan tekanan yang sama, perbandingan volume gas yang volumenya yang sama pula.”

B. CONTOH SOAL

1. Apakah yang dimaksud dengan materi?

Jawab :

Materi adalah segala sesuatu yang menempati ruang dan mempunyai massa.

2. Materi mempunyai massa dan berat. Jelaskan perbedaan kedua besaran tersebut.

Jawab:

Massa adalah jumlah materi dalam tubuh terlepas dari volume atau gaya yang bekerja padanya dan massa selalu konstan di mana saja dan kapan saja. Sedangkan Berat adalah ukuran gaya gravitasi yang bekerja pada benda dan berat benda tergantung pada gravitasi di tempat itu.

3. Besi bermassa 21 gram direaksikan dengan 33 gram besi belerang. Tentukan massa belerang yang bereaksi?

Jawab :

Hukum Lavoisier menyatakan bahwa menyatakan bahwa massa zat sebelum dan setelah reaksi adalah sama, sehingga diperoleh:

21 gram + massa belerang = 33 gram

$$\text{Massa belerang} = 33 - 21 = \mathbf{12 \text{ gram}}$$

Jadi, massa belerang yang bereaksi = **12 gram**.

4. Hukum Proust Senyawa karbon dioksida dibentuk dari unsur karbon dan oksigen adalah 3:8. Jika unsur karbon yang bereaksi 1,5 gram, tentukan massa oksigen yang bereaksi dan massa karbon dioksida yang terbentuk!

Jawab :

Dari soal tersebut diketahui:

Massa karbon	Massa oksigen	Massa karbon dioksida
3	8	11
1,5 gram	?	?

Dengan menggunakan hukum perbandingan antara unsur dan massa yang diketahui, diperoleh:

$$\text{Massa oksigen yang diperlukan} = \frac{8}{3} \times 1,5 \text{ gram} = 4 \text{ gram}$$

$$\text{Massa karbon dioksida yang terbentuk} = \frac{11}{3} \times 1,5 \text{ gram} = 5,5 \text{ gram}$$

Massa karbon dioksida yang terbentuk bisa ditentukan berdasarkan persamaan hukum Lavoisier berikut.

$$\begin{aligned} \text{Massa karbon dioksida} &= \text{Massa karbon} + \text{massa oksigen} \\ &= 1,5 \text{ gram} + 4 \text{ gram} \\ &= \mathbf{5,5 \text{ gram}} \end{aligned}$$

5. Dua buah senyawa oksida nitrogen (N_xO_y) yang tersusun atas unsur oksigen dan nitrogen dengan komposisi sebagai berikut.

Senyawa	Massa Nitrogen (gr)	Massa Oksigen (gr)
---------	------------------------	-----------------------

I	28	16
II	28	48

Tentukan perbandingan antara masaa oksigen pada senyawa I dan II!

Jawab :

Massa Oksigen I : Massa Oksigen II

$$16 \text{ gr} \quad : \quad 48 \text{ gr}$$

$$1 \quad : \quad 3$$

Jadi, perbandingan massa oksigen pada senyawa I dan II adalah 1:3.

6. Apa yang dimaksud dengan unsur, senyawa, dan campuran?

Jawab:

- A. Unsur adalah suatu zat yang tidak dapat dipisahkan lagi menjadi zat-zat yang lebih sederhana dengan cara kimia.
- B. Senyawa adalah suatu jenis zat tunggal yang dapat dibagi menjadi dua unsur atau lebih melalui proses kimia.
- C. Campuran adalah penggabungan dua atau lebih zat di mana dalam penggabungan ini zat-zat tersebut mempertahankan identitasnya masing-masing.

7. Sebanyak 25 ml aseton dicampur dengan 75 ml air. Berapakah kadar etanol dalam campuran tersebut?

Jawab:

Diketahui : Volume etanol 25 ml

Volume air 75 ml

Ditanya : Kadar etanol dalam campuran?

Jawab: Volume total = 25 ml + 75 ml

$$= 100 \text{ ml}$$

$$\text{Kadar etanol} = \% \text{ volume etanol} = 25/100 \times 100\%$$

$$= 25 \%$$

Jadi, kadar etanol dalam campuran tersebut adalah 25 %

8. Diketahui perbandingan massa kalsium (Ca) dan Oksigen (O) dalam membentuk senyawa Kalsium Oksida (CaO) adalah 5 : 2. Bila direaksikan 10 gram kalsium dan 12 gram Oksigen, tentukan:

A. Massa Calcium Oksida (CaO) yang terbentuk.

B. Massa sisa pereaksinya!

Jawab:

Massa mula-mula Kalsium (Ca) = 10 gram

Massa mula-mula Oksigen (O) = 12 gram

Perbandingan massa kalsium (Ca) = $10 : 5 = 2$

Perbandingan massa Oksigen (O) = $12 : 2 = 6$

A. Untuk menentukan banyaknya zat yang bereaksi, pilihlah yang perbandingannya kecil.

Massa Kalsium yang bereaksi : $2 \times 5 = 10$ gram

Massa Oksigen yang bereaksi : $2 \times 2 = 4$ gram

_____ +

Massa Cao yang dihasilkan : = 14 gram

B. Massa Oksigen mula-mula = 12 gram

Massa Oksigen yang bereaksi = 4 gram

_____ -

Sisa massa oksigen = 8 gram

9. Karbon dan Oksigen dapat membentuk dua macam senyawa yaitu CO dan CO₂. Jika kandungan karbon pada senyawa CO dan CO₂ berturut-turut 42,85 % dan 27,2 %. Apakah data ini sesuai dengan Hukum Perbandingan Berganda?

Jawab:

Misalkan senyawa CO dan CO₂ masing-masing 100 gram.

Terbentuknya CO sebanyak 100 gram:

- Massa Karbon = 42,85 gram
- Massa Oksigen = 57,15 gram

Maka, perbandingan massanya = $42,85 : 57,15$

= 1 : 1,33

Terbentuknya CO₂ sebanyak 100 gram :

- Massa karbon = 27,2 gram
- Massa Oksigen = 72,8 gram

$$\begin{aligned} \text{Maka, perbandingan massanya} &= 27,2 : 72,8 \\ &= 1 : 2,66 \end{aligned}$$

Jadi, perbandingan massa oksigen dalam CO₂ dan CO = 2,66 : 1,33 = 2 : 1

10. Apa yang dimaksud dengan Larutan, zat terlarut dan pelarut? Berikan contohnya!

Jawab:

- Larutan adalah campuran homogen yang terdiri dari dua atau lebih zat
Contoh: Larutan air-gula, larutan air-kopi, larutan air-garam
- Zat terlarut adalah zat yang jumlahnya lebih sedikit di dalam larutan.
Contoh: Gula, kopi, garam
- Pelarut adalah jumlahnya yang lebih banyak daripada zat-zat lain di dalam larutan.
Contoh: Air

BAB II

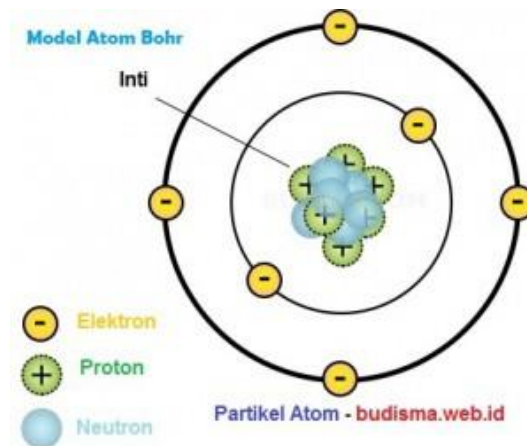
STRUKTUR ATOM

A. PEMBAHASAN

2.1 Definisi

Berdasarkan teori Dalton atom kita dapat mendefinisikan, Atom adalah unit terkecil dari suatu unsur yang dapat melakukan penggabungan kimia.

2.2 Partikel Penyusun Atom



a. Elektron

Ditemukan oleh JJ. Thomson pada tahun 1897, sebuah elektron adalah partikel subatomik yang paling ringan yang terikat ke inti dengan gaya tarik-menarik antara elektron negatif dan proton yang bermuatan positif. Sebagian besar atom adalah ruang kosong di mana elektron mengorbit di sekitar inti dan mencoba untuk mencapai keadaan stabil. Elektron memainkan peran penting dalam banyak fenomena fisik seperti listrik, magnet dan konduktivitas termal.

b. Neutron

Menurut Chadwick, neutron adalah Partikel netral yang mempunyai massa sedikit lebih besar dari pada Prot.

c. Proton dan Inti

Menurut Thomson Proton adalah Partikel-partikel bermuatan positif dalam inti. Jumlah proton yang terdapat dalam inti atom dikenal sebagai nomor atom unsur. Massa atom terkonsentrasi pada inti yang terdiri dari proton dan neutron. Massa proton dan neutron hampir sama, namun itu sekitar 1.836 kali lebih berat daripada elektron. Muatan positif antara

proton menyebabkan mereka saling tolak. Sebuah gaya nuklir yang kuat mengikat proton bersama-sama. Gaya ini diberikan oleh keberadaan 1 quark bawah dan 2 quark atas dalam proton.

- Muatan pada proton = $2 \frac{2}{3} + \left(-\frac{1}{3}\right) = 1$.
- Dengan demikian, proton memperoleh muatan positif.

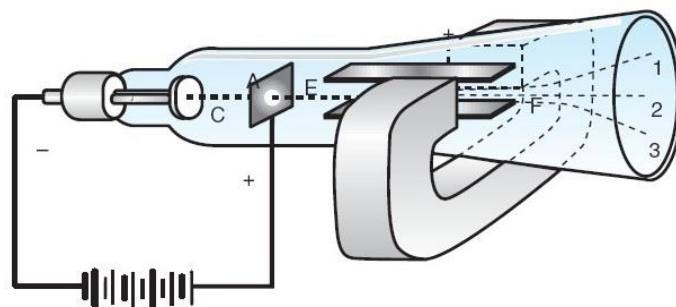
2.3 Penemuan Elektron, Proton, Dan Neutron

a. Penemuan Elektron

Pada tahun 1875, **William Crookes** dari Inggris mengulangi eksperimen Plucker dengan lebih teliti. Berdasarkan penelitiannya, ia mengungkapkan bahwa sinar katoda merupakan kumpulan partikel-partikel yang pada saat itu belum diketahui namanya.

Hasil-hasil eksperimen Crookes adalah sebagai berikut :

- 1) Partikel sinar katoda adalah bermuatan negatif karena dapat tertarik pelat bermuatan positif.
- 2) Partikel sinar katode mempunyai massa karena mampu memutar baling-baling dalam tabung.
- 3) Partikel sinar katode dimiliki oleh semua materi karena semua bahan (padat, cair dan gas) menghasilkan sinar katode yang sama.



Keterangan :

C = Katode

A = Anode

E = Lempeng kondensator bermuatan listrik

F = layar yang dapat berpendar (berfluoresensi)

Pada tahun 1897, **Joseph John Thomson** dari Inggris melalui serangkaian penelitiannya dapat membuktikan partikel yang dimaksud Stoney dengan nama **elektron**. Sejak saat itu, Thomson dikenal sebagai penemu elektron.

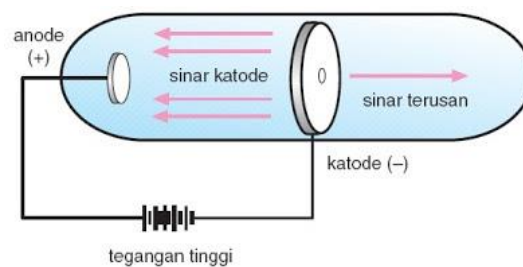
Pada tahun 1908, **Robert Andrew Millikan** bahkan dapat menemukan massa elektron yakni sebesar $9,11 \times 10^{-28}$ gram.

b. Penemuan Proton

Dengan ditemukannya elektron, para ilmuwan sangat yakin bahwa dalam atom jika ada partikel bermuatan negatif maka harusnya ada partikel bermuatan positif untuk menyeimbangkan atom.

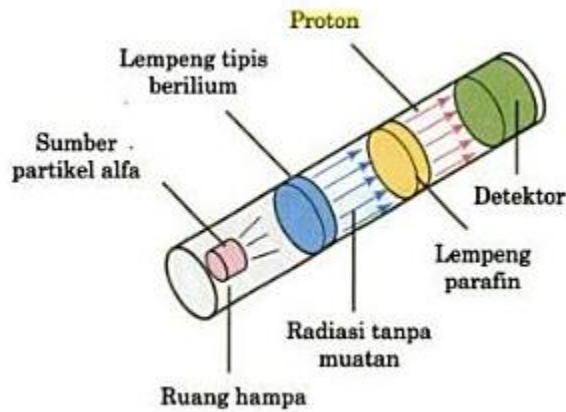
Pada tahun 1908, **Ernest Rutherford** berhasil menemukan proton. Ia melakukan eksperimen dengan menembakkan sinar alfa (bermuatan positif) pada pelat emas yang sangat tipis. Ternyata, sebagian kecil dibelokkan dengan sudut yang cukup besar, sebagian sangat kecil dipantulkan kembali ke arah datangnya sinar dan sebagian besar sinar lurus tanpa ada gangguan. Dari hasil percobaan ini, Rutherford mendapatkan kesimpulan :

- 1) Sebagian besar partikel alfa dapat menembus pelat karena melewati ruang hampa.
- 2) Partikel alfa yang mendekati inti atom dibelokkan karena mengalami gaya tolak inti.
- 3) Partikel yang menuju inti dipantulkan kembali karena inti yang bermuatan positif menolak sinar alfa yang bermuatan positif.



Partikel bermuatan positif tersebut kemudian dinamakan **proton**. Dari hasil penelitiannya tersebut, Ernest Rutherford hingga kini dikenal sebagai penemu proton.

c. Penemuan Neutron



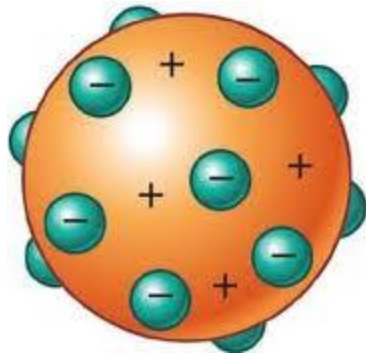
Pada tahun 1932, **James Chadwick** menemukan **neutron**. Setelah ditemukannya elektron dan proton, timbul masalah baru, jika hampir semua massa atom terhimpun pada inti (sebab massa elektron kecil dan dapat diabaikan), ternyata jumlah proton dalam ini masih belum mencukupi untuk sesuai dengan massa atom. Jadi dalam inti pasti ada partikel lain yang menemani proton. Partikel baru ini dinamai neutron dan tidak bermuatan. Massa neutron hampir sama dengan massa proton yakni $1,675 \times 10^{-24}$, hampir sama dengan proton. Proton dan neutron sering disebut dengan istilah **neuklon** yang artinya partikel-partikel inti.

Partikel	Lambang	Muatan		Massa	
		Metrik (Coulomb)	Atomik	Metrik (gram)	Atomik (sma)
Elektron	-1e0	-1.602×10^{-19}	-1	9.1×10^{-28}	0.00055
Proton	+1p0	$+1.602 \times 10^{-19}$	+1	1.670×10^{-24}	1.0073
Neutron	0n1	0	0	1.674×10^{-24}	1.0087

Keterangan: sma = satuan massa atom

2.4 Perkembangan Model Atom

a. Teori Atom Thomson

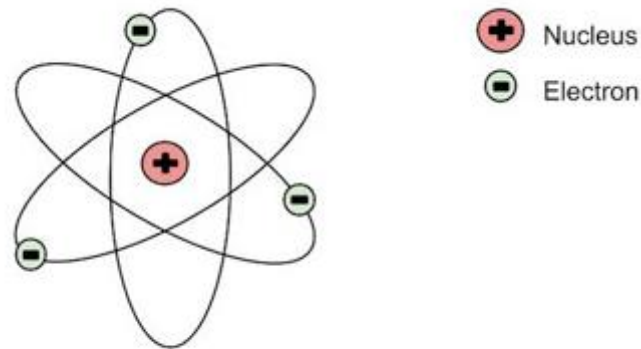


Berdasarkan percobaan Faraday tersebut, G. Johnstone Stoney pada tahun 1891 mengusulkan bahwa muatan listrik terdapat dalam satuan diskrit yang disebut elektron dan satuan ini berkaitan dengan atom.

Sifat alamiah elektron diperjelas lebih lanjut oleh Thomson melalui percobaan tabung penbawa muatan listrik yang menghasilkan sinar katoda, yaitu bergerak menurut garis lurus, memiliki massa yang lebih ringan dari atom, mengalami pembelokan oleh medan magnet atau medan listrik, serta tidak bergantung pada jenis gas pengisi tabung dan material logam katoda. Dari karakteristik tersebut, Thomson menyimpulkan bahwa sinar katoda pada hakekatnya adalah berkas partikel bermuatan negatif yang disebut elektron dan merupakan partikel penyusun atom secara universal.

Setelah tahun 1897 Joseph John Thomson berhasil membuktikan dengan tabung sinar katode bahwa sinar katode adalah berkas partikel yang bermuatan negatif (berkas elektron) yang ada pada setiap materi maka tahun 1898 J.J. Thomson membuat suatu teori atom. Menurut Thomson, *atom berbentuk bulat di mana muatan listrik positif yang tersebar merata dalam atom dinetralkan oleh elektron-elektron yang berada di antara muatan positif*. Elektron-elektron dalam atom diumpamakan seperti butiran kismis dalam roti, maka Teori Atom Thomson juga sering dikenal Teori Atom Roti Kismis. Namun, kelemahan teori ini adalah yaitu Thomson tidak dapat menjelaskan susunan muatan positif dan negatif dalam bola atom tersebut.

b. Teori Atom Rutherford



Rutherford Model of the Atom

Pada tahun 1899, Rutherford dengan menggunakan alat elektrometer dan lempengan tipis aluminium mendemonstrasikan bahwa radiasi yang dipancarkan tersebut dapat digolongkan menjadi dua jenis, yaitu radiasi alfa dan radiasi beta. Jenis yang pertama terserap sempurna oleh aluminium dengan ketebalan beberapa m, sedangkan jenis kedua memiliki daya tembus terhadap aluminium kira-kira seratus kali daya tembus radiasi jenis pertama. Pada tahun 1900, dilaporkan oleh P. Curie dan Villard, adanya radiasi jenis ketiga yang dipancarkan dari gejala keradioaktifan yang disebut sinar gamma, yang memiliki daya tembus jauh lebih besar dari sinar beta.

Mengenai gejala alamiah keradioaktifan ini, Rutherford dan Soddy pada tahun 1902 telah sampai pada pengertian yang mendalam dan menyimpulkan bahwa unsur-unsur radioaktif mengalami transformasi spontan dari suatu bentuk atom menjadi bentuk atom yang lain, disertai dengan perubahan-perubahan subatomik dan pemancaran radiasi radioaktif. Pada tahun 1903 Philipp Lenard melalui percobaannya membuktikan bahwa teori atom Thomson yang menyatakan bahwa elektron tersebar merata dalam muatan positif atom adalah tidak benar. Hal ini mendorong Ernest Rutherford (1911) tertarik melanjutkan eksperimen Lenard.

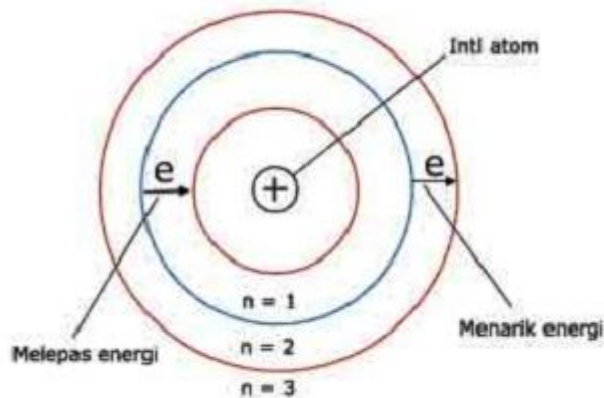
Dengan bantuan kedua muridnya Hans Geiger dan Ernest Marsden, Rutherford melakukan percobaan dengan hamburan sinar α pada lempeng tipis emas. Partikel α bermuatan positif, bergerak lurus, berdaya tembus besar sehingga bisa menembus lembaran tipis kertas.

Berdasarkan percobaan tersebut disimpulkan bahwa:

- 1) Sebagian besar ruang dalam atom adalah ruang hampa; partikel α diteruskan.
- 2) Di dalam atom terdapat suatu bagian yang sangat kecil dan padat yang disebut inti atom; partikel α dipantulkan kembali oleh inti atom.
- 3) Muatan inti atom dan partikel α sejenis yaitu positif; sebagian kecil partikel α dibelokkan.

Hasil percobaan tersebut menggugurkan teori atom Thomson. Kemudian Rutherford mengajukan teori atom sebagai berikut: *atom tersusun atas inti atom yang bermuatan positif sebagai pusat massa dan dikelilingi elektron-elektron yang bermuatan negatif*. Massa atom berpusat pada inti dan sebagian besar volume atom merupakan ruang hampa. Atom bersifat netral, karena itu jumlah muatan positif dalam atom (proton) harus sama dengan jumlah elektron. Diameter inti atom berkisar 10–15 m, sedang diameter atom berkisar 10–10 m.

c. **Teori Atom Bohr**

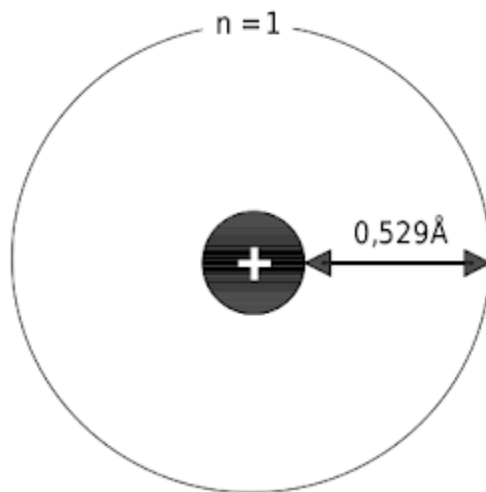


Pada tahun 1913, Niels Bohr mengajukan model atom untuk menjelaskan fenomena penampakan sinar dari unsur-unsur ketika dikenakan pada nyala api ataupun tegangan listrik tinggi. Model atom yang ia ajukan secara khusus merupakan model atom hidrogen untuk menjelaskan fenomena spektrum garis atom hidrogen. Bohr menyatakan bahwa elektron-elektron bermuatan negatif bergerak mengelilingi inti atom

bermuatan positif pada jarak tertentu yang berbeda-beda seperti orbit planet-planet mengitari matahari.

Oleh karena itu, model atom Bohr disebut juga model tata surya. Setiap lintasan orbit elektron berada tingkat energi yang berbeda; semakin jauh lintasan orbit dari inti, semakin tinggi tingkat energi. Lintasan orbit elektron ini disebut juga kulit elektron. Ketika elektron jatuh dari orbit yang lebih luar ke orbit yang lebih dalam, sinar yang diradiasikan bergantung pada tingkat energi dari kedua lintasan orbit tersebut.

d. Teori Mekanika Kuantum



Teori mekanika kuantum menjelaskan bahwa elektron yang bersifat sebagai gelombang tidak mungkin berada dalam suatu lintasan sebagaimana teori atom Bohr. Jika elektron berada dalam suatu daerah atom, maka posisi atau lokasi elektron tidak dapat ditentukan secara pasti. Keberadaan elektron hanya dapat dikatakan di daerah yang kebolehjadiannya paling besar. Daerah yang mempunyai kebolehjadian terdapatnya elektron dikenal dengan istilah orbital. Orbital didefinisikan sebagai daerah atau ruang di sekitar inti yang kemungkinan ditemukannya elektron terbesar. Beberapa orbital bergabung membentuk kelompok yang disebut subkulit. Jika orbital kita analogikan sebagai “kamar elektron”, maka subkulit dapat dipandang sebagai “rumah elektron”. Beberapa subkulit yang bergabung akan membentuk kulit atau “desa elektron”.

Subkulit	Orbital	Electron Maksimum
S	1	2
P	3	6
D	5	10
F	7	14
G	9	18
H	11	22
I	13	26

2.1 Penentuan Bilangan Kuantum Utama, Azimut, Magnetik, Dan Spin

a. Bilangan Kuantum Utama (n)

Bilangan kuantum utama (n) menyatakan kulit tempat orbital berada. Bilangan kuantum utama (n) diberi nomor dari $n = 1$ sampai dengan $n = \infty$. Kulit-kulit tersebut disimbolkan dengan huruf, dimulai huruf K, L, M, N, dan seterusnya.

Bilangan kuantum utama (n) terkait dengan jarak rata-rata lautan elektron dari inti (jari-jari = r). Jika nilai n semakin besar, maka jaraknya dengan inti semakin besar pula. Bilangan kuantum utama terdiri atas orbital-orbital yang diberi simbol s, p, d, f, g, h, i, dan seterusnya, yang kemudian dikenal dengan bilangan kuantum azimut.

b. Bilangan Kuantum Azimut (l)

Bilangan kuantum azimuth (l) membagi kulit menjadi orbital-orbital yang lebih kecil (subkulit). Untuk setiap kulit n, memiliki bilangan kuantum azimuth (l) mulai $l = 0$ sampai $l = (n - 1)$. Biasanya subkulit dengan $l = 1, 2, 3, \dots, (n - 1)$ diberi simbol s, p, d, f, dan seterusnya. Bilangan kuantum azimuth (l) menggambarkan bentuk orbital. Selain itu, pada atom yang memiliki dua elektron atau lebih bilangan kuantum azimuth (l) juga menyatakan tingkat energi. Untuk kulit yang sama, energi subkulit akan

meningkat dengan bertambahnya nilai l . Jadi, subkulit s memiliki tingkat energi yang terendah, diikuti subkulit p , d , f , dan seterusnya.

Kulit Ke	Orbital	Bilangan Kuantum Azimut (l)
1 (K)	1s	0
2 (L)	2s, 2p	0, 1
3 (M)	3s, 3p, 3d	0, 1, 2
4 (N)	4s, 4p, 4d, 4f	0, 1, 2, 3
Dst	Dst	Dst

c. Bilangan Kuantum Magnetik (m)

Bilangan kuantum magnetik (m) membagi bilangan kuantum azimut menjadi orbital-orbital. Jumlah bilangan kuantum magnetik (m) untuk setiap bilangan kuantum azimut (l) dimulai dari $m = -l$ sampai $m = +l$.

Berikut adalah hubungan antara bilangan kuantum utama, bilangan kuantum azimut dan bilangan kuantum magnetik.

Dari tabel di atas dapat disimpulkan bahwa, untuk subkulit s berjumlah orbital 1, subkulit p jumlah orbitalnya 3, subkulit d orbitalnya sebanyak 5, dan subkulit f memiliki 7 orbital.

Bilangan kuantum utama (n)	Bilangan kuantum azimut (l)	Bilangan kuantum magnetik (m)	Jumlah orbital
1 (K)	0 1s	0	1
2 (L)	0 2s	0	1
	1 2p	-1, 0, +1	3
3 (M)	0 3s	0	1

	1 3p	-1, 0, +1	3
	2 3d	-2, -1, 0, +1, +2	5
4 (N)	0 4s	0	1
	1 4p	-1, 0, +1	3
	2 4d	-2, -1, 0, +1, +2	5
	3 4f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

d. Bilangan Kuantum Spin (s)

Bilangan kuantum spin (s) menunjukkan arah putaran atau spin atau rotasi sebuah elektron pada sumbunya. Arah rotasi elektron bisa searah jarum jam (clockwise) atau berlawanan arah dengan jarum jam (anticlockwise). Oleh karena itu diberi nilai \pm . Arah rotasi yang searah jarum jam diberi notasi + atau simbol \uparrow . Sedangkan yang berlawanan arah dengan jarum jam diberi notasi - atau \downarrow . Bilangan kuantum spin merupakan dasar pengisian elektron dalam orbital.

2.2 Konfigurasi Elektron

Suatu cara penulisan yang menunjukkan distribusi elektron dalam orbital-orbital pada kulit utama dan subkulit disebut *konfigurasi elektron*. Pada penulisan konfigurasi elektron perlu dipertimbangkan tiga aturan (asas), yaitu prinsip Aufbau, asas larangan Pauli, dan kaidah Hund.

a. Prinsip Aufbau

Elektron-elektron dalam suatu atom berusaha untuk menempati subkulit-subkulit yang berenergi rendah, kemudian baru ke tingkat energi yang lebih tinggi. Dengan demikian, atom berada pada tingkat energi minimum. Inilah yang disebut *prinsip Aufbau*.

Jadi, pengisian orbital dimulai dari orbital $1s$, $2s$, $2p$, dan seterusnya. Pada gambar dapat dilihat bahwa subkulit $3d$ mempunyai energi lebih tinggi daripada subkulit $4s$. Oleh karena itu, setelah $3p$ terisi penuh maka elektron

berikutnya akan mengisi subkulit $4s$, baru kemudian akan mengisi subkulit $3d$.

b. Kaidah Hund

Untuk menyatakan distribusi elektron-elektron pada orbital-orbital dalam suatu subkulit, konfigurasi elektron dapat dituliskan dalam bentuk diagram orbital. Suatu orbital dilambangkan dengan strip, sedangkan dua elektron yang menghuni satu orbital dilambangkan dengan dua anak panah yang berlawanan arah. Jika orbital hanya mengandung satu elektron, anak panah dituliskan mengarah ke atas.

Dalam kaidah Hund, dikemukakan oleh Friedrich Hund (1894 – 1968) pada tahun 1930, disebutkan bahwa elektron-elektron dalam orbital-orbital suatu subkulit cenderung untuk tidak berpasangan. Elektron-elektron baru berpasangan apabila pada subkulit itu sudah tidak ada lagi orbital kosong.

c. Larangan Pauli

Pada tahun 1928, Wolfgang Pauli (1900 – 1958) mengemukakan bahwa tidak ada dua elektron dalam satu atom yang boleh mempunyai keempat bilangan kuantum yang sama. Dua elektron yang mempunyai bilangan kuantum utama, azimuth, dan magnetik yang sama dalam satu orbital, harus mempunyai spin yang berbeda. Kedua elektron tersebut berpasangan.

Setiap orbital mampu menampung *maksimum dua elektron*. Untuk mengimbangi gaya tolak-menolak di antara elektron-elektron tersebut, dua elektron dalam satu orbital selalu berotasi dalam arah yang berlawanan.

- a) Subkulit s (1 orbital) maksimum 2 elektron
- b) Subkulit p (3 orbital) maksimum 6 elektron
- c) Subkulit d (5 orbital) maksimum 10 elektron
- d) Subkulit f (7 orbital) maksimum 14 elektron

d. Penyimpangan Konfigurasi Elektron

Berdasarkan eksperimen, terdapat penyimpangan konfigurasi elektron dalam pengisian elektron. Penyimpangan pengisian elektron ditemui pada elektron yang terdapat pada orbital subkulit d dan f.

Penyimpangan pada orbital subkulit d dikarenakan orbital yang setengah penuh (d^5) atau penuh (d^{10}) bersifat lebih stabil dibandingkan dengan orbital yang hampir setengah penuh (d^4) atau hampir penuh (d^8 atau d^9). Dengan demikian, jika elektron terluar berakhir pada d^4 , d^8 atau d^9 tersebut, maka satu atau semua elektron pada orbital s (yang berada pada tingkat energi yang lebih rendah dari d) pindah ke orbital subkulit d.

Unsur	Teoritis	Kenyataan Eksperimen
${}_{24}\text{Cr}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$	$[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$
${}_{29}\text{Cu}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$	$[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$

e. Penulisan Konfigurasi Elektron Pada Ion

Konfigurasi ion positif dan negatif bergantung pada jumlah elektron yang dimiliki ion tersebut. Atom-atom atau ion-ion yang memiliki jumlah elektron yang sama disebut dengan *isoelektronis* dan konfigurasi elektronnya sama.

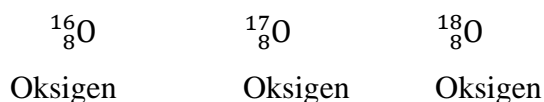
Penulisan konfigurasi elektron berlaku pada atom netral. Penulisan konfigurasi elektron pada ion yang bermuatan pada dasarnya sama dengan penulisan konfigurasi elektron pada atom netral. Atom bermuatan positif (misalnya x^+) terbentuk karena atom netral melepaskan elektron pada kulit terluarnya sebanyak x, sedangkan ion negatif (misalnya y^-) terbentuk karena menarik elektron sebanyak y. Sebagai contoh, konfigurasi ion Na^+ dengan F^- . Ion Na^+ dapat terbentuk jika atom Na melepaskan satu elektronnya (pada $3s^1$), sedangkan ion F^- dapat terbentuk jika atom F menerima satu elektron. Konfigurasi kedua ion itulah yang disebut dengan *isoelektronis*.

Penulisan konfigurasi elektronnya hanya menambah atau mengurangi elektron yang dilepas atau ditambah sesuai dengan aturan penulisan konfigurasi elektron. Ini berlaku untuk semua unsur yang membentuk ion, termasuk unsur transisi.

2.3 Isotop, Isobar, Isoton

Setelah penulisan lambang atom unsur dan penemuan partikel penyusun atom, ternyata ditemukan adanya unsur-unsur yang memiliki jumlah proton yang sama tetapi memiliki massa atom yang berbeda. Ada pula unsur-unsur yang memiliki massa atom yang sama tetapi nomor atom berbeda. Oleh karena itu, dikenal istilah isotop, isoton, dan isobar.

a. Isotop



Isotop adalah atom yang mempunyai nomor atom sama tetapi memiliki nomor massa berbeda. Misalnya, dan . Setiap isotop satu unsur memiliki sifat kimia yang sama karena jumlah elektron valensinya sama.

Isotop-isotop unsur ini dapat digunakan untuk menentukan massa atom relatif (A_r) atom tersebut berdasarkan kelimpahan isotop dan massa atom semua isotop. Berikut adalah contoh-contoh penggunaan isotop.

Radio Isotop	Kegunaan
O-18	Mengetahui mekanisme reaksi esterifikasi.
Na-24	Mempelajari peredaran darah manusia dan mendeteksi kebocoran pipi dalam tubuh.
I-131	Mempelajari kelainan pada kinerja tiroid.
Fe-59	Mengukur laju pembentukan sel darah merah dalam tubuh.
Co-60	Pengobatan kanker.
P-32	Mempelajari pemakaian pupuk pada tanaman.
C-14	Menentukan umur fosil dan mengetahui kecepatan terjadinya senyawa pada fotosintesis.

b. Isobar



Natrium



Magnesium

Isobar adalah unsur-unsur yang memiliki nomor atom berbeda tetapi nomor massa sama. Sehingga antara dan adalah isobar.

Contoh Isobar:

- Natrium dan Magnesium dapat mempunyai nomor massa yang sama yaitu ${}^{24}\text{Na}_{11}$ dan ${}^{24}\text{Mg}_{12}$.
- Hidrogen dan Helium dapat mempunyai nomor massa yang sama yaitu ${}^3\text{H}_1$ dan ${}^3\text{He}_2$.
- Karbon dan Nitrogen dapat mempunyai nomor massa yang sama yaitu ${}^{14}\text{C}_6$ dan ${}^{14}\text{N}_7$.

c. Isoton



Karbon



Nitrogen

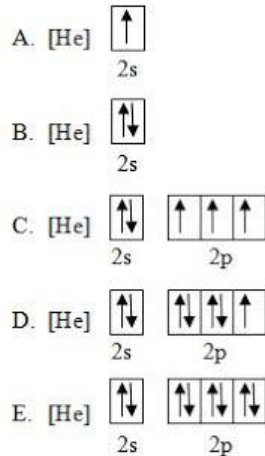
Isoton adalah Atom-atom unsur berbeda (nomor atom berbeda) yang mempunyai jumlah neutron sama disebut isoton. Contohnya dan yang sama-sama berneutron 7.

Contoh Isoton:

- Hidrogen (${}^3\text{H}_1$) dan Helium (${}^3\text{He}_2$) mempunyai jumlah neutron sama yaitu 2.
- Argon (${}^{40}\text{Ar}_{18}$) dan Kalsium (${}^{42}\text{Ca}_{20}$) mempunyai jumlah neutron sama yaitu 22.
- Nitrogen (${}^{14}\text{N}_7$) dan Karbon (${}^{13}\text{C}_6$) mempunyai jumlah neutron sama yaitu 7.

B. CONTOH SOAL

1. Suatu unsur mempunyai lambing ${}^9_9\text{Q}$. Diagram orbital dari konfigurasi unsur tersebut adalah....



Pembahasan :

Soal diatas tergolong mudah, karena berhubungan dengan konsep dasar dalam kimia. Konsep yang perlu kalian ingat :

- Prinsip Aufbau: Mengisi elektron dimulai dari orbital dengan energi paling rendah.
- Aturan Hund : Mengisi elektron pada orbital dengan tingkat energi sama, diisi dengan spin + terlebih dahulu kemudian baru dengan spin .

Nomor atom = 9



Konfigurasi elektron = $1s^2 2s^2 2p^5$

$1s^2$ bisa kita gantikan dengan He untuk mempersingkatnya maka konfigurasinya akan menjadi = $[\text{He}] 2s^2 2p^5$

Diagram orbitalnya : $[\text{He}] \begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$
2s 2p

Perhatikanlah diagram orbital diatas, dimana untuk $2p^5$, diisi terlebih dahulu spin yang positif, kemudian baru yang negatif sehingga terdapat 1 buah elektron tidak berpasangan.

Jawaban : D

2. Perhatikan notasi unsur berikut!



Konfigurasi elektron , golongan dan periode unsur Z yang tepat adalah. . . .

(Nomor atom Ne = 10)

	Konfigurasi electron	golongan	periode
A.	[Ne] $3s^2 3p^3$	V A	3
B.	[Ne] $3s^2 3p^4$	II A	2
C.	[Ne] $3s^2 3p^4$	VI A	3
D.	[Ne] $3s^2 3p^5$	VII A	3
E.	[Ne] $3s^2 3p^5$	V A	2

Pembahasan :

Yang kita butuhkan untuk membuat konfigurasi serta mencari golongan dan adalah jumlah elektron. Dari notasi unsur Z :



Nomor atom = 17 = Jumlah Proton = Jumlah Elektron

Nomor Massa = 35,5 = Jumlah proton + Jumlah Neutron

Konfigurasi unsur Z = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Atau dapat disingkat dengan menggunakan atom Ne dengan nomor atom 10, sehingga konfigurasinya dapat ditulis menjadi = [Ar] $3s^2 3p^5$

Kulit valensi = $3s^2 3p^5$

Karena konfigurasi elektronnya berakhir di orbital s dan p maka unsur Z adalah unsur golongan A.

Jumlah elektron valensi = $2 + 5 = 7 \implies$ Golongan VIIA

Periode = Bilangan kuantum utama (n) tertinggi = 3

Jawaban : D

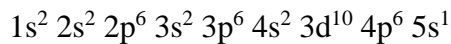
3. Suatu unsur P mempunyai harga bilangan kuantum elektron terakhir adalah $n = 5$, $l = 0$, $m = 0$ dan $s = +1/2$. Jumlah orbital yang berisi elektron berpasangan sebanyak. . . .

- A. 12 C. 18 E. 24
B. 15 D. 23

Pembahasan :

Jika $n = 5$ dan $l = 0$ maka orbital terakhir itu adalah $5s$.

Karena s memiliki nilai $l = 0$, maka nilai m nya tentu juga hanya ada 1 yaitu 0. Karena nilai m ada 1 maka jumlah kotak untuk s buah. Nilai bilangan kuantum spinnya $= +1/2$, berarti hanya ada 1 buah eletron pada orbital terakhir atom P tersebut dengan arah keatas. Berdasarkan penalaran ini maka orbital terakhir dari atom P adalah :



Langkah selanjutnya adalah tinggal melengkapi konfigurasi elektron sebelum $5s^1$.

Orbital selain $5s^1$ telah terisi penuh dengan elektron dengan jumlah orbital subkulit $s = 1$, $p = 3$ dan $d = 5$.

Jumlah orbital keseluruhan adalah $= 1 + 1 + 3 + 1 + 3 + 1 + 5 + 3 = 18$

Jawaban : C

4. Notasi suatu unsur adalah ${}^{27}_{13}X$, konfigurasi elektron ion X^{3+} adalah

- A. $1s^2 2s^2 2p^6$
B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4p^1$
C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4p^2$
D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4p^6$
E. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4p^6 3d^9$

Pembahasan :

Atom X diatas memiliki nomor atom 13 artinya jumlah elektronnya juga 13. Ketika membentuk ion X^{3+} , maka atom X akan melepaskan 3 buah elektronnya sehingga jumlah elektron pada ion X^{3+} adalah 10. Nah setelah itu tinggal buat konfigurasinya. Konfigurasi elektron ion $X^{3+} = 1s^2 2s^2 2p^6$

Jawaban : A

5. Dalam atom Ni dengan nomor atom 28 terdapat elektron yang tidak berpasangan sebanyak ...
- A. 1 elektron C. 3 elektron E. 5 elektron
B. 2 elektron D. 4 elektron

Pembahasan:

Konfigurasi elektron Ni berdasarkan aturan Aufbau:
 $_{28}\text{Ni} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

Berdasarkan aturan Hund:

$4s^2 3d^8 :$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow
---------------	----------------------	----------------------	----------------------	----------------------	------------	------------

Dari konfigurasi elektron aturan Hund di atas, maka dapat kita lihat ada 2 elektron yang tidak berpasangan.

Jawaban : B

6. Diketahui nomor atom Fe = 26; konfigurasi elektron ion Fe^{3+} adalah ...
- A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^4$
E. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$

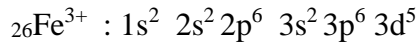
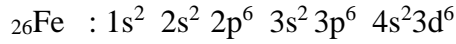
Pembahasan:

Ion Fe^{3+} artinya melepas tiga elektron sehingga jumlah elektron pada ion Fe^{3+} adalah:

$$\Rightarrow \text{Jumlah elektron } \text{Fe}^{3+} = 26 - 3$$

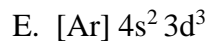
⇒ Jumlah elektron $\text{Fe}^{3+} = 23$

Dengan demikian, konfigurasi elektron ion adalah:



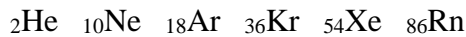
Jawaban : B

7. Konfigurasi electron unsur struktur unsur ${}^{23}\text{Q}_{11}$ adalah

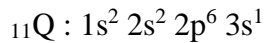


Pembahasan:

Modal dasar untuk menyelesaikan soal ini adalah menghafal nomor atom gas mulia.



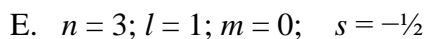
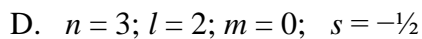
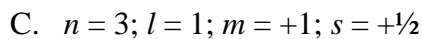
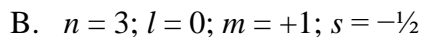
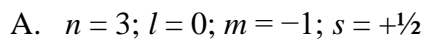
Pada struktur atom Q, yang perlu diperhatikan hanya nomor atomnya, yaitu 11.



Jadi, konfigurasi elektron unsur Q adalah $[\text{Ne}] 3s^1$

Jawaban : A

8. Harga keempat bilangan kuantum untuk elektron terakhir dari atom ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ adalah



Pembahasan:

Konfigurasi atom Cl adalah



Elektron terakhir terletak pada $3p^5$.

Terletak pada kulit ke-3 ($n = 3$).

Terletak pada subkulit p ($l = 1$)

Pada subkulit p terletak 3 ruang orbital yang berisi 5 elektron.



Elektron terakhir (orange) menempati ruang 0 ($m = 0$)

Elektron terakhir arahnya ke bawah ($s = -\frac{1}{2}$)

Jadi, harga keempat bilangan kuantum untuk elektron terakhir atom Cl

adalah $n = 3$; $l = 1$; $m = 0$; $s = -\frac{1}{2}$

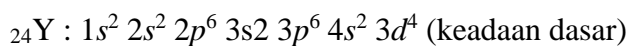
Jawaban : E

9. Unsur Y termasuk unsur transisi dan memiliki notasi ${}_{24}\text{Y}^{52}$. Konfigurasi elektron unsur Y pada keadaan dasar adalah

- A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
- B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
- C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
- D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 4p^4$
- E. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 4d^5$

Pembahasan:

Konfigurasi elektron pada keadaan dasar adalah konfigurasi elektron yang sesuai dengan prinsip Aufbau.



${}_{24}\text{Y} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ (menyimpang dari aturan Aufbau karena lebih stabil dengan keadaan subkulit s dan d terisi setengah penuh).

Jadi, konfigurasi elektron unsur Y pada keadaan dasar adalah opsi A.

Jawaban : A

10. Lambang suatu unsur adalah ${}_{16}^{30}\text{X}$, maka dalam satu atom unsur tersebut terdapat . . .

- A. 16 proton, 14 elektron, 14 neutron
- B. 16 proton, 14 elektron, 30 neutron
- C. 30 proton, 30 elektron, 16 neutron
- D. 16 proton, 16 elektron, 14 neutron
- E. 16 proton, 16 elektron, 30 neutron

Pembahasan:

Unsur dengan lambang : ${}_{16}^{30}\text{X}$

Jumlah proton = jumlah elektron = 16

Jumlah neutron = $A - Z = 30 - 16 = 14$

Jawaban : D

BAB III

SISTEM PERIODIK UNSUR

A. Pembahasan

3.1 Perkembangan Sistem Periodik Unsur

Sejak lama beberapa unsur telah menjadi beberapa bagian kehidupan manusia, seperti tembaga, perak, dan emas yang telah digunakan sebagai alat tukar dalam perdagangan maupun sebagai perhiasan. Seiring waktu para ahli mulai mengetahui bahwa setiap unsur memiliki sifat-sifat yang khas. Namun demikian sifat unsur tersebut ditentukan oleh sifat atom-atomnya. Saat ini sudah ditemukan 115 dan masih akan ditemukan lagi unsur-unsur baru lainnya. Unsur-unsur ini ada yang sifatnya mirip ada yang sama sekali berbeda dengan yang lain. Sistem periodik unsur yang sekarang ini adalah berdasarkan kenaikan nomor atom dan penempatan unsur-unsur dengan sifat-sifat yang mirip ditempatkan dalam satu golongan. Pengelompokan unsur-unsur disebut juga sistem periodik unsur-unsur tersebut didasarkan atas adanya kemiripan sifat-sifatnya. Pengelompokan ini mengalami perkembangan dari mulai pengelompokan unsur berdasarkan Sistem Lavoisier, Dalton, JAK Newland, Mendeleev dan sistem periodik modern yang kita gunakan sampai sekarang. Berikut ini penjelasan dari pengelompokan unsur-unsur :

a. Lavoisier

Pada 1789, Antoine Lavoisier mengelompokkan 33 unsur kimia. Pengelompokan unsur tersebut berdasarkan sifat kimianya. Unsur-unsur kimia dibagi menjadi empat kelompok. Yaitu gas, tanah, logam dan non logam. Pengelompokan ini masih terlalu umum karena ternyata dalam kelompok unsur logam masih terdapat berbagai unsur yang memiliki sifat berbeda.

Unsur gas yang dikelompokkan oleh Lavoisier adalah cahaya, kalor, oksigen, azote (nitrogen), dan hidrogen. Unsur-unsur yang tergolong non logam adalah sulfur, fosfor, karbon, asam klorida, asam fluorida, dan asam borak.

Unsur-unsur logam adalah antimon, perak, arsenik, bismuth. Kobalt, tembaga, timah, besi, raksa, molibdenum, nikel, emas, platina, tabel,

tungsten, dan seng. Kelemahan dari teori Lavoisior : Penglompokan masih terlalu umum.

Kelebihan dari teori Lavoisior: Sudah mengelompokkan 33 unsur yang ada berdasarkan sifat kimia sehingga bisa di jadikan referensi bagi ilmuwan-ilmuan setelahnya.

b. John Dalton

John Dalton mengemukakan bahwa unsur dari atom yang berbeda mempunyai sifat dan massa yang berbeda. Massa atom diperoleh dari perbandingan massa atom unsur terhadap massa atom unsur hidrogen. Berangkat dari teorinya itu Dalton mengelompokkan zat-zat yang berupa unsur-unsur (sebanyak 36 unsur) berdasarkan kenaikan massa atomnya.

c. J. Newlands (1863-1865)

J. Newlands merupakan orang pertama yang mengelompokkan unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atom relatif. Newlands mengumumkan penemuannya yang disebut hukum oktaf. Ia menyatakan bahwa sifat-sifat unsur berubah secara teratur. Unsur pertama mirip dengan unsur kedelapan, unsur kedua mirip dengan unsur kesembilan, dan seterusnya. Daftar unsur yang disusun oleh Newlands berdasarkan hukum oktaf. Disebut Hukum Oktaf karena beliau mendapati bahwa sifat-sifat yang sama berulang pada setiap unsur ke delapan dalam susunan selanjutnya dan pola ini menyerupai oktaf musik.

Kelemahan dari teori ini adalah dalam kenyataannya masih ditemukan beberapa oktaf yang isinya lebih dari delapan unsur.

d. Dimitri Mendeleev

Pada tahun 1869 seorang sarjana asal rusia bernama Dimitri Ivanovich Mendeleev, berdasarkan pengamatan terhadap 63 unsur yang sudah dikenal ketika itu, menyimpulkan bahwa sifat-sifat unsur adalah fungsi periodik dari massa atom relatifnya. Tabel Sistem Periodik Mendeleev yang telah disempurnakan (1871) terdiri atas golongan (lajur tegak) dan periode (deret mendatar).

Keuntungan Tabel Periodik Mendeleev dalam memahami sifat unsur ialah:

- 1) Sifat kimia dan sifat fisika unsur dalam satu golongan berubah secara teratur.
- 2) Dapat meramal sifat unsur yang belum ditemukan, yang akan mengisi tempat kosong dalam daftar.
- 3) Tabel ini tidak mengalami perubahan setelah penemuan unsur-unsur gas mulia.

Kelemahan Tabel Periodik Mendeleyev:

- 4) Panjang periode tidak sama.
- 5) Triade besi (Fe, Co, dan Ni), triade platina ringan (Ru, Rh, dan Pd), dan triade platina (Os, Ir, dan Pt) dimasukkan ke dalam golongan VIII.

Hal itu dilakukan untuk menetapkan kemiripan sifat dalam golongan. Sebagai contoh, Mendeleev menempatkan Ti ($A_r = 48$) pada golongan IV dan membiarkan golongan III kosong karena Ti lebih mirip dengan C dan Si, daripada dengan B dan Al. Mendeleev meramalkan dari sifat unsur yang belum dikenal itu. Perkiraan tersebut didasarkan pada sifat unsur lain yang sudah dikenal, yang letaknya berdampingan baik secara mendatar maupun secara tegak. Ketika unsur yang diramalkan itu ditemukan, ternyata sifatnya sangat sesuai dengan ramalan Mendeleev. Salah satu contoh adalah germanium (Ge) yang ditemukan pada tahun 1886, yang oleh Mendeleev dinamai ekasilikon.

3.2 Penentuan Periode dan Golongan Unsur dalam Sistem Periodik

a. Periode

Periode ditempatkan pada lajur horizontal dalam sistem periodik modern. Periode suatu unsur menunjukkan suatu nomor kulit yang sudah terisi elektron (n terbesar) berdasarkan konfigurasi elektron. Konfigurasi elektron adalah persebaran elektron dalam kulit-kulit atomnya.

Dalam sistem periodik modern terdapat 7 periode, yaitu :

- 1) periode 1 (periode sangat pendek) berisi 2 unsur, yaitu H dan He.
- 2) periode 2 (periode pendek) berisi 8 unsur yaitu, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne.
- 3) periode 3 (periode pendek) berisi 8 unsur, yaitu Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar.

- 4) periode 4 (periode panjang) berisi 18 unsur, yaitu K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr.
- 5) periode 5 (periode panjang) berisi 18 unsur, yaitu Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Xe.
- 6) periode 6 (periode sangat panjang) berisi 32 unsur yaitu, 18 unsur seperti pada periode 4 atau ke-5, yaitu Cs, Ba, La, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, dan 14 unsur lagi merupakan deret lantanida, yaitu Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu;
- 7) periode 7 (periode sangat panjang) berisi 28 unsur, yaitu Fr, Ra, Ac, Rf, Db, Sg, Bh, Hs, Mt, Uun, Uuu, Uub, Uut, Uuq, Uup, Uuh, Uus. Uuobelum lengkap karena maksimum 32 unsur. Pada periode ini terdapat deret aktinida yaitu Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr.

b. Golongan

Golongan adalah lajur tegak pada tabel periodik unsur. Unsur-unsur yang ada dalam satu lajur tegak adalah unsur-unsur segolongan, terdapat delapan golongan utama dan delapan golongan transisi.

1) Golongan utama

Golongan utama tersebut adalah :

- a) Golongan I A disebut golongan alkali (kecuali H) terdiri dari unsur-unsur : H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr .
- b) Golongan II A disebut golongan alkali tanah yang terdiri dari unsur-unsur : Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra.
- c) Golongan III A disebut golongan baron aluminium yang terdiri dari unsur-unsur: B, Al, Ga, In, Tl, Uut.
- d) Golongan IV A disebut golongan karbon-silicon yang terdiri dari unsur-unsur : C, Si, Ge, Sn, Pb, Uuq.
- e) Golongan V A disebut golongan nitrogen-fosforus yang terdiri dari unsur-unsur: N, P, As, Sb, Bi, Uup.
- f) Golongan VI A disebut golongan oksigen-belerang yang terdiri dari unsur-unsur: O, S, Se, Te, Po, Uuh.

- g) Golongan VII A disebut golongan halogen yang terdiri dari unsur-unsur : F, Cl, Br, I, At.
- h) Golongan VIII A disebut golongan gas mulia yang terdiri dari unsur-unsur : He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

2) Golongan transisi

Golongan transisi tersebut adalah :

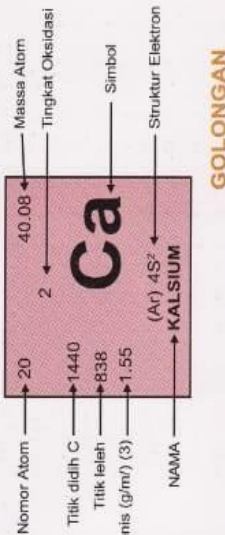
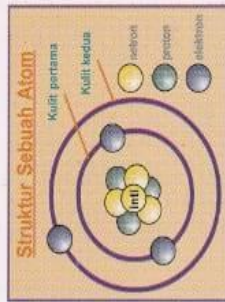
- a) Golongan I B terdiri dari unsur-unsur Cu, Ag, Au, Rg.
- b) Golongan II B terdiri dari unsur-unsur Zn, Cd, Hg, Uub.
- c) Golongan III B terdiri dari unsur-unsur Sc, Y, La, Ac.
- d) Golongan IV B terdiri dari unsur-unsur Ti, Zr, Hf, Rf.
- e) Golongan V B terdiri dari unsur-unsur V, Nb, Ta, Db.
- f) Golongan VI B terdiri dari unsur-unsur Cr, Mo, W, Sg.
- g) Golongan VII B terdiri dari unsur-unsur Mn, Tc, Re, Bh.
- h) Golongan VIII B terdiri dari unsur-unsur Fe, Ru, Os, Hs, Co, Rh, Ir, Mt, Ni, Pd, Pt, Ds.

Pada periode 6 dan 7 terdapat masing-masing 14 unsur yang disebut unsur-unsur transisi dalam, yaitu unsur-unsur lantanida dan aktinida. Unsur-unsur transisi dalam semua termasuk golongan IIIB. Unsur-unsur lantanida pada periode 6 golongan IIIB, dan unsur-unsur aktinida pada periode 7 golongan IIIB. Penempatan unsur-unsur tersebut di bagian bawah table periodik adalah untuk alasan teknis, sehingga daftar tidak terlalu panjang.

SUSUNAN BERKALA

UNSUR-UNSUR KIMIA

VIII A		VII A		VI A		V A		IV A		III A		II A		IA	
2 4.0026 He Helium	9 18.9984 F Fluor	8 16.9994 O Oksigen	7 14.0067 N Nitrogen	6 12.01115 C Karbon	5 10.811 B Boron	4 9.01224 Be Berilium	3 6.941 Li Litium	2 3.94 He Helium	18 36.461 Ar Argon	17 35.453 Cl Klorin	16 32.06 S Belerang	15 30.9738 P Fosfor	14 28.086 Si Silikon	13 26.9815 Al Aluminaum	12 24.305 Mg Magnesium
36 79.904 Kr Kripton	53 126.905 I Iodium	52 127.60 Te Telurium	51 127.25 Sb Antimon	50 118.69 Sn Timah	49 114.82 In Indium	48 112.40 Cd Kadmium	47 107.87 Ag Perak	46 106.42 Pd Paladium	45 102.905 Rh Rodium	44 101.07 Ru Rutenium	43 98.906 Tc Teknesium	42 95.94 Mo Molibden	41 92.906 Nb Niobium	40 91.22 Zr Sirokon	39 88.906 Y Lantiran
86 201.0 Xe Kseon	85 200.96 At Astatin	84 200.59 Po Polonium	83 208.98 Bi Bismut	82 207.19 Pb Timbal	81 204.37 Tl Thallium	80 200.59 Hg Raksa	79 196.967 Au Emas	78 196.967 Pt Platina	77 196.967 Ir Iridium	76 193.22 Os Osmium	75 186.2 Re Rhenium	74 183.84 W Wolfram	73 180.948 Ta Tantalum	72 180.948 Hf Hafnium	71 188.906 La Lantan
118 261 Uuo Ununoktium	117 289 Uuh Ununheptium	116 289 Uuh Ununheptium	115 289 Uup Ununpentium	114 289 Uuq Ununquatuim	113 289 Uut Ununtrium	112 277 Uub Ununbium	111 272 Uuu Ununium	110 289 Uun Ununnilium	109 269 Uut Ununseptium	108 269 Uuo Ununoktium	107 269 Uuh Ununheptium	106 269 Uuo Ununoktium	105 269 Uuo Ununoktium	104 269 Uuo Ununoktium	103 269 Uuo Ununoktium
119 304 Uuq Ununquatuim	118 304 Uuh Ununheptium	117 304 Uuh Ununheptium	116 304 Uuh Ununheptium	115 304 Uuh Ununheptium	114 304 Uuh Ununheptium	113 304 Uuh Ununheptium	112 304 Uuh Ununheptium	111 304 Uuh Ununheptium	110 304 Uuh Ununheptium	109 304 Uuh Ununheptium	108 304 Uuh Ununheptium	107 304 Uuh Ununheptium	106 304 Uuh Ununheptium	105 304 Uuh Ununheptium	104 304 Uuh Ununheptium
120 312 Uuq Ununquatuim	119 312 Uuh Ununheptium	118 312 Uuh Ununheptium	117 312 Uuh Ununheptium	116 312 Uuh Ununheptium	115 312 Uuh Ununheptium	114 312 Uuh Ununheptium	113 312 Uuh Ununheptium	112 312 Uuh Ununheptium	111 312 Uuh Ununheptium	110 312 Uuh Ununheptium	109 312 Uuh Ununheptium	108 312 Uuh Ununheptium	107 312 Uuh Ununheptium	106 312 Uuh Ununheptium	105 312 Uuh Ununheptium
121 320 Uuq Ununquatuim	120 320 Uuh Ununheptium	119 320 Uuh Ununheptium	118 320 Uuh Ununheptium	117 320 Uuh Ununheptium	116 320 Uuh Ununheptium	115 320 Uuh Ununheptium	114 320 Uuh Ununheptium	113 320 Uuh Ununheptium	112 320 Uuh Ununheptium	111 320 Uuh Ununheptium	110 320 Uuh Ununheptium	109 320 Uuh Ununheptium	108 320 Uuh Ununheptium	107 320 Uuh Ununheptium	106 320 Uuh Ununheptium



Keterangan Warna:

- Padat
- Gas
- Cair
- Unsur buatan

71 174.99 Lu Lutetium	70 174.99 Yb Ytterbium	69 174.99 Tm Terbium	68 174.99 Er Erbium	67 174.99 Ho Holmium	66 174.99 Dy Dysprosium	65 174.99 Tb Terbium	64 174.99 Gd Gadolinium	63 174.99 Eu Europium	62 174.99 Sm Samarium	61 174.99 Pm Prometium	60 174.99 Nd Neodimium	59 174.99 Pr Praseodimium	58 174.99 Ce Seraim	57 174.99 La Lantan
103 260.10 Lw Lawrencium	102 260.10 No Nobelium	101 260.10 Md Mendelevium	100 260.10 Fm Fermium	99 260.10 Es Einsteinium	98 260.10 Cf Californium	97 260.10 Bk Berkelium	96 260.10 Cm Curium	95 260.10 Am Americium	94 260.10 Pu Plutonium	93 260.10 Np Neptunium	92 260.10 U Uranium	91 260.10 Th Torium	90 260.10 Pa Protaktinium	89 260.10 Ra Radium

NAMA UNSUR-UNSUR

NAMA UNSUR		SIMBOL	NO ATOM	MASA ATOM RELATIF
INGGRIS	INDONESIA			
Scandium	Skandium	Sc	21	44,956
Selenium	Selodeng	Se	34	78,96
Selenium	Selen	Se	34	78,96
Selenium	Selen	Se	34	78,96
Selenium	Selen	Se	34	78,96
Selenium	Selen	Se	34	78,96
Selenium	Selen	Se	34	78,96
Selenium	Selen	Se	34	78,96
Selenium	Selen	Se	34	78,96

NAMA UNSUR		SIMBOL	NO ATOM	MASA ATOM RELATIF
INGGRIS	INDONESIA			
Iodine	Iodium	I	53	126,904
Iodine	Iodium	I	53	126,904
Iodine	Iodium	I	53	126,904
Iodine	Iodium	I	53	126,904
Iodine	Iodium	I	53	126,904
Iodine	Iodium	I	53	126,904
Iodine	Iodium	I	53	126,904
Iodine	Iodium	I	53	126,904
Iodine	Iodium	I	53	126,904

NAMA UNSUR		SIMBOL	NO ATOM	MASA ATOM RELATIF
INGGRIS	INDONESIA			
Aluminium	Aluminium	Al	13	26,9815
Aluminium	Aluminium	Al	13	26,9815
Aluminium	Aluminium	Al	13	26,9815
Aluminium	Aluminium	Al	13	26,9815
Aluminium	Aluminium	Al	13	26,9815
Aluminium	Aluminium	Al	13	26,9815
Aluminium	Aluminium	Al	13	26,9815
Aluminium	Aluminium	Al	13	26,9815
Aluminium	Aluminium	Al	13	26,9815
Aluminium	Aluminium	Al	13	26,9815

1. Periode pertama terdiri atas 2 unsur
2. Periode kedua terdiri atas 8 unsur
3. Periode ketiga terdiri atas 8 unsur
4. Periode keempat terdiri atas 18 unsur
5. Periode kelima terdiri atas 18 unsur
6. Periode keenam terdiri atas 32 unsur
7. Periode ketujuh terdiri atas 32 unsur

3.3 Sifat Periodik Unsur

a. Jari-jari atom

Jari-jari atom adalah jarak dari inti atom ke kulit terluar. Besarnya jari-jari atom dipengaruhi oleh jumlah kulit elektron dan muatan inti atom. Dalam suatu golongan, jari-jari atom semakin ke atas cenderung semakin kecil. Hal ini terjadi karena semakin ke atas, kulit elektron semakin kecil. Dalam suatu periode, semakin ke kanan jari-jari atom cenderung semakin kecil. Hal ini terjadi karena semakin ke kanan jumlah proton dan jumlah elektron semakin banyak, sedangkan jumlah kulit terluar yang terisi elektron tetap sama sehingga tarikan inti terhadap elektron terluar semakin kuat. Factor-faktor yang mempengaruhi ukuran atom:

- a) keseragaman Ukuran atom dalam satu golongan pada table berkala.
- b) Keseragaman ukuran atom dalam satu periode pada table berkala.
- c) Keseragaman ukuran atom dalam deret transisi

b. Jari-jari Ion

Ion mempunyai jari-jari yang berbeda secara nyata (signifikan) jika dibandingkan dengan jari-jari atom netralnya. Ion bermuatan positif (kation) mempunyai jari-jari yang lebih kecil, sedangkan ion bermuatan negatif (anion) mempunyai jari-jari yang lebih besar jika dibandingkan dengan jari-jari atom netralnya.

c. Afinitas Elektron

Afinitas Elektron adalah besarnya energi yang dibebaskan oleh suatu atom untuk menerima sebuah elektron. Jadi, besaran afinitas elektron merupakan besaran yang dapat digunakan untuk mudah tidaknya atom untuk menarik elektron. Semakin besar afinitas elektron yang dimiliki atom itu menunjukkan bahwa atom itu mudah menarik elektron dari luar dan membentuk ion negatif(anion).

Jika ion negatif yang terbentuk bersifat stabil, maka proses penyerapan elektron itu disertai pelepasan energi dan afinitas elektronnya dinyatakan dengan tanda negatif. Akan tetapi jika ion negatif yang terbentuk tidak stabil, maka proses penyerapan elektron akan membutuhkan energi dan afinitas elektronnya dinyatakan dengan tanda positif.

Jadi, unsur yang mempunyai afinitas elektron bertanda negatif mempunyai kecenderungan lebih besar menyerap elektron daripada unsur yang afinitas elektronnya bertanda positif. Makin negatif nilai afinitas elektron berarti makin besar kecenderungan menyerap elektron. Dalam satu periode dari kiri ke kanan, jari-jari semakin kecil dan gaya tarik inti terhadap elektron semakin besar, maka atom semakin mudah menarik elektron dari luar sehingga afinitas elektron semakin besar.

Pada satu golongan dari atas ke bawah, jari-jari atom makin besar, sehingga gaya tarik inti terhadap elektron makin kecil, maka atom semakin sulit menarik elektron dari luar, sehingga afinitas elektron semakin kecil. Dalam satu periode, dari kiri ke kanan afinitas elektron bertambah. Dalam satu golongan, dari atas ke bawah afinitas elektron berkurang.

d. Keelektronegatifan

Keelektronegatifan adalah kemampuan suatu atom untuk menarik elektron dari atom lain. Faktor yang mempengaruhi keelektronegatifan adalah gaya tarik dari inti terhadap elektron dan jari-jari atom. Harga keelektronegatifan bersifat relatif (berupa perbandingan suatu atom yang lain).

- 1) Unsur-unsur yang segolongan : keelektronegatifan makin ke bawah makin kecil, karena gaya tarik-menarik inti makin lemah. Unsur-unsur bagian bawah dalam sistem periodik cenderung melepaskan elektron.
- 2) Unsur-unsur yang seperiode : keelektronegatifan makin ke kanan makin besar.

Keelektronegatifan terbesar pada setiap periode dimiliki oleh golongan VII A (unsur-unsur halogen). Harga keelektronegatifan terbesar terdapat pada flour (F) yakni 4,0, dan harga terkecil terdapat pada Fransium (Fr) yakni 0,7. Harga keelektronegatifan penting untuk menentukan bilangan oksidasi (biloks) unsur dalam suatu senyawa. Jika harga keelektronegatifan besar, berarti unsur yang bersangkutan cenderung menerima elektron dan membentuk bilangan oksidasi negatif. Jika harga keelektronegatifan kecil, unsur cenderung melepaskan elektron dan membentuk bilangan oksidasi positif. Jumlah atom yang diikat bergantung pada elektron valensinya.

e. Sifat Logam dan Non Logam

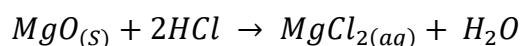
Sifat-sifat unsur logam yang spesifik, antara lain : mengkilap, menghantarkan panas dan listrik, dapat ditempa menjadi lempengan tipis, serta dapat ditentangkan menjadi kawat/kabel panjang. Sifat-sifat logam tersebut diatas yang membedakan dengan unsur-unsur bukan logam. Sifat-sifat logam, dalam sistem periodik makin kebawah makin bertambah, dan makin ke kanan makin berkurang.

Batas unsur-unsur logam yang terletak di sebelah kiri dengan batas unsur-unsur bukan logam di sebelah kanan pada sistem periodik sering digambarkan dengan tangga diagonal bergaris tebal. Unsur-unsur yang berada pada batas antara logam dengan bukan logam menunjukkan sifat ganda..

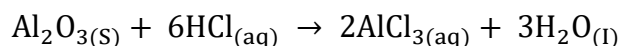
Contoh :

- 1) Berilium dan Aluminium adalah logam yang memiliki beberapa sifat bukan logam. Hal ini disebut unsur-unsur amfoter.
- 2) Baron dan Silikon adalah unsur bukan logam yang memiliki beberapa sifat logam. Hal ini disebut unsur-unsur metalloid.

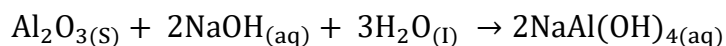
Magnesium oksida agak sukar larut; oksida ini tidak bereaksi dengan air dalam tingkat yang teramati. Tetapi. Oksida tersebut bereaksi dengan asan dengan cara yang menyerupai reaksi asam basa :



Perhatikan bahwa produk reaksinya berupa garam ($MgCl_2$) dan air, produk yang biasa dihasilkan pada reaksi penetralan asam-basa. Aluminium oksida bahkan lebih sulit larut dibandingkan magnesium oksida; oksida ini juga tidak bereaksi dengan air. Tetapi, zat ini menunjukkan sifat-sifat basa dengan bereaksi dengan asam :

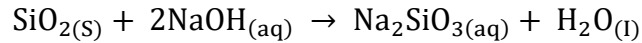


Zat ini menunjukkan sifat-sifat asam dengan bereaksi dengan basa :



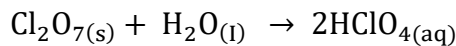
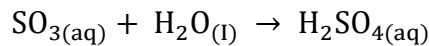
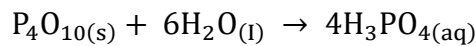
Jadi Al_2O_3 digolongkan sebagai oksid amfoter karena memiliki sifat-sifat asam maupun basa. Oksida amfoter yang lain adalah ZnO , BeO , dan Bi_2O_3 .

Silicon dioksida tidak larut dalam air dan tidak bereaksi dengan air. Tetapi, oksida ini memiliki sifat-sifat asam karena bereaksi dengan basa yang sangat pekat:



Karena alasan inilah, basa pekat seperti NaOH sebaiknya tidak ditempatkan dalam peralatan gelas Pyrex yang terbuat dari Si O₂.

Oksida periode ketiga yang tersisa bersifat asam, seperti ditandai dengan reaksinya dengan air membentuk asam fosfat (H₃PO₄) asam sulfat (H₂SO₄), dan asam perklorat (HClO₄) :



Kajian singkat mengenai oksida unsur-unsur periode ketiga ini menunjukkan bahwa dengan menurunnya karakter logam unsur-unsur dari kiri ke kanan dalam satu periode, oksidanya berubah dari bersifat basa menjadi amfoter kemudian menjadi bersifat asam. Oksida logam normal biasanya bersifat basa, dan kebanyakan oksida nonlogam bersifat asam. Sifat-sifat unsur dari oksida-oksida (seperti ditunjukkan oleh oksida amfoter) ditunjukkan oleh unsur-unsur yang letaknya di pertengahan dalam satu periode. Perhatikan pula bahwa karena karakter logam unsur-unsur golongan utama meningkat dari atas ke bawah kita mengharapkan oksida unsur-unsur dengan nomor atom yang lebih tinggi akan bersifat lebih basa dibandingkan unsur-unsur yang lebih ringan. Dan memang demikianlah keadaannya.

f. Energi ionisasi (Potensial Ionisasi)

Hal ini dapat terjadi melalui peyinaran cahaya dengan frekuensi tertentu (efek fotolistrik), melalui pemanasan beberapa bahan (efek termionik), dan melalui tumbukkan antara sinar electron dengan atom berbentuk gas. Dalam keadaan biasa, atom tidak melepaskan elektronnya secara spontan. Atom harus menyerap energy agar terjadi pengionan(ionisasi). Energy ionisasi(potensial ionisasi) atau dari suatu

atom adalah energy yang harus diserap oleh atom gas agar electron yang tarikannya paling kecil dapat dipisahkan secara sempurna.

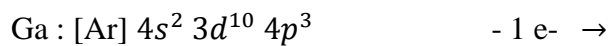
Energy ionisasi dapat diukur dalam tabung sinar katoda dimana atom-atom yang diteliti berada sebagai gas dalam tekanan rendah. Beberapa contoh adalah



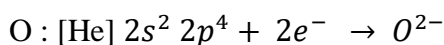
Lambang I_1 berarti energy ionisasi pertama, I_2 adalah energy ionisasi kedua, dan seterusnya. Lepasnya electron kedua (dinyatakan dengan I_2) lebih sulit terjadi dibandingkan dengan yang pertama (dinyatakan dengan I_1). Karena setelah ionisasi, lebih sulit bagi electron yang terionisasi menjauhi ion yang bermuatan +2 (Mg^{2+}) dibandingkan dengan dari ion dengan muatan +1 (Mg^+).

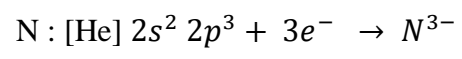
3.4 Konfigurasi Elektron pada Ion

Konfigurasi electron pada kation dilakukan dengan cara mengeluarkan electron dari electron valensi tertentu. Pada logam golongan utama, electron pada tingkat energy tertinggi yang lepas lebih dulu, menghasilkan konfigurasi electron gas mulia sebelumnya. Logam golongan alkali membentuk ion +1, menjadi isoelektronik dengan gas mulia. Logam alkali tanah membentuk ion +2, menjadi isoelektronik dengan gas mulia dst. Unsur golongan 13 dibawah aluminium, dapat membentuk ion +1 juga +3, karena keduanya menghasilkan konfigurasi electron yang stabil.



Konfigurasi electron anion dilakukan dengan menghasilkan konfigurasi electron pada gas mulia sesudahnya.





B. CONTOH SOAL

1. Unsur-unsur pada periode ke tiga terdiri dari Na, Mg, P, S, Cl, Ar. Atas dasar konfigurasi elektronnya, maka dapat dikatakan bahwa....
 - A. Si dapat bereaksi dengan asam kuat dan basa kuat
 - B. Energy ionisasi pertama Mg lebih besar dari Al**
 - C. Ar merupakan unsur ion logam sangat elektronegatif
 - D. Na, Mg, dan Al merupakan oksidator kuat
 - E. P dan Cl cenderung membentuk basa

Pembahasan :

Sifat-sifat periode tiga :

- Perubahan energy ionisasi
 - Dari Na → Mg : naik
 - Dari Mg → Al : Turun
 - Dari Al → P : naik
 - Dari P → S : tetap
 - Dari S → Cl : naik
 - Ar merupakan gas mulia (stabil) sehingga tidak cenderung elektronegatif maupun elektropositif
 - Na dan Mg cenderung bersifat oksidator kuat
 - P dan Cl cenderung membentuk asam
2. Elektron terakhir dari suatu atom menempati bilangan kuantum $n = 4$; $l = +1$, $s = +\frac{1}{2}$. Dalam system periodic unsur tersebut terletak pada.....
 - A. Golongan IVB, periode 4
 - B. Golongan VIB, periode 5**
 - C. Golongan VA, periode 4
 - D. Golongan VB, periode 5
 - E. Golongan VIIB, periode 5

Pembahasan :

Electron terakhir dari suatu atom menempati bilangan kuantum $n = 4$; $l = +1$, $s = +\frac{1}{2}$, sehingga electron valensi dari bilangan kuantum di atas $4d^4$ konfigurasi electron : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4$ dari konfigurasi electron diatas, maka atom tersebut terletak pada golongan VIB, periode 5.

3. Di antara unsur-unsur 12P, 16Q, 19R, 34S, dan 53T yang terletak pada golongan yang sama dalam sistem periodik unsur adalah...

- A. P dan Q
- B. P dan R
- C. S dan T
- D. Q dan S**
- E. R dan T

Pembahasan : menentukan letak unsur

P : 2 8 2 ---> golongan IIA

Q : 2 8 6 ---> golongan VIA

R : 2 8 8 1 ---> golongan IA

S : 2 8 18 6 ---> golongan VIA

T : 2 8 18 18 7 ---> golongan VIIA

Jadi unsur yang terletak pada satu golongan adalah unsur Q dan S yaitu golongan VIA.

4. Isotop dibawah ini terdiri dari...



- A. 13 proton, 14 elektron, dan 27 neutron
- B. 13 proton, 13 elektron, dan 27 neutron
- C. 13 proton, 13 elektron, dan 14 neutron**
- D. 14 proton, 14 elektron, dan 13 neutron
- E. 27 proton, 27 elektron, dan 14 neutron

Pembahasan :

${}^A_Z\text{X}$ dengan A : nomor massa

Z : nomor atom = jumlah proton = jumlah electron

X : lambing unsur

Jumlah neutron = $A - Z$, jumlah neutron = $27 - 23 = 14$.

Diketahui bahwa isotop tersebut memiliki 13 proton, 13 elektron dan 14 neutron

5. Kelompok unsur berikut yang semuanya bersifat logam yaitu.....
- A. Au, Zn, dan C
 - B. Fe, Ni, dan S
 - C. P, O, dan Cu
 - D. Au, Ag, dan Ni**
 - E. H, N, dan C

Pembahasan : Au, Ag, dan Ni semuanya bersifat logam. Ketiga unsur tersebut terletak pada golongan logam transisi

6. Pada system periodic modern unsur-unsur yang berada dalam satu periode disusun berdasarkan.....
- A. Kemiripan sifat
 - B. Jumlah electron valensi
 - C. Kenaikan nomor massa
 - D. Jumlah kulit atom**
 - E. Kenaikan nomor atom

Pembahasan : unsur yang terletak dalam satu periode, sifatnya berubah secara teratur. Hal ini karena electron valensinya juga berubah. Tapi unsur tersebut mempunyai jumlah kulit yang sama. Dengan demikian, nomor periode yang sama dengan jumlah kulit pada susunan electron atom suatu unsur

7. Unsur kalium mempunyai nomor atom 19, maka kalium tersebut terletak pada golongan.....
- A. IA**
 - B. IIA
 - C. IIIA
 - D. IVA
 - E. VIIIA

Pembahasan : kalium mempunyai nomor atom 19 sehingga konfigurasi elektronnya 2, 8, 8, 1. Electron valensinya adalah 1, sehingga kalium terletak pada golongan IA

8. Suatu atom mempunyai nomor massa 80 dan memiliki jumlah neutron 45. Unsur tersebut terletak pada....
- A. Golongan IA, periode 6
 - B. Golongan IIA, periode 6
 - C. Golongan VIA, periode 1
 - D. Golongan VIA, periode 2
 - E. Golongan VIIA, periode 4**

Pembahasan : jika nomor massa 80 dan jumlah neutron 45, maka jumlah proton dengan nomor massa dikurangi jumlah neutron, sehingga jumlah protonnya 35, jadi nomor atomnya adalah 35 dengan konfigurasi electron 2 8 18 7. Jadi unsur tersebut terletak pada golongan VIIA periode 4 karena electron valensinya 7 dan jumlah kulitnya 4.

9. Unsur-unsur H, Li, dan Na yang terletak dalam golongan IA ditentukan berdasarkan...
- A. Nomor atom
 - B. Jumlah kulit
 - C. Nomor massa
 - D. Jumlah electron
 - E. Electron valensi**

Pembahasan : letak golongan suatu unsur diketahui berdasarkan electron valensi. Electron valensi atau jumlah electron pada kulit terakhir pada unsur-unsur golongan IA adalah I. sehingga H, Li, dan Na terletak pada golongan IA

10. Pernyataan yang benar tentang jari-jari atom adalah.....
- A. Dalam satu periode dari kiri ke kanan jari-jari atom semakin besar
 - B. Semakin kebawah gaya Tarik menarik antara inti dengan elektron valensi semakin kuat
 - C. Dalam satu golongan dari atas kebawah jari-jari atom semakin besar**

- D. Semakin panjang jari-jari atom semakin sukar melepaskan electron
- E. Jari-jari atom terkecil dimiliki oleh unsur yang terletak disebelah kiri bawah dalam table periodic

Pembahasan : dalam satu golongan dari atas ke bawah jari-jari atom semakin besar. Dalam satu golongan dari atas kebawah, kulit atom bertambah sehingga jari-jari atom juga bertambah.

BAB IV IKATAN KIMIA

A. PEMBAHASAN

4.1 Peranan Elektron Dalam Pembentukan Ikatan Kimia

Salah satu petunjuk dalam pembentukan ikatan kimia adalah adanya suatu golongan unsur yang sulit membentuk senyawa kimia. Unsur ini termasuk golongan gas mulia.

Pada tahun 1916, beberapa gagasan tentang pembentukan ikatan kimia telah dikemukakan oleh dua orang kimiawan Amerika, Gilbert N. Lewis dan Irving Langmuir, dan seorang kimiawan Jerman, Kossel. Menurut mereka, apabila gas mulia (VIII A) tidak bersenyawa dengan unsur lain, tentunya ada sesuatu keunikan dalam konfigurasi elektronnya yang mencegah persenyawaan dengan unsur lain. Apabila dugaan ini benar, atom yang bergabung dengan atom lain membentuk suatu senyawa mungkin mengalami perubahan di dalam konfigurasi elektronnya yang mengakibatkan atom-atom itu lebih menyerupai gas mulia. Teori yang dikembangkan dari gagasan ini selanjutnya dikenal sebagai teori Lewis. Menurut teori Lewis :

- a. Elektron-elektron, terutama yang berada pada kulit terluar (electron valensi), memainkan peranan utama dalam pembentukan ikatan kimia.
- b. Dalam beberapa hal, pembentukan ikatan kimia terjadi karena adanya *perpindahan* satu atau lebih electron dari satu atom ke atom yang lain. Hal ini mendorong terjadinya pembentukan isu positif dan negatif dan terbentuknya suatu jenis ikatan yang disebut ikatan **ion**.
- c. Dalam hal lain, pembentukan ikatan kimia dapat terjadi dari *pemakaian bersama* pasangan electron di antara atom-atom. Molekul yang dihasilkan ini mempunyai suatu jenis ikatan yang disebut ikatan **kovalen**.
- d. Perpindahan atau pemakaian bersama electron berlangsung sedemikian rupa sehingga setiap atom yang terlibat mendapat suatu konfigurasi electron yang mantap. Konfigurasi umumnya merupakan konfigurasi gas mulia yaitu konfigurasi dengan 8 elektron pada kulit terluarnya yang disebut suatu **octet**.

d.2 Teori Lewis

a. Aturan Oktet

Sebagian besar atom-atom menstabilkan diri dengan berusaha memperoleh **delapan elektron** pada kulit terluar. Aturan mengenai kestabilan struktur dengan 8 elektron valensi ini dikemukakan oleh Lewis dan Kossel yang dikenal sebagai **aturan oktet**: *Kebanyakan atom-atom dikelilingi oleh 8 elektron jika atom-atom berikatan dengan atom-atom lain.*

Untuk atom-atom yang tidak mungkin memenuhi aturan oktet (H, He, Li) maka mereka cenderung menstabilkan diri hanya dengan **dua elektron (Duplet)** di kulit terluarnya.

b. Lambang Lewis

Lambang lewis suatu unsur terdiri dari lambang kimia biasa yang dikelilingi oleh sejumlah titik. Lambang kimia melambangkan butir atom yang terdiri dari electron pada inti atom dan kulit bagian dalam. Titik-titik melambangkan elektron pada kulit terluar, atau elektron valensi. Jadi, untuk silikon diagram orbitalnya dapat ditulis:

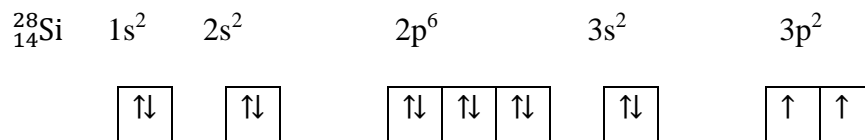


Diagram orbital ini jika dituliskan dengan simbol Lewis, menghasilkan

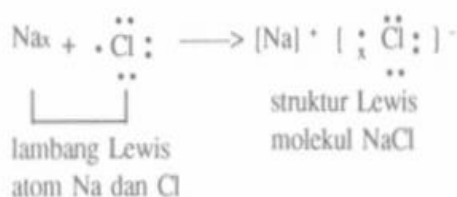


c. Struktur Lewis

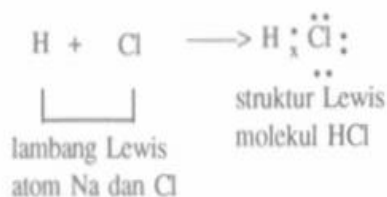
Struktur lewis adalah kombinasi lambang lewis yang menggambarkan perpindahan atau pemakaian bersama elektron di dalam suatu ikatan kimia.

Misalnya :

1. Struktur Lewis pada pembentukan ikatan ion



2. Struktur Lewis pada pembentukan ikatan kovalen



Pada kedua contoh di atas, elektron dari suatu atom diberi tanda (x) dan dari atom lainnya dengan tanda (.). Namun karena tidak mungkin membedakan elektron-elektron dalam atom yang terikat, maka untuk struktur Lewis selanjutnya hanya akan digunakan tanda (.)

d.3 Pembentukan Ikatan

a. Pembentukan Ikatan Ion

Ikatan ion terbentuk karena gaya tarik-menarik antara ion yang berlawanan muatan sebagai akibat dari serah terima elektron dari suatu atom ke atom lain. Ikatan ion terbentuk antara unsur logam dengan unsur non logam.

Natrium klorida (NaCl) terbentuk dari gabungan ion Na⁺ dan Cl⁻

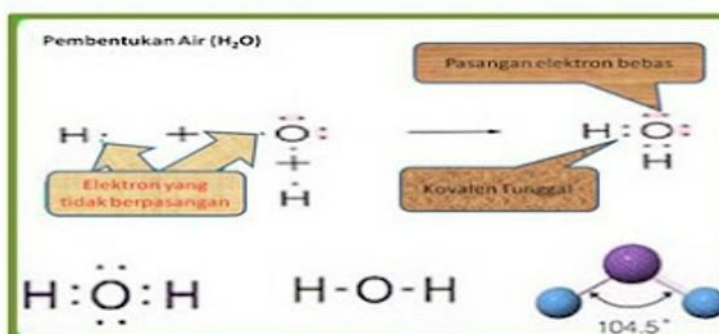
Na (2, 8, 1) melepas 1 elektron membentuk ion Na⁺ (2, 8)

Cl (2, 8, 7) menyerap 1 elektron membentuk ion Cl⁻ (2, 8, 8)



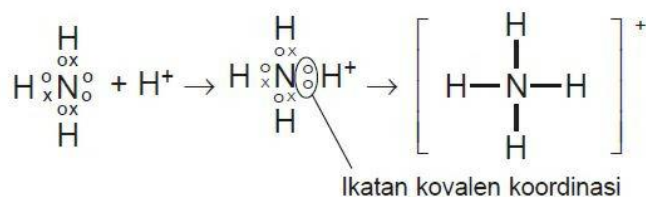
b. Pembentukan Ikatan Kovalen

Terjadi karena pemakaian pasangan elektron secara bersama. Umumnya terbentuk antara sesama atom nonlogam yang sama-sama ingin menangkap elektron. Masing-masing atom yang berikatan menyumbang elektron dalam jumlah yang sama



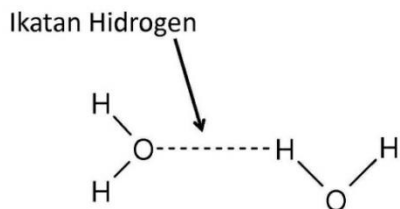
Ikatan kovalen yang terjadi bila pasangan elektron yang digunakan bersama hanya berasal dari salah satu atom yang berikatan (disebut donor), sedangkan atom yang lain hanya menyediakan tempat.

Ikatan kovalen koordinat dapat terjadi bila suatu atom (atau molekul) memiliki pasangan elektron bebas yang tidak digunakan.



c. Pembentukan Ikatan Hidrogen

Interaksi yang terjadi antara atom H dengan atom F, O, atau N pada molekul yang berlainan. Ikatan hidrogen lebih kuat dibandingkan gaya Van der Waals. Senyawa yang memiliki ikatan hydrogen memiliki titik didih dan titik leleh yang lebih besar walaupun Mr (molekul relatif)-nya kecil.



d. Pembentukan Ikatan Van der Waals

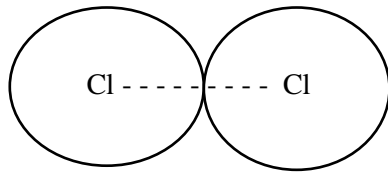
Terjadi antara senyawa yang berikatan kovalen. Gaya tarik dipol-dipol lebih kuat dibandingkan dipol sesaat. Senyawa yang memiliki ikatan Van der Waals memiliki titik didih rendah.

d.4 Kepolaran Ikatan dan Senyawa

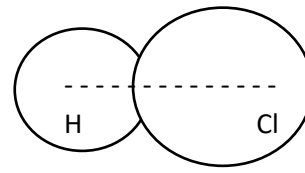
a. Ikatan polar/non polar

Ikatan pada molekul beratom dua yang terdiri atas atom sejenis, misalnya molekul H₂, Cl₂, dan O₂ merupakan ikatan kovalen nonpolar. Hal ini disebabkan kedua atom yang berikatan sifat-sifatnya sama, sehingga daya tariknya terhadap elektron juga sama. Akhirnya distribusi muatan elektronik di sekitar inti atom yang berikatan akan simetris.

Ikatan antara dua atom yang berbeda, misalnya HCl atom Cl lebih elektronegatif sehingga dapat menarik elektron disekitar inti atom lebih kuat kearahnya. Akibatnya distribusi muatan listrik pada H dan Cl tidak simetris, bagian Cl agak lebih negatif dan bagian H lebih positif.



a. Molekul kovalen non polar Cl_2



b. Molekul kovalen HCl

Berdasarkan kedua hal di atas dapat dikatakan bahwa ikatan kovalen polar terjadi pada molekul yang tersusun dari atom-atom yang berbeda tingkat keelektronegatifnya.

b. Senyawa Polar

Senyawa yang terbentuk akibat adanya suatu ikatan antar elektron pada unsur-unsurnya. Hal ini terjadi karena unsur yang berikatan tersebut mempunyai nilai keelektronegatifitas yang berbeda.

Ciri – Ciri Senyawa Polar :

- 1) Dapat larut dalam air dan pelarut polar lain.
- 2) Memiliki kutub + dan kutub – akibat tidak meratanya distribusi elektron.

Memiliki pasangan elektron bebas “apabila bentuk molekul diketahui” atau memiliki perbedaan keelektronegatifan.

Contoh Senyawa Polar :

- 1) Alkohol, HCl, PCl_3 , H_2O , N_2O_5 .
- 2) H_2O , HCl, HF, HI dan HBr

c. Senyawa Nonpolar

Senyawa yang terbentuk akibat adanya suatu ikatan antar elektron pada unsur-unsur yang membentuknya. Hal ini terjadi karena unsur yang berikatan mempunyai nilai elektronegatifitas yang sama/hampir sama.

Ciri-Ciri Senyawa Non Polar

- 1) Tidak larut dalam air dan pelarut polar lain.
- 2) Tidak memiliki kutub + dan kutub – akibat meratanya distribusi elektron.

Tidak memiliki pasangan elektron bebas “bila bentuk molekul diketahui” atau keelektronegatifannya sama.

Contoh Senyawa Non Polar :

- 1) Cl_2 , PCl_5 , H_2 , N_2 .
- 2) O_2 , CO_2 , CH_4 dan Cl_2

e. Bentuk Molekul

Bentuk molekul menggambarkan kedudukan atom-atom di dalam suatu molekul, yaitu kedudukan atom-atom dalam ruang tiga dimensi dan besarnya sudut-sudut ikatan yang dibentuk dalam suatu molekul, serta ikatan yang terjadi pada molekul tersebut yang dibentuk oleh pasangan-pasangan elektron.

Teori Domain Elektron menjelaskan susunan elektron dalam suatu atom yang berikatan. Posisi elektron ini akan mempengaruhi bentuk geometri molekulnya dan bentuk geometri ini akan dijelaskan melalui teori VSEPR. Teori VSEPR agaknya lebih mudah untuk digunakan dalam menjelaskan bentuk molekul-molekul sederhana, sehingga pembahasan selanjutnya akan digunakan teori VSEPR ini. Menurut teori ini, meskipun kedudukan pasangan elektron dapat tersebar diantara atom-atom tersebut, tetapi secara umum terdapat pola dasar kedudukan pasangan-pasangan elektron akibat adanya gaya tolak-menolak yang terjadi antara pasangan elektron.




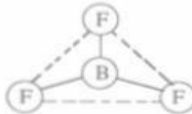


Teori VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion) Penggambaran bentuk molekul dengan bantuan VSEPR didasari oleh penggambaran struktur lewis sebagai model 2 dimensi. Dalam teori VSEPR atom pusat akan menempatkan secara relative grup (bisa berupa atom/pasangan elektron) pada posisi tertentu prinsip dasarnya: masing masing grup elektron valensi ditempatkan sejauh mungkin satu sama lainnya untuk meminimalkan gaya tolakan. Notasi yang dipakai:

A = atom pusat

X = atom sekitar yang berikatan

E = grup elektron valensi yang tidak berikatan (sunyi).

Atom-atom dalam berikatan untuk membentuk molekul melibatkan alektron-elektron pada kulit terluar. Ikatannya terbentuk karena pemakaian bersama pasangan elektron (ikatan kovalen). Oleh sebab itu bentuk molekul ditentukan oleh kedudukan pasangan-pasangan elektron tersebut. Di dalam molekul senyawa umumnya terdapat atom yang dianggap sebagai atom pusat.

Molekul	Jumlah P.e.i.	Bentuk Diagram	Sudut Ikatan	Deskripsi
HCl	2		180°	Linier
CO ₂	2		180°	Linier
H ₂ O	2		104.5°	Planar bengkok
BF ₃	3		120°	Segitiga datar
NH ₃	3		107°	Piramida
CH ₄	4		109°	Tetrahedral

keterangan : P.e.i = jumlah pasangan elektron ikatan

B. Contoh soal

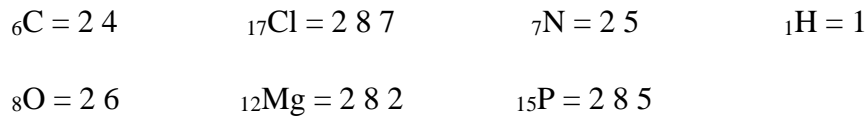
1. Diantara pasangan unsur berikut yang dapat membentuk senyawa ion adalah....

- F. C (Z = 6) dan Cl (Z = 17)
- G. N (Z = 7) dan H (Z = 1)
- H. C (Z = 6) dan O (Z = 8)
- I. Mg (Z = 12) dan Cl (Z = 17)
- J. P (Z = 15) dan O (Z = 8)

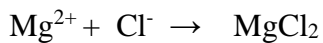
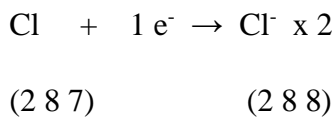
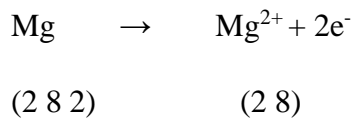
Jawaban: D

Pembahasan:

Konfigurasi electron:

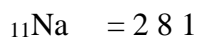


Dalam membentuk ikatan ion, harus ada unsur yang melepas dan menerima electron, dan juga harus memiliki perbedaan keelektronegatifan yang besar. Pembentukan senyawa yang terbentuk yaitu:



Electron yang dilepaskan Mg adalah 2, sedangkan Cl hanya menerima 1 elektron. Oleh karena itu,

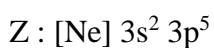
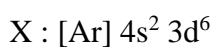
2. Ikatan antara Na dan O



Proses pembentukan ikatan ion antara Na dan O

Terbentuk senyawa Na₂O

3. Diketahui unsur X dan Z memiliki konfigurasi elektron sebagai berikut:

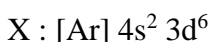


Apabila X dan Z bersenyawa, rumus senyawa yang terbentuk adalah

- A. X_3Z
- B. X_3Z_2
- C. X_2Z
- D. X_2Z_3
- E. XZ

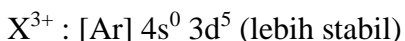
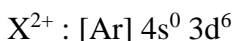
Pembahasan

Perhatikan konfigurasi elektron unsur X.



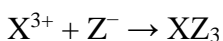
Elektron valensinya adalah 8 (2 + 6). Elektron valensi seperti ini cenderung melepas 2 elektron dari subkulit *s* sehingga membentuk ion X^{2+} , atau melepas 3 elektron (2 dari subkulit *s* dan 1 dari subkulit *d*) sehingga membentuk ion X^{3+} .

Keadaan yang terakhir ini lebih stabil karena subkulit *d* terisi setengah penuh.



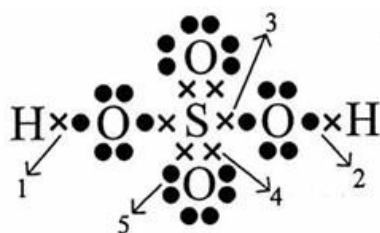
Sementara itu unsur Z mempunyai elektron valensi 7 (2 + 5). Dengan valensi 7 ini, unsur Z cenderung menangkap 1 elektron agar tercapai valensi gas mulai (8) sehingga membentuk ion Z^- .

Ikatan yang terbentuk antara unsur X dan Z adalah



Jadi, rumus senyawa yang terbentuk antara X dan Z adalah XZ_3 (E)

4. Perhatikan gambar struktur Lewis senyawa H_2SO_4 berikut ini!



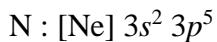
Ikatan kovalen koordinasi ditunjukkan oleh nomor ... (nomor atom H = 1; S = 16; O = 8)....

- A. 1
- B. 2
- C. 3
- D. 4
- E. 5

Pembahasan

Ikatan kovalen koordinasi adalah pemakaian elektron bersama yang hanya berasal dari salah satu atom. Pada struktur Lewis H_2SO_4 di atas, terlihat bahwa ikatan nomor 4 hanya berasal dari atom S tetapi digunakan bersama dengan atom O. Jadi, ikatan kovalen koordinasi ditunjukkan oleh nomor 4 (D).

5. Unsur M dan N memiliki konfigurasi elektron sebagai berikut:



Apabila M dan N berikatan, rumus senyawa yang terbentuk adalah

- A. MN
- B. MN_2
- C. MN_3
- D. M_2N
- E. M_3N

Pembahasan

Pada prinsipnya, semua atom ingin mulia. Maksudnya ingin mempunyai elektron terluar seperti gas mulia, yaitu 8. Dalam istilah kimia, ketentuan ini disebut kaidah oktet. Atom M dengan konfigurasi elektron $[\text{Ar}] 4s^2$, berarti mempunyai 2 elektron valensi (elektron terluar).

Agar elektron valensinya bisa 8, atom M harus menangkap elektron sebanyak 6. Hal ini sangat berat bagi M. Jalan satu-satunya, atom M harus rela melepas 2 elektron terluarnya tersebut sehingga berubah wujud menjadi ion M^{2+} .

Sedangkan atom N dengan konfigurasi elektron $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, berarti memiliki elektron valensi sebanyak 7 (2 + 5). Jika atom N ikut-ikutan melepas elektron seperti atom M maka ia harus melepas 7 elektron valensinya.

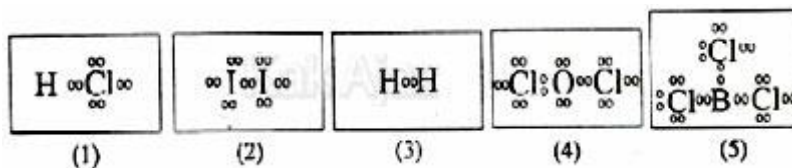
"Ini tidak mungkin. Ini pemborosan,' pikir atom N. Akhirnya atom N memutuskan untuk menangkap 1 elektron agar tercapai target 8. Jadilah atom N dalam bentuk ion N^- .

Bayangkan ion M^{2+} adalah orang yang mengulurkan 2 tangannya. Sedangkan ion N^- adalah orang yang mengulurkan 1 tangannya. Jika semua tangan harus bergandengan maka seorang M^{2+} akan membutuhkan 2 orang N^- .



Jadi, rumus senyawa yang terbentuk antara M dan N adalah MN_2 (B).

6.



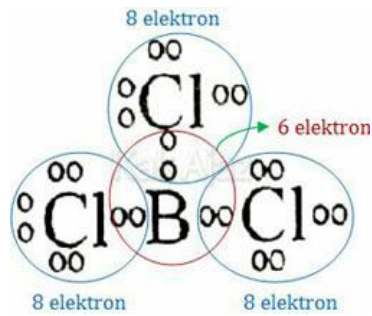
Senyawa yang tidak mengikuti kaidah oktet atau duplet adalah

- A. (1)
- B. (2)
- C. (3)
- D. (4)
- E. (5)

Pembahasan:

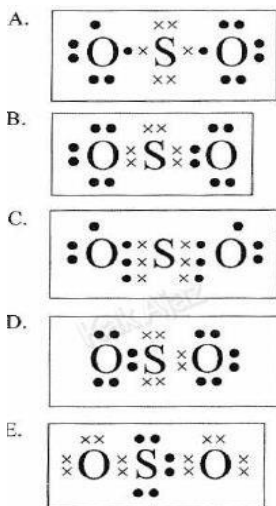
Suatu senyawa mengikuti kaidah oktet apabila elektron terluar tiap unsurnya berjumlah 8, termasuk elektron yang diikat. Sedangkan pada kaidah duplet elektron terluarnya berjumlah 2.

Pada soal di atas, hanya gambar nomor 5 yang tidak mengikuti kaidah oktet maupun duplet. Perhatikan gambar ilustrasi berikut ini.



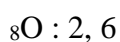
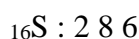
Pada gambar di atas, tampak bahwa tiap unsur Cl telah memenuhi kaidah oktet karena mempunyai elektron terluar (termasuk elektron ikatan) berjumlah 8. Sedangkan unsur barium (B) hanya mempunyai elektron terluar berjumlah 6. Jadi, senyawa yang tidak mengikuti kaidah oktet atau duplet adalah gambar nomor 5 (E). Diperlukan 2 atom Cl (dikalikan 2) sehingga elektron yang dilepaskan sama dengan electron yang diterima. Ikatan yang terjadi antara Mg^{2+} dengan $2Cl^-$ adalah ikatan ion. Rumus kimia, yaitu $MgCl_2$.

7. Gambar struktur Lewis senyawa SO_2 yang paling tepat adalah ... (nomor atom S = 16; O = 8).



Pembahasan

Elektron terluar dari unsur S dan O adalah:



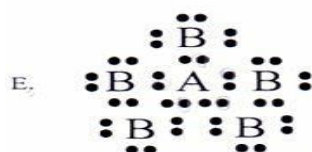
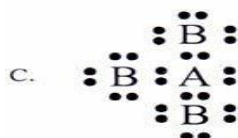
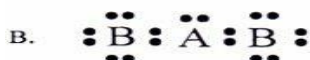
Unsur S dan O mempunyai jumlah elektron terluar yang sama, yaitu 6. Berarti keduanya membutuhkan 2 elektron lagi agar terpenuhi kaidah oktet.



Oleh karena itu, 2 elektron S melakukan kerja sama (kovalen) dengan 2 elektron O (sebelah kanan). Dengan kerja sama ini, elektron terluar S menjadi 8, demikian juga dengan elektron terluar dari O sebelah kanan. Sementara itu, untuk mengikat O sebelah kiri, unsur S hanya memberikan 2 elektronnya tanpa menarik elektron dari O (kovalen koordinasi). Hal ini karena elektron valensi S sudah memenuhi kaidah oktet.

Jadi, gambar struktur Lewis senyawa SO_2 yang paling tepat adalah opsi (B).

8. Jika unsur A (nomor atom 7) dan B (nomor atom 17) berikatan, struktur Lewis yang benar adalah



Pembahasan

$${}_{7}\text{A} = 2, 5 \quad [\text{valensi } 5]$$

$${}_{17}\text{B} = 2, 8, 7 \quad [\text{valensi } 7]$$

Unsur A mempunyai valensi 5 sehingga membutuhkan 3 elektron agar terpenuhi kaidah oktet. Sedangkan unsur B bervalensi 7 sehingga hanya membutuhkan 1

elektron.

Dengan demikian, senyawa yang terbentuk adalah AB_3 .



Jadi, struktur Lewis yang benar adalah opsi (C).

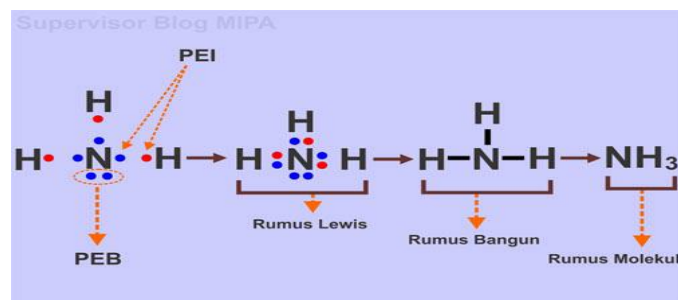
9. Gambarkan pembentukan ikatan kovalen tunggal antara atom N dan H dalam molekul NH_3 .

Pembahasan :

Senyawa NH_3 tersusun atas atom N dan atom H dengan konfigurasi elektron sebagai berikut:



Untuk mencapai kestabilannya, atom N harus memasangkan 3 elektron, sedangkan atom H hanya memasangkan 1 elektron. Oleh karena itu, 1 atom N harus berikatan dengan 3 atom H. Jika digambarkan dengan struktur lewis maka pembentukan ikatan kovalen tunggal pada senyawa NH_3 adalah sebagai berikut:



BAB V

PEMBENTUKAN SENYAWA KOMPLEKS

A. Pengertian Senyawa Kompleks, Atom Pusat Dan Ligan

5.1 Senyawa Kompleks

Senyawa koordinasi diartikan sebagai senyawa yang mengandung ion atau molekul kompleks. Ion kompleks yang ada di dalam senyawa koordinasi tersebut dapat berupa kation, anion atau keduanya. Misalnya kalium heksasianoferat (II), adalah senyawa koordinasi yang mengandung kation sederhana K^+ dan anion kompleks. Oleh karena senyawa koordinasi selalu memiliki ion atau molekul kompleks, sehingga senyawa koordinasi sering juga disebut senyawa kompleks. Kata senyawa yang dimaksudkan dalam senyawa koordinasi atau senyawa kompleks tidak lain adalah berupa garam. Sehubungan dengan pengertian ini, maka senyawa koordinasi atau senyawa kompleks sering juga dinamakan garam kompleks. Terdapat dua kemungkinan garam yang akan terbentuk ketika dua garam sederhana atau lebih dicampurkan secara stoikiometri, yaitu:

- a. Garam yang identitasnya hilang ketika berada dalam larutan (pelarut air). Garam semacam ini dinamakan garam rangkap (double salt).
Contoh: Identitas atau karakter garam rangkap hanya dapat dipertahankan ketika berada sebagai padatan kristalnya
- b. Garam yang identitasnya tetap ketika berada dalam larutan (pelarut air). Garam semacam ini dinamakan garam kompleks (complex salt).
Ciri khas reaksi ini yaitu dengan ditandai adanya kurung siku [] pada reaksinya.

1) Atom Pusat

Logam pusat merupakan nama dari atom, ion logam yang terdapat dalam molekul atau ion kompleks. Istilah ini digunakan untuk memperlihatkan keberadaan logam dalam ion kompleks yang berperan sebagai pusat yang melakukan pengikatan atau pengoordinasian terhadap molekul atau ion penyumbang pasangan elektron.

Contoh: Dari senyawa diatas Cu bertindak sebagai logam pusat sedangkan merupakan molekul netral.

Umumnya logam transisi hanya terdapat pada golongan B pada sistem periodik unsure namun, saat ini logam transisi juga terdapat pada golongan A. seperti dan lain lain, dengan masing masing ion pusatnya adalah . Kecenderungan golongan A yang dapat menjadi ion pusat adalah unsur yang keadaan ion nya memiliki harga potensial yang relatif tinggi.

a) Muatan Logam Pusat

+2 itulah yang dimaksud dengan muatan logam pusat.

b) Muatan Ion Kompleks

- 6 = - 4

Muatan kompleks merupakan penjumlahan dari muatan logam pusat dengan muatan ion terkoordinasi.

2) Ligan

Molekul atau ion yang memberikan pasangan elektron terhadap atom atau ion logam pusat dan berperan sebagai basa Lewis. Berdasarkan muatannya, ligan dikelompokkan ke dalam ligan negatif (anion), ligan netral (molekul), dan ligan positif (kation).

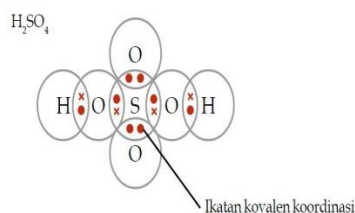
Di dalam ada enam ligan yang dikoordinasikan terhadap ion. Di dalam senyawa koordinasi yang berperan sebagai ligannya adalah 4 molekul dan dua ion klorida .

5.2 Ikatan Kovalen Koordinasi Dan Bilangan Koordinasi

a. Ikatan Kovalen Koordinasi

Ikatan kovalen koordinasi adalah ikatan yang terbentuk dari pemakaian pasangan elektron bersama yang berasal dari salah satu atom yang memiliki pasangan elektron bebas.

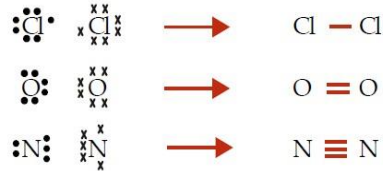
Contoh:



b. Ikatan Kovalen

Ikatan kovalen ini terjadi antara dua atom elektronegatif yang umum ditemukan diantara para nonlogam. Ikatan yang terjadi diantara mereka bersifat saling membutuhkan.

Contoh:



5.3 Penamaan Kompleks

a. Tata Nama Senyawa Kompleks Netral

- 1) Nama senyawa kompleks netral ditulis dalam satu kata.
- 2) Menulis atau menyebut nama dan jumlah ligan.
- 3) Menyebut nama atom pusat serta biloks dari atom pusat yang ditulis dengan angka romawi.

Contoh: Tetrakarbonilnikel.

pengecualian untuk senyawa NH_3 (amina), H_2O (aqua) dan CO (karbonil) biasanya penamaan senyawa kompleks netral Ditulis satu kata dinyatakan dengan nama dan jumlah ligan,diikuti dengan nama atom pusat serta bilangan oksidasi dari atom pusat dengan angka romawi.

Contoh:

: klorotris(trifenilfosfina)perak(I)

: pentakarbonil besi Bilangan oksidasi atom pusat yang harganya nol tidak perlu ditulis.

b. Ligan Bermuatan Negatif

Anion yang namanya berakhir dengan *da*, sebagai ligan akhiran *da* diganti dengan *do*.

Contoh: NH_2^- dengan nama ion *amida* berubah nama ligan menjadi *amido*.

c. Senyawa Kompleks Ionik

- 1) Kompleks kation dinyatakan dengan ion diikuti dengan nama dan jumlah ligan, nama atom pusat serta bilangan oksidasi dari atom pusat ditulis

dengan angka romawi. Dinyatakan dengan ion diikuti dengan nama dan jumlah ligan, nama atom pusat serta muatan dari ion kompleks ditulis dengan angka arab.

Contoh: Ion tetraaminatembaga (II) atau ion tetraaminatembaga (2+).

- 2) Nama kompleks Anion dinyatakan dengan ion diikuti dengan nama dan jumlah ligan, nama atom pusat dalam bahasa latin dengan akhiran –um atau –ium diganti dengan –at serta bilangan oksidasi dari atom pusat ditulis dengan angka romawi.

Contoh: Ion tetrakloroplatinat (II) atau ion tetrakloroplatinat (2-).

- 3) Senyawa kompleks ionik terdiri dari kation dan anion. Salah satu dapat berupa ion kompleks.
- 4) Nama senyawa kompleks ionik ditulis dua kata, nama kation disebut lebih dulu diikuti dengan nama anion.

d. **Senyawa Kompleks Berisomer**

Nama senyawa ditambah dengan awalan yang menyatakan isomer misalnya : -cis, -trans, fac, mer dll.

5.4 Teori Ikatan Valensi Dan Bentuk Kompleks

a. Teori Ikatan Valensi

Teori ikatan valensi merupakan teori mekanika kuantum pertama yang muncul pada masa awal penelitian ikatan kimia yang didasarkan pada percobaan W. Heitler dan F. London pada tahun 1927 mengenai pembentukan ikatan pada molekul hidrogen. teori ikatan valensi yang lebih sempurna dengan beberapa postulat dasarnya, sebagai berikut:

- 1) Ikatan valensi terjadi karena adanya gaya tarik pada elektron-elektron yang tidak berpasangan pada atom-atom.
- 2) Elektron-elektron yang berpasangan memiliki arah spin yang berlawanan.
- 3) Elektron-elektron yang telah berpasangan tidak dapat membentuk ikatan lagi dengan elektron-elektron yang lain.
- 4) Kombinasi elektron dalam ikatan hanya dapat diwakili oleh satu persamaan gelombang untuk setiap atomnya.

- 5) Elektron-elektron yang berada pada tingkat energi paling rendah akan membuat pasangan ikatan-ikatan yang paling kuat.
- 6) Pada dua orbital dari sebuah atom, orbital dengan kemampuan bertumpang tindih paling banyaklah yang akan membentuk ikatan paling kuat dan cenderung berada pada orbital yang terkonsentrasi itu.

Kelemahan teori ikatan valensi:

- 1) Tidak dapat menjelaskan gejala perubahan kemagnetan senyawa kompleks karena perubahan temperatur.
- 2) Tidak dapat menjelaskan warna atau spektra senyawa kompleks.
- 3) Tidak dapat menjelaskan kestabilan senyawa kompleks.

b. Bentuk kompleks

Pembentukan senyawa kompleks berdasarkan teori ikatan valensi ada yang tidak melibatkan proses eksitasi dan ada yang melibatkan proses eksitasi.

- 1) Pembentukan senyawa kompleks tanpa melibatkan proses eksitasi, langkah-langkah yang diperlukan adalah :

- Menuliskan konfigurasi elektron dari atom pusat pada keadaan dasar.
- Menuliskan konfigurasi elektron dari atom pusat pada keadaan hibridisasi
- Menuliskan konfigurasi elektron dari atom pusat sesudah adanya donasi pasangan-pasangan elektron bebas dari ligan-ligan.

Contoh: $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$

Berdasarkan asas energetika, tingkat energi dari kompleks $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ adalah paling rendah apabila tolakan antara dua ligan CN^- minimal. Hal ini terjadi apabila dua ligan CN^- posisinya berlawanan, sehingga kompleks $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ memiliki struktur linear. Fakta eksperimen membuktikan hal tersebut. Disamping itu, ion $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ bersifat diamagnetik. Oleh karena itu pembentukan kompleks ini melibatkan hibridisasi sp .

Konfigurasi elektron :

Ion Ag^+ (keadaan dasar) : $[\text{Kr}]$

4d 5s 5p

Ion Ag^+ (hibridisasi) : [Kr]

Hibridisasi sp

Ion Ag^+ dalam $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$: [Kr]

2 PEB dari 2 ligan CN^-

Sifat diamagnetik dari kompleks $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ditunjukkan dengan berpasangnys semua electron yang terdapat pada atom pusatnya.

2) Dalam menjelaskan pembentukan senyawa kompleks atau kompleks yang melibatkan proses eksitasi. Langkah-langkah yang diperlukan adalah :

- Menuliskan konfigurasi electron dari atom pusat pada keadaan dasar;
- Menuliskan konfigurasi electron dari atom pusat pada keadaan eksitasi;
- Menuliskan konfigurasi electron dari atom pusat pada keadaan hibridisasi;
- Menuliskan konfigurasi electron dari atom pusat sesudah adanya donasi pasangan-pasangan electron bebas (PEB) dari ligan-ligan.

Contoh: $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$

Berdasarkan azas energetika, tingkat energy dari kompleks $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ adalah Paling rendah apabila tolakan antara empat ligan NH_3 adalah minimal apabila empat ligan tersebut terletak pada pojok-pojok oktahedral. Fakta eksperimen menunjukkan bahwa ion $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ memiliki struktur oktahedral. Fakta eksperimen menunjukkan hal tersebut. Disamping itu, ion $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ bersifat paramagnetik yang kemagnetikannya setara dengan adanya sebuah electron yang tidak berpasangan. Hal ini menunjukkan bahwa pada pembentukan kompleks tersebut terjadi eksitasi electron. Oleh karena itu pembentukan kompleks ini melibatkan hibridisasi d^2sp^3 .

Konfigurasi elektron :

3d 4s 4p

Ion Fe^{3+} (keadaan dasar) : [Ar]

Ion Fe^{3+} (eksitasi) : [Ar]

Ion Fe^{3+} (hibridisasi) : [Ar]

Hibridisasi d^2sp^3

Ion Fe^{3+} dalam $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$: [Ar]

6 PEB dari 6 ligan NH_3

Sifat paramagnetik ion $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ditunjukkan dengan adanya sebuah elektron yang tidak berpasangan pada orbital 3d atom pusatnya.

B. LATIHAN SOAL

1. Di dalam ion kompleks dan muatan logam berturut-turut adalah...

Jawab: +2 dan +2

2. Tentukan atom pusat, ligan, bilangan koordinasi, dan nama dari senyawa kompleks $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}^{3+}$

Jawab :

Atom pusat Co

Ligan NH_3

Bilangan koordinasi = 6

Nama senyawa : Heksaaminkobalt (III) Klorida

3. Apakah nama senyawa kompleks ?

Jawab: ion tetrakarbonilnikel(II)

4. Menurut aturan IUPAC, nama yang benar untuk senyawa kompleks adalah ...

Jawab: **Penta aminmonokloro kromium (III) klorid**

5. Apabila senyawa kompleks $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{NO}_2)_6]$ dilarutkan dalam air, akan menghasilkan ion yaitu ...

Jawab:

Dan Jika senyawa kompleks dilarutkan dalam air maka ion kompleksnya tetap berupa satu paket, yaitu kation dan anion.

Jadi: maka, jawaban paling tepat adalah Angka 3 pada menunjukkan banyaknya atom Na atau banyaknya mol Na dalam ion kompleks tersebut.

6. Diketahui bahwa apabila setiap mol $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ direaksikan dengan larutan perak nitrat, akan menghasilkan 3 mol endapan perak klorida. Tentukan rumus kimia ion kompleks tersebut.

Jawab :

Reaksi yang terjadi karena ada ion Cl^- yang bereaksi dengan ion Ag^+ , berarti di ion kompleksnya tidak ada ligan Cl . sehingga rumus ion kompleksnya adalah $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$

7. Jelaskan apa yang dimaksud dengan ligan ?

Jawab :

Ligan adalah molekul netral atau anion yang mempunyai pasangan elektron bebas yang digunakan untuk membentuk ikatan koordinasi dengan atom pusat.

8. Apa yang dimaksud dengan ion kompleks ?

Jawab :

Ion kompleks adalah ion yang tersusun dari ion pusat (atom pusat) yang dikelilingi oleh meluk atau ion (ligan)

9. Apa itu bilangan koordinasi, jelaskan!

Jawab :

Bilangan koordinasi adalah jumlah ikatan koordinasi yang terjadi antara ion pusat dengan ligan

10. Sebutkan macam-macam ligan ?

Jawab :

Ligan monodentat

Ligan bidentat

Ligan polidentat

BAB VI STOIKIOMETRI

A. PEMBAHASAN

6.1 Pengertian Stoikiometri

Stoikiometri di dalam ilmu kimia, (kadang disebut *stoikiometri reaksi* agar membedakannya dari *stoikiometri komposisi*) ialah ilmu yang mempelajari dan menghitung hubungan kuantitatif dari reaktan dan produk dalam reaksi kimia . Kata ini berasal dari bahasa Yunani *stoikheion* (elemen) dan *metriā* (ukuran).

6.2 Bilangan Avogadro

Bilangan Avogadro (lambang: L , atau N_A), juga dinamakan sebagai **tetapan Avogadro** atau **konstanta Avogadro**, adalah banyaknya "entitas" (biasanya atom atau molekul) dalam satu mol, yang merupakan jumlah atom karbon-12 dalam 12 gram (0,012 kilogram) karbon-12 dalam keadaan dasarnya. Perkiraan terbaik terakhir untuk angka ini adalah $6,02 \times 10^{23} / \text{mol}$

Nilai ini kebetulan sangat dekat (hanya berbeda 0.37% lebih kecil) dengan 2^{79} mol^{-1} , sehingga angka ini berguna sebagai perkiraan pada fisika nuklir pada waktu menghitung laju pertumbuhan reaksi berantai.

6.3 Massa Atom Relatif dan Massa Molekul Relatif

a. Massa Atom

Nilai massa atom relatif diperoleh dengan membandingkan massa suatu atom dengan massa atom yang lain. Sebagai pembanding (patokan ditetapkan sebesar $\frac{1}{12}$ dari massa satu atom C-12. Jadi, massa atom relatif (simbol: A_r).

$$A_r X = \frac{\text{massa 1 atom unsur X}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom C-12}}$$

b. Massa Molekul Relatif

Nilai masa molekul (symbol : M_r). Merupakan perbandingan masa molekul zat dengan $\frac{1}{12}$ masa 1 atom C-12.

$$\text{Mr zat X} = \frac{\text{masa 1 molekul zat x}}{\frac{1}{12} \text{ massa atom C-12}}$$

Masa molekul relative suatu zat = jumlah massa atom relative atom atom penyusun molekul zat tersebut.

6.4 Konsep Mol

Untuk menyatakan jumlah penyusun suatu zat, dipergunakan suatu satuan jumlah zat yaitu **mol**. Satu mol zat ialah sejumlah zat yang mengandung 6.0225×10^{23} butir partikel (sejumlah bilangan avogadro). Jadi, bilangan avogadro merupakan “factor penghubung A” antara jumlah mol zat dengan jumlah partikel yang dikandung zat.

$$\text{Jumlah mol} = \frac{\text{jumlah partikel}}{\text{bilangan avogadro}} = \frac{\text{jumlah partikel}}{6.0025 \times 10^{23}}$$

$$\begin{aligned} \text{Masa 1 mol suatu zat} &= \text{masa molekul dalam satuan gram} \\ &= \text{Mr} \times 1 \text{ gram} \end{aligned}$$

Masa dari 1 mol atom disebut massa molar, misalnya 1 mol atom klor mempunyai massa molar ; 35.435 g Cl/mol Cl.

6.5 Rumus Molekul dan Rumus Empiris

a. Rumus Molekul

Suatu rumus yang menyatakan tidak hanya jumlah relative atom-atom dari setiap elemen, tetapi juga menunjukkan jumlah actual atom setiap unsur penyusun dalam suatu molekul senyawa. Misalnya, kita kenal benzene mempunyai rumus molekul C_6H_6 . Artinya benzene tersusun dari 6 buah atom C dan 6 buah atom H.

b. Rumus Empiris

Rumus empiris atau rumus sederhana menyatakan perbandingan mol unsur-unsur dalam suatu senyawa. Untuk menentukan rumus empiris, diperlukan perbandingan mol atau unsu-unsur penyusun. Rumus empiris diperoleh dari pengukuran hasil pecobaan % susunan senyawa.

Misalnya, pada senyawa benzena, dengan rumus molekul C_6H_6 mempunyai rumus empiris $(\text{CH})_n$ karena perbandingan mol antara C dan H adalah 6:6 atau bila disederhanakan = 1:1. Artinya dari rumus empiris

tersebut dapat diperoleh senyawa lain dengan mengubah factor n, misalnya
 $= (\text{CH})_2 = \text{C}_2\text{H}_2$.

6.6 Penentuan Reaksi Pembatas

Suatu reaksi kimia seringkali berlangsung dalam keadaan zat-zat pereaksinya mempunyai jumlah yang berlebih. Sebagian dari pereaksi yang berlebih tetap berada dalam campuran sampai reaksi berakhir. **Pereaksi yang habis bereaksi** disebut **pereaksi pembatas**, pereaksi ini keseluruhannya habis bereaksi.

6.7 Hasil Teoritis, Hasil Nyata dan Persen Hasil

Jumlah hasil reaksi yang dihitung dari sejumlah pereaksi yang ada dari awal reaksi dilakukan disebut hasil teoritis suatu reaksi.

Jumlah hasil yang secara nyata dihasilkan dalam sebuah reaksi kimia disebut hasil nyata. Persen hasil merupakan perbandingan hasil nyata dengan hasil teoritis. Ada reaksi yang hasilnya hampir sama dengan hasil teoritis dan reaksi tersebut dikatakan bereaksi secara kuantitatif. Pada reaksi-reaksi senyawa organik, kebanyakan hasil reaksi (hasil nyata) lebih kecil dibandingkan hasil teoritis. Hal ini karena reaksi tidak berjalan sempurna, ada reaksi-reaksi saingan yang dapat mengurangi hasil reaksi atau dapat juga terjadi kehilangan zat selama penanganan.

B. Contoh Soal

1. Berapakah partikel atom yang terdapat pada 2.5 mol atom $^{23}_{11}\text{Na}$

Jawab : - 2.5 mol $^{23}_{11}\text{Na}$ x bilangan Avogadro

$$-2.5 \times 6,0225 \cdot 10^{23} \text{ partikel atom } ^{23}_{11}\text{Na}$$

2. Berdasarkan analisis spektrometer massa kelimpahan relatif berbagai isotop. Silikon di alam adalah sbb : 92,23 % ^{28}Si , dan 3,10 % ^{30}Si . Hitunglah masa atom relatif silicon berdasarkan data tersebut.

Jawab : - nilai masa atom relatif merupakan nilai rata-rata ketiga isotop.

$$\begin{aligned} \text{Ar Si} &= (0,9223 \times 28) + (0,0467 \times 29) + (0,0310 \times 30) \\ &= 25,8244 \quad + 1,3543 \quad + 0,93 \\ &= 28,1087 \end{aligned}$$

3. Berapa molkah sebungkah besi murni yang ketika diuji massanya mempunyai massa 215 gram?

Jawab : bila diketahui massa molar besi (Fe) : 56 gram Fe/mol Fe. Artinya setiap 56 gram Fe merupakan 1 mol Fe.

$$\begin{aligned} \text{Jumlah mol zat} &= \frac{\text{massa zat}}{\text{massa molar zat}} \\ &= \frac{215 \text{ gram}}{56 \text{ gram/mol}} = 3,62 \end{aligned}$$

4. Suatu senyawa mempunyai komposisi 21,5 % Na, 33,33 % klor 45,1 %. Bagaimana rumus molekulnya.

Jawab : andaikan senyawa itu mempunyai massa 100 gram, maka unsur-unsur penyusunnya :

$$\text{Na} : 100 \text{ gram} \times 21,5 \% = 21,6 \text{ gram Na}$$

$$\text{Cl} : 100 \text{ gram} \times 33,3 \% = 33,5 \text{ gram Cl}$$

$$\text{O} : 100 \text{ gram} \times 45,1 \% = 45,1 \text{ gram O}$$

Komposisi unsur-unsur dalam senyawa merupakan perbandingan mol, maka :

$$\begin{aligned} \text{Mol Na} = \text{mol Cl} = \text{mol O} &= \frac{21,6}{23} = \frac{33,3}{35,5} = \frac{45,1}{16} \\ &= 0,93 = 0,93 = 2,8 \\ &= 1 : 1 : 3 \end{aligned}$$

Jadi perbandingan komposisi Na : Cl : O = 1 : 1 : 3

Rumus molekul : NaClO_3

5. Bagaimana presentase tiap unsur penyusun senyawa $(\text{NH}_4)\text{NO}_3$?

Jawab : presentase merupakan perbandingan massa unsur-unsur penyusun yang ada dengan massa rumus (massa molekul) senyawa.

$$\text{- Presentase N} = \frac{2 \cdot \text{Ar.N}}{\text{Mr.NH}_4\text{NO}_3} = \frac{2 \cdot 14}{80} = \frac{28}{80} \times 100 \% = 35 \%$$

$$\text{- Presentase H} = \frac{4 \cdot \text{Ar.H}}{\text{Mr.NH}_4\text{NO}_3} = \frac{4 \cdot 1}{80} = \frac{4}{80} \times 100 \% = 5 \%$$

$$\text{- Presentase O} = \frac{3 \cdot \text{Ar.O}}{\text{Mr.NH}_4\text{NO}_3} = \frac{3 \cdot 16}{80} = \frac{48}{80} \times 100 \% = 60 \%$$

6. Suatu senyawa dengan Mr = 55 mengandung 60% massa unsur x (Ar =16) dan sisanya unsur y (Ar = 23). Rumus molekul senyawa tersebut adalah.....

$$\text{Jawab : Massa X} = \frac{60}{100} \times 55 \text{ gram} = 33 \text{ gram}$$

$$\text{Massa Y} = \frac{40}{100} \times 55 \text{ gram} = 22 \text{ gram}$$

$$\frac{\text{mol X}}{\text{mol Y}} = \frac{\frac{33}{16}}{\frac{22}{23}} = \frac{2,06}{0,96} = \frac{2}{1}$$

Sehingga rumus molekul yang dihasilkan adalah X_2Y

7. Sebanyak X gram FeS (Mr = 88) direaksikan dengan asam klorida menurut reaksi;

$\text{FeS} + 2\text{HCL} \rightarrow \text{FeCL}_2 + \text{H}_2\text{S}$ Pada akhir reaksi diperoleh 8 liter gas H_2S . Jika pada keadaan tersebut satu mol gas H_2S bervolume 20 liter maka nilai X adalah.....

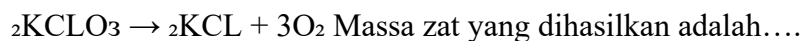


$$\text{Mol H}_2\text{S} = \frac{8 \text{ liter}}{20 \text{ liter/mol}} = 0,4 \text{ mol}$$

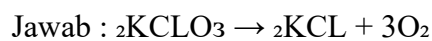
$$\text{Mol FeS} = \text{mol H}_2\text{S} = 0,4 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Massa FeS} &= \text{mol FeS} \times \text{Mr FeS} \\ &= 0,4 \text{ Mol} \times 88 \text{ gram/mol} \\ &= 35,2 \text{ gram.} \end{aligned}$$

8. Sebanyak 24,5 gram padatan kalium klorat dipanaskan dalam wadah tertutup, sehingga terjadi reaksi sesuai persamaan ;



(Ar K = 39 ; CL = 35,5 ; O = 16)



$$\text{Mol KCLO}_3 = \frac{24,5 \text{ gram}}{122,5 \text{ gram/mol}} = 0,2 \text{ mol}$$

$$\text{Mol KCL} = \text{mol KCLO}_3 = 0,2 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Massa KCL} &= \text{mol KCL} \times \text{Mr KCL} \\ &= 0,2 \text{ mol} \times 74,5 \text{ gram/mol} \\ &= 14,9 \text{ gram} \end{aligned}$$

9. Molaritas 4 gram NaOH yang dilarutkan dalam 2 liter air adalah.....

Jawab : Menghitung Mr NaOH :

$$= \text{Ar Na} + \text{Ar O} + \text{Ar H}$$

$$= 23 + 16 + 1$$

$$= 40$$

Menghitung molaritas NaOH

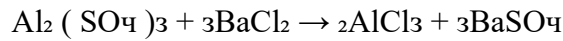
$$M = \frac{\text{massa}}{\text{Mr}} \times \frac{1000}{V}$$

$$M = \frac{4}{40} \times \frac{1000}{2000} = 0,05 \text{ mol/liter}$$

10. Larutan $\text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3$ 0,15 M sebanyak 20,0 ml ditambahkan kedalam 30,0 ml larutan BaCl_2 0,2 M. Jika diketahui $\text{Mr BaSO}_4 = 233,4$ maka banyaknya endapan BaSO_4 yang diperoleh adalah.....

Jawab : Mol mula-mula $\text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 = 0,15 \text{ M} \times 20 \text{ ml} = 3\text{mmol}$.

Mol mula-mula $\text{BaCl}_2 = 0,2 \text{ M} \times 30 \text{ ml} = 6\text{mmol}$



Mula-mula	3mmol	6mmol	-	-
Bereaksi	<u>2mmol</u>	<u>6mmol</u>	<u>4mmol</u>	<u>6mmol</u>
Sisa	1mmol	-	4mmol	6mmol

Jadi massa endapan BaSO_4 yang dihasilkan adalah.

Massa $\text{BaSO}_4 = \text{Mol BaSO}_4 \times \text{Mr BaSO}_4$

$$= 6\text{mmol} \times 233,4 \text{ mg/mmol} = 1.400,4 \text{ gram} = 1,4 \text{ gram.}$$

BAB VII

REDOKS DAN ELEKTROKIMIA

A. PEMBAHASAN

7.1 Konsep-Konsep Dasar Redoks

- a. Oksidasi adalah peristiwa pelepasan elektron atau penambahan (kenaikan) bilangan oksidasi
- b. Reduksi adalah peristiwa penangkapan elektron atau pengurangan (penurunan) bilangan oksidasi
- c. Reduktur (pereduksi) adalah zat yang mengalami oksidasi atau zat yang melepaskan elektron, atau zat yang bilangan oksidasinya naik
- d. Oksidator adalah zat yang mengalami reduksi atau zat yang menangkap elektron atau zat yang bilangan oksidasinya turun
- e. Redoks adalah reaksi yang terdiri dari peristiwa reduksi dan oksidasi atau reaksi perubahan bilangan oksidasi
- f. Reaksi disproporsionasi (autoreduksi) adalah reaksi redoks dimana hanya satu jenis atom yang mengalami reduksi dan oksidasi atau reaksi redoks dimana hanya satu jenis atom yang bilangan oksidasinya berubah
- g. Mol elektron adalah selisih bilangan oksidasi

7.2 Penyetaraan Reaksi Redoks

a. Metode Bilangan Oksidasi

Langkah-langkah penyetaraan reaksi :

- Menentukan unsur yang mengalami oksidasi dan reduksi berdasarkan perubahan bilangan oksidasi tiap unsur.
- Menyetarakan jumlah unsur yang mengalami redoks dengan menambahkan koefisien yang sesuai.
- Menentukan besarnya kenaikan atau penurunan bilangan oksidasi dari unsur-unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi.
- Menyetarakan perubahan bilangan oksidasi tersebut dengan memberikan koefisien yang sesuai.
- Menyetarakan jumlah atom H dan O serta unsur-unsur yang lain.

b. Metode Setengah Reaksi (Ion Elektron)

Langkah-langkah penyetaraan reaksi:

- Menuliskan zat-zat yang mengalami reaksi redoks saja.
- Memisahkan reaksi menjadi 2, setengah reaksi reduksi dan setengah reaksi oksidasi.
- Menyetarakan atom-atom yang mengalami redoks, kecuali atom hydrogen (H) dan oksigen (O).
- Menyetarakan atom oksigen (O) dengan menambahkan molekul H₂O ke ruas yang kekurangan oksigen.
- Menyetarakan atom Hidrogen (H) dengan menambahkan ion H⁺ ke ruas yang kekurangan atom H.
- Menyetarakan muatan dengan menambahkan elektron ke ruas yang memiliki muatan lebih positif.
- Menyamakan jumlah elektron pada kedua persamaan setengah reaksi reduksi dan oksidasi.
- Menyatukan kedua persamaan setengah reaksi menjadi reaksi redoks yang utuh.
- Mengembalikan ke bentuk reaksi awal.

7.3 Komponen Sel Elektronik

Terdapat dua macam Elektroda yaitu:

Anoda adalah tempat terjadinya oksidasi bermuatan negatif di sebabkan oleh reaksi spontan, elektron akan dilepas oleh elektroda ini.

Katoda adalah elektroda-elektroda tempat terjadinya reduksi berbagai zat kimia. Elektroda tersusun dari elektroda itu sendiri dan bahan kimia (*reagents*) yang terlibat. Sel elektrokimia umumnya tersusun atas dua elektroda. Setiap elektroda disebut sebagai setengah sel (*half cell*). Reaksi yang terjadi pada tiap elektroda disebut reaksi setengah sel atau reaksi elektroda. Berdasarkan jenisnya, elektroda dapat digolongkan menjadi :

a. Elektroda Logam-ion logam

Yaitu elektroda yang berisi logam yang berada dalam kesetimbangan dengan larutan ionnya, contohnya elektroda Cu | Cu²⁺.

b. Elektroda Amalgam

Amalgam adalah larutan logam dalam Hg cair. Pada elektroda ini, amalgam logam M akan berada dalam kesetimbangan dengan ionnya (M^{2+}). Logam – logam aktif seperti Na dan Ca dapat digunakan sebagai elektroda amalgam.

c. Elektroda Redoks

Elektroda yang melibatkan reaksi reduksi – oksidasi di dalamnya, contohnya elektroda $Pt | Fe^{3+}, Fe^{2+}$.

d. Elektroda Logam – Garam tak Larut

Elektroda ini berisi logam M yang berada dalam kesetimbangan dengan garam sangat sedikit larutnya M_vX_v dan larutan yang jenuh dengan M_vX_v serta mengandung garam atau asam terlarut dengan anion X^z .

Contoh : elektroda Ag – AgCl yang terdiri dari logam Ag, padatan AgCl, dan larutan yang mengandung ion Cl^- dari KCl atau HCl.

e. Elektroda Gas

Yaitu elektroda yang berisi gas yang berada dalam kesetimbangan dengan ion-ion dalam larutan, misalnya elektroda $Pt | H_{2(g)} | H^+_{(aq)}$.

f. Elektroda Non Logam – Non Gas

Yaitu elektroda yang berisi unsure selain logam dan gas, misalnya elektroda Brom ($Pt | Br_{2(l)} | Br^-_{(aq)}$) dan yodium ($Pt | I_{2(s)} | I^-_{(aq)}$).

g. Elektroda Membran

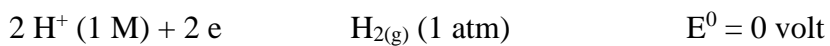
Yaitu elektroda yang mengandung membrane semi permeabel. Untuk menggerakkan muatan dari satu titik ke titik lain diperlukan beda potensial listrik antara kedua muatan. Beda potensial diukur antara dua elektroda yaitu elektroda pengukur dan elektroda pembanding. Sebagai elektroda pembanding umumnya digunakan elektroda hydrogen ($H^+ | H_2 | Pt$) atau elektroda kolamel ($Cl^- | Hg_2Cl_{2(s)} | Hg$). Beda potensial inilah yang dinyatakan sebagai daya gerak listrik (DGL).

Potensial Elektroda

Jika suatu logam kita celupkan dalam air maka akan timbul beda potensial antara batang logam dan air yang kita sebut potensial elektroda. Setiap logam memiliki potensial elektroda yang berbeda-beda. Jika dua sistem elektroda

dihubungkan akan terjadi arus listrik karena terjadi perpindahan elektron dari anoda menuju katoda.

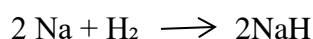
Dalam menentukan besarnya potensial elektroda tunggal secara langsung sangat sulit. Diperlukan elektroda pembanding yang memiliki harga potensial elektroda nol, sehingga harga potensial elektrode yang lain dapat ditentukan dengan voltmeter. Elektroda pembanding yang digunakan untuk menghitung besarnya potensial elektroda logam adalah elektroda Hidrogen. Potensial sel yang dihasilkan oleh suatu elektroda dengan elektrode hidrogen disebut potensial elektrode itu dan diberi lambang E. Apabila diukur pada keadaan standar (25⁰ C, dengan konsentrasi 1 M dan tekanan gas 1atm), disebut potensial elektrode standar dan diberi lambang E⁰.



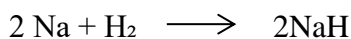
Elektrode yang lebih mudah mengalami reduksi dibandingkan terhadap elektrode hidrogen mempunyai potensial elektrode bertanda positif, sedangkan elektrode yang lebih sukar mengalami reduksi dibandingkan terhadap elektrode hidrogen mempunyai potensial elektrode bertanda negatif. Menurut kesepakatan potensial elektrode dikaitkan dengan reaksi reduksi. Jadi potensial elektrode sama dengan potensial reduksinya. Harga E⁰ tidak mengalami perubahan apabila reaksi tersebut diubah arahnya karena potensial merupakan sifat intrinsik.

B. CONTOH SOAL

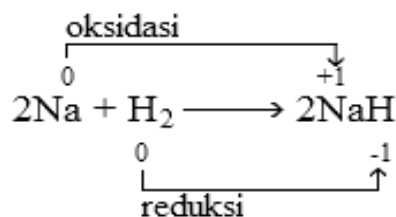
1. Tentukanlah reduktor, oksidator, hasil reduksi dan hasil oksidasi



Jawab:



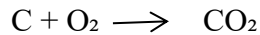
Pada reaksi diatas, Na mengalami kenaikan biloks dari 0 menjadi +1 sedangkan H mengalami penurunan bilok dari 0 menjadi -1



Maka diperoleh:

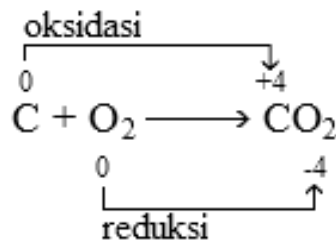
- Oksidator (mengalami reduksi / biloks turun) = H_2
- Reduktor (mengalami oksidasi / biloks naik) = Na
- Hasil reduksi = NaH
- Hasil oksidasi = NaH

2. Apa reaksi ini tergolong oksidasi, reduksi, atau redoks



Jawab :

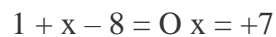
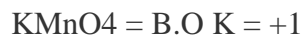
Jika dilihat berdasarkan oksigen, reaksi ini jelas menunjukkan bahwa terjadi peristiwa peningkatan oksidasi sehingga tersebut tergolong oksidasi. Selanjutnya perhatikan bilangan oksidasinya, atom karbon mengalami kenaikan biloks dari 0 menjadi +4 pada CO_2 , sedangkan pada O_2 mengalami penurunan biloks dari 0 menjadi -4. Ingat bahwa kenaikan biloks merupakan peristiwa oksidasi dan penurunan biloks merupakan peristiwa reduksi.



Jadi, reaksi diatas merupakan redoks.

3. Pada persamaan oksidasi reduksi berikut (belum setara),
 $KMnO_4(aq) + KI(aq) + H_2SO_4 \longrightarrow MnSO_4(aq) + I_2(aq) + K_2SO_4(aq) + H_2O(l)$
Bilangan oksidasi Mn berubah dari ?

Jawab :



4. Sebagian dari daur nitrogen di alam, adalah sebagai berikut Urutan bilangan oksidasi nitrogen dimulai dari N₂ ?

Jawab :

N₂ bilangan oksidasinya 0

N O bilangan oksidasi N = +2

$$x - (-2) = +2$$

N O₃ bilangan oksidasi N = +5

$$x - (-2) + 3 = +5$$

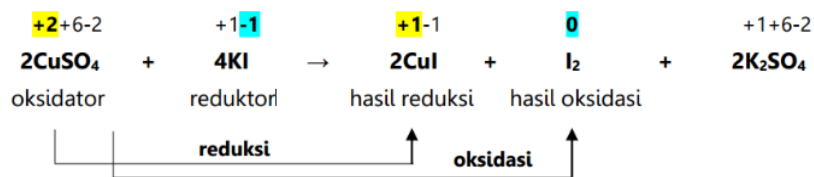
N O₂ bilangan oksidasinya N = +4

$$x - (-2) + 2 = +4$$

5. Tentukan **oksidator, reduktor, hasil oksidasi, dan hasil reduksinya?**



Jawab :



Dapat anda lihat, atom Cu pada CuSO₄ mengalami suatu reduksi karena terjadi penurunan biloks, lalu pada atom I pada KI mengalami oksidasi karena terjadi kenaikan biloks.

6. Suatu sel volta tersusun atas magnesium dan tembaga. Bila diketahui:



Tentukan :

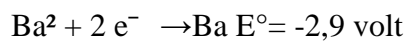
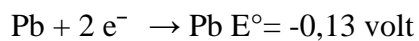
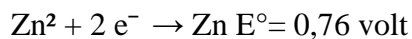
- a. Katoda dan anodanya
- b. Reaksi yang terjadi pada elektroda dan reaksi selnya
- c. Notasi sel, dan
- d. Potensial sel

Jawab :

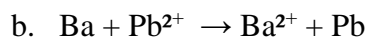
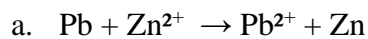
- a. Anoda, memiliki E° lebih kecil, yaitu magnesium (Mg)
 Katoda, memiliki E° lebih besar yaitu tembaga (Cu)
- b. Reaksi katoda (reduksi) : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$
 Reaksi anoda (oksidasi) : $\text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- +$

 Reaksi sel (redoks) : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Mg}^{2+}(\text{aq})$
- c. Notasi sel = $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$
- d. $E_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{katoda}} - E^\circ_{\text{anoda}}$
 $= 0,34 - (-2,37)$
 $= 2,71 \text{ volt}$

7. Diketahui harga potensial reduksi standar beberapa elektrolit sebagai berikut:



Berdasarkan harga E° tersebut, apakah reaksi berikut ini dapat berlangsung



Jawab :

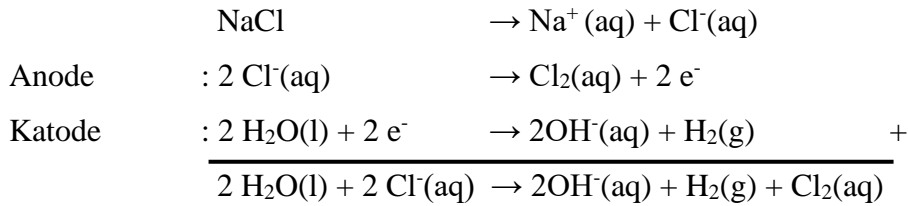
Untuk mengetahui reaksi tersebut dapat berlangsung atau tidak, kita tentukan E° selnya. Jika E° sel bernilai positif maka reaksi tersebut akan berlangsung, jika E° sel bernilai negative maka reaksi tidak berjalan secara spontan.

a. $E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{red}} - E^\circ_{\text{oks}}$
 $= -0,13 \text{ volt} - 0,76 \text{ volt}$
 $= -0,89 \text{ volt}$ (reaksi tidak langsung)

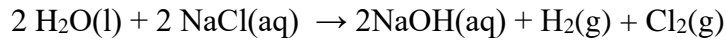
b. $E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{red}} - E^\circ_{\text{oks}}$
 $= -2,9 \text{ volt} - (-0,13 \text{ volt})$
 $= -2,77 \text{ volt}$ (reaksi dapat berlangsung)

8. Bagaimana reaksi yang terjadi pada elektrolisis larutan NaCl dengan elektrode inert?

Jawab :

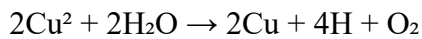
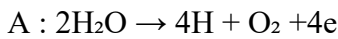
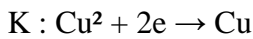
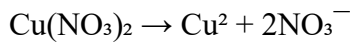


Secara lengkap reaksi yang terjadi :



9. Larutan $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ dielektrolisis dengan elektroda platina dan diperoleh tembaga 12,7 gram. Volume oksigen yang dihasilkan pada anode, pada STP ialah? (Ar Cu = 63,5)

Jawab :



$$\text{Gram} = e \cdot f \rightarrow F = \frac{\text{gram}}{e} = \frac{12,7}{63,5/2} = 0,4 \text{ (elektrolisis)}$$

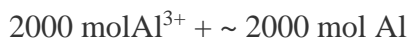
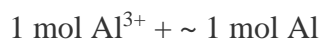
$$\frac{m}{k} = \frac{0,4}{4} = 0,1 \quad \text{O}_2 = 22,4 \text{ e} \cdot 0,1 \text{ e} = 2,24 \text{ e}$$

10. Pada elektrolisis Al_2O_3 (pengolahan Aluminium) sebanyak 102 kg dihasilkan Al ? (Al = 27, O = 16)

Jawab:



$$102 \text{ kg} = 102000 \text{ gram}$$



Jadi yang terjadi = 2000 mol

$$= 2000 \times 27 \text{ gram}$$

$$= 54.000 \text{ gram} = 54 \text{ kg}$$

BAB VIII

KINETIKA REAKSI KIMIA

A. Pembahasan

8.1 Pengertian

Laju/kecepatan reaksi adalah jumlah produk reaksi yang dihasilkan dalam suatu reaksi persatu waktu, atau jumlah pereaksi yang dikonsumsi dalam suatu reaksi persatu waktu. Jumlah zat yang berubah dinyatakan dalam satuan volume total campuran. Oleh sebab itu, laju kecepatan reaksi didefinisikan sebagai pertambahan konsentrasi molar produk reaksi persatuan waktu, atau pengurangan konsentrasi molar pereaksi persatuan waktu. Satunya adalah ml per liter per detik atau $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$.

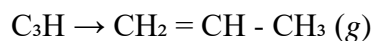
Kinetika kimia adalah suatu ilmu yang membahas tentang laju (kecepatan) dan mekanisme reaksi. Tujuan utama mempelajari kinetika kimia adalah untuk memahami tahap tahap reaksi yang terjadi dan untuk mempercepat produksi diperlukan pengetahuan tentang kondisi yang dapat membantu reaksi agar berlangsung pada rentang waktu yang menguntungkan secara komersial.

8.2 Penentuan Laju Reaksi Kimia

a. Orde Reaksi Kimia

Suatu reaksi yang dapat dikelompokkan berdasarkan ordenya. Reaksi-reaksi yang menunjukkan berbagai orde reaksi dapat dilihat pada contoh berikut.

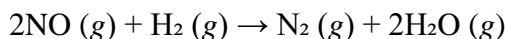
1. Siklo Propana, C_3H_6 . Ketika dipanaskan, cincin karbon terbuka membentuk propana. Oleh karena senyawa tersebut berisomeri (berisomeri senyawa tetapi rumus molekul sama), reaksi ini dinamakan isomerisasi.



Hukum laju : $\text{Laju} = k [\text{C}_3\text{H}_6]$

Reaksinya adalah orde pertama terhadap siklo propana dan keseluruhan reaksi juga orde pertama.

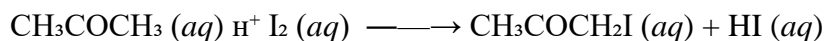
2. Nitrit oksida, NO, bereaksi dengan hidrogen menurut persamaan :



Hukum Laju yang diperoleh secara percobaan adalah :

$$\text{Laju} = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$$

Jadi, reaksinya orde kedua terhadap NO, Orde pertama terhadap H₂ dan untuk seluruh reaksi adalah orde ketiga Aseton, CH₃COCH₃, beraksi dengan iodine dalam suasana asam.

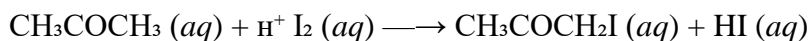


Penentuan hk. Laju secara percobaan adalah :

$$\text{Laju} = k [\text{CH}_3\text{COCH}_3] [\text{H}_3]$$

Reaksinya orde pertama terhadap aseton. Orde ke nol terhadap iodine, yakni hk laju mengandung [I₂] nol pangkatnya = 1 , sehingga laju reaksi tidak bergantung pada konsentrasi I₂. Reaksi memiliki orde pertama terhadap pengkondisian suasana (H⁺ ini dapat digolongkan sebagai katalis). Jadi, keseluruhan reaksi orde kedua.

B.Aseton, CH₃COCH₃, bereaksi dengan Iodine dalam suasana asam.



b. Orde Pertama

Penguraian dinitrogen pentoksida merupakan salah satu contoh laju reaksi orde pertama. Hukum lajunya adalah :

$$\text{Laju} = - \frac{\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]}{\Delta t} = k [\text{N}_2\text{O}_5]$$

Dengan menggunakan metode integral dapat ditunjukkan bahwa hukum laju orde pertama melalui hubungan antara N₂O₅ dan waktu sebagai

$$\text{berikut ini : } \ln \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_1}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0} = - kt$$

Dengan [N₂O₅]_t adalah konsentrasi pada waktu t , dan [N₂O₅]₀ adalah konsentrasi awal N₂O₅ (Yakni konsentrasi pada waktu t = 0.) Persamaan tersebut memungkinkan untuk menghitung konsentrasi N₂O₅ pada setiap waktu, jika diketahui konsentrasi awal dan tetapan lajunya dan dapat

menentukan waktu yang diperlukan secara lebih umum, misalkan zat A bereaksi menghasilkan produk menurut persamaan :



Dengan a adalah koefisien reaksi A. Jika reaksi ini mempunyai hukum laju orde pertama , atau

$$\text{Laju} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k [A] \text{ atau laju} = -\frac{dA}{dt} = k dt$$

Maka dengan menggunakan metode integral diperoleh persamaan berikut :

$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt$$

Dengan $[A]_t$ adalah konsentrasi pereaksi A pada waktu t , dan $[A]_0$ konsentrasi awal.

Hukum laju bentuk integral adalah :

$$\ln [A]_t = -kt + \ln [A]_0$$

Beberapa hal penting untuk dicatat tentang persamaan hukum laju tersebut, yaitu :

- 1) Persamaan menunjukkan bagaimana konsentrasi A bergantung waktu. Jika konsentrasi awal A dan tetapan laju K diketahui, konsentrasi A pada setiap waktu dapat dihitung.
- 2) Persamaan tersebut merupakan persamaan linear bentuk : $y = mx + b$, dimana aluran y terhadap x merupakan garis lurus dengan kemiringan m dan perpotongan pada titik b .

c. Orde kedua

Untuk reaksi yang melibatkan pereaksi tunggal, secara umum dapat ditulis dalam bentuk persamaan berikut.



oleh karena reaksinya orde kedua terhadap A, hukum laju diferensialnya dapat ditulis dalam bentuk.

$$\text{Laju} = \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k[A]^2$$

Hukum laju integral orde kedua mempunyai bentuk :

$$\frac{1}{[A]} = kt + \frac{1}{[A]_0}$$

Jika paruh pertama dari reaksi orde kedua dilampaui, persamaanya menjadi:

$$\frac{[A]_0}{2} = kt \frac{1}{2} + [A]_0 \text{ atau } kt \frac{1}{2} = \frac{[A]_0}{2}$$

d. Orde ke-Nol

Suatu reaksi yang melibatkan pereaksi tunggal menunjukkan orde pertama atau orde kedua. Namun demikian, kadang-kadang reaksi seperti itu dapat memiliki orde ke-nol. Hukum laju reaksi orde ke-nol adalah:

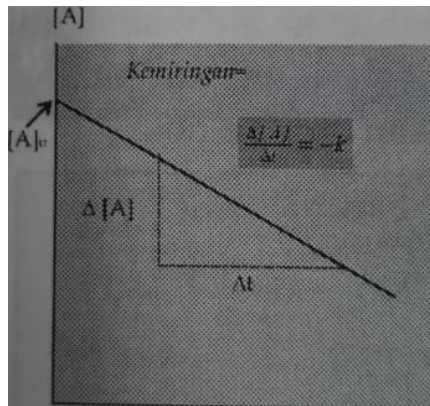
$$\text{Laju} = k [A]^0 = k$$

Untuk reaksi orde ke-Nol, laju reaksinya tetap. Laju reaksi tidak berubah terhadap konsentrasi sebagaimana orde pertama dan orde kedua.

Hukum laju integral untuk reaksi orde ke-nol adalah:

$$[A] = -kt + [A]_0$$

Pada kasus ini, aluran [A] terhadap t menghasilkan garis lurus dengan kemiringan $-k$, seperti pada gambar dibawah:



Rumus untuk waktu paruh reaksi orde ke- nol dapat diperoleh dari hukum laju integral. Dengan ketentuan, $[A] = [A]_0/2$ Pada $t/2$, maka :

$$\frac{[A]_0}{2} = kt \frac{1}{2} + [A]_0 \text{ atau } kt \frac{1}{2} = \frac{[A]_0}{2}$$

Dengan demikian,

$$t \frac{1}{2} = \frac{[A]_0}{2k}$$

Reaksi orde ke-nol biasa terjadi terhadap zat pada permukaan logam atau enzim yang dilakukan pada reaksi. Misalnya, reaksi penguraian :



8.3 Faktor yang Mempengaruhi Kecepatan Reaksi .

1. Luas Permukaan Sentuh

Luas permukaan sentuh memiliki peranan yang sangat penting, sehingga menyebabkan laju reaksi semakin cepat. Begitu juga, apabila semakin kecil luas permukaan bidang sentuh, maka semakin kecil tumbukan yang terjadi antar partikel, sehingga laju reaksi pun semakin kecil. Karakteristik kepingan yang direaksikan juga turut berpengaruh, yaitu semakin halus kepingan itu, maka semakin cepat waktu yang dibutuhkan untuk bereaksi; sedangkan semakin kasar kepingan itu, maka semakin lama waktu yang dibutuhkan untuk bereaksi.

2. Suhu

Suhu juga turut berperan dalam mempengaruhi laju reaksi. Apabila suhu pada suatu reaksi yang berlangsung dinaikkan, maka menyebabkan partikel semakin aktif bergerak, sehingga tumbukan yang terjadi semakin sering, menyebabkan laju reaksi semakin besar. Sebaliknya, apabila suhu diturunkan, maka partikel semakin tak aktif, sehingga laju reaksi semakin kecil. Suhu merupakan properti fisik dari materi yang kuantitatif mengungkapkan gagasan umum dari panas dan dingin.

3. Katalis

Katalis adalah suatu zat yang mempercepat laju reaksi kimia pada suhu tertentu, tanpa mengalami perubahan atau terpakai oleh reaksi itu sendiri. Suatu katalis berperan dalam reaksi tetapi bukan sebagai pereaksi ataupun produk. Katalis memungkinkan reaksi berlangsung lebih cepat atau memungkinkan reaksi pada suhu lebih rendah akibat perubahan yang dipicunya terhadap pereaksi. Katalis menyediakan suatu jalur pilihan dengan energi aktivasi yang lebih rendah. Katalis mengurangi energi yang dibutuhkan untuk berlangsungnya reaksi.

Katalis dapat dibedakan ke dalam dua golongan utama: katalis homogen dan katalis heterogen. Katalis heterogen adalah katalis yang ada

dalam fase berbeda dengan pereaksi dalam reaksi yang dikatalisinya, sedangkan katalis homogen berada dalam fase yang sama.

4. Molaritas

Banyaknya mol zat terlarut tiap satuan volum zat pelarut. Hubungannya dengan laju reaksi adalah bahwa semakin besar molaritas suatu zat, maka semakin cepat suatu reaksi berlangsung. Dengan demikian pada molaritas yang rendah suatu reaksi akan berjalan lebih lambat daripada molaritas yang tinggi.

5. Konsentrasi

Karena persamaan laju reaksi didefinisikan dalam bentuk konsentrasi reaktan maka dengan naiknya konsentrasi maka naik pula kecepatan reaksinya. Artinya semakin tinggi konsentrasi, maka semakin banyak molekul reaktan yang tersedia, dengan demikian kemungkinan bertumbukan akan semakin banyak juga sehingga kecepatan reaksi meningkat. Jadi semakin tinggi konsentrasi, semakin cepat pula laju reaksinya.

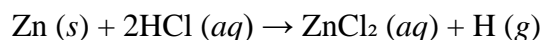
B. CONTOH SOAL

1. Apa yang dimaksud dengan laju reaksi dan satuan dari laju reaksi?

Jawab :

Laju reaksi dinyatakan sebagai berkurangnya jumlah pereaksi untuk setiap satuan waktu atau bertambahnya jumlah hasil reaksi untuk setiap satuan waktu. Satuannya dinyatakan sebagai $\text{mol dm}^{-3} \text{det}^{-1}$ atau mol/liter detik.

2. Apabila anda diminta untuk mengukur laju reaksi terhadap reaksi:



Bagaimanakah rancangan percobaan yang akan anda buat terkait dengan :

- a. Zat yang akan diukur konsentrasinya.
- b. Cara pengukurannya
- c. Alat yang digunakan
- d. Cara kerjanya.

Jawab :

- a. Zat yang akan diukur konsentrasinya yaitu gas H_2

- b. Cara mengukurnya dengan menghitung volume H yang dihasilkan persatuan waktu
- c. Alat yang digunakan untuk mengukur volume H₂ yaitu silinder ukur yang dicelupkan ke dalam gelas kimia berisi air
- d. Gas yang dihasilkan yaitu gas H₂ akan mengisi ruang di silinder ukur yang berisi air yang kemudian menyebabkan adanya ruang kosong yang diukur volumenya.

Simaklah tabel di bawah ini untuk menjawab soal nomor 3 & 4.

Waktu	0	5	10
[A] [mol/L]	0,1	0,8	0,65

$$V_{AB3} = \frac{\text{koefisien } AB3}{\text{Koefisien } A} \times V_A = \frac{2}{2} \times 4 \times 10^{-3} = 4 \times 10^{-3} M/s$$

Selang waktu 5-10 detik

$$V_{AB3} = \frac{\text{koefisien } AB3}{\text{Koefisien } A} \times V_A = \frac{2}{2} \times 1,47 \times 10^{-1} = 1,47 \times 10^{-1} M/s$$

$$V_A = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{(0,08-0,1)}{(5-0)} = 4 \times 10^{-3} M/s$$

Selang waktu 5-10 detik

$$V_A = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{(0,065-0,8)}{(10-5)} = 1,47 \times 10^{-1} M/s$$

Penentuan laju reaksi : $2 A(g) + 3B_2 \rightarrow 2AB_3 (g)$. Dilakukan dengan mengukur perubahan konsentrasi A setiap 5 detik sehingga didapatkan data seperti pada tabel di atas. Tentukan :

3. Laju reaksi rata-rata dari gas A pada setiap selang waktu.
Jawab : Selang waktu 0 – 5 detik
4. Laju reaksi rata-rata setiap selang waktu berdasarkan gas AB₃ (angka tiganya kecil di bawah) yang dihasilkan.
Jawab : Selang waktu 0 - 5 detik
5. Apa yang dimaksud dengan persamaan laju reaksi?
Jawab :

Persamaan laju reaksi yaitu persamaan yang menunjukkan hubungan antara konsentrasi pereaksi dengan laju reaksi.

BAB IX KIMIA INTI

A. Pembahasan

9.1 Perbedaan Reaksi Kimia Biasa dengan Kimia Inti

Reaksi Kimia	Reaksi Inti
Atom diubah susunannya melalui pemutusan dan pembentukan ikatan kimia	Unsur (atau isotop dari unsur yang sama) dikonversi dari unsur yang satu ke lainnya
Hanya elektron dalam orbital atom atau molekul yang terlibat dalam pemutusan dan pembentukan ikatan	Proton, neutron, elektron dan partikel dasar lain dapat saja terlibat
Reaksi diiringi dengan penyerapan atau pelepasan energi yang relatif kecil	Reaksi diiringi dengan penyerapan atau pelepasan energi yang sangat besar
Laju reaksi dipengaruhi oleh suhu, tekanan, konsentrasi, dan katalis	Laju reaksi biasanya tidak dipengaruhi oleh suhu, tekanan dan katalis

9.2 Stabilitas Inti dan Peluruhan Inti

Stabilitas Inti untuk mempertahankan stabilitas inti, perbandingan neutron terhadap proton harus berada dalam kisaran tertentu. Satu ukuran kuantitatif untuk stabilitas inti ialah energi ikatan inti, yaitu energi yang diperlukan untuk membelah sebuah inti menjadi komponen-komponennya, yaitu proton dan neutron. Energi ikatan inti dapat dihitung dari massa proton dan neutron dan massa inti dengan menggunakan hubungan kesetaraan massa – energi Einstein.

Inti menempati bagian yang sangat kecil dari volume suatu atom. Tetapi ia mengandung sebagian besar massa dari atom karena baik proton maupun neutron berada didalamnya.

Menurut teori proton-proton, inti terdiri atas proton-proton dan neutron-neutron. Karena proton bermuatan listrik positif, maka gaya tolak elektrostatis antara proton-proton cenderung memisahkan nukleon-nukleon itu. Oleh karena

itu, agar stabilitas inti terjadi harus ada gaya tarik yang kuat antarnukleon yang disebut gaya inti atau gaya antarnukleon. Gaya-gaya ini diklasifikasikan sebagai interaksi kuat, yang telah dipelajari oleh fisikawan Jepang Hideki Yukawa dalam periode waktu yang cukup lama. Dalam tahun 1935 beliau mengemukakan karakteristik gaya-gaya inti dan mempostulatkan adanya partikel yang sekarang disebut pion.

Beberapa sifat gaya inti atau gaya antara nukleon-nukleon antara lain:

1. Pada jarak pendek gaya inti lebih kuat daripada gaya Coulomb; gaya inti dapat mengatasi gaya tolak Coulomb antara proton-proton dalam inti.
2. Pada jarak jauh, yang berorde ukuran atom, gaya inti sangat lemah; interaksi antara inti dalam molekul dapat diketahui hanya berdasarkan gaya Coulomb.
3. Beberapa partikel bebas dari gaya inti; sebagai contoh, dari struktur atom tidak ada.

Peluruhan radioaktif (disebut juga peluruhan nuklir atau radioaktivitas) adalah proses dimana sebuah inti atom yang tidak stabil kehilangan energi (berupa massa dalam diam) dengan memancarkan radiasi, seperti partikel alfa, partikel beta dengan neutrino, sinar gamma, atau elektron dalam kasus konversi internal. Material yang mengandung inti tak stabil ini dianggap radioaktif.

Peluruhan terjadi pada sebuah nukleus induk dan menghasilkan sebuah nukleus anak. Peluruhan radioaktif adalah sebuah proses "acak" (*stochastic*) dimana menurut teori kuantum, tidak mungkin untuk memprediksi kapan sebuah atom akan meluruh, tidak peduli seberapa lama atom tersebut telah eksis. Namun, untuk sekumpulan atom, kecepatan peluruhan yang diperkirakan dapat dikarakterisasi melalui konstanta peluruhan atau waktu-paruh. Hal ini menjadi dasar bagi pengukuran radiometrik. Waktu paruh atom radioaktif tidak memiliki batas, terbentang sepanjang 55 tingkat besaran, dari mulai hampir spontan sampai jauh melebihi usia alam semesta.

Peluruhan radioaktif ialah sebuah proses yang terjadi pada isotop unsur yang tidak stabil untuk membentuk kestabilan baru dengan melepaskan emisi partikel.

Proses ini berlangsung secara otomatis tanpa adanya pemicu. Jadi pereaksinya hanya satu, seringkali disebut dengan istilah *parent* dan produknya ialah berupa emisi partikel dan unsur baru yang lebih stabil, disebut dengan *daughter*.

Beberapa contoh reaksi peluruhan ialah:

1. Reaksi peluruhan partikel β pada atom ^{14}C sebagai berikut;

$$^{14}\text{C} \rightarrow ^{14}\text{N} + \beta^-.$$
2. Reaksi peluruhan partikel positron pada atom ^{15}O sebagai berikut;

$$^{15}\text{O} \rightarrow ^{15}\text{N} + \beta^+.$$
3. Reaksi peluruhan partikel alfa α pada ^{210}Po sebagai berikut:

$$^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow ^{206}_{82}\text{Pb} + ^4_2\alpha.$$
4. Reaksi peluruhan partikel gamma γ pada cobalt ^{60}Co sebagai berikut;

$$^{60}_{27}\text{Co} \rightarrow ^{60}_{27}\text{Co} + \gamma.$$

9.3 Jenis Sinar Radioaktif.

Berdasarkan partikel penyusunnya, sinar radioaktif dibagi menjadi tiga, yaitu sinar alfa, sinar beta, dan sinar gamma

a. Sinar alpha (α)

Sinar alfa adalah sinar yang dipancarkan oleh unsur radioaktif. Sinar ini ditemukan secara bersamaan dengan penemuan fenomena radioaktivitas, yaitu peluruhan inti atom yang berlangsung secara spontan, tidak terkontrol, dan menghasilkan radiasi. Sinar alfa terdiri atas dua proton dan dua neutron. Berikut ini adalah sifat alamiah sinar alfa :

- 1) Sinar alfa merupakan inti He.
- 2) Dapat menghitamkan pelat film (yang berarti memiliki daya ionisasi).
 Daya ionisasi sinar alfa paling kuat daripada sinar beta dan gamma.
- 3) Mempunyai daya tembus paling lemah di antara ketiga sinar radioaktif.
- 4) Dapat dibelokkan oleh medan listrik maupun medan magnet.
- 5) Mempunyai jangkauan beberapa sentimeter di udara dan 10^2 mm di dalam logam.

b. Sinar betha (β).

Sinar beta merupakan elektron berenergi tinggi yang berasal dari inti atom.

Berikut ini beberapa sifat alamiah sinar beta :

- 1) Mempunyai daya ionisasi yang lebih kecil dari sinar alfa.
- 2) Mempunyai daya tembus yang lebih besar daripada sinar alfa.
- 3) Dapat dibelokkan oleh medan listrik maupun medan magnet.

c. Sinar Gamma (γ).

Sinar gamma adalah radiasi gelombang elektromagnetik yang terpancar dari inti atom dengan energi yang sangat tinggi yang tidak memiliki massa maupun muatan. Sinar gamma ikut terpancar ketika sebuah inti memancarkan sinar alfa dan sinar beta. Peluruhan sinar gamma tidak menyebabkan perubahan nomor atom maupun massa atom.

Sinar gamma memiliki beberapa sifat alamiah berikut ini :

- 1) Sinar gamma tidak memiliki jangkauan maksimal di udara, semakin jauh dari sumber intensitasnya makin kecil.
- 2) Mempunyai daya ionisasi paling lemah.
- 3) Mempunyai daya tembus yang terbesar.
- 4) Tidak membelok dalam medan listrik maupun medan magnet.

9.4 Kestimbangan Radio Aktif

a. Peluruhan Inti Atom.

Peluruhan inti atom adalah kumpulan beragam proses dimana sebuah inti atom yang tidak stabil memancarkan partikel subatomik (partikel radiasi). Peluruhan terjadi pada sebuah *nukleus induk* dan menghasilkan sebuah *nukleus anak*. Ini adalah sebuah proses acak sehingga sulit untuk memprediksi peluruhan sebuah atom.

b. Kestimbangan Radioaktif.

Istilah kestimbangan ini biasanya digunakan untuk mengungkapkan kondisi bahwa turunan dari fungsi dimana waktu sama dengan nol. Bila kondisi ini diterapkan pada anggota dari rantai radioaktif itu berarti bahwa derivatif persamaan.

Anggota dari deret peluruhan radioaktif memiliki umur paruh yang jauh lebih pendek dibandingkan dengan umur paruh nuklida induknya.

Sebagai konsekuensinya maka setelah selang waktu tertentu maka akan tercapai keadaan setimbang, yakni masing-masing nuklida anak meluruh dengan laju yang sama dengan laju pembentukan inti anak.

Kondisi radioaktif alami bisa dijelaskan:

- 1) Jika waktu paruh induk lebih pendek, maka keseimbangan tidak akan tercapai.
- 2) Jika paruh induk lebih panjang dan cukup lama, maka tidak ada pembusukan. Dan kondisi keseimbangan sekuler akan tercapai.
- 3) Jika waktu paruh induk lebih panjang, namun cukup pendek sehingga ada pembusukan terlihat dari induk selama interval waktu yang menarik, kondisi keseimbangan transien akan tercapai.

Contoh dari pendekatan keseimbangan sekuler yaitu pada kasus ini bahwa dari induk atom yang berumur panjang dan seorang anak atom berumur pendek. Diasumsikan bahwa anak atomnya telah dipisahkan dari ibunya, sehingga bahwa yang terakhir ini awalnya murni. Persamaan matematis untuk jumlah atom dari induk dan anak dapat dicatat bahwa $\lambda_1 \sim 0$, dan $\lambda_1 \ll \lambda_2$. Kesetimbangan transien, hasil jika induk sudah lama-hidup daripada anak atom ($\lambda_1 < \lambda_2$), namun paruh waktu tersebut induk tidak terlalu panjang. Dalam hal ini, pendekatan $\lambda_1 = 0$ tidak dapat dilakukan. Jika induk dan anak dipisahkan sehingga induk dapat diasumsikan awalnya murni. Namun kesetimbangan radioaktif itu dicapai ketika $\lambda_1 \sim 0$.

c. Laju Peluruhan dan Waktu Paruh

Laju peluruhan bahan radioaktif ternyata berbanding langsung dengan jumlah atom yang terdapat dicontohnya. Misalnya rata-rata 100 atom mengalami keluruhan setiap detik dalam suatu contoh yang mengandung 1 juta atom, maka kita dapat mengharapkan laju keluruhan adalah 200 atom / detik dalam contoh yang mengandung 2 juta atom, atau 50 atom perdetik dalam contoh yang mengandung 5×10^5 atom, dan seterusnya.

Waktu Paruh alat deteksi modern sangat mudah digunakan untuk mengukur laju meluruhnya nuklida radioaktif. Waktu yang diperlukan itu ternyata tak bergantung pada banyaknya bahan radioaktif yang ada. Waktu

paruh ditentukan secara eksperimen dengan mencacah banyaknya pancaran dalam suatu kurun waktu yang sesuai, oleh suatu contoh radioaktif yang bobotnya diketahui.

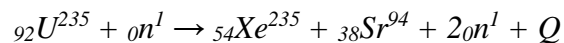
9.5 Jenis Reaksi Inti, Fisi, dan Fusi

a. Jenis Reaksi Inti

Dalam reaksi inti jika diperoleh $Q > 0$, maka reaksinya dinamakan *reaksi eksoterm* yaitu selama reaksi berlangsung dilepaskan energi sedangkan jika $Q < 0$, maka reaksinya dinamakan *reaksi indoterm* yaitu selama reaksi berlangsung diperlukan energi. Reaksi inti dibedakan menjadi dua, yaitu *reaksi fisi* dan *reaksi fusi*.

b. Reaksi Fisi

Reaksi fisi yaitu reaksi pembelahan inti atom berat menjadi dua inti atom lain yang lebih ringan dengan disertai timbulnya energi yang sangat besar. Misalnya inti atom uranium-235 ditembak dengan neutron sehingga terbelah menjadi inti atom Xe-235 dan Sr-94 disertai dengan timbulnya 2 neutron yang memiliki energi tinggi. Reaksinya dapat dituliskan :

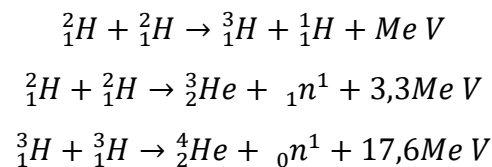


Dalam *reaksi fisi* yang terjadi akan dihasilkan energi kira-kira sebesar 234 Mev. Dalam reaksi fisi ini timbul -baru yang berenergi tinggi. Neutron-neutron yang timbul akan menumbuk inti atom berat yang lain sehingga akan menimbulkan reaksi fisi yang lain. Hal ini akan berlangsung terus sehingga semakin lama semakin banyak reaksi inti yang dihasilkan dan dalam sekejap dapat timbul energi yang sangat besar. Peristiwa semacam ini disebut *reaksi fisi berantai*. Reaksi fisi berantai yang tak terkendali akan menyebabkan timbulnya energi yang sangat besar dalam waktu relatif singkat, sehingga dapat membahayakan kehidupan manusia. Reaksi berantai yang tak terkendali terjadi pada Bom Atom. Energi yang timbul dari reaksi fisi yang terkendali dapat dimanfaatkannya untuk kehidupan manusia. Reaksi fisi terkendali yaitu reaksi fisi yang terjadi dalam reaktor nuklir (Reaktor Atom). Di mana dalam reaktor nuklir neutron yang

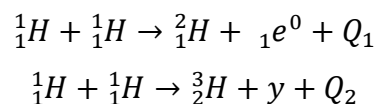
terbentuk ditangkap dan tingkat energinya diturunkan sehingga reaksi fisi dapat dikendalikan.

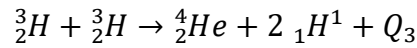
c. Reaksi Fusi

Reaksi fusi yaitu reaksi penggabungan dua inti atom ringan menjadi inti atom lain yang lebih berat dengan melepaskan energi. Misalnya penggabungan deuteron dengan deuteron menghasilkan triton dan proton dilepaskan energi sebesar kira-kira 4,03 MeV. Penggabungan deuteron dengan deuteron menghasilkan inti He-3 dan neutron dengan melepaskan energi sebesar 3,3 MeV. Penggabungan triton dengan triton menghasilkan inti He-4 dengan melepaskan energi sebesar 17,6 MeV, yang reaksi fusinya dapat dituliskan :

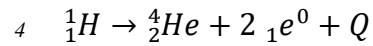


Agar dapat terjadi reaksi fusi diperlukan temperatur yang sangat tinggi sekitar 10⁸ K, sehingga reaksi fusi disebut juga *reaksi termonuklir*. Karena untuk bisa terjadi reaksi fusi diperlukan suhu yang sangat tinggi, maka di matahari merupakan tempat berlangsungnya reaksi fusi. Energi matahari yang sampai ke Bumi diduga merupakan hasil reaksi fusi yang terjadi dalam matahari. Hal ini berdasarkan hasil pengamatan bahwa matahari banyak mengandung hidrogen (¹H). Dengan reaksi fusi berantai akan dihasilkan inti helium-4. Di mana reaksi dimulai dengan penggabungan antardua atom hidrogen membentuk deuteron, selanjutnya antara deuteron dengan deuteron membentuk inti atom helium-3 dan akhirnya dua inti atom helium-3 bergabung membentuk inti atom helium -4 dan 2 atom hidrogen dengan melepaskan energi total sekitar 26,7 MeV, yang reaksinya dapat dituliskan:





Reaksi tersebut dapat ditulis:



9.6 Dampak Negatif dan Positif dari reaksi inti

a. Dampak negatif dari Pengaplikasian Kimia Inti

1) Bom Atom

Penerapan pertamakali fisi inti ialah dalam pengembangan bom atom. Faktor krusial dalam rancangan bom ini adalah penentuan massa kritis untuk bom itu. Satu bom atom yang kecil setara dengan 20.000 ton TNT. Massa kritis suatu bom atom biasanya dibentuk dengan menggunakan bahan peledak konvensional seperti TNT tersebut, untuk memaksa bagian-bagian terfisiikan menjadi bersatu. Bahan yang pertama diledakkan adalah TNT, sehingga ledakan akan mendorong bagian-bagian yang terfisiikan untuk bersama-sama membentuk jumlah yang lebih besar dibandingkan massa kritis.

Uranium-235 adalah bahan terfisiikan dalam bom yang dijatuhkan di Hiroshima dan plutonium-239 digunakan dalam bom yang meledak di Nagasaki. Bom atom ini berhasil meluluh lantakan sebagian besar kawasan jepang dan memakan banyak korban.

2) Radiasi Nuklir

Nuklir berarti reaksi yang terjadi di dalam inti (nukleus) atom. Reaksi nuklir berarti reaksi yang terjadi di dalam inti atom. Akibat dari reaksi itu dihasilkan pancaran atau radiasi nuklir. Seperti halnya yang sudah dialami korban bencana atomik (bom atom, Chernobyl, dan lain-lain). Terdapat efek yang membahayakan jika tubuh atau jaringan sel hidup terkena paparan nuklir.

Menurut Buku Fisika Kesehatan (2009:190) akibat dari radiasi tersebut ada kerusakan biologis yang bersifat somatis dan genetik. Di dalam sel terdapat dua kategori kerusakan yakni efek ionisasi dan efek biokimia.

Pada efek ionisasi sel-sel yang terionisasi akan memancarkan elektron pada struktur ikatan kimia dengan akibatnya terpecahnya molekul-molekul sel sehingga sel menjadi rusak karena pecah. Pada efek biokimia, sebagian besar jaringan sel hidup yang terdiri dari air akan menyebabkan molekul-molekul air terpecah menjadi ion H dan OH serta atom-atom netral yang sangat mudah terikat dengan unsur kimia lain. Molekul yang pecah akan menjadikan sel jaringan rusak. Akibat jaringan yang rusak maka sensitivitas atau respon jaringan menurun, efek ini disebut efek somatis. Berupa menurunnya respon jaringan sumsum tulang dan sistem hemopoetik, jaringan alat kelamin, jaringan pencernaan, jaringan kulit dan jaringan ikat, jaringan kelenjar, jaringan otot dan urat syaraf.

Efek somatik lain yang ditimbulkan terlihat pada kelainan fisik tubuh, seperti :

- a) Dermatitis (kerusakan kulit) yang akut dan khronika.
- b) Konjungtivitas dan keratitis pada mata. Lensa mata mengalami radiasi sensitif yang berlebihan sehingga terjadi katarak. (radiasi 400 – 500 rad penyebabnya).
- c) Dosis 600 rad mempengaruhi sterilisasi pada alat-alat generatif (genitalia) dan pada dosis rendah menimbulkan mutasi gen maupun kelainan pada keturunan. Menurunkan fertilitas sperma dan ovum dan dapat menimbulkan anomali (kelainan-kelainan genetik lainnya).
- d) Menimbulkan batuk, sesak nafas, dan nyeri dada serta fibrosis paru-paru.
- e) Menimbulkan gangguan pertumbuhan tulang dan osteoporosis.
- f) Menimbulkan myelitis (gangguan syaraf) serta menurunkan degenerasi otak dan jaringannya.
- g) Menimbulkan demam, lemah badan, kurang nafsu badan, nausea (mual), nyeri kepala dan mudah mencret.
- h) Menimbulkan efek genetik pada dosis 25 – 150 rem.

Catatan : 1 rad = 100 erg/gram = 0,01 joule/kg terhadap jaringan

sel rem = radiation equivalent man (satuan radiasi pada efek biologis terhadap jaringan tubuh manusia)

3) Unsur radioaktif yang mematikan

Kecemasan para pecinta lingkungan terhadap bahaya dari pemanfaatan fisi inti sebagai sumber energy kerap terbukti.

Produk fisi seperti:

- a) strontium-90 adalah isotop radioaktif yang berbahaya dengan waktu paruh yang panjang.
- b) Plutonium-239 digunakan sebagai bahan bakar nuklir dan diproduksi pada reactor pembiak adalah salah satu zat paling beracun yang diketahui, zat ini memancarkan sinar alfa dengan waktu paruh 24.400 tahun.
- c) Polonium mempunyai keradioaktifan sangat tinggi kurang lebih 1 juta kali lebih kuat dari pada uranium, uranium adalah unsure yang digunakan untuk membuat bom atom yakni bom yang meledak di Hiroshima dan Nagasaki.

4) Kecelakaan reactor nuklir.

Sekarang semakin banyak penggunaan radioaktif dan secara komersil digunakan sebagai pembangkit tenaga listrik. Diklaim bahwa PLTN merupakan cara aman dan bebas polusi, tetapi juga diperhitungkan tingkat keselamatannya, mengingat radioaktif adalah zat yang berbahaya sekali. Prinsip kerjanya adalah daya nuklir digunakan untuk menimbulkan panas, sehingga dapat menghasilkan uap air bertekanan tinggi yang dapat memutar turbin generator listrik. Radioaktif dalam PLTN juga berbahaya jika terjadi kebocoran. Radiasi yang dipancarkan oleh zat radioaktif dalam intensitas yang tinggi, dapat menyebabkan kerusakan organ tubuh. Seperti contoh yang dialami oleh Negara Jepang dewasa ini, bencana Tsunami telah mengakibatkan pembangkit listrik tenaga nuklir di Jepang hancur. Laporan Tokyo Electric Power Co menyebutkan, zat radioaktif merembes keluar dari reaktor nuklir Daiichi Fukushima yang berjarak sekitar 260 kilometer dari utara Tokyo.

Seperti dikutip CNN.com, dilaporkan sistem pendingin di tiga dari empat unit itu sudah tidak bisa beroperasi. Akibatnya suhu pendingin inti nuklir lebih panas dari 100 derajat Celsius atau sekitar 212 derajat Fahrenheit. Perlu usaha mendinginkan reaktor nuklir yang mengeluarkan partikel berbahaya tersebut. Dengan rusaknya pendingin di reaktor nuklir itu, maka air bisa mendidih dan bisa menyebabkan ledakan. materi nuklir cesium telah dideteksi dekat reaktor nomor satu di Pembangkit Listrik Nuklir Fukushima, hal ini mengindikasikan bahwa sejumlah bahan bakar nuklir di reaktor itu kemungkinan telah mulai meleleh. Cesium adalah materi yang dihasilkan semasa terjadinya reaksi nuklir berantai. Paparan zat radiaktif tingkat tinggi itu dapat memicu sejumlah gangguan kesehatan seperti rambut rontok, matinya sel syaraf, kejang dan kematian mendadak, gangguan peredaran darah, penyakit jantung, serta kerusakan sistem reproduksi. Efek sesaat radiasi bahkan dapat memicu kanker tiroid, juga perkembangan sel-sel kanker lainnya pada tahun-tahun berikutnya. Demi mencegah efek buruk radiasi, pemerintah setempat mulai mendistribusikan pil potassium iodide dan masker penutup hidung kepada warga di sekitar zona bahaya.

b. Dampak Positif Energi Nuklir.

1) Hemat bahan bakar fosil

Penggunaan energi nuklir akan berdampak pada penghematan bahan bakar fossil dan perlindungan lingkungan. Pembangkitan listrik bertanggungjawab atas 25% konsumsi bahan bakar fossil dunia. Dengan menggunakan energi nuklir untuk menghasilkan listrik akan mengurangi perlunya membakar bahan bakar ini, sehingga cadangannya dapat bertahan lama.

2) Meningkatkan perekonomian.

PLTN secara langsung memberi manfaat kepada negara-negara berkembang. Makin besar sumbangan nuklir, makin rendah laju peningkatan harga-harga bahan bakar fossil. Karena, biaya energi yang tinggi berarti bahwa makin banyak usaha diberikan dalam mendapatkan

energi dan makin sedikit dihasilkan barang dan jasa. Sumber daya yang telah dibebaskan dapat digunakan untuk menghasilkan barang-barang atau untuk tujuan-tujuan sosial-ekonomi.

3) Mengurangi resiko polusi udara.

Dalam operasi normal PLTN sangat sedikit menyebabkan kerusakan lingkungan dan bermanfaat bila mereka menggantikan pembangkit-pembangkit yang mengemisi CO₂, SO₂ dan NO_x. Dalam kaitan ini mereka akan membantu mengurangi hujan asam dan membatasi emisi gas rumah kaca.

4) Meningkatkan suplai listrik.

Energi nuklir telah memainkan peran signifikan dalam suplai listrik dunia dan sumber utama listrik di sejumlah negara. Produksi listrik dunia dari nuklir tumbuh cepat dan kini menyumbang hampir seperlima listrik yang dibangkitkan di negara-negara industri atau 17% pada produksi listrik dunia, dan berkisar 5% konsumsi energi primer dunia.

PLTN telah terbukti dan mempunyai potensial paling besar dalam sumber-sumber daya yang menawarkan prospek jangka panjang untuk memenuhi meningkatnya kebutuhan energi dunia sambil tetap menjaga harga energi mendekati tingkat yang sekarang. Harga listrik nuklir tidak perlu bertambah secara signifikan di atas yang sekarang dialami karena biaya-biaya bahan bakar adalah merupakan bagian yang paling kecil dari biaya total produksinya, terutama dalam reaktor cepat.

B. CONTOH SOAL

1. Nuklida A mempunyai 10 proton dan 12 neutron, sedangkan nuklida B mempunyai nomor massa 23 dan nomor atom 11. Kedua nuklida tersebut termasuk :

Jawab :

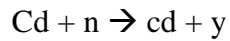
Pada nuklida A jumlah neutron = 12

Pada nuklida B jumlah neutron = $23 - 11 = 12$

Dengan demikian nuklida A dan B merupakan isoton.

2. Penembakan cd dengan partikel neutron menghasilkan isotop cd dan...

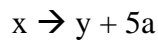
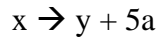
Jawab :



Jumlah nomor massa dan nomor atom pereaksi sama dengan hasil reaksi.

3. Suatu unsur x dapat memancarkan 5 kali sinar dipha, sehingga terbentuklah unsur y. Maka banyaknya neutron unsur y adalah...

Jawab :



$$\text{Elektron} = 80$$

$$\text{Proton} = 80$$

$$\text{Neutron} = 215 - 80 = 135$$

4. Waktu paruh Bi adalah 5 hari. Jika mula mula disimpan beratnya 40 g maka setelah disimpan selama 15 hari beratnya berkurang sebanyak...

Jawab :

$$N = 40$$

$$N = 40 = 5 \text{ g}$$

$$\text{Pengurangan berat} = N - N$$

$$= 40 - 5 = 35 \text{ g}$$

5. 400 g suatu zat radioaktif setelah disimpan selama 72 tahun unsurnya masih sisa sebanyak 6,25 gram, B berapakah waktu patruh tidak tadiokatiktersebut?

Jawab :

$$N_0 : 400 \text{ gram}$$

$$N_t = 6,25 \text{ gram}$$

$$\left(\frac{1}{2}\right)^n = N_t/N_0$$

$$\left(\frac{1}{2}\right)^n = 6,25 / 400$$

$$\left(\frac{1}{2}\right)^n = 1/64$$

$$N = 6$$

$$t = \frac{1}{2} \times n$$

$$t \frac{1}{2} = t/n$$

$$t \frac{1}{2} = 72/6$$

$$t \frac{1}{2} = 12 \text{ tahun.}$$

6. Jelaskan mengapa inti unsur-unsur tertentu bersifat tidak stabil sehingga mengalami peluruhan radioaktif.....

Jawab :

Suatu zat (unsur) akan menjadi radioaktif jika memiliki inti atom yang tidak stabil. Suatu inti atom berada dalam keadaan tidak stabil jika jumlah proton jauh lebih besar dari jumlah neutron. Pada keadaan inilah gaya elektrostatis jauh lebih besar dari gaya inti sehingga ikatan atom-atom menjadi lemah dan inti berada dalam keadaan tidak stabil.

7. Suatu zat radioaktif mempunyai waktu paruh 20 tahun. 25 gram zat itu disimpan selama 60 tahun. Berapakah gram sisanya
- 4,251 gram
 - 2,165 gram
 - 1,135 gram
 - 3,211 gram
 - 3,125 gram

Jawab :

$$N_t / N_0 = (1/2)^{t/t_{1/2}}$$

$$t/t_{1/2} = 60/20 = 3$$

$$N_t/N_0 = (1/2)^{t/t_{1/2}} \rightarrow N_t/25 = (1/2)^3$$

$$N_t/25 = 1/8$$

$$N_t = 25/8 = 3,125 \text{ gram}$$

Jadi, sisa setelah 60 tahun = 3,125

8. Suatu sampel mineral diketahui mengandung ^{238}U dan ^{206}Pb dengan rasio 67,8 : 32,2. Dengan mengasumsikan bahwa seluruh ^{206}Pb berasal dari hasil peluruhan ^{238}U , perkirakanlah usia sampel mineral tersebut. Diketahui waktu paruh ^{238}U adalah $4,51 \times 10^9$

Diketahui : $t_{1/2} \text{ } ^{238}\text{U} = 4,51 \times 10^9 \text{ tahun}$

perbandingan rasio $^{238}\text{U} : ^{206}\text{Pb} = 67,8 : 32,2$

Ditanyakan : t?

Jawab :

$$U \text{ mula- mula} = 67,8 + 32,2 = 100$$

$$t_{1/2} = \ln 2/k$$

$$K = \ln 2 / 4,51 \times 10^9 \text{ tahun} \quad K = \ln 2 / t_{1/2}$$

$$K = 1,536 \times 10^{-10} \text{ tahun}^{-1}$$

$$t = \ln (A_0/A_t) \times 1/k$$

$$t = \ln (100/67,8) \times 1/1,536 \times 10^{-10}$$

$$t = 2,52 \times 10^9 \text{ tahun}$$

9. Suatu sampel kayu dari situs arkeologi dipelajari dengan menggunakan teknik penanggalan radiocarbon (radiocarbon dating). Aktivitas sampel kayu tersebut (yang berasal dari isotop ^{14}C) terukur sebesar 11,6 disintegrasi/detik. Sementara aktivitas kayu segar dengan massa sama terukur sebesar 15,2 disintegrasi/detik. Jika waktu paruh ^{14}C adalah 5715 tahun, tentukan umur sampel kayu arkeologi tersebut.

Diketahui : $A_t = 11,6$ disintegrasi/tahun

$A_0 = 15,2$ disintegrasi/tahun $t_{1/2} : 5715$ tahun

Ditanyakan : t ?

Jawab :

$$t_{1/2} = \ln 2/k$$

$$K = \ln 2 / t_{1/2}$$

$$K = \ln 2 / 5715 \text{ tahun}$$

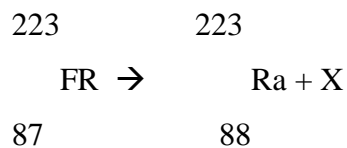
$$K = 1,21 \times 10^{-4} \text{ tahun}^{-1}$$

$$t = \ln (A_t/A_0) \times -1/k$$

$$= \ln (11,6/15,2) \times -1/(1,21 \times 10^{-4})$$

$$= 2233,8 \text{ tahun}$$

10. Pada reaksi inti



X adalah partikel.....

Jawab :

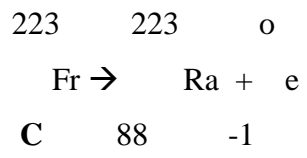
$$\text{Nomor Massa X} : 223 - 223 = 0$$

$$\text{Nomor Atom X} : 87 - 88 = -1$$

Partikel dengan nomor massa 0 dan nomor atom -1 dengan demikian X adalah

0

E
-1



BAB X
KIMIA UNSUR

A. PEMBAHASAN

10.1 Sifat Unsur Gas Mulia.

a. Gas Mulia.

Gas mulia adalah unsur-unsur golongan VIIIA (18). Disebut mulia karena unsur-unsur ini sangat stabil (sangat sukar bereaksi). Ada 2 sifat dari gas mulia, yaitu sebagai berikut :

b. Sifat – Sifat Fisis Gas Mulia.

Sifat	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Nomor Atom	2	10	18	36	54	86
Elektron Valensi	2	8	8	8	8	8
Jari – jari atom (A)	0,5	0,65	0,95	1,1	1,3	1,45
Titik Leleh (°C)	-272,2	-248,6	- 189,4	- 157,2	-111,8	-71
Titik Didih (°C)	-268,9	-246,0	- 185,9	- 153,4	-108,1	-62
Energi Pengionan (<i>kJ mol⁻¹</i>)	2640	2080	1520	1350	1170	1040
Afinitas Elektron (<i>kJ mol⁻¹</i>)	21	29	35	39	41	41

Densitas ($g L^{-1}$)	0,178	0,9	1,78	3,73	5,89	9,73
----------------------------	-------	-----	------	------	------	------

Adapun secara umum sifat-sifat unsur- unsur golongan gas mulia sebagai berikut:

- 1) Tidak Berwarna, tidak berbau, tidak berasa, sedikit larut dalam air.
- 2) Mempunyai elektron valensi 8, dan khusus untuk Helium elektron valensinya 2, maka gas mulia bersifat kekal dan diberi valensi nol.
- 3) Molekul-molekulnya terdiri atas satu atom (monoatom)
- 4) Energi ionisasinya sangat tinggi, akibatnya unsure-unsur gas mulia sukar bereaksi dengan unsur lainnya.
- 5) Pada tabel dapat dilihat bahwa titik leleh dan titik didihnya sangat rendah, namun baik titik leleh maupun titik didih semakin kebawah semakin tinggi, sesuai dengan semakin besarnya massa atom gas mulia.

10.2 Sifat Unsur Transisi.

a. Sifat Fisis Unsur Transisi

Unsur transisi periode keempat mempunyai sifat-sifat yang khas.

Sifat-sifat khas unsur-unsur transisi periode keempat antara lain :

1. Unsur-unsur transisi bersifat logam, maka sering disebut logam transisi.
2. Bersifat logam, maka mempunyai bilangan oksidasi positif dan pada umumnya lebih dari satu.
3. Banyak diantaranya dapat membentuk senyawa kompleks.
4. Pada umumnya senyawanya berwarna.
5. Beberapa diantaranya dapat digunakan sebagai katalisator.
6. Titik didih dan titik leburnya sangat tinggi.
7. Mudah dibuat lempengan atau kawat dan mengkilap.
8. Sifatnya makin lunak dari kiri ke kanan.
9. Dapat menghantarkan arus listrik.
10. Persenyawaan dengan unsur lain mempunyai oksida positif.

Beberapa Sifat Fisika Unsur Transisi Periode Keempat

Sifat Fisika	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu
Titik leleh	1.54	1.66	1.890	1.85	1.24	1.53	1.495	1.453	1.083
	1	0		7	4	5			
Titik didih (°C)	2.83	3.28	3.380	2.67	1.96	2.75	2.870	2.732	2.567
	1	7		2	2	0			
Kerapatan (g cm⁻³)	3,0	4,5	6,0	7,2	7,2	7,9	8,9	8,9	8,9
Keelektron egatifan	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,8	1,8	1,9
Jari-jari atom ()	1,44	1,32	1,22	1,18	1,17	1,17	1,16	1,15	1,17
Jari-jari ion ()	–	1,0	0,93	0,87	0,81	0,75	0,79	0,83	0,87

Senyawa yang dibentuk pada umumnya berwarna. Hal ini disebabkan karena konfigurasi elektron unsur transisi menempati sub kulit d, elektron-elektron pada orbital d yang tidak penuh memungkinkan untuk berpindah tempat. Elektron dengan energi rendah akan berpindah ke tingkat energi yang lebih tinggi (tereksitasi) dengan menyerap warna misalnya energi cahaya dengan panjang gelombang tertentu karena energi yang diserap besarnya pun tertentu. Struktur elektron pada orbital d yang berbeda akan menghasilkan warna pula.

Warna senyawa unsur-unsur transisi periode keempat dengan bilangan oksidasi

Biloks	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Unsur						
Sc	–	Tidak berwarna	Tidak berwarna	–	–	–
Ti	–	Ungu	Biru	–	–	–

V	Ungu	Hijau	–	Merah	Jingga	–
Cr	Biru	Hijau	–	–	Hijau	–
Mn	Merah muda	–	–	–	–	Ungu
Fe	Hijau muda	Kuning	–	–	–	–
Co	Merah muda	Biru	–	–	–	–
Ni	Hijau	–	–	–	–	–
Cu	Biru	–	–	–	–	–
Zn	Tidak berwarna	–	–	–	–	–

b. Sifat Kimia Unsur Transisi

1) Jari-Jari Atom

Jari-jari atom berkurang dari Sc ke Zn, hal ini berkaitan dengan semakin bertambahnya elektron pada kulit 3d, maka semakin besar pula gaya tarik intinya, sehingga jarak elektron pada jarak terluar ke inti semakin kecil.

2) Energi Ionisasi.

Energi ionisasi cenderung bertambah dari Sc ke Zn. Walaupun terjadi sedikit fluktuatif, namun secara umum Ionization Energy (IE) meningkat dari Sc ke Zn. Kalau kita perhatikan, ada sesuatu hal yang unik terjadi pada pengisian elektron pada logam transisi. Setelah pengisian elektron pada subkulit 3s dan 3p, pengisian dilanjutkan ke kulit 4s tidak langsung ke 3d, sehingga kalium dan kalsium terlebih dahulu dibanding Sc. Hal ini berdampak pada grafik energi ionisasinya yang fluktuatif dan selisih nilai energi ionisasi antar atom yang berurutan tidak terlalu besar. Karena ketika logam menjadi ion, maka elektron pada kulit 4s-lah yang terlebih dahulu terionisasi.

3) Konfigurasi Elektron.

Kecuali unsur Cr dan Cu, Semua unsur transisi periode keempat mempunyai elektron pada kulit terluar $4s^2$, sedangkan pada Cr dan Cu terdapat pada subkulit $4s^1$.

Pengisian orbital d (d_1 s/d d_{10}) dan f (f_1 s/d f_{14}) unsur transisi tidak selalu beraturan. Dalam pengisian d terjadi kombinasi orbital d dengan s, sedangkan dalam pengisian f terjadi kombinasi antara f dengan s, dan kadang-kadang ditambah dengan d.

Unsur transisi periode keempat dalam upaya mencapai konfigurasi gas mulia, akan melepas elektron – elektron di subkulit s dan d nya. Karena jumlah elektron di subkulit d yang tergolong banyak, maka dibutuhkan energi yang lebih besar untuk melepaskan elektron tersebut. Hal ini ditunjukkan dari kecendrungan nilai energi ionisasinya yang secara umum bertambah dari Sc ke Zn.

4) Bilangan Oksidasi.

Senyawa-senyawa unsur transisi di alam ternyata mempunyai bilangan oksidasi lebih dari satu. Walaupun unsur transisi memiliki beberapa bilangan oksidasi, keteraturan dapat dikenali. Bilangan oksidasi tertinggi atom yang memiliki lima elektron yakni jumlah orbital d berkaitan dengan keadaan saat semua elektron d (selain elektron s) dikeluarkan. Jadi, dalam kasus skandium dengan konfigurasi elektron $(n-1) d^1 ns^2$, bilangan oksidasinya 3. Mangan dengan konfigurasi $(n-1) d^5 ns^2$, akan berbilangan oksidasi maksimum +7.

Bila jumlah elektron d melebihi 5, situasinya berubah. Untuk besi Fe dengan konfigurasi elektron $(n-1) d^6 ns^2$, bilangan oksidasi utamanya adalah +2 dan +3. Sangat jarang ditemui bilangan oksidasi +6. Bilangan oksidasi tertinggi sejumlah logam transisi penting seperti Kobal (Co), Nikel (Ni), Tembaga (Cu) dan Zink (Zn) lebih rendah dari bilangan oksidasi atom yang kehilangan semua elektron $(n-1) d$ dan ns -nya. Di antara unsur-unsur yang ada dalam golongan yang sama,

semakin tinggi bilangan oksidasi semakin tinggi unsur-unsur pada periode yang lebih besar.

c. Konfigurasi Elektron Unsur Transisi.

Berdasarkan aturan membangun dari Aufbau, pengisian elektron dalam orbital d mulai terjadi setelah elektron menghuni orbital $4s^2$ atau setelah atom kalsium, $20Ca: [Ar] 4s^2$. Oleh karena itu, unsur-unsur transisi dimulai pada periode keempat dalam tabel periodik, sesuai dengan bilangan kuantum utama terbesar ($4s\ 3d$). Oleh karena orbital d maksimum dihuni oleh sepuluh elektron maka akan terdapat sepuluh unsur pada periode keempat, yaitu mulai dari Sc dengan konfigurasi elektron $[Ar] 3d^1 4s^2$ sampai dengan Zn dengan konfigurasi elektron $[Ar] 3d^{10} 4s^2$. Konfigurasi elektron unsur-unsur transisi periode keempat dapat dilihat pada Tabel.

Tabel Konfigurasi Elektron Unsur-Unsur Transisi Periode Keempat

Nomor Atom	Lambang Unsur	Konfigurasi Elektron	Nomor Golongan pada Tabel Periodik
21	Sc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	IIIB
22	Ti	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$	IVB
23	V	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$	VB
24	Cr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	VIB
25	Mn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$	VII B
26	Fe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$	VIII B

27	Co	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$ $4s^2$	VIIIB
28	Ni	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$ $4s^2$	VIIIB
29	Cu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ $4s^1$	IB
30	Zn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ $4s^2$	IIB

Menurut aturan Aufbau, konfigurasi elektron krom adalah $[Ar]3d^4 4s^2$, tetapi faktanya bukan demikian melainkan $[Ar]3d^5 4s^1$. Demikian juga pada konfigurasi elektron atom tembaga, yaitu $[Ar]3d^{10} 4s^1$. Hal ini disebabkan oleh kestabilan subkulit d yang terisi penuh atau setengah penuh mempunyai tingkat energi elektron yang lebih rendah dari seharusnya

Untuk mencapai kestabilan, unsur – unsur ini membentuk ion dengan cara melepaskan elektron dalam jumlah yang berbeda. Oleh karena itu unsur – unsur ini mempunyai dua macam biloks atau lebih dalam senyawanya.

Bilangan oksidasi unsur transisi

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+1	+2
	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+2	
	+4	+4	+4	+4	+4	+4			
		+6	+6	+6	+6				
			+7						

Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
+3	+4	+3	+3	+4	+2	+3	+2	+1	+3
		+5	+4	+6	+3	+4	+3	+2	
			+5	+7	+4	+6	+4	+3	
			+6		+5				
					+6				
				+7					
				+8					
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
+3	+4	+4	+2	+3	+2	+2	+2	+1	+1
		+5	+3	+4	+3	+3	+3	+3	+2
			+4	+5	+4	+4	+4		
			+5	+6	+6	+6			
			+6	+7	+8				

Dari tabel dapat terlihat bahwa untuk deret pertama, bilangan oksidasi maksimum bertambah secara teratur dari +2 untuk Sc ke +7 untuk Mn dan berkurang menjadi +2 untuk Zn. Terlihat juga unsur – unsur transisi dibagian tengah mempunyai lebih banyak macam bilangan oksidasi.

10.3 Sifat Unsur Halogen.

Halogen adalah kelompok unsur kimia yang berada pada golongan VIIA di tabel periodik. Kelompok ini dari: fluor (F), klor (Cl), brom (Br), yodium (I), astatin (At), dan unsur ununseptium (Uus) yang belum ditemukan. Halogen menandakan unsur-unsur yang menghasilkan garam jika bereaksi dengan logam.

Istilah ini berasal dari istilah ilmiah bahasa Perancis dari abad ke-18 yang diadaptasi dari bahasa Yunani.

Sifat unsur-unsur golongan ini dapat dilihat pada tabel dibawah ini:

Sifat	Flour	Klor	Brom	Iodium	Astatin
Massa atom	19	35,5	80	127	210
Jari-jari atom (A)	72	99	115	133	155
Titik leleh ($^{\circ}\text{C}$)	-220	-101	-7	-113	302
Titik didih ($^{\circ}\text{C}$)	-188	-35	59	183	337
Keelektronegativitas	4,1	2,8	2,8	2,5	2,2
Wujud	gas	gas	cair	padat	Padat
Warna	Kuning muda	Hijau kekuningan	Merah coklat	ungu	

Berdasarkan tabel di atas dapat di ketahui sifat unsur-unsur golongan halogen sebagai berikut:

- a. Sangat reaktif (oksidator kuat), beracun.
 - 1) Oksidator : $\text{F}_2 > \text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$
 - 2) Reduktor : $\text{I}^- > \text{Br}^- > \text{Cl}^- > \text{F}^-$
- b. Jari-jari atomnya dari bawah ke atas semakin kecil.
- c. Elektronegatifnya dari kiri kekanan semakin besar.
- d. Energi ionisasi dari kiri ke kanan semakin besar.
- e. Afinitas elektron dari bawah keatas semakin kecil.

10.4 Sifat Unsur Oksigen, Hydrogen, Carbon, Belerang, dan Antimon.

- a. Unsur Karbon

Karbon merupakan unsur yang terletak pada periode 2 golongan IVA dalam sistem periodik. Unsur karbon pada suhu kamar (298 K , 1 atm)

berbentuk padatan yang berupa Kristal, terdiri atas banyak atom karbon yang berikatan kovalen.

Sifat fisika karbon dapat diamati pada tabel berikut:

Sifat	Keterangan
Titik leleh (°C)	3500
Titik didih (°C)	3930
Jari-jari kovalen	0,77
Jari-jari ion	0,15
Warna (arang)	Hitam

Secar

Secara umum, sifat kimia karbon antara lain sebagai berikut :

- 1) Sangat tidak reaktif, jika bereaksi, tidak ada kecenderungan atom-atom karbon kehilangan elektron-elektron terluar untuk membentuk ion C^{4+} . Beberapa reaksi unsur karbon diantaranya sebagai berikut.
- 2) Karbon ada yang membentuk senyawa organik dan ada juga yang membentuk senyawa anorganik. Senyawa organik di antaranya senyawa hidrokarbon, alkohol, aldehida, keton, ester, dan asam karboksilat, senyawa karbon anorganik di antaranya oksida, karbida, karbonat, sulfida, dan halida.
- 3) Atom karbon mempunyai beberapa alotropi, yaitu bentuk struktur yang berbeda dari suatu atom yang sama, antara lain grafit, intan, fuleren, bulkyball, dan arang.
- 4) Karbon dalam bentuk senyawa H_2CO_3 dapat terionisasi (larut) di dalam air.
- 5) Mempunyai energy ionisasi sebesar 11,3 kJ/mol.
- 6) Mempunyai nilai keelektronegatifan sebesar 2,5.

b. Unsur Oksigen

Terletak pada periode 3 golongan VIA. Berwujud gas pada suhu ruang: 298 K, 1 atm. Sifat fisika unsur oksigen.

Sifat	Keterangan
titik leleh (°C)	-218,8
titik didih (°C)	-183,0
jari-jari kovalen (Å)	0,73
jari-jari ion (O ²⁻) (Å)	1,4
warna pada suhu kamar	gas tidak berwarna

Sifat-sifat kimia unsur oksigen :

- 1) Mempunyai elektron terluar sebanyak 6 elektron dengan biloks -2.
- 2) Mempunyai 2 alotrop, yaitu gas oksigen (O₂) dan ozon (O₃).
- 3) Mengalami reaksi oksidasi dengan sebagian besar unsur membentuk senyawa oksida (contoh: Na₂O), peroksida (contoh: Na₂O₂), superoksida (contoh: NaO₂), dan senyawa-senyawa karbon.
- 4) Mempunyai energi ionisasi sebesar 14,5 kJ/mol.
- 5) Mempunyai nilai keelektronegatifan sebesar 3,0.

c. Unsur Hidrogen

1) Sifat Fisis Hidrogen

Unsur	: Hidrogen
Nomor atom	: 1
Massa atom relatif	: 1,00
Titik Leleh(°C)	: -259,14
Titik Didih(°C)	: -252,87
Rapatan pada 25°C (g/cm ³)	: 0,07
Warna	: tidak berwarna
Konfigurasi Elektron	: 1s ¹
Energi Ionisasi (kJ//mol)	: 1312,0
Afinitas Elektron (kJ/mol)	: 72,77
Keelektronegatifan	: 2,20
Jari-jari Ion (Å)	: 1,46
Jari-jari Atom(Å)	: 0,37
Massa Jenis	: 0,0899 g/cm ³

Struktur kristal	: Heksagonal
Radius Atom	: 2,08 Å
Volume Atom	: 14,10 cm ³ /mol
Radius kovalensi	: 0,32 Å
Entalpi penguapan	: 0,4581 KJ/mol
Entalpi pembentukan	: 0,00585 KJ/mol
Potensial ionisasi	: 13,598 V
Konduktivitas panas	: 0.1815 Wm ⁻¹ K ⁻¹
Kapasitas panas	: 14,304 Jg ⁻¹ K ⁻¹
Nama golongan	: alkali
Wujud	: gas
Jenis unsur	: nonlogam
Asal unsur	: unsur alam

2) Sifat Kimia

Sifat kimia Hidrogen bergantung pada tiga proses elektronik :

- Kehilangan elektron valensi 1s.* Hal ini akan menghasilkan proton, H⁺. Ukurannya yang kecil, $r \sim 1,5 \times 10^{-13}$ cm, relatif terhadap ukuran $r \sim 10^{-8}$ cm serta muatannya yang kecil yang dihasilkan oleh kemampuannya yang khas untuk mendistorsi awan elektron di sekeliling atom-atom lain. Proton tidak pernah dalam bentuk seperti itu kecuali dalam berkas ion gas. Proton ini bergabung dengan atom-atom atau molekul-molekul lain. Meskipun ion hidrogen berada dalam air, umumnya ditulis sebagai H⁺, tapi sesungguhnya H₃O⁺ atau H(H₂O)_n⁺.
- Penambahan satu elektron.* Atom H dapat memperoleh satu elektron dan membentuk ion hidrida, H⁻ dengan struktur He 1s². Ion ini hanya ada dalam kristal hidrida dari logam-logam elektropositif, seperti NaH, CaH₂.
- Pembentukan sebuah pasangan elektron.* Nonlogam dan juga banyak logam dapat membentuk ikatan kovalen dengan hidrogen.

d. Unsur Belerang

Sifat Belerang

<u>Nama, Lambang, Nomor atom</u>	sulfur, S, 16
<u>Deret kimia</u>	<u>nonmetals</u>
<u>Golongan, Periode, Blok</u>	<u>16, 3, p</u>
<u>Penampilan</u>	Kuning lemon
<u>Massa atom</u>	<u>32.065(5)</u> g/mol
<u>Konfigurasi elektron</u>	[<u>Ne</u>] 3s ² 3p ⁴
Jumlah <u>elektron</u> tiap <u>kulit</u>	2, 8, 6
Ciri-ciri fisik	
<u>Fase</u>	<u>solid</u>
<u>Massa jenis</u> (sekitar <u>suhu kamar</u>)	(alpha) 2.07 g/cm ³
<u>Massa jenis</u> (sekitar <u>suhu kamar</u>)	(beta) 1.96 g/cm ³
<u>Massa jenis</u> (sekitar <u>suhu kamar</u>)	(gamma) 1.92 g/cm ³
<u>Massa jenis</u> cair pada <u>titik lebur</u>	1.819 g/cm ³
<u>Titik lebur</u>	388.36 <u>K</u> (115.21 ° <u>C</u> , 239.38 ° <u>F</u>)
<u>Titik didih</u>	717.8 <u>K</u> (444.6 ° <u>C</u> , 832.3 ° <u>F</u>)
<u>Titik kritis</u>	1314 <u>K</u> , 20.7 Mpa
<u>Kalor peleburan</u>	(mono) 1.727 kJ/mol
<u>Kalor penguapan</u>	(mono) 45 kJ/mol
<u>Kapasitas kalor</u>	(25 °C) 22.75 J/(mol·K)
<u>Tekanan uap</u>	
<i>P/Pa</i>	1 10 10 ⁰ 1 k 10 k 100 k
pada	37 40 44 50 591 717
<i>T/K</i>	5 8 9 8 591 717
Ciri-ciri atom	

<u>Struktur kristal</u>	Orthorhombic
<u>Bilangan oksidasi</u>	-1, ±2, 4, 6 (strongly <u>acidic</u> oxide)
<u>Elektronegativitas</u>	2.58 (<u>skala Pauling</u>)
<u>Energi ionisasi</u> (<u>detail</u>)	ke-1: 999.6 <u>kJ/mol</u> ke-2: 2252 kJ/mol ke-3: 3357 kJ/mol
<u>Jari-jari atom</u>	<u>100 pm</u>
<u>Jari-jari atom</u> (terhitung)	<u>88 pm</u>
<u>Jari-jari kovalen</u>	<u>102 pm</u>
<u>Jari-jari Van der Waals</u>	<u>180 pm</u>
<u>Resistivitas listrik</u>	(20 °C) (amorphous) 2×10 ¹⁵ Ω·m
<u>Konduktivitas termal</u>	(300 K) (amorphous) 0.205 W/(m·K)
<u>Modulus ruah</u>	7.7 Gpa
<u>Skala kekerasan Mohs</u>	2.0
<u>Nomor CAS</u>	7704-34-9

e. Unsur Antimon

Unsur kimia ini banyak ditemukan di alam, dimana umumnya berikatan kimia dengan belerang dalam senyawa sulfide Sb_2S_3 , yang dalam ilmu geologi diberi nama *stibnite*.

Pada tabel periodik unsur-unsur kimia, antimony ditempatkan pada kelompok nitrogen (kelompok 15). Antimony stabil di udara pada suhu kamar, tapi bereaksi dengan oksigen jika dipanaskan, membentuk senyawa baru antimony III oksida, Sb_2O_3 . Unsur kimia antimony adalah metalloid yang berwarna abu-abu keperakan, berkilau jika terkena sinar.

Antimony termasuk unsur metalloid yang relatif tahan terhadap serangan beberapa jenis asam.

Nomor Atom	51
------------	-----------

Massa Atom	121.75 g.mol⁻¹
Elektronegatifitas Skala Pauling	1.9
Massa Jenis Pada suhu Kamar	6.684 g.cm⁻³
Titik Leleh	631 °C
Titik Didih	1587 °C
Potensial Elektroda Standar	0.21 V (Sb³⁺ Sb)

B. CONTOH SOAL

1. Senyawa yang dapat bereaksi dengan NaOH dan H₂SO₄ adalah

Jawab:

Oksida Al₂O₃ dapat larut dalam larutan NaOH dan HCl karena Al₂O₃ merupakan oksida amfoter, yaitu zat yang dapat bersifat sebagai asam dalam lingkungan basa kuat dan sebagai basa dalam lingkungan asam kuat sehingga dapat bereaksi sebagai asam atau basa.

2. Unsur gas mulia yang mempunyai energi ionisasi paling besar adalah

Jawab:

Dalam satu golongan (atas ke bawah) pada sistem periodik, jari-jari atom makin panjang sehingga makin mudah melepaskan elektron, energi ionisasinya makin kecil. Maka pada gas mulia yang memiliki energi ionisasi terbesar adalah helium.

3. Hidrogen dapat bereaksi dengan unsur transisi, karena hidrogen

Jawab :

Hidrogen memiliki jari-jari atom yang sangat kecil (0,037 nm), sehingga mampu menembus di sela-sela partikel unsur transisi tanpa merusak struktur kristalnya menghasilkan hidrida interstisi.

4. Pada golongan gas mulia, unsur yang mempunyai energi ionisasi terbesar adalah

Jawab :

Ingat keperiodikan unsur segolongan, bahwa dalam satu golongan dari atas ke bawah jari-jari atom semakin panjang, sehingga semakin mudah melepaskan elektron. Akibatnya energi yang diperlukan untuk melepas elektron (energi

ionisasi) semakin kecil. Jadi, unsur gas mulia yang memiliki energi ionisasi terbesar adalah yang paling atas, yaitu He.

5. Sifat – sifat unsur halogen adalah

Jawab :

Sifat unsur transisi :

- ✓ Dapat membentuk senyawa logam.
- ✓ Dengan hidrogen dapat membentuk senyawa yang bersifat asam.
- ✓ Elektronegatifitas lebih besar kalau dibandingkan golongan unsur lain.
- ✓ Membentuk molekul diatomic.

DAFTAR PUSTAKA

Petrucci, Ralph H. 1985. Kimia Dasar (Prinsip dan Terapan Modern) jilid 1 edisi keempat.
Jakarta. Penerbit erlangga.

- Chang, Raymond (Ed). 2003. Konsep-konsep inti jilid 1 edisi ke III. Jakarta. Penerbit Erlangga.
- Sastrohamidjojo, Hardjono. 2016. Kimia Dasar. Yogyakarta: Gadjah Mada University Press
- Hari, Bayu Sapa. 2019. Materi dan Perubahan. Jakarta: Penerbit Duta.
Jurnal Materi dan Perubahan.
- Chang, Raymond. 2005. Kimia Dasar. Edisi ketiga. Jilid 1. Jakarta : Erlangga
- Sastrohamidjojo, Hardjono. 2005. Kimia Dasar. Yogyakarta. Gadjah Mada University Press.
- Brady, James E. '1999. Kimia Universitas Asas Dan Struktur. Jakarta : Binarupa Aksara.
- Catton Dan, Wilkinson. 1989. Kimia Anorganik Dasar. Salemba : Universitas Indonesia Press.
- Pudjaatmka, Hadyana. 1984. Kimia Untuk Universitas jilid 1 Edisi keenam. Jakarta : Erlangga.
- Chang, Raymond. 2004. *Kimia Dasar Jilid 1 Edisi 3*. Jakarta: Erlangga
- Keenan, dkk. 1984. *Kimia untuk Universitas*. Jakarta: Erlangga
- Ongo djulia. 2013. *Intisari Konsep Kimia Dasar*. Yogyakarta: Graha Ilmu
- Petrucci, Ralph H. 1992. *Kimia Dasar Prinsip dan Terapan Modern*. Jakarta: Erlangga
- Petrucci. 2013. *Kimia Dasar Prinsip-Prinsip & Aplikasi Modern*. Jakarta: Erlangga
- Ralph H. Petrucci.1996.kimia dasar prinsip-prinsip dan aplikasi modern.Jakarta:Erlangga
- Djulia Onggo.2013.Intisari Konsep Kimia Dasar.Yogyakarta: Graha Ilmu
- David W.Oxtoby.1999.Kimia Modern.Jakarta:Erlangga.
- Raymond, College Williams. 2013. Kimia Dasar. Jakarta: ERLANGGA
- Ashari, Hasyim. 2010. Tips n Trik Kimia. Jakarta: ERLANGGA
- Tro, Nivaldo J. 2011. Introductory Chemistry (4th edition). Illions: Pearson Prentice Hall.
- Muis, Abdul. 2011. Perang Siasat Kimia Praktis. Bantul: Kreasi Wacana.
- Isana. 2013. Teori Ringka Latihan Soal Dan Pembahasan Kimia. Yogyakarta: Intersolussi Pressindo.

- Brady, James E. 1999. Kimia Universitas Azas dan Struktur jilid 1, edisi 5. Jakarta. Binarupa Aksara
- Pudjaatmaka, A Hadyana. 1984. Kimia untuk Universitas jilid 2, edisi 6. Jakarta. Erlangga.
- Petrucci, Harwood, Herring. 2008. Kimia Dasar Prinsip-Prinsip dan Aplikasi Modern jilid 3. Jakarta. Erlangga
- Sastrohamidjojo, Hardjono. 2016. Kimia Dasar. Yogyakarta. Gajah Mada University Press.
- Chang Raymond . 2005. *Kimia Dasar : Konsep-Konsep Inti jilid 2/ Edisi Ke 3*. Yogyakarta; Erlangga.
- Sastrohamidjojo Hardjono. 2016. *Kimia Dasar*. Yogyakarta; Gajah Mada University Press.
- Madura, Herring, dkk. 2008. *Kimia Dasar (Prinsip – Prinsip Dan Aplikasi Modern)*. Ciracas, Jakarta; Erlangga.
- Chang, Raymond. 2004. Kimia dasar konsep-konsep inti jilid 1. Jakarta. PT. Gelora Aksara Pratama
- Harwood. William. S. 2011. Kimia dasar prinsip-prinsip dan aplikasi modern . Jakarta. PT. Gelora Aksara Pratama.
- Chang, Raymond. 2004. Kimia dasar konsep-konsep inti jilid 2. Jakarta. PT. Gelora Aksara Pratama.
- Wood. Jesse. H. 2008. kimia untuk universitas jilid 2. Jakarta. PT. Gelora Aksara Pratama.
- Petrucci. Ralph. H. 2008. Kimia dasar prinsip dan penerapan modern jilid 3. PT. Gelora Aksara Pratama
- Pangajuanto, Teguh. 2009. KIMIA 3. Jakarta: Departemen Pendidikan Nasional.
- Achmad, H. 2001. Struktur Atom Struktur Molekul & Sistem Periodik. Bandung: PT CINTRA ADITYA BAKTI.
- Cotton & Wilkinson. 2009. Kimia Anorganik Dasar. Jakarta: UI press.

