

# KEGIATAN PEMBELAJARAN 1

## POLA KONFIGURASI ELEKTRON

### A. Tujuan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran 1 ini diharapkan kalian akan dapat:

1. Menuliskan konfigurasi elektron berdasarkan kulit dan subkulit dalam bentuk diagram orbital.
2. Menentukan bilangan kuantum elektron terakhir dari suatu atom.

### B. Uraian Materi

Apakah yang ada di pikiran kalian waktu mendengar kata “Kimia”? Apakah cairan warna warni? Kebanyakan orang pasti berpikiran seperti itu. Ada warna ungu, hijau, biru, dan warna – warna lainnya. Pernahkah kalian melihat kembang api yang dibakar? coba perhatikan gambar dibawah ini! Warna yang dihasilkan bagus bukan? Kembang api yang dibakar berhubungan dengan kimia.



Gambar 1. Nyala Kembang Api  
(Sumber: <https://suar.grid.id>)

Pada saat kembang api dibakar disitulah terjadi reaksi kimia. Apakah semua hal yang berhubungan dengan kimia selalu menghasilkan warna warni? Jawabnya adalah tidak. Tidak semua zat kimia punya warna-warna menarik. Zat-zat yang mempunyai konfigurasi elektron dan diagram orbital tertentu saja yang akan mempunyai warna-warna menarik. Wow, apa itu konfigurasi elektron? Berikut akan dijelaskan secara terperinci.

Konfigurasi elektron adalah susunan elektron berdasarkan kulit atau orbital dari suatu atom. Jadi ada dua cara untuk menuliskan orbital, yaitu menurut teori atom Bohr dan menurut teori atom Mekanika Kuantum.

#### 1. Konfigurasi Elektron Menurut Model Atom Bohr.

Menurut Bohr bahwa atom terdiri atas inti atom yang bermuatan positif, sedangkan elektron bergerak mengelilingi inti atom pada lintasan-lintasan tertentu berdasarkan tingkat energi yang tertentu juga. Lintasan-lintasan elektron ini kemudian disebut dengan kulit elektron. Setiap kulit atom terdapat jumlah elektron maksimal yang dapat ditempati. Konfigurasi elektron menurut Bohr merupakan pengisian elektron yang dimulai dari tingkat energi (kulit) yang paling rendah yaitu kulit K (kulit pertama,  $n = 1$ ). Kemudian jika kulit pertama (kulit K) sudah terisi penuh, elektron kemudian mengisi kulit tingkat berikutnya yaitu kulit L (kulit ke dua,  $n = 2$ ), kulit M (kulit ke tiga,  $n = 3$ ), kulit N (kulit keempat,  $n = 4$ ), dan seterusnya. Menurut Bohr,

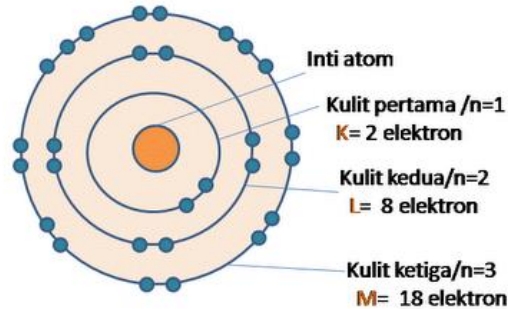
jumlah elektron maksimal yang ditempati setiap kulit elektron dapat dihitung menggunakan rumus :  $2 \cdot n^2$

Kulit K ( $n = 1$ ) maksimal menampung  $2 \cdot 1^2 = 2$

Kulit L ( $n = 2$ ) maksimal menampung  $2 \cdot 2^2 = 8$

Kulit M ( $n = 3$ ) maksimal menampung  $2 \cdot 3^2 = 18$ , dan seterusnya

Selain jumlah elektron maksimal yang dapat menempati pada suatu kulit, terdapat pula aturan bahwa jumlah elektron pada kulit terluar berjumlah maksimal 8 elektron.



(Sumber: <https://rumusbilangan.com>)

Untuk menuliskan konfigurasi elektron suatu atom, kalian perlu mengetahui jumlah elektron suatu atom yang ditunjukkan melalui nomor atom. Berikut beberapa contoh serta penjelasannya.

Tabel 1. Konfigurasi Elektron berdasar Teori Atom Mekanika Kuantum

Atom dan lambang unsur		Nomor Atom	Jumlah elektron pada kulit					Konfigurasi Elektron
			K	L	M	N	O	
Nitrogen	N	7	2	5				2 5
Belerang	S	16	2	8	6			2 8 6
Kalsium	Ca	20	2	8	8	2		2 8 8 2
Timah	Sn	50	2	8	18	18	4	2 8 8 18 4

Nitrogen (N) dengan nomor atom 7 berarti jumlah elektron = 7, maka jumlah elektron pada:

Kulit ke-1 = 2 (jumlah maksimal pada kulit ke-1)

Kulit ke-2 = 5 (jumlah elektron tersisa)

Maka konfigurasi elektronnya adalah : 2 5

Belerang (S) dengan nomor atom 16 berarti jumlah elektron = 16, maka jumlah elektron pada:

Kulit ke-1 = 2 (jumlah maksimal pada kulit ke-1)

Kulit ke-2 = 8 (jumlah maksimal pada kulit ke-2)

Kulit ke-3 = 2 (jumlah elektron tersisa)

Maka konfigurasi elektronnya adalah : 2 8 2

Kalsium (Ca) dengan nomor atom 20 berarti jumlah elektron = 20, maka jumlah elektron pada:

Kulit ke-1 = 2 (jumlah maksimal pada kulit ke-1)

Kulit ke-2 = 8 (jumlah maksimal pada kulit ke-2)

Kulit ke-3 = 8 (bukan 10 meskipun jumlah maksimal pada kulit ke-3 = 18 karena kulit terluar tidak boleh melebihi 8 elektron)

Kulit ke-4 = 2 (jumlah elektron tersisa,  $20 - 18 = 2$ )

Maka konfigurasi elektronnya adalah : 2 8 8 2

Timah (Sn) dengan nomor atom 50 berarti jumlah elektron = 50, maka jumlah elektron pada:

Kulit ke-1 = 2 (jumlah maksimal pada kulit ke-1)

Kulit ke-2 = 8 (jumlah maksimal pada kulit ke-2)

Kulit ke-3 = 18 (jumlah maksimal pada kulit ke-3)

Kulit ke-4 = 18 (bukan 22 meskipun jumlah maksimal pada kulit ke-4 = 32 karena kulit terluar tidak boleh melebihi 8 elektron)

Kulit ke-5 = 4 (jumlah elektron tersisa,  $50 - 46$ )

Maka konfigurasi elektronnya adalah : 2 8 18 18 4

Dari konfigurasi elektron pula, dapat diketahui golongan dan periode dari suatu atom. Golongan ditunjukkan oleh jumlah elektron terluar (elektron valensi) sedangkan periode ditunjukkan oleh nomor kulit terbesar yang terisi elektron (kulit terluar).

## 2. Konfigurasi Elektron Menurut Model Atom Mekanika Kuantum

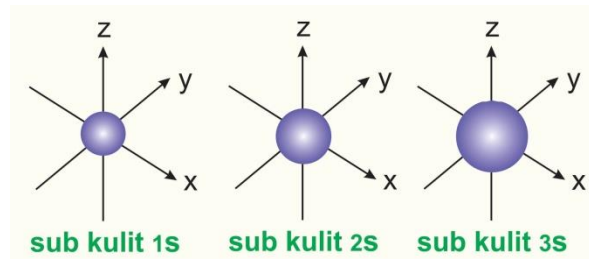
Menurut model atom mekanika kuantum, elektron-elektron dalam atom bergerak mengelilingi inti pada tingkat-tingkat energi tertentu (kulit atom). Pada setiap kulit atom terdiri atas subkulit yang merupakan kumpulan orbital (tempat kebolehjadian ditemukan adanya elektron).

### a. Bentuk Orbital

Berikut adalah bentuk-bentuk orbital:

#### 1) Orbital s

Orbital s berbentuk seperti bola di sekitar inti atom. Ketika tingkat energi elektron meningkat, maka bentuk orbitalnya semakin besar.

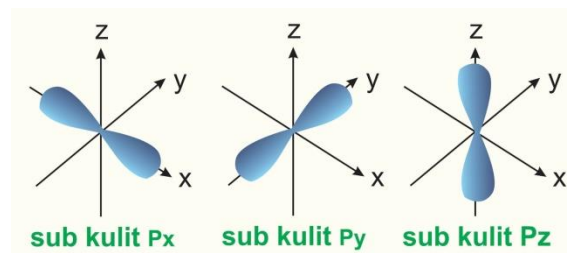


Gambar 3. Bentuk Orbital s

(sumber: <https://www.kimia-science7.com>)

#### 2) Orbital p

Orbital p berbentuk seperti bola terpilin dan menunjuk ke sumbu-sumbu ruang tertentu. Orbital yang berada pada sumbu X maka disebut  $P_x$ , orbital yang berada pada sumbu Y maka disebut  $P_y$ , orbital yang berada pada sumbu Z maka disebut  $P_z$ .

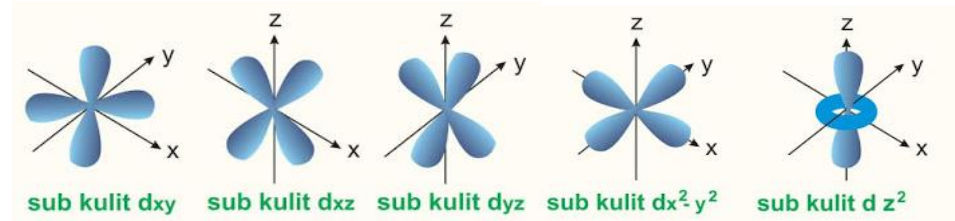


Gambar 4. Bentuk Orbital p

(sumber: <https://www.kimia-science7.com>)

#### 3) Orbital d

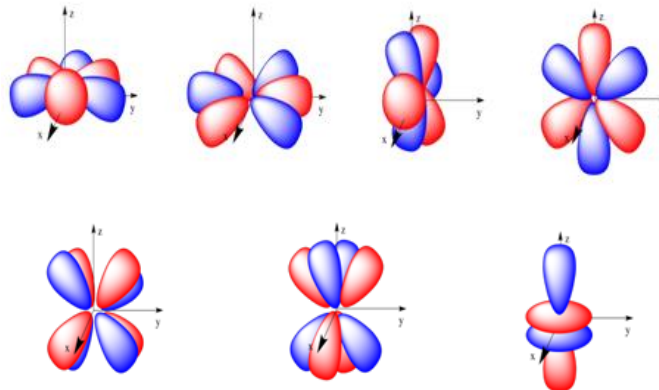
Orbital d berbentuk seperti bola terpilin. Ada 5 orbital subkulit d, yaitu  $d_{x-y}$ ,  $d_{y-z}$ ,  $d_{x-z}$ ,  $d_{x^2-y^2}$ ,  $d_{z^2}$ . Tiga orbital d terletak diantara sumbu ruang dan 2 orbital d terletak pada sumbu ruang. Orbital  $d_{x-y}$  berada diantara sumbu X dan Y, orbital  $d_{y-z}$  berada diantara sumbu Y dan Z, orbital  $d_{x-z}$  berada diantara sumbu X dan Z, orbital  $d_{x^2-y^2}$  berada pada sumbu X dan Y, orbital  $d_{z^2}$  berada pada sumbu X dimana ada lingkaran di tengah-tengahnya.



Gambar 5. Bentuk Orbital d  
(sumber: <https://www.kimia-science7.com>)

#### 4) Orbital f

Subkulit f memiliki 7 orbital yang memiliki tingkat energi yang setara. Bentuk orbitalnya lebih rumit dan sangat kompleks.



Gambar 6. Bentuk Orbital f  
(sumber: <https://www.kimia-science7.com>)

#### b. Diagram Orbital

Diagram orbital digunakan untuk memudahkan penentuan nilai bilangan kuantum, yaitu bilangan kuantum magnetik dan bilangan kuantum spin. Diagram orbital akan dilambangkan dengan dengan kotak. Subkulit s = 1 kotak, subkulit p = 3 kotak, subkulit d = 5 kotak dan subkulit f = 7 kotak.

Subkulit s

Subkulit p

Subkulit d

Subkulit f

c. Penulisan konfigurasi Elektron

Penulisan konfigurasi elektron menurut model mekanika kuantum menggunakan diagram orbital dan perlu mengikuti aturan penentuan konfigurasi elektron berdasarkan orbital yang meliputi asas *Aufbau*, Larangan Pauli, dan Kaidah Hund. Kedudukan elektron terluar dari suatu atom bisa ditentukan dengan melihat bilangan kuantumnya.

1) Asas *Aufbau*

Pengisian elektron dimulai dari subkulit yang memiliki tingkat energi paling rendah dilanjutkan pada subkulit yang lebih tinggi tingkat energinya. Dalam setiap sub kulit mempunyai batasan elektron yang dapat diisikan yakni:

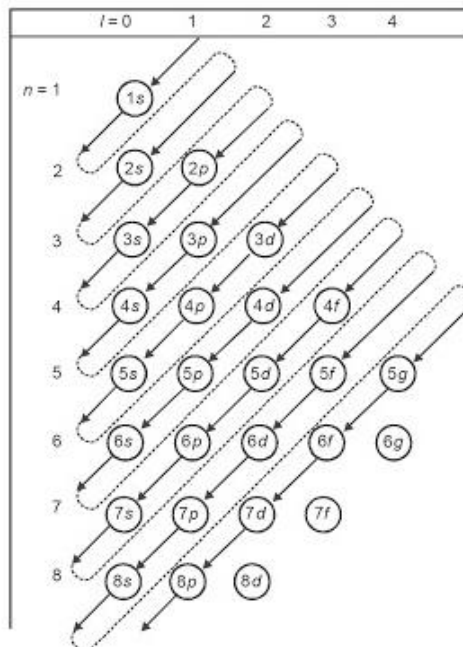
Subkulit s memiliki 1 orbital maksimal berisi 2 elektron

Subkulit p memiliki 3 orbital maksimal berisi 6 elektron

Subkulit d memiliki 5 orbital maksimal berisi 10 elektron

Subkulit f memiliki 7 orbital maksimal berisi 14 elektron

Urutan penulisan konfigurasi adalah sebagai berikut :



Gambar 7 Pengisian Elektron Berdasarkan Aturan *Aufbau*  
(Sumber: <http://jusliandi0307.blogspot.com>)

Anak panah menunjukkan urutan pengisian elektron pada model mekanika kuantum. Pengisian pertama diawali oleh 1 s<sup>2</sup> dan urutan paling akhir oleh 7 s

2. Urutan pengisian elektron pada konfigurasi elektron mekanika kuantum lebih lengkapnya adalah  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6, 7s^2$  dan seterusnya. Jika kesulitan menghafal urutan ini, kalian sebenarnya tidak perlu menghafalkan urutan pengisian elektron ini. Kalian cukup lihat dari model pengisian elektron yang diberikan pada gambar di atas Contoh :

Nitrogen (N), nomor atom  $N = 7$  maka konfigurasi elektron sebagai berikut:  ${}^7N = 1s^2 2s^2 2p^3$

Neon (Ne), nomor atom  $Ne = 10$  maka konfigurasi elektron sebagai berikut:  ${}^{10}Ne = 1s^2 2s^2 2p^6$

Magnesium (Mg), nomor atom  $Mg = 12$  maka konfigurasi elektron sebagai berikut:  ${}^{12}Mg = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Klorin (Cl) nomor atom  $Cl = 17$  maka konfigurasi elektron sebagai berikut:  ${}^{17}Cl = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Sedangkan untuk ion  $Cl^-$  konfigurasinya:  ${}^{17}Cl^- = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Kalsium (Ca) dengan nomor atom  $Ca = 20$  maka konfigurasi elektronnya:  ${}^{20}Ca = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  Sedangkan konfigurasi untuk ion  $Ca^{2+}$  sebagai berikut:  ${}^{20}Ca^{2+} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

### 2) Asas larangan Pauli

Tidak ada dua elektron dalam satu atom yang memiliki keempat bilangan kuantum yang sama. Setiap orbital maksimum diisi oleh 2 elektron yang memiliki spin yang berlawanan. Oleh karena dapat terjadi kemungkinan 2 elektron akan memiliki 3 bilangan kuantum  $n, l,$  dan  $m$  sama, tetapi untuk bilangan kuantum  $s$  pasti berbeda.

### 3) Kaidah Hund

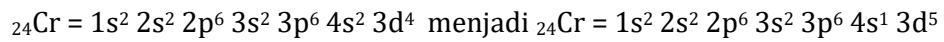
Jika ada orbital dengan tingkat energi yang sama, konfigurasi elektron dengan energi terendah adalah dengan jumlah elektron tak berpasangan dengan spin paralel yang paling banyak.

	1s	2s	2p		
H	↑			$1s^1$	
He	↑↓			$1s^2$	
Li	↑↓	↑		$1s^2 2s^1$	$[He]2s^1$
Be	↑↓	↑↓		$1s^2 2s^2$	$[He]2s^2$
B	↑↓	↑↓	↑	$1s^2 2s^2 2p^1$	$[He]2s^2 2p^1$
C	↑↓	↑↓	↑↑	$1s^2 2s^2 2p^2$	$[He]2s^2 2p^2$
N	↑↓	↑↓	↑↑↑	$1s^2 2s^2 2p^3$	$[He]2s^2 2p^3$
O	↑↓	↑↓	↑↓↑	$1s^2 2s^2 2p^4$	$[He]2s^2 2p^4$
F	↑↓	↑↓	↑↓↑↑	$1s^2 2s^2 2p^5$	$[He]2s^2 2p^5$
Ne	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑	$1s^2 2s^2 2p^6$	$[He]2s^2 2p^6 = [Ne]$

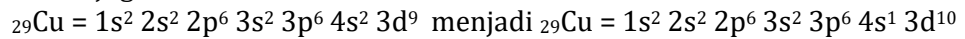
Gambar 8 Konfigurasi Elektron dan Diagram Orbital  
(sumber: <https://www.studiobelajar.com>)

4) Aturan Setengah Penuh

Sifat ini berhubungan erat dengan hibridisasi elektron. Aturan ini menyatakan bahwa : “suatu elektron mempunyai kecenderungan untuk berpindah orbital apabila dapat membentuk susunan elektron yang lebih stabil.....untuk konfigurasi elektron yang berakhir pada sub kulit d berlaku aturan penuh setengah penuh. Untuk lebih memahami teori ini perhatikan juga contoh di bawah ini :



dari contoh terlihat apabila 4s diisi 2 elektron maka 3d kurang satu elektron untuk menjadi setengah penuh....maka elektron dari 4s akan berpindah ke 3d. hal ini juga berlaku untuk kasus :



d. Bilangan Kuantum

Dalam konfigurasi elektron model mekanika kuantum dikenal empat bilangan kuantum. Bilangan kuantum tersebut yang menjelaskan letak elektron–elektron suatu atom. Keempat bilangan kuantum tersebut adalah bilangan kuantum utama (n), azimuth (l), magnetik (m), dan spin (s).

1) Bilangan Kuantum Utama (n)

Menyatakan tingkat energi utama dengan nilai n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, dan 7.

n = 1 menyatakan kulit pertama (K)

n = 2 menyatakan kulit pertama (L)

n = 3 menyatakan kulit pertama (M) dan seterusnya

2) Bilangan kuantum Azimuth (l)

Menyatakan bentuk orbital tempat elektron berada pada subkulit. Nilai bilangan azimuth dimulai dari l = 0, 1, 2, 3, dan seterusnya.

Nilai l = 0 menyatakan subkulit s

Nilai l = 1 menyatakan subkulit p

Nilai l = 2 menyatakan subkulit d

Nilai l = 3 menyatakan subkulit f

3) Bilangan Kuantum Magnetik (m)

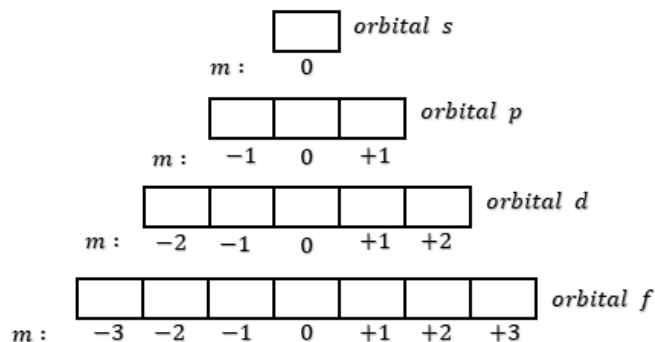
Menyatakan letak elektron pada suatu orbital. Nilai bilangan kuantum m adalah - l, 0, +l

Untuk l = 0, subkulit s, m = 0 (terdapat 1 orbital)

Untuk l = 1, subkulit p, m = - 1, 0, + 1 (terdapat 3 orbital)

Untuk l = 2, subkulit d, m = -2, - 1, 0, + 1, +2 (terdapat 5 orbital)

Untuk l = 3, subkulit f, m = -3, -2, - 1, 0, + 1, +2, + 3 (terdapat 7 orbital)



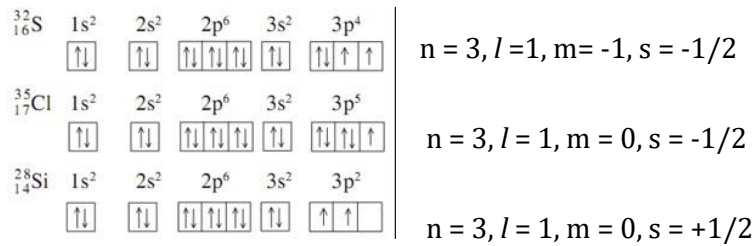
4) Bilangan Kuantum Spin (s)

menyatakan arah perputaran elektron. Nilai bilangan kuantum s adalah - 1/2 dan + 1/2 .

s = + 1/2 menyatakan arah putaran searah jarum jam dan digambarkan dengan tanda panah ke atas.

$s = -\frac{1}{2}$  menyatakan arah putaran berlawanan arah jarum jam digambarkan dengan tanda panah ke arah bawah.

Contoh bilangan kuantum untuk elektron terakhir pada:

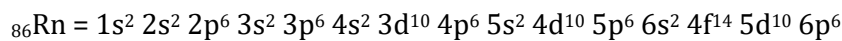
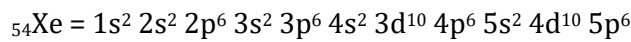
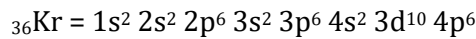
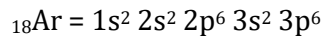
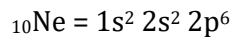
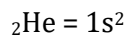


e. Konfigurasi Elektron Gas Mulia

Gas mulia adalah unsur-unsur yang memiliki kestabilan yang sangat tinggi dan dalam sistem periodik terdapat pada golongan VIIIA.

Gas mulia terdiri dari He (Helium), Ne (Neon), Ar (Argon), Kr (Kripton), Xe (Xenon), Rn (Radon). Sebagian unsur ini ditemukan di alam sebagai unsur monoatomik. Hal penting yang menyebabkan gas mulia memiliki kesetabilan yang sangat tinggi adalah konfigurasi elektronnya.

Berikut ini adalah konfigurasi elektron dari unsur gas mulia:



Konfigurasi elektron gas mulia digunakan untuk menyederhanakan atau meringkas penulisan konfigurasi elektron unsur yang lain. Misalnya, penulisan elektron unsur  $^{21}_{21}\text{Sc}$ , penulisannya sebagai berikut:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$  jika disederhanakan maka menjadi  $^{21}_{21}\text{Sc} = [\text{Ar}] 4s^2 3d^1$

### C. Rangkuman

1. Konfigurasi elektron merupakan susunan penyebaran elektron-elektron pada sebuah atom atau molekul yang menunjukkan kuantitas elektron pada setiap sublevel. Setiap elektron dapat berpindah dalam sebuah orbital. Konfigurasi elektron berfungsi untuk menjelaskan konsep ikatan kimia, sifat laser, semikonduktor dan membantu memahami struktur pada tabel periodik. Hal yang mendasari konfigurasi elektron adalah model atom Bohr dan model atom Mekanika Kuantum yang digunakan untuk menjabarkan kulit dan subkulit.
2. Notasi yang digunakan para ahli fisika dan kimia untuk mengetahui konfigurasi standar atom dan molekul pada urutan orbital atom yaitu tingkat energi pertama dinotasikan dengan 1s, yang kedua 2s, ketiga 2p, keempat 3s, kelima 3p, dan seterusnya seperti urutan berikut ini :



## KEGIATAN PEMBELAJARAN 2

### SISTEM PERIODIK UNSUR

#### A. Tujuan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran 2 ini diharapkan kalian diharapkan akan dapat:

1. Menjelaskan perkembangan Sistem Periodik Unsur dikaitkan dengan letak unsur dalam tabel periodik unsur berdasarkan konfigurasi elektron.
2. Menentukan letak unsur dalam tabel periodik unsur berdasarkan konfigurasi elektron.
3. Menjelaskan sifat periodik unsur berdasarkan letaknya dalam tabel periodik unsur.

#### B. Uraian Materi

Tahukah kalian bahwa unsur-unsur di alam ini jumlahnya sangat banyak? untuk mempelajari unsur-unsur yang jumlah sangat banyak itu pastinya kalian akan kesulitan bukan? oleh karena itu kita perlu mengelompokkan unsur-unsur tersebut agar lebih mudah mempelajarinya. Awalnya para ilmuwan menyebutkan bahwa unsur-unsur yang ada di alam ini terdiri atas empat unsur yaitu: Air, Angin, Api dan Tanah. Pemahaman ini cukup lama dipercaya oleh masyarakat. Bahkan memengaruhi cara pandang kebudayaan-kebudayaan maju di dunia saat itu seperti di Yunani. Usaha-usaha untuk mengelompokkan unsur-unsur telah dimulai sejak para ahli menemukan semakin banyaknya unsur di alam. Pengelompokan unsur-unsur ini dimaksudkan agar unsur-unsur tersebut mudah dipelajari. Pengelompokan unsur-unsur berdasarkan kemiripan sifat mengalami perkembangan dari yang paling sederhana hingga modern.

##### 1. Sejarah Perkembangan Sistem Periodik Unsur

###### a. Pengelompokan Unsur Menurut Antoine Lavoisier

Pada tahun 1769 Antonie Lavosier menerbitkan suatu daftar unsur-unsur. Lavoisier membagi unsur-unsur dalam unsur logam dan non logam. Pada waktu itu baru dikenal kurang lebih 33 unsur. Pengelompokan ini merupakan metode paling sederhana, dilakukan. Pengelompokan ini masih sangat sederhana karena antara unsur-unsur logam sendiri masih banyak perbedaan.

Perbedaan Logam dan Non Logam  
Tabel 1. Perbedaan Logam dan Non Logam

No	Perbedaan	
	Logam	Non Logam
1	Berwujud padat pada suhu kamar (25 <sup>o</sup> C), kecuali raksa (Hg)	Ada yang berupa zat padat, cair, atau gas pada suhu kamar
2	Mengkilap jika digosok	Tidak mengkilap jika digosok, kecuali intan (karbon)
3	Merupakan konduktor yang baik	Bukan konduktor yang baik
4	Dapat ditempa atau diregangkan	Umumnya rapuh, terutama yang berwujud padat
5	Penghantar panas yang baik	Bukan penghantar panas yang baik

Ternyata, selain unsur logam dan non-logam, masih ditemukan beberapa unsur yang memiliki sifat logam dan non-logam (unsur metaloid), misalnya unsur

silikon, antimon, dan arsen. Jadi, penggolongan unsur menjadi unsur logam dan non-logam masih belum maksimal.

b. Triade Dobereiner

Pada tahun 1829, Johann Dobereiner mengelompokkan unsur berdasarkan kemiripan sifat ke dalam tiga kelompok yang disebut triade. Dalam triade, sifat unsur kedua merupakan sifat antara unsur pertama dan unsur ketiga. Contohnya: suatu triade Li-Na-K terdiri dari Lithium (Li), Natrium (Na), Kalium (K) yang mempunyai kemiripan sifat. Dia juga menemukan bahwa massa atom unsur kedua adalah rata-rata massa atom unsur pertama dan unsur ketiga. Tabel pengelompokan unsur dapat dilihat pada Tabel 1.

Tabel 2. Contoh pengelompokan Triade Dobereiner  
(Sumber: <https://www.slideshare.net>)

Unsur		Masa Atom	Rata-rata massa atom unsur ke-1 dan ke-3
Unsur pertama	Litium (Li)	6,94	$= (6,94 + 39,10) : 2$ 23,02
Unsur kedua	Natrium (Na)	22,99	
Unsur ketiga	Kalium (K)	39,10	

Kelebihan dari teori ini adalah adanya keteraturan setiap unsur yang sifatnya mirip massa Atom (Ar) unsur yang kedua (tengah) merupakan massa atom rata-rata di massa atom unsur pertama dan ketiga.

c. Pengelompokan Unsur Menurut John Newlands

Triade Dobereiner mendorong John Alexander Reina Newlands untuk melanjutkan upaya pengelompokan unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atom dan keterkaitannya dengan sifat unsur. Menurut Newlands, jika unsur-unsur diurutkan letaknya sesuai dengan kenaikan massa atom relatifnya, maka sifat unsur akan terulang pada tiap unsur kedelapan. Keteraturan ini sesuai dengan pengulangan not lagu (oktaf) sehingga disebut Hukum Oktaf (law of octaves). Tabel berikut menunjukkan pengelompokan unsur berdasarkan hukum Oktaf Newlands.

Tabel 3. Pengelompokan Unsur menurut Hukum Oktaf Newlands  
(sumber: <https://mfyeni.wordpress.com>)

H	F	Cl	Co/Ni	Br	Pd	I	Pt
Li	Na	K	Cu	Rb	Ag	Cs	Tl
Be	Mg	Ca	Zn	Sr	Cd	Ba/V	Pb
B	Al	Cr	Y	Ce/La	U	Ta	Th
C	Si	Ti	In	Zr	Sn	W	Hg
N	P	Mn	As	Di/Mo	Sb	Nb	Bi
O	S	Fe	Se	Ro/Ru	Te	Au	Os

Pada kenyataannya masih di ketemukan beberapa oktaf yang isinya lebih dari delapan unsur serta penggolongannya ini tidak cocok untuk unsur yang massa atomnya sangat besar. Hal tersebut menjadikan Newlands tersebut di atas belum dapat diterima bagi kalangan para ahli.

d. Sistem Periodik Lothar Meyer

Pada tahun 1868 Lothar Meyer mengusulkan sistem periodik berdasarkan massa atom. Menurut Meyer, volume atom suatu unsur yang diplotkan dengan massa atom tersebut akan membentuk grafik yang berperiodik secara teratur. Menurut Meyer, volume atom suatu unsur yang diplotkan dengan massa atom tersebut akan membentuk grafik yang berperiodik secara teratur. Unsur-unsur yang sifatnya mirip membentuk suatu keteraturan. Misalnya, unsur logam alkali, yaitu Na, K, dan Rb, berada di puncak. Kemudian, Meyer mengembangkan penemuannya ke dalam bentuk tabel seperti berikut.

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX
-	B = 11,0	Al = 27,3	-	-	-	In = 113,4	Tl = 202,7	-
-	-	-	-	-	-	-	-	-
-	C = 11,97	Si = 28	-	-	-	Sn = 117,8	-	Pb = 206,4
-	-	-	Ti = 48	-	Zr = 89,7	-	-	-
-	N = 14,01	P = 30,9	-	As = 74,9	-	Sb = 122,1	-	Bi = 207,5
-	-	-	V = 51,2	-	Nb = 93,7	-	Ta = 182,2	-
-	O = 15,96	-	-	Se = 78	-	Te = 128	-	-
-	-	-	Cr = 52,4	-	Mo = 95,6	-	W = 183,5	-
-	F = 19,1	Cl = 35,38	-	Br = 79,75	-	J = 126,5	-	-
-	-	-	Mn = 54,8	-	Ru = 103,5	-	Os = 198,6	-
-	-	-	Fe = 55,9	-	Rh = 104,1	-	Ir = 196,7	-
-	-	-	Co = Ni = 58,6	-	Pd = 106,2	-	Pt = 196,7	-
Li = 7,01	Na = 22,99	K = 39,04	-	Rb = 85,2	-	Cs = 132,7	-	-
-	-	-	Cu = 63,3	-	Ag = 107,66	-	Au = 196,2	-
Be = 9,3	Mg = 23,9	Ca = 39,9	-	Sr = 87,0	-	Ba = 136,8	-	-
-	-	-	Zn = 64,9	-	Cd = 111,6	-	Hg = 199,8	-

Sumber: [www.chemogenesis.com](http://www.chemogenesis.com)

Gambar 4. Sistem Periodik Unsur menurut Lothar Meyer

Meskipun Sistem Periodik Meyer lebih sederhana dan mudah dimengerti dibandingkan Mendeleev, namun masih terdapat unsur-unsur yang massanya lebih besar letaknya di depan unsur yang massanya lebih kecil.

e. Sistem periodik Mendeleev

Pada tahun 1869 seorang sarjana asal rusia bernama Dmitri Ivanovich Mendeleev, berdasarkan pengamatan terhadap 63 unsur yang sudah dikenal ketika itu, menyimpulkan bahwa sifat-sifat unsur adalah fungsi periodik dari massa atom relatifnya. Artinya, jika unsur-unsur disusun menurut kenaikan massa atom relatifnya, maka sifat tertentu akan berulang secara periodik. Mendeleev menempatkan unsur-unsur yang mempunyai kemiripan sifat dalam satu lajur vertikal yang disebut golongan. Lajur-lajur horizontal, yaitu lajur unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atom relatifnya, disebut priode daftar periodik Mendeleev yang dipublikasikan tahun 1872.

Mendeleev mengkosongkan beberapa tempat. 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, dari pada dengan B dan Al. Mendeleev meramalkan dari sifat unsur yang belum di kenal 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.

Periode	Gol.I	Gol.II	Gol.III	Gol.IV	Gol.V	Gol.VI	Gol.VII	Gol.VIII
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C= 12	N=14	O= 16	F= 19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P= 31	S= 32	Cl= 35,5	
4	K=39	Ca=40	-- 44	--48	V= 51	Cr= 52	Mn= 55	Fe= 56; Co= 59 Ni= 59; Cu= 63
5	Cu=63	Zn=65	-- 68	--72	As= 75	Se= 78	Br= 80	
6	Rb=85	Sr=87	Yr=88	Zr=90	Nb= 94	Mo= 96	-- 100	Ru=104;Rh=104 Pd=106;Ag=108
7	Ag=108	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb= 122	Te= 125	J= 127	
8	Cs=133	Ba=137	Di=138	Ce=140	-	-	-	-----
9	-	-	-	La=180	-	-	-	Os=195; Ir= 197
10	-	-	Er=178	Pb= 207	Ta= 182	W= 184	-	Pt=198;Au=199
11	Au=199	Hg=200	Tl=204	Th=231	Bi= 208	-	-	-----

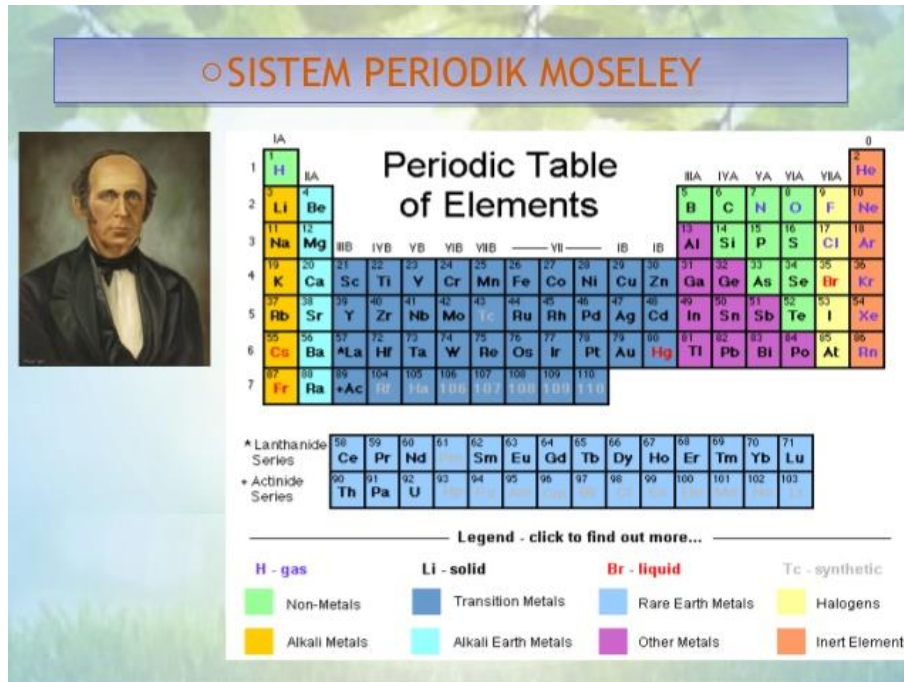
Sumber: Chemistry (Zumdahl), 1989

Gambar 5. Sistem Periodik Mendeleev

Kelebihan Sistem Periodik Mendeleev adalah pembetulan massa atom. Sebelumnya massa atom In = 76 menjadi 113. selain itu Be, dari 13,5 menjadi 9. Selain itu kelebihan lainnya adalah kemampuan memprediksi unsur baru serta sifat-sifatnya yang belum diketemukan saat itu. Kelemahan dari teori ini adalah masih terdapat unsur-unsur yang massanya lebih besar letaknya di depan unsur yang massanya lebih kecil. Co : Telurium (te) = 128 di kiri Iodin (I)= 127. hal ini dikarenakan unsur yang mempunyai kemiripan sifat diletakkan dalam satu golongan.

f. Sistem Periodik Modern dari Henry G. Moseley

Pada 1913, seorang kimiawan inggris bernama Henry Moseley (Henry Gwin Jeffreys Moseley melakukan eksperimen pengukuran panjang gelombang unsur menggunakan sinar-X. Berdasarkan hasil eksperimennya tersebut, diperoleh kesimpulan bahwa sifat dasar atom bukan didasari oleh massa atom relatif, melainkan berdasarkan kenaikan jumlah proton. Hal tersebut diakibatkan adanya unsur-unsur yang memiliki massa atom berbeda, tetapi memiliki jumlah proton sama atau disebut isotop. Pengelompokan unsur-unsur sistem periodik modern merupakan penyempurnaan hukum periodik Mendeleev, yang disebut juga sistem periodik bentuk panjang. Sistem periodik moderen disusun berdasarkan kenaikan nomor atom dan kemiripan sifat. Lajur-lajur horisontal, yang disebut periode disusun berdasarkan kenaikan nomor atom ; sedangkan lajur-lajur vertikal, yang disebut golongan, disusun berdasarkan kemiripan sifat. Sistem periodik modern terdiri atas 7 periode dan 8 golongan. Setiap golongan dibagi lagi menjadi 8 golongan A( IA-VIIIA ) dan 8 golongan B( IB - VIIIB). Unsur-unsur golongan A disebut golongan utama, sedangkan golongan B disebut golongan transisi. 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 tabel periodik adalah untuk alasan teknis, sehingga daftar tidak terlalu panjang.



Gambar 6. Sistem Periodik Henry Moseley (sumber: <https://soalkimia.com>)

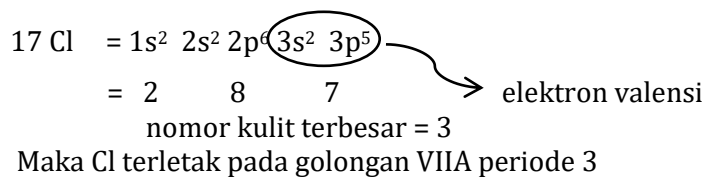
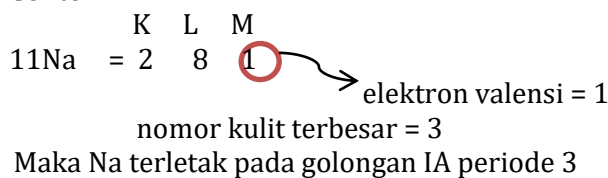
2. Letak Unsur dalam Sistem Periodik Unsur

Pada Pembelajaran 1 kalian sudah mempelajari konfigurasi elektron. Tahukah kalian hubungan konfigurasi elektron dengan sistem periodik unsur? Hungannya adalah letak suatu unsur dalam tabel sistem periodik unsur dapat ditentukan berdasarkan konfigurasi elektronnya. Bagaimanakah caranya? berikut akan kita pelajari bagaimana cara menentukan letak unsur dalam sistem periodik dengan menggunakan konfigurasi elektronnya.

a. Golongan Utama (Golongan A)

Letak suatu unsur pada golongan utama bisa ditentukan menggunakan konfigurasi elektron berdasarkan kulit maupun subkulit (ika konfigurasi elektron berakhir pada subkulit s atau p maka unsur tersebut berada pada golongan A). Golongan ditunjukkan oleh jumlah elektron valensinya, sedangkan periode ditunjukkan oleh jumlah kulit.

Contoh :



## b. Golongan Transisi (B)

Letak unsur pada golongan transisi dapat ditentukan menggunakan konfigurasi elektron berdasarkan subkulit. Unsur-unsur golongan IB sampai VIIIB mempunyai elektron valensi yang berakhir pada  $ns^x(n-1)d^y$ , jika:

$x + y = 3$ , golongan IIIB periode  $n$

$x + y = 4$ , golongan IVB periode  $n$

$x + y = 5$ , golongan VB periode  $n$

$x + y = 6$ , golongan VIB periode  $n$

$x + y = 7$ , golongan VIIB periode  $n$

$x + y = 8$ ,

$x + y = 9$  } golongan VIIIB periode  $n$

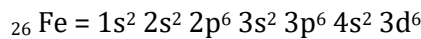
$X = y = 10$  }

$X + y = 11$ , golongan IB periode  $n$

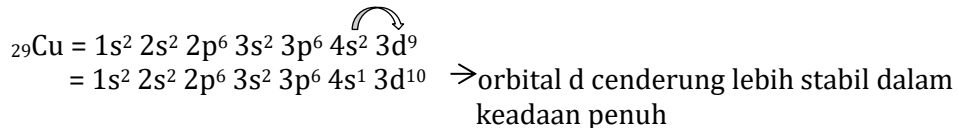
$X + y = 12$ , golongan IIB periode

Unsur – unsur golongan transisi memiliki elektron valensi yang berakhir pada  $(n - 1) d^y$  sehingga disebut unsur blok d

Contoh :



Elektron valensi berada pada subkulit d artinya Fe berada pada golongan B. Elektron valensi pada kulit terluar berjumlah  $(2 + 6)$  artinya Fe berada pada golongan VIII, tepatnya golongan VIIIB. Elektron valensi terdapat pada kulit terluar dengan nilai  $n = 4$ , artinya Fe berada pada periode 4.



Elektron valensi berada pada subkulit d artinya Cu berada pada golongan B. Elektron valensi pada kulit terluar berjumlah 11 artinya Cu berada pada golongan I, tepatnya golongan IB. Elektron valensi terdapat pada kulit terluar dengan nilai  $n = 4$ , artinya Cu berada pada periode 4.

## 3. Keteraturan Sifat Periodik Unsur

Sifat periodik unsur adalah sifat-sifat yang berhubungan dengan letak unsur dalam sistem periodik, sifat-sifat tersebut berubah dan berulang secara periodik sesuai dengan perubahan nomor atom dan konfigurasi elektron. Sifat-sifat periodik unsur meliputi Jari-jari atom, Energi Ionisasi, Logam dan Non logam, Keelektronegatifan dan Afinitas Elektron

## a. Jari-jari atom

Jari – jari atom adalah jarak dari inti atom sampai kulit terluar suatu atom. Secara periodik: dalam satu golongan, dari atas ke bawah jari-jari atom cenderung semakin besar sebagaimana penambahan kulit elektron hal ini disebabkan dengan bertambahnya nomor atom dalam satu golongan bertambah juga kulit elektronnya. Dalam satu periode, dari kiri kekanan jari-jari atom cenderung semakin kecil, sebagaimana muatan inti efektif, hal ini disebabkan dalam satu periode dengan bertambahnya nomor atom bertambah pula jumlah proton dengan bertambahnya jumlah proton muatan inti efektifnya juga bertambah dan makin besar pula gaya tarik inti terhadap elektron terluar.

## b. Energi Ionisasi

Energi Ionisasi adalah energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron yang terikat paling lemah oleh suatu atom atau ion dalam wujud gas. Secara periodik, dalam satu golongan, dari atas ke bawah, energi ionisasi semakin kecil dalam satu periode, dari kiri ke kanan, energi ionisasi cenderung bertambah. Besar kecilnya

energi ionisasi bergantung pada besar gaya tarik inti terhadap elektron kulit terluar, yaitu elektron yang akan dilepaskan. Semakin kuat gaya tarik inti, semakin besar energi ionisasi dalam satu golongan, dari atas ke bawah, jari-jari atom bertambah besar, sehingga gaya tarik inti terhadap elektron terluar semakin lemah. Oleh karena itu, energi ionisasi berkurang dalam satu periode, dari kiri ke kanan, jari-jari atom berkurang, sehingga gaya tarik inti terhadap elektron semakin kuat. Oleh karena itu energi ionisasi bertambah.

c. Afinitas Elektron

Afinitas elektron adalah besarnya energi yang dihasilkan atau dilepaskan apabila suatu atom menarik sebuah elektron. Secara periodik dalam satu golongan dari atas ke bawah, afinitas elektron cenderung berkurang dalam satu periode dari kiri ke kanan, afinitas elektron cenderung bertambah kecuali unsur alkali tanah dan gas mulia, semua unsur golongan utama mempunyai afinitas elektron bertanda negatif. Afinitas elektron terbesar dimiliki oleh golongan halogen. Semakin negatif nilai afinitas elektron, semakin besar kecenderungan atom atau ion menerima elektron (afinitas terhadap elektron semakin besar). Dalam satu golongan, dari atas ke bawah, afinitas elektron cenderung semakin kecil, dengan banyak pengecualian. Dalam satu periode, dari kiri ke kanan, sampai golongan VIIA, afinitas elektron cenderung semakin besar, dengan banyak pengecualian.

Berikut adalah nilai afinitas elektron unsur-unsur golongan utama dalam satuan kJ/mol

1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
H -72.6							He (0.0)*
Li -59.6	Be >0	B -26.7	C -122	N +7	O -141	F -328	Ne (+29)*
Na -52.9	Mg >0	Al -42.5	Si -134	P -72.0	S -200	Cl -349	Ar (+35)*
K -48.4	Ca -2.4	Ga -28.9	Ge -119	As -78.2	Se -195	Br -325	Kr (+39)*
Rb -46.9	Sr -5.0	In -28.9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+41)*
Cs -45.5	Ba -14	Tl -19.2	Pb -35.2	Bi -91.3	Po -183.3	At -270*	Rn (+41)*

\*Calculated values.

Gambar 7. Nilai Afinitas Elektron Unsur Golongan Utama  
(Sumber: <https://www.studiobelajar.com>)

d. Keelektronegatifan

Keelektronegatifan adalah kecenderungan suatu atom dalam menarik pasangan elektron yang digunakan bersama dalam membentuk ikatan. Unsur yang mempunyai energi ionisasi dan afinitas elektron yang besar tentu akan mempunyai keelektronegatifan yang besar pula. Secara periodik: dalam satu golongan, dari atas ke bawah, elektronegativitas cenderung semakin kecil. dalam satu periode, dari kiri ke kanan, elektronegativitas cenderung semakin besar.

Semakin besar elektronegativitas, semakin mudah atom tersebut menarik elektron kepadanya sendiri. Harga keelektronegatifan diukur dengan skala Pauling harga keelektronegatifan berkisar antara 0,7 (Fr) – 4,0 (F). Berikut adalah harga keelektronegatifan unsur-unsur golongan utama.

<b>IA</b>												<b>VIIIA</b>						
1 H 2,1																	2 He -	
<b>IIA</b>												<b>IIIA</b>		<b>IVA</b>	<b>VA</b>	<b>VIA</b>	<b>VIIA</b>	
3 Li 1,0	4 Be 1,5											5 B 2,0	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0	10 Ne -	
11 Na 0,9	12 Mg 1,2											<b>VIIIB</b>						
		<b>IIIB</b>	<b>IVB</b>	<b>VB</b>	<b>VIB</b>	<b>VIIIB</b>			<b>IB</b>	<b>IIB</b>								
19 K 0,8	20 Ca 1,01	21 Sc 1,3	22 Ti 1,5	23 V 1,6	24 Cr 1,6	25 Mn 1,5	26 Fe 1,8	27 Co 1,8	28 Ni 1,8	29 Cu 1,9	30 Zn 1,6	31 Ga 1,6	32 Ge 1,8	33 As 2,0	34 Se 2,4	35 Br 2,8	36 Kr -	
37 Rb 0,8	38 Sr 1,0	39 Y 1,2	40 Zr 1,4	41 Nb 1,6	42 Mo 1,8	43 Tc 1,9	44 Ru 2,2	45 Rh 2,2	46 Pd 2,2	47 Ag 1,9	48 Cd 1,7	49 In 1,7	50 Sn 1,8	51 Sb 1,9	52 Te 2,1	53 I 2,5	54 Xe -	
55 Cs 0,7	56 Ba 0,9	57 La 1,1	72 Hf 1,3	73 Ta 1,5	74 W 1,7	75 Re 1,9	76 Os 2,2	77 Ir 2,2	78 Pt 2,2	79 Au 2,4	80 Hg 1,9	81 Tl 1,8	82 Pb 1,8	83 Bi 1,9	84 Po 2,0	85 At 2,2	86 Rn -	
87 Fr 0,7	88 Ra 0,9	89 Ac 1,1																

Gambar 8. Harga Keelektronegatifan Unsur - Unsur Golongan Utama  
(Sumber: <https://rumusrumus.com>)

e. Sifat logam dan non logam

Sifat Logam berkaitan dengan keelektronegatifan, yaitu kecenderungan atom untuk melepaskan elektron dan membentuk ion bermuatan positif (tergantung dengan energi ionisasi) jadi semakin besar energi ionisasinya, semakin sulit melepaskan elektron, maka semakin berkurang sifat logamnya. Secara periodik: dalam satu golongan dari atas ke bawah semakin besar, dalam satu periode dari kiri ke kanan semakin kecil. Sifat non logam berkaitan dengan keelektronegatifan, yaitu kecenderungan atom untuk menyerap elektron. Secara periodik: dalam satu golongan dari atas ke bawah kecil, dalam satu periode dari kiri ke kanan sifat non logamnya semakin besar

f. Kereaktifan

Kereaktifan bergantung pada kecenderungannya melepas atau menarik suatu elektron. Unsur logam yang paling reaktif adalah golongan IA, sedangkan non logam paling reaktif adalah golongan VIIA (lihat sifat logam dan non logam). Secara periodik dalam satu periode dari kiri ke kanan mula-mula menurun kemudian bertambah hingga golongan VIIA. Golongan VIIIA (gas mulia) tidak reaktif.

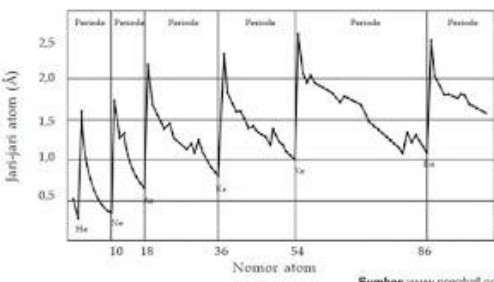


## C. Rangkuman

1. Sistem Periodik adalah susunan yang menampilkan unsur-unsur kimia berdasarkan kesamaan sifat kimia dan nomer atomnya. Sistem periodik unsur mengalami perkembangan . Perkembangan sistem periodik unsur adalah sebagai berikut:
  - a. Lavosier (1789) mengelompokkan unsur berdasarkan sifat logam dan logam
  - b. Johann Dobereiner (1829) mengelompokkan unsur-unsur berdasarkan kemiripan sifat – sifatnya. Tiap kelompok terdiri atas tiga unsur sehingga disebut Triade Dobereiner.
  - c. John Newlands (1865) menyusun unsur – unsur berdasarkan kenaikan massa atomnya, karena terjadi pengulangan sifat setiap unsur ke – 8 maka disebut Hukum Oktaf
  - d. Lothar Meyer (1868) menyusun unsur-unsur ke dalam suatu table berdasarkan massa atom dan pengulangan periodic sifat fisis dan kimia unsur. Tabel tersebut disebut juga table periodic atau system periodik
  - e. Dimitri Mendeleev (1969) membuat sistem periodik berdasarkan kenaikan massa atom dan pengulangan periodic sifat unsur. Unsur-unsur dengan sifat mirip ditempatkan pada kolom yang disebut golongan. Sedangkan pengulangan sifat secara periodik atau berkala menghasilkan baris yang disebut periode.
  - f. Henry Moseley (1914) menemukan cara menentukan nomor atom), menemukan bahwa sifat-sifat unsur merupakan fungsi periodik dari nomor atomnya. Urut-urutan unsur seperti yang disusun oleh Mendeleev sesuai dengan kenaikan nomor atomnya.
2. Letak Unsur dalam Sistem Periodik dalam tabel periodik pada dasarnya dapat kita tentukan dari konfigurasi elektron terluar yang dimiliki oleh unsur tersebut. Letak golongan ditentukan dari jumlah elektron terluar unsur tersebut. Elektron yang berada pada kulit terluar disebut sebagai elektron valensi.
3. Sifat Periodik Unsur adalah sifat-sifat yang ada hubungannya dengan letak unsur pada sistem periodik. Sifat-sifat tersebut berubah dan berulang secara periodik sesuai dengan perubahan nomor atom dan konfigurasi elektron. Beberapa sifat periodik unsur antara lain ; jari-jari atom , energi ionisasi, afinitas elektron, keelektronegatifan, sifat logam dan nonlogam dan kereaktifan.

## D. Penugasan Mandiri

Cobalah analisis sifat periodik unsur berikut!

No	Grafik Sifat Periodik Unsur	Hasil Analisis
1	 <p>Grafik Jari – jari Atom terhadap No atom</p>	