

SISTEM PERIODIK

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. Pengelompokkan 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. Pengelompokkan Unsur Menurut Antoine Lavoisier

Pada tahun 1769 Antoine Lavoisier 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°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 pengelompokkan 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

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	Yt=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 Mendelev

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.

SISTEM PERIODIK UNSUR

Legend:

- Alkali Metal (Red)
- Alkaline Earth (Orange)
- Transition Metal (Yellow)
- Basic Metal (Green)
- Semimetal (Light Green)
- Nonmetal (Light Blue)
- Halogens (Dark Blue)
- Noble Gas (Purple)
- Lanthanide (Light Green)
- Actinide (Dark Green)

© 2014 Todd Helmenstine
www.mhhe.com

Gambar. Sistem Periodik Modern

Sumber:

<https://www.pelajaran.co.id/pengertian-sistem-periodik-unsur-dan-sifat-sifat-pada-tabel-periodik-unsur-kimi>
a/

Mendeskripsikan Bagian Sistem Periodik Modern

Sistem periodik unsur adalah suatu daftar unsur-unsur yang disusun dengan aturan tertentu. Semua unsur yang sudah dikenal ada dalam daftar tersebut. Apakah dasar penyusunan sistem periodik? Mengapa kotak pertama dalam daftar itu ditempati oleh hidrogen? Mengapa juga litium ditempatkan di bawah hidrogen? Sistem periodik modern disusun berdasarkan nomor atom dan kemiripan sifat. Lajur-lajur horizontal disusun berdasarkan kenaikan nomor atom, sedangkan kolom-kolom vertikal disusun berdasarkan kemiripan sifat. Itulah sebabnya daftar dimulai dengan hidrogen, sebab hidrogen mempunyai nomor atom 1. Litium ditempatkan di bawah hidrogen karena mempunyai kemiripan sifat dengan hidrogen. Sebagaimana tampak dalam gambar, hidrogen diikuti oleh unsur nomor atom 2, kemudian nomor atom 3, dan seterusnya. Unsur-unsur dalam satu kolom vertikal mempunyai kemiripan sifat satu dengan yang lain.

A) PERIODE

Lajur-lajur horizontal dalam sistem periodik disebut periode. sistem periodik modern terdiri atas 7 periode. Jumlah unsur pada setiap periode sebagai berikut.

Periode	Jumlah Unsur	Nomor Atom
1	2	1 - 2
2	8	3 - 10
3	8	11 - 18
4	18	19 - 36
5	18	37 - 54

6	32	55 - 86
7	32	87 - 118

Periode 1, 2, dan 3 disebut *periode pendek* karena berisi relatif sedikit unsur, sedangkan periode 4 dan seterusnya disebut *periode panjang*.

B) GOLONGAN

Kolom-kolom vertikal dalam sistem periodik disebut golongan. Sistem periodik terdiri atas 18 kolom vertikal. Terdapat dua cara penamaan golongan, yaitu :

• Sistem 8 Golongan

Menurut cara ini, sistem periodik dibagi menjadi 8 golongan yang masing-masing terdiri atas golongan utama (golongan A) dan golongan tambahan (golongan B). unsur-unsur golongan B disebut juga unsur transisi. Nomor golongan ditulis dengan angka Romawi. Golongan-golongan B terletak antara golongan IIA dan IIIA. Golongan VIIIB terdiri atas 3 kolom vertikal.

• Sistem 18 Golongan

Menurut cara ini, sistem periodik dibagi ke dalam 18 golongan , yaitu golongan 1 sampai golongan 18, dimulai dari kolom paling kiri. Unsur-unsur transisi terletak pada golongan 3 – 12.

Kedua cara tersebut diberikan pada gambar 3. Anda sebaiknya menghafalkan hubungan nomor golongan menurut dua cara tersebut.

Tabel 3. Hubungan sistem periodik penamaan 8 golongan dan 18 golongan

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	IIA	IIIB B	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	10B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A

C) UNSUR TRANSISI DAN TRANSISI DALAM

1) Unsur Transisi

Sebelumnya telah disebutkan bahwa unsur-unsur yang terletak pada golongan- golongan B, yaitu golongan IIIB hingga IIB (golongan 3 sampai dengan 12) disebut unsur transisi atau unsur peralihan. Unsur-unsur tersebut merupakan peralihan dari golongan IIA ke golongan IIIA, yaitu unsur-unsur yang harus dialihkan hingga ditemukan unsur yang mempunyai kemiripan sifat dengan golongan IIIA.

2) Unsur Transisi Dalam

Dua baris unsur yang ditempatkan di bagian bawah sistem periodik disebut unsur transisi dalam, yaitu terdiri dari : " Lantanida, yang beranggotakan nomor atom 57 – 70 (14 unsur). Ke-14 unsur ini mempunyai sifat yang mirip dengan lantanum (La), sehingga disebut **lantanoida** atau **lantanida**.

" Aktinida, yang beranggotakan nomor atom 89 – 102 (14 unsur). Ke-14 unsur ini sangat mirip dengan actinium, sehingga disebut **aktinoida** atau **aktinida**.

Semua unsur transisi dalam senyawa sebenarnya menempati golongan IIIB, yaitu lantanida pada periode 6 dan aktinida pada periode 7. Jadi, golongan IIIB (golongan 3) periode 6 dan 7 masing-masing berisi 15 unsur. Unsur-unsur transisi dalam memiliki sifat-sifat yang sangat mirip sehingga ditempatkan dalam satu kotak.

CONTOH SOAL

(1) Tentukan letak (periode dan golongan) dari unsur-unsur berikut dalam sistem periodik.

- (a) Oksigen (Periode 2, Golongan VIA)
- (b) Natrium (Periode 3, Golongan IA)
- (c) Titanium (Periode 4, Golongan IVB)

(2) Unsur apakah yang terdapat pada :

- (a) Periode 3 golongan IVA (Unsur Si)
- (b) Periode 4 golongan IIIB (Unsur Sc)
- (c) Periode 5 golongan VIIA (Unsur I)

Hubungan Konfigurasi Elektron Dengan Sistem Periodik

Kita telah mempelajari bahwa sifat-sifat tertentu berulang secara periodik ketika unsur disusun berdasarkan massa atom relatif atau nomor atomnya. Bagaimanakah hal itu dapat dijelaskan ? Mengapa unsur halogen selalu diikuti oleh suatu unsur gas mulia dan setelah gas mulia selalu diikuti oleh suatu logam alkali ? pertanyaan tersebut kini dapat dijelaskan, yaitu berdasarkan konfigurasi elektron. Kini diketahui bahwa sifat-sifat unsur bergantung pada konfigurasi elektronnya, terutama pada jumlah elektron valensinya. Perhatikan dua hal berikut ini.

A) Mengapa unsur-unsur segolongan mempunyai kemiripan sifat ?

Seperti yang telah disebutkan, kemiripan sifat-sifat unsur terjadi karena kesamaan elektron valensi. Ternyata unsur-unsur segolongan mempunyai elektron valensi yang sama, sehingga menunjukkan kemiripan sifat. Sebagai contoh, perhatikan konfigurasi elektron unsur golongan IA berikut.

Unsur	Nomor Atom	Kulit						
		K	L	M	N	O	P	Q
H	1	1						
Li	3	2	1					
Na	11	2	8	1				
K	19	2	8	8	1			
Rb	37	2	8	18	8	1		
Cs	55	2	8	18	18	8	1	
Fr	87	2	8	18	32	18	8	1

B) Mengapa sifat-sifat unsur berulang secara periodik ?

Oleh karena sistem periodik disusun berdasarkan kenaikan nomor atom, maka jumlah elektron valensi akan meningkat secara beraturan hingga mencapai 8, kemudian berulang.
Perhatikanlah konfigurasi elektron unsur periode kedua berikut.

Unsur	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Nomor Atom	3	4	5	6	7	8	9	10
Kulit K	2	2	2	2	2	2	2	2
Kulit L	1	2	3	4	5	6	7	8

Unsur berikutnya, yaitu Na (nomor atom 11) akan mempunyai 1 elektron valensi, sehingga mempunyai sifat yang mirip dengan litium, dan seterusnya. Dengan demikian, dapat dijelaskan mengapa sifat-sifat tertentu berulang secara periodik.

Dari pembahasan diatas, dapat diketahui hubungan antara letak unsur dalam sistem periodik dengan konfigurasi elektronnya. Hubungan tersebut dapat disimpulkan sebagai berikut. ▪ Nomor periode sama dengan jumlah kulit ▪ Nomor golongan sama dengan jumlah elektron valensi (khusus golongan A)
Hubungan diatas berlaku untuk semua unsur golongan utama (A), kecuali helium (He) yang terletak pada golongan VIIIA dan mempunyai elektron valensi 2. Unsur-unsur golongan transisi dan transisi dalam mempunyai konfigurasi elektron yang rumit. Kedua golongan unsur ini akan dibahas pada kelas 11. Perhatikan beberapa contoh berikut.

Unsur	Nomor Atom	Konfigurasi elektron	Periode	Golongan
Li	3	2 1	2	IA
Mg	12	2 8 2	3	IIA
Br	35	2 8 18 7	4	VIIA
Sn	50	2 8 18 18 4	5	IVA

Oleh karena itu, letak unsur dalam sistem periodik dapat ditentukan berdasarkan konfigurasi elektronnya, atau sebaliknya, konfigurasi elektron dapat ditentukan berdasarkan letak unsur dalam sistem periodik.

CONTOH SOAL

1. Ditentukan konfigurasi elektron beberapa unsur berikut.

A	2	8	4		
X	2	8	8	1	
Q	2	8	18	18	7

Tentukan letak masing-masing unsur tersebut dalam sistem periodik.

Pembahasan

- **Jumlah kulit sama dengan nomor periode**
- **Jumlah elektron valensi sama dengan nomor golongan**

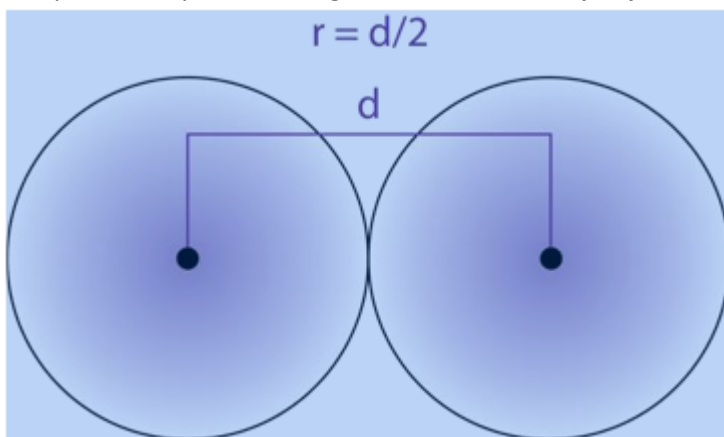
Unsur	Konfigurasi elektron	Periode	Golongan
A	2 8 4	3	IVA
X	2 8 8 1	4	IA
Q	2 8 18 18 7	6	VIIA

JARI-JARI ATOM SEBAGAI SIFAT KEPERIODIKAN UNSUR

Melalui konfigurasi elektron dari atom suatu unsur kita juga bisa mengetahui sifat kimia dan fisika yang spesifik pada unsur itu. Hal ini dinamakan sifat keperiodikan unsur. Salah satu sifat keperiodikan unsur yang dibahas pada bab ini adalah jari-jari atom.

Bagaimana cara menghitung jari-jari atom? Pada Gambar 2 terdapat simbol “r” yaitu jari-jari dan “d” merupakan diameter. Adapun jari-jari atom dinyatakan dalam satuan Angstrom ($\text{\AA}$). $1 \text{ \AA} = 100 \text{ pm}$ (pikometer).

Satu pm besarnya sama dengan 10^{-12} m. Ukuran jari-jari atom berkisar 30 - 300 pm.

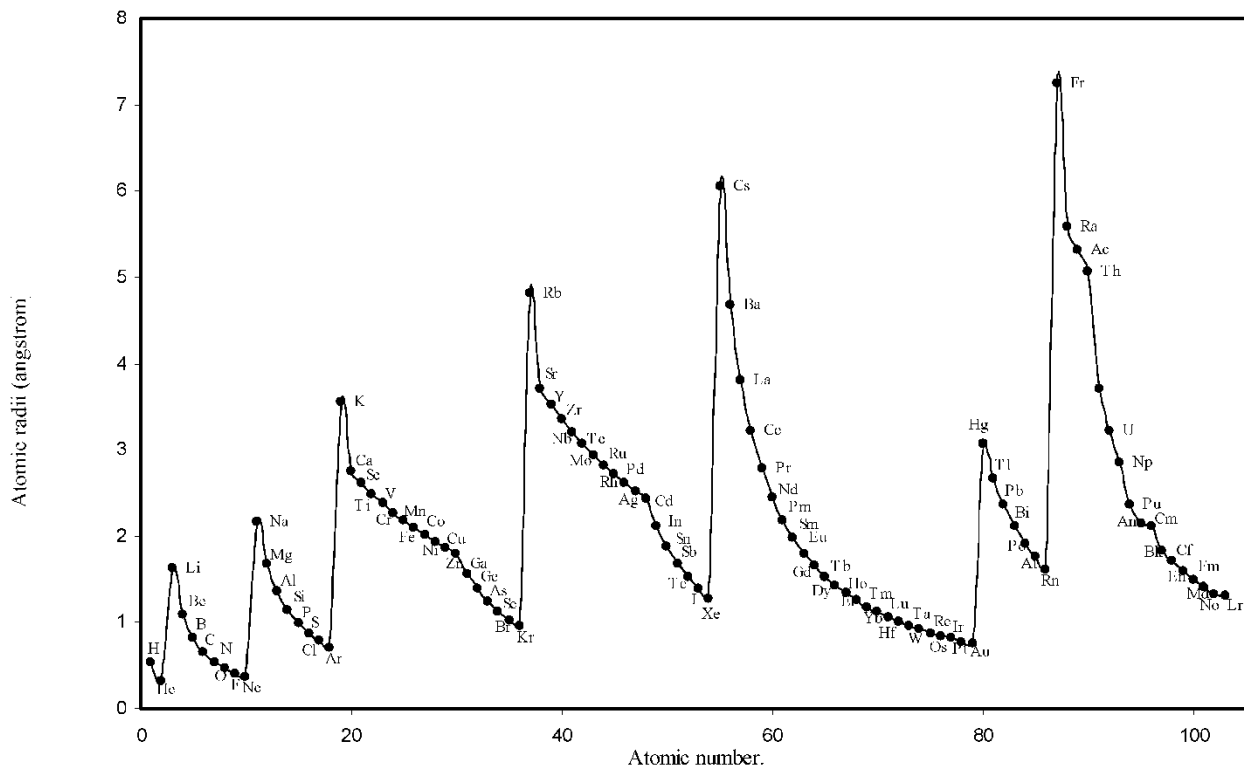


Gambar 1. Jari-jari atom pada gabungan atom identik

(https://s3-us-west-2.amazonaws.com/courses-images-archive-read-only/wp-content/uploads/sites/53/2014/08/1921_1222/20140811155153451277.png)

1. JARI-JARI ATOM

Jari-jari atom adalah jarak dari inti atom sampai kulit terluar. Nilai jari-jari atom dari unsur-unsur dalam sistem periodik dapat disimak pada gambar berikut.

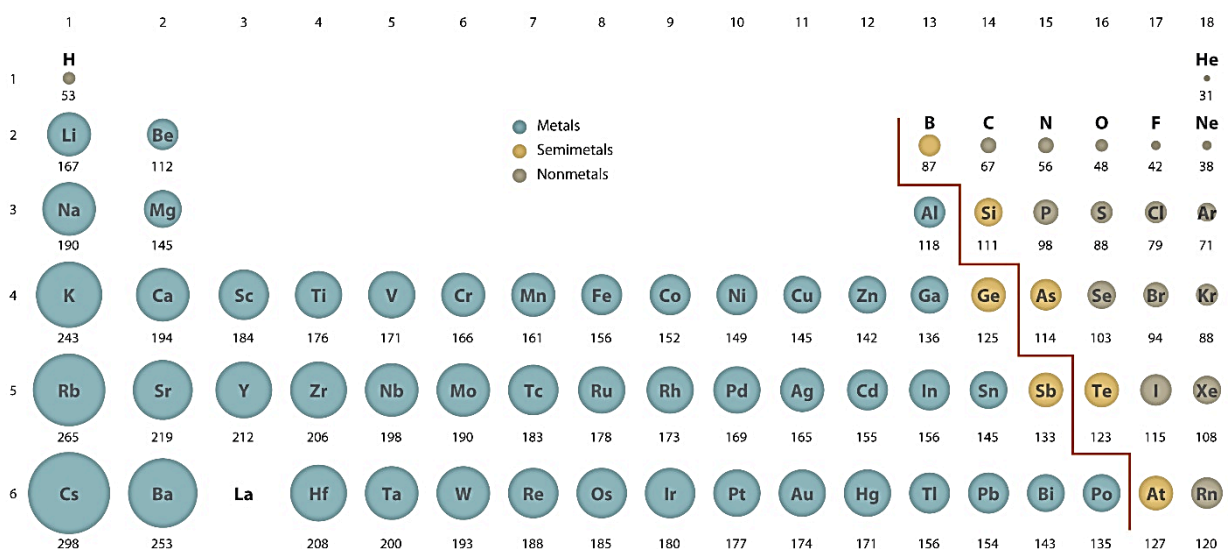


Gambar 3. Jari-jari atom unsur-unsur sebagai fungsi nomor atom (Z) (https://www.mdpi.com/ijms/ijms-03-00087/article_deploy/html/images/ijms-03-00087-g001.png)

Pada gambar 3 ditunjukkan kecenderungan jari-jari atom dalam sistem periodik. Berdasarkan gambar tersebut dapat disimpulkan kecenderungan jari-jari atom sebagai berikut.

- Dari atas ke bawah dalam satu golongan, jari-jari atom semakin besar.
- Dari kiri ke kanan dalam satu periode, jari-jari atom semakin kecil.

Bagaimanakah kita menjelaskan kecenderungan jari-jari atom tersebut ? Besar kecilnya jari-jari atom terutama ditentukan oleh dua faktor, yaitu jumlah kulit dan muatan inti. Semakin banyak kulit atom akan menyebabkan bertambahnya jari-jari atom. Sebaliknya, semakin besar muatan inti, semakin kuat gaya tariknya terhadap elektron dan menyebabkan berkurangnya jari-jari atom.



Gambar 4. Kecenderungan jari-jari atom unsur-unsur pada tabel periodik

(https://saylordotorg.github.io/text_general-chemistry-principles-patterns-and-applications-v1.0/section_11/bd05f43d0392ab934fc21044ccca1cfd.jpg)

Dalam satu golongan, terlihat bahwa pengaruh jumlah kulit lebih menentukan. Dari atas ke bawah jumlah kulit bertambah sehingga mengakibatkan pertambahan jari-jari atom. Dalam satu periode, jumlah kulit sama, tetapi muatan inti semakin besar. Akibatnya, gaya Tarik inti bertambah sehingga jari-jari atom semakin kecil.

CONTOH SOAL

Diantara unsur-unsur A, B, C, D, dan E berturut-turut dengan nomor atom 2, 9, 12, 15, dan 19, unsur manakah yang mempunyai jari-jari atom paling besar ?

Pembahasan

Letak unsur dalam sistem periodik dapat ditentukan dari konfigurasi elektronnya.

Unsur	Nomor Atom	Konfigurasi Elektron	Periode	Golongan
A	2	2	1	VIIIA
B	9	2 7	2	VIIA
C	12	2 8 2	3	IIA
D	15	2 8 5	3	VA
E	19	2 8 8 1	4	IA

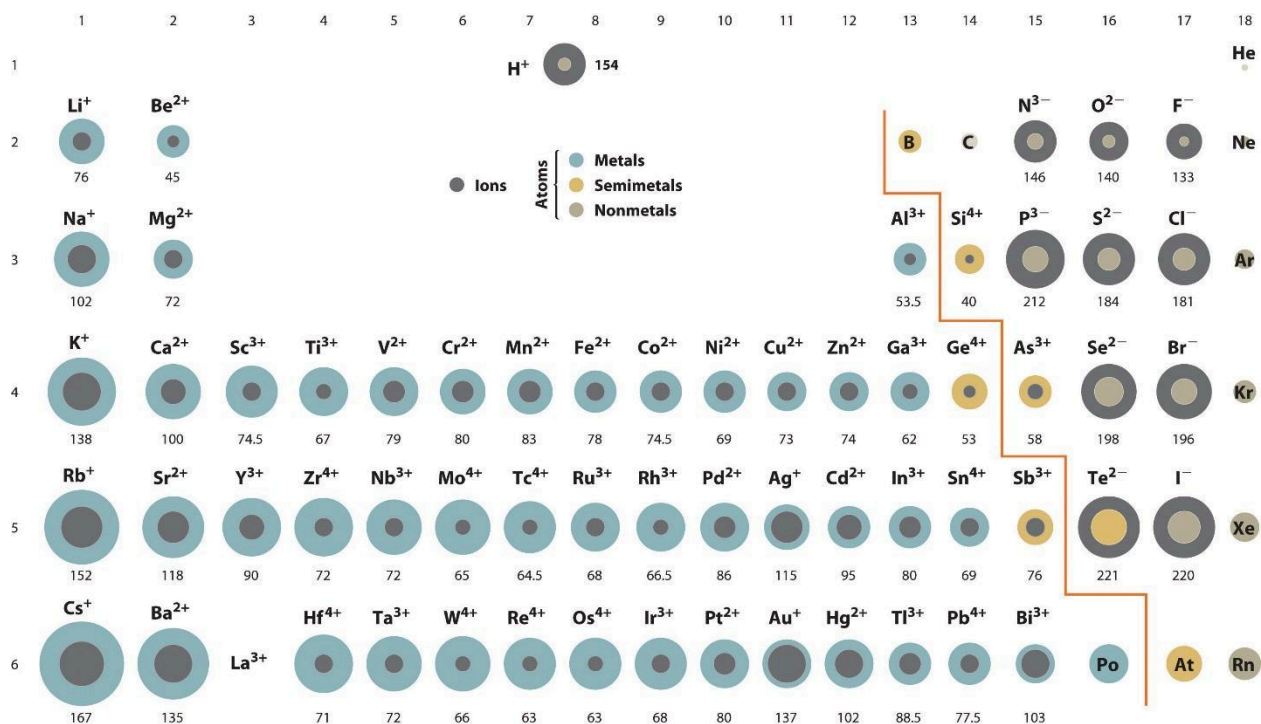
Jadi, posisi relatif unsur-unsur itu dalam sistem periodik adalah sebagai berikut.

Periode	IA	IIA	VA	VIIA	VIIIA
1					A
2				B	
3		C	D		
4	E				

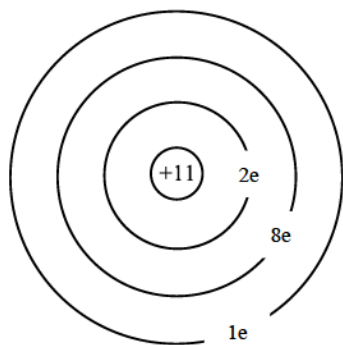
Unsur yang mempunyai jari-jari atom paling besar adalah E, karena terletak paling kiri dan paling bawah.

2. JARI-JARI ION

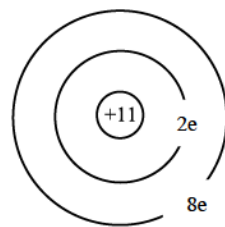
Ion (tunggal) dapat terbentuk dari atom netralnya karena pelepasan atau penyerapan elektron. Ion positif (kation) terjadi karena pelepasan elektron, sedangkan ion negatif (anion) terjadi karena penyerapan elektron. Ion mempunyai jari-jari yang berbeda secara nyata (signifikan) jika dibandingkan dengan jari-jari atom netralnya. Ion positif mempunyai jari-jari yang lebih kecil, sedangkan ion negatif mempunyai jari-jari yang lebih besar.



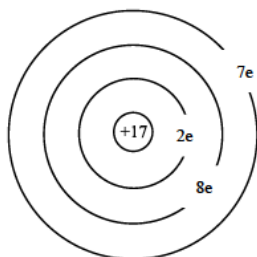
Gambar 5. Kecenderungan jari-jari ionik unsur-unsur pada tabel periodik
(https://saylordotorg.github.io/text_general-chemistry-principles-patterns-and-applications-v1.0/section_11/d94e877d1d04a26ba570df5bf8dec412.jpg)



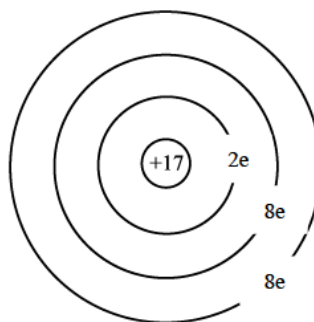
Atom Na, $r = 1,86 \text{ \AA}$



Atom Na^+ , $r = 0,99 \text{ \AA}$



Atom Cl, $r = 0,99 \text{ \AA}$



Atom Cl^- , $r = 1,81 \text{ \AA}$

Gambar 6. Perbandingan jari-jari atom dan jari-jari ionnya

Sumber : Purba, Michael. (2007). Kimia SMA 1A.

Untuk membandingkan jari-jari ion positif dengan jari-jari atom netralnya, marilah kita perhatikan jari-jari atom Natrium (Na) dan jari-jari ion Na^+ . Ion Na^+ mempunyai jari-jari yang lebih kecil karena faktor :

- 1) Berkurangnya jumlah kulit atom. Atom Na mempunyai 3 kulit, sedangkan ion Na^+ hanya mempunyai 2 kulit.
- 2) Berkurangnya tolak-menolak antarelekttron.
- 3) Berkurangnya jumlah elektron yang melindungi elektron pada kulit terluar terhadap tarikan inti. Pada atom natrium, elektron kulit terluar (pada kulit M) dilindungi oleh 10 elektron (yaitu elektron pada kulit K dan kulit L). sementara itu, elektron kulit terluar pada ion Na^+ (yaitu elektron pada kulit L) hanya dilindungi oleh 2 elektron (elektron kulit L). Semakin banyak elektron yang melindungi, semakin lemah gaya tarik inti yang dialami elektron valensi. Jadi, elektron pada kulit L mengalami tarikan inti yang jauh lebih besar daripada elektron pada kulit M.

Selanjutnya, untuk membandingkan jari-jari ion negatif terhadap jari-jari atomnya, marilah kita perhatikan jari-jari atom klorin (Cl) dan jari-jari ion klorida (Cl^-). Ion klorida mempunyai jari-jari yang lebih besar karena beberapa faktor berikut :

- 1) Pertambahan jumlah elektron menyebabkan tolak-menolak antarelekttron bertambah
- 2) Efek perlindungan yang dialami elektron valensi selalu sama Spesi-spesi yang mempunyai konfigurasi elektron yang sama disebut isoelektronik.

Contohnya adalah O^{2-} , F^- , Ne, Na^+ , dan Mg^{2+} yang masing-masing mempunyai 10 elektron (2 di kulit K dan 8 di kulit L). Meski mempunyai jumlah elektron yang sama, spesi-spesi itu mempunyai jari-jari yang berbeda sebagai berikut.

Spesi	O^{2-}	F^-	Ne	Na^+	Mg^{2+}
Jari-jari (A)	1,4	1,33	0,51	0,99	0,65

CONTOH SOAL

Manakah yang mempunyai jari-jari lebih besar ?

- a. Atom Na atau atom Mg
- b. Ion F^- atau ion Cl^-
- c. Ion Al^{2+} atau ion Al^{3+}

Pembahasan

- a. Jari-jari atom Na lebih besar dibandingkan jari-jari atom Mg karena unsur Na berada di sebelah kiri unsur Mg (dalam satu periode).
- b. Jari-jari ion F^- lebih kecil dibandingkan jari-jari ion Cl^- karena unsur Cl berada di bawah unsur F (dalam satu golongan).
- c. Jari-jari ion Mg^+ lebih besar dibandingkan jari-jari ion Mg^{2+} . Perhatikan tabel berikut.

Ion	Kulit		
	K	L	M
$_{13}\text{Al}^{2+}$	2	8	1
$_{13}\text{Al}^{3+}$	2	8	

Ion Al^{2+} memiliki 3 kulit, sedangkan ion Al^{3+} hanya memiliki 2 kulit.