

SISTEM PERIODIK UNSUR

Sulistyani, M.Si.

Email: sulistyani@uny.ac.id

Sistem Periodik Unsur

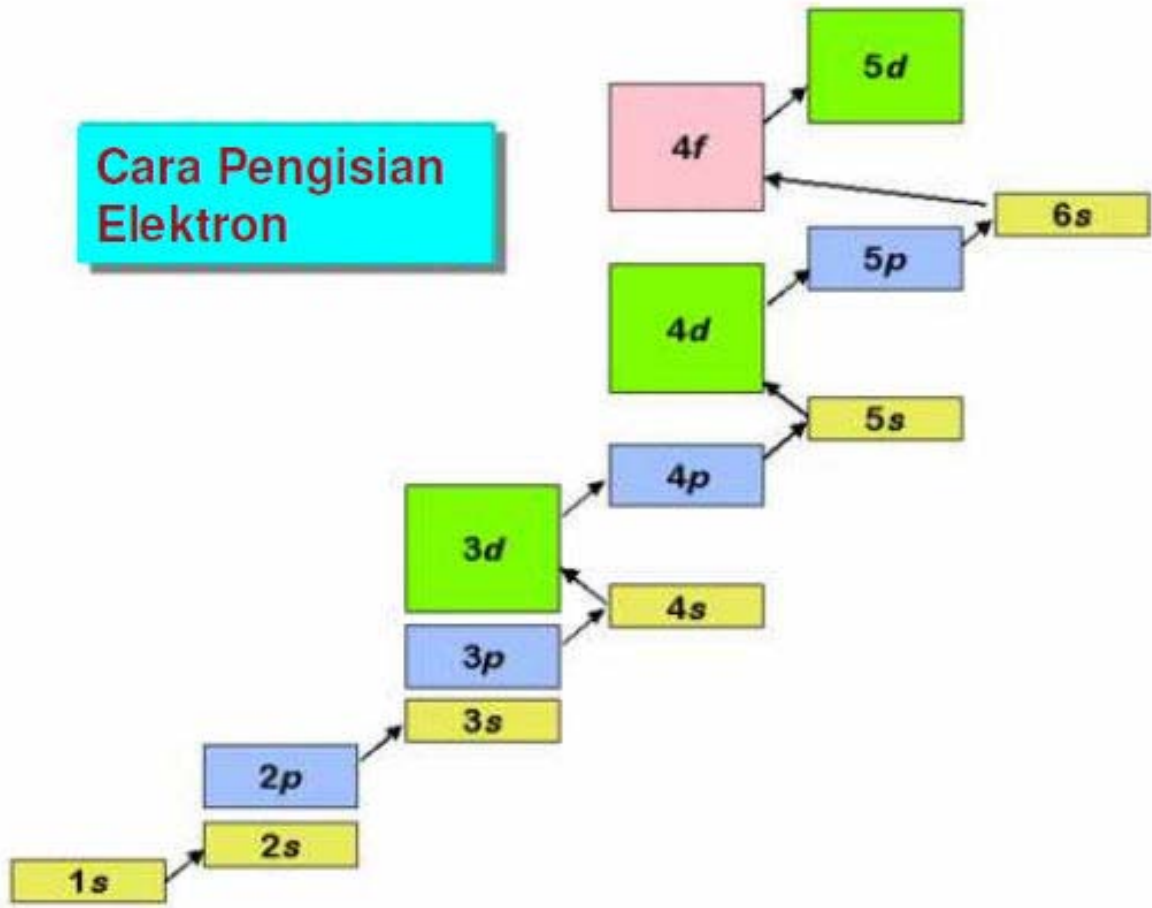
Li $2s^1$	Be $2s^2$											B $2s^2$ $2p^1$	C $2s^2$ $2p^2$	N $2s^2$ $2p^3$	O $2s^2$ $2p^4$	F $2s^2$ $2p^5$	Ne $2s^2$ $2p^6$
Na $3s^1$	Mg $3s^2$											Al $3s^2$ $3p^1$	Si $3s^2$ $3p^2$	P $3s^2$ $3p^3$	S $3s^2$ $3p^4$	Cl $3s^2$ $3p^5$	Ar $3s^2$ $3p^6$
K $4s^1$	Ca $4s^2$	Sc $3d^1$ $4s^2$	Ti $3d^2$ $4s^2$	V $3d^3$ $4s^2$	Cr $3d^5$ $4s^1$	Mn $3d^5$ $4s^2$	Fe $3d^6$ $4s^2$	Co $3d^7$ $4s^2$	Ni $3d^8$ $4s^2$	Cu $3d^{10}$ $4s^1$	Zn $3d^{10}$ $4s^2$	Ga $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^1$	Ge $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^2$	As $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^3$	Se $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^4$	Br $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^5$	Kr $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^6$
Rb $5s^1$	Sr $5s^2$	Y $4d^1$ $5s^2$	Zr $4d^2$ $5s^2$	Nb $4d^4$ $5s^1$	Mo $4d^5$ $5s^1$	Tc $4d^5$ $5s^2$	Ru $4d^7$ $5s^1$	Rh $4d^8$ $5s^1$	Pd $4d^{10}$	Ag $4d^{10}$ $5s^1$	Cd $4d^{10}$ $5s^2$	In $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^1$	Sn $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^2$	Sb $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^3$	Te $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^4$	I $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^5$	Xe $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^6$
Cs $6s^1$	Ba $6s^2$	Lu $4f^{14}$ $5d^1$ $6s^2$	Hf $4f^{14}$ $5d^2$ $6s^2$	Ta $4f^{14}$ $5d^3$ $6s^2$	W $4f^{14}$ $5d^4$ $6s^2$	Re $4f^{14}$ $5d^5$ $6s^2$	Os $4f^{14}$ $5d^6$ $6s^2$	Ir $4f^{14}$ $5d^7$ $6s^2$	Pt $4f^{14}$ $5d^9$ $6s^1$	Au $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^1$	Hg $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^2$	Tl $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^1$	Pb $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^2$	Bi $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^3$	Po $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^4$	At $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^5$	Rn $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^6$
Fr $7s^1$	Ra $7s^2$	Lr $6d^1$ $7s^2$															
			La $5d^1$ $6s^2$	Ce $4f^1$ $5d^1$ $6s^2$	Pr $4f^3$ $6s^2$	Nd $4f^4$ $6s^2$	Pm $4f^5$ $6s^2$	Sm $4f^6$ $6s^2$	Eu $4f^7$ $6s^2$	Gd $4f^7$ $5d^1$ $6s^2$	Tb $4f^9$ $6s^2$	Dy $4f^{10}$ $6s^2$	Ho $4f^{11}$ $6s^2$	Er $4f^{12}$ $6s^2$	Tm $4f^{13}$ $6s^2$	Yb $4f^{14}$ $6s^2$	
			Ac $6d^1$ $7s^2$	Th $6f^1$ $7s^2$	Pa $5f^2$ $6d^1$ $7s^2$	U $5f^3$ $6d^1$ $7s^2$	Np $5f^4$ $6d^1$ $7s^2$	Pu $5f^6$ $7s^2$	Am $5f^7$ $7s^2$	Cm $5f^7$ $6d^1$ $7s^2$	Bk $5f^9$ $7s^2$	Cf $5f^{10}$ $7s^2$	Es $5f^{11}$ $7s^2$	Fm $5f^{12}$ $7s^2$	Md $5f^{13}$ $7s^2$	No $5f^{14}$ $7s^2$	

Klasifikasi berdasarkan Subtingkat Energi

The periodic table is color-coded by energy sublevel. The s-block (blue) includes H, Li, Be, Na, Mg, K, Ca, Rb, Sr, Cs, Ba, Fr, Ra, and Lr. The p-block (yellow) includes He, B, C, N, O, F, Ne, Al, Si, P, S, Cl, Ar, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr, In, Sn, Sb, Te, I, Xe, Tl, Pb, Bi, Po, At, and Rn. The d-block (red) includes Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, Lu, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, and the lanthanide/actinide series. The f-block (green) includes La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, and No. Arrows labeled 's', 'p', 'd', and 'f' point to their respective blocks.

H																			He
Li	Be											B	C	N	O	F		Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra	Lr																	
			La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb			
			Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No			

Cara Pengisian Elektron



Penulisan Konfigurasi Elektron

- Konfigurasi elektron dapat dituliskan untuk ion-ion:
 - Mulailah dengan menuliskan konfigurasi elektron untuk atom pada keadaan dasar.
 - Untuk kation, hilangkan sejumlah elektron dari kulit terluar sebanyak muatan kationnya. Contoh Ba^{2+} , konfigurasi elektron Ba: $[\text{Xe}] 6s^2$ menjadi Ba^{2+} : $[\text{Xe}]$ atau $[\text{Kr}]3d^{10} 4s^2 4p^6$
 - Untuk anion, tambahkan sejumlah elektron ke kulit terluar sebanyak muatan anion. Contoh: Cl^- , konfigurasi elektron Cl: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ menjadi Cl^- : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ atau $[\text{Ar}]$

Latihan

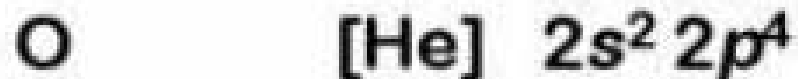
- Diketahui unsur $^{16}_8\text{O}$ dan $^{35}_{17}\text{Cl}$, ^{35}Br , ^{22}Ti , ^{29}X , ^{40}Y
 - a. Buatlah konfigurasi elektronnya!
 - b. Berapa elektron valensinya?
 - c. Tentukan posisi golongan dan periodenya dalam tabel periodik!

Penulisan Konfigurasi Elektron

Contoh



Format Inti

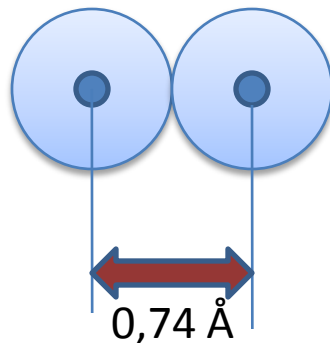


Keperiodikan

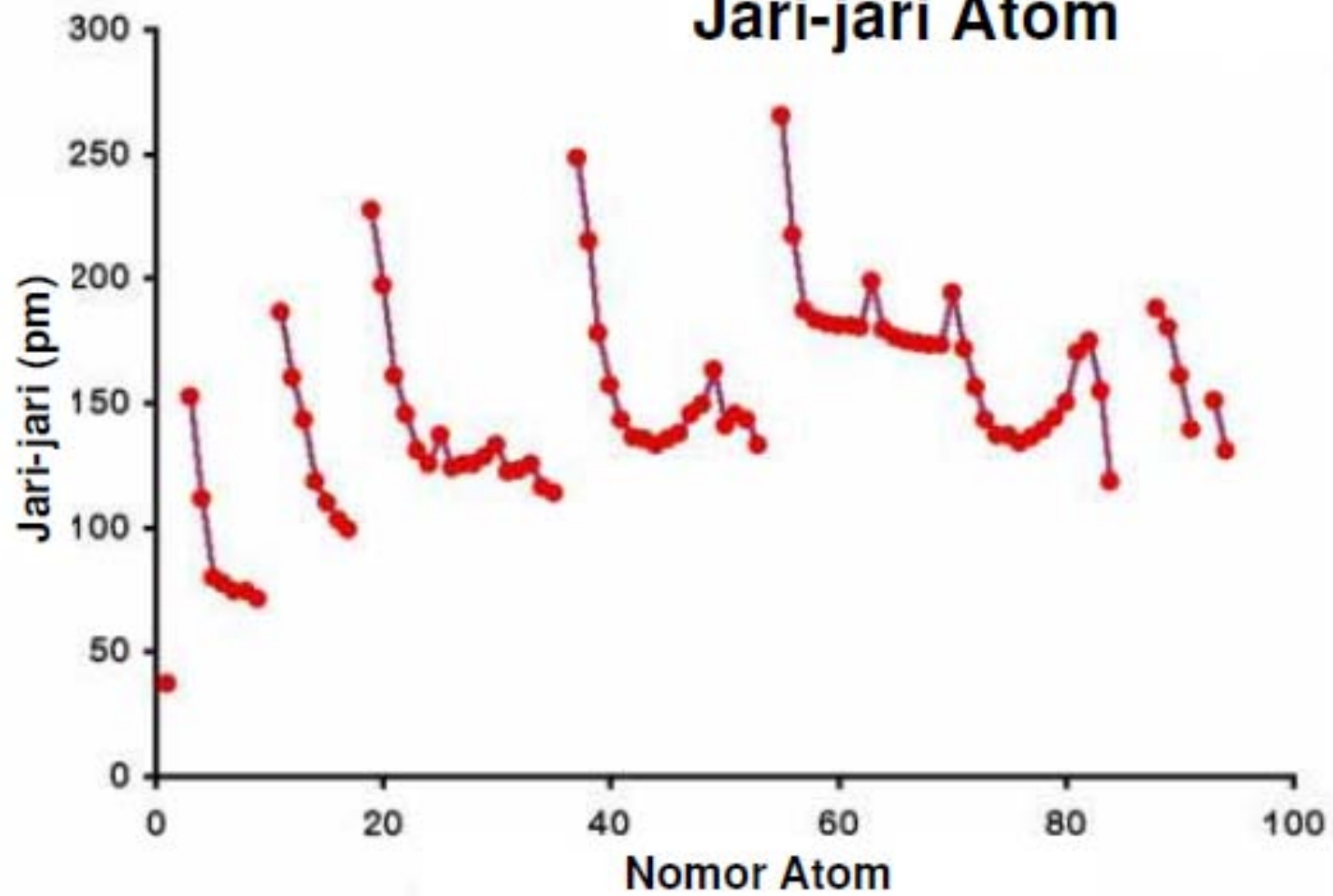
- Keperiodikan dalam sifat-sifat fisika dan kimia dapat dijelaskan dengan konfigurasi elektron.
- Beberapa contoh penting yang menunjukkan keperiodikan sifat-sifat fisika dan kimia unsur adalah mencakup:
 - Jari-jari atom
 - Jari-jari ion (kation dan anion)
 - Energi ionisasi pertama
 - Afinitas elektron
 - Elektronegativitas

Jari-jari atom

- Jari-jari atom adalah jarak dari inti atom sampai ke elektron kulit terluar.
- Menentukan jari-jari atom yang lazim adalah dengan mengukur jarak dua inti atom dalam molekulnya. Misalnya dua inti H dalam molekul H_2 .



Jari-jari Atom



(Gas Mulia tak termasuk)

Jari-jari Atom untuk Unsur Golongan Utama

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi		

Jari-jari Atom Unsur Golongan Utama

- Jari-jari atom semakin besar dari atas ke bawah dalam satu golongan unsur karena terdapat kulit baru yang bertambah.
- Jari-jari atom semakin kecil dari kiri ke kanan dalam satu perioda karena inti atom mengandung proton yang lebih banyak sehingga muatan positif yang besar semakin menarik elektron lebih kuat dan ukuran atom mengecil.

Jari-jari Ion

Kation:

- Jari-jari kation lebih kecil daripada atom netralnya.
- Untuk unsur golongan utama, elektron pada kulit terluar terlepas. Ion bermuatan positif dapat juga mengikat elektron yang tersisa lebih kuat ke inti atom sehingga ukuran kation lebih kecil.

Anion:

- Jari-jari anion lebih besar daripada atom netralnya.
- Penambahan elektron akan meningkatkan gaya tolak antara elektron sehingga ion membutuhkan waktu yang lebih lama untuk mengikat elektron pada kulit yang sama menimbulkan 'pengembangan' kulit terluar. Akibatnya inti atom lebih sulit menarik elektron-elektron dan jari-jari anion menjadi lebih besar.

Latihan

- Tiga unsur X, Y, Z dengan konfigurasi elektron adalah sebagai berikut.

X : 2 3

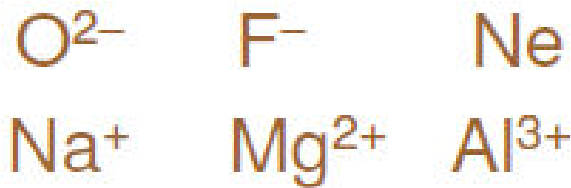
Y : 2 7

Z : 2 8 1

Urutkan ketiga unsur tersebut berdasarkan jari-jari atom yang semakin kecil!

Konfigurasi Isoelektron

- **Isoelektron**: spesi yang memiliki konfigurasi elektron yang sama.
- Contoh: Setiap spesi berikut memiliki konfigurasi elektron yang sama, yaitu $1s^2 2s^2 2p^6$:



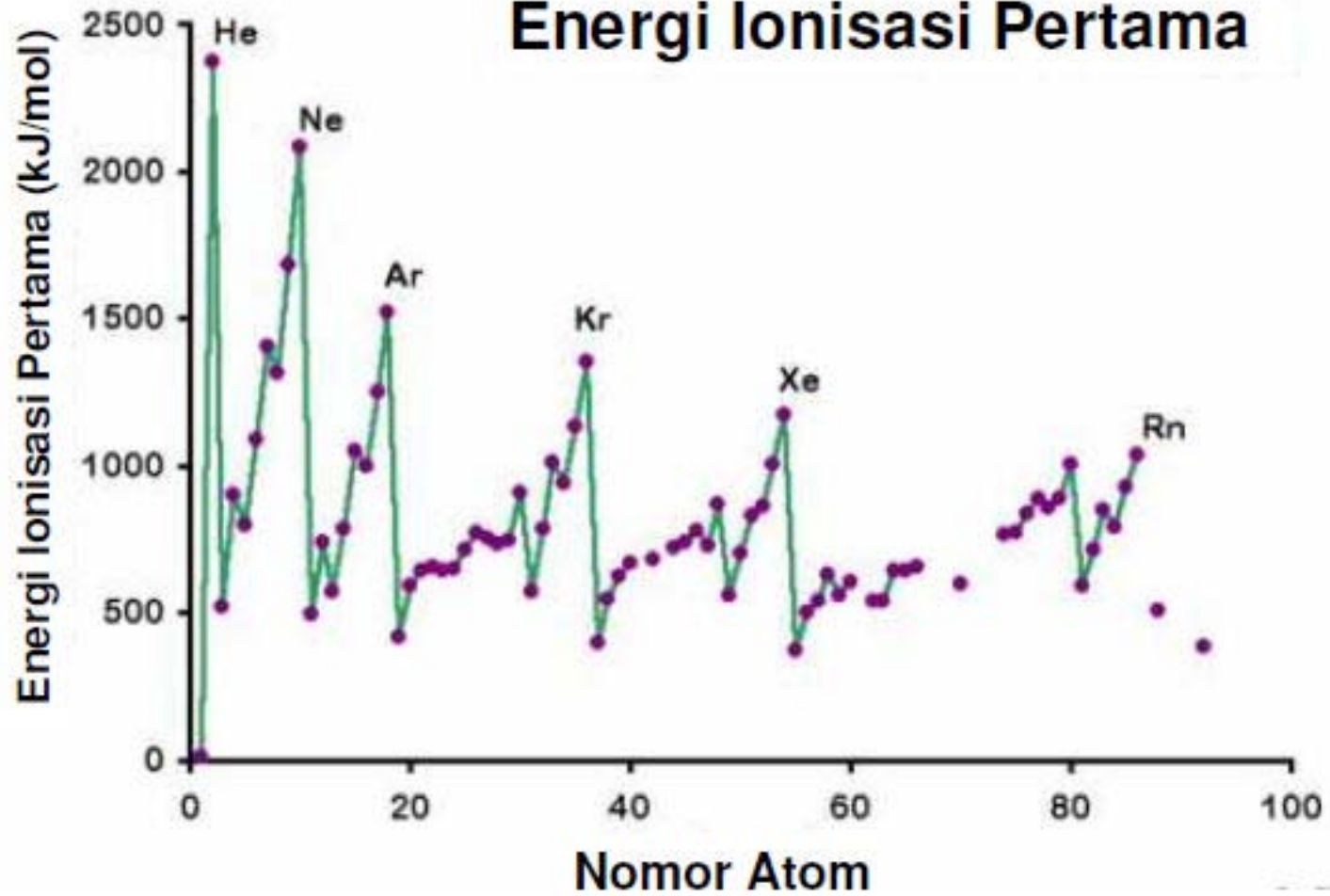
Energi Ionisasi

- **Energi Ionisasi Pertama:** energi yang dibutuhkan untuk melepaskan satu elektron dari suatu atom netral dalam fasa gas.



- Hal ini menunjukkan kemudahan untuk membentuk suatu kation. Semakin kecil energi ionisasi, semakin mudah membentuk kation.
- Logam cenderung memiliki energi ionisasi pertama lebih rendah daripada nonlogam sehingga cenderung untuk membentuk kation.

Energi Ionisasi Pertama



Energi Ionisasi Pertama

Energi yang dibutuhkan untuk melepaskan satu e^- dari suatu atom netral dalam fasa gas

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

Latihan

- Tiga unsur X, Y, Z dengan konfigurasi elektron adalah sebagai berikut.

X : 2 3

Y : 2 7

Z : 2 8 8 2

Urutkan ketiga unsur tersebut menurut energi ionisasi yang semakin besar!

Afinitas Elektron

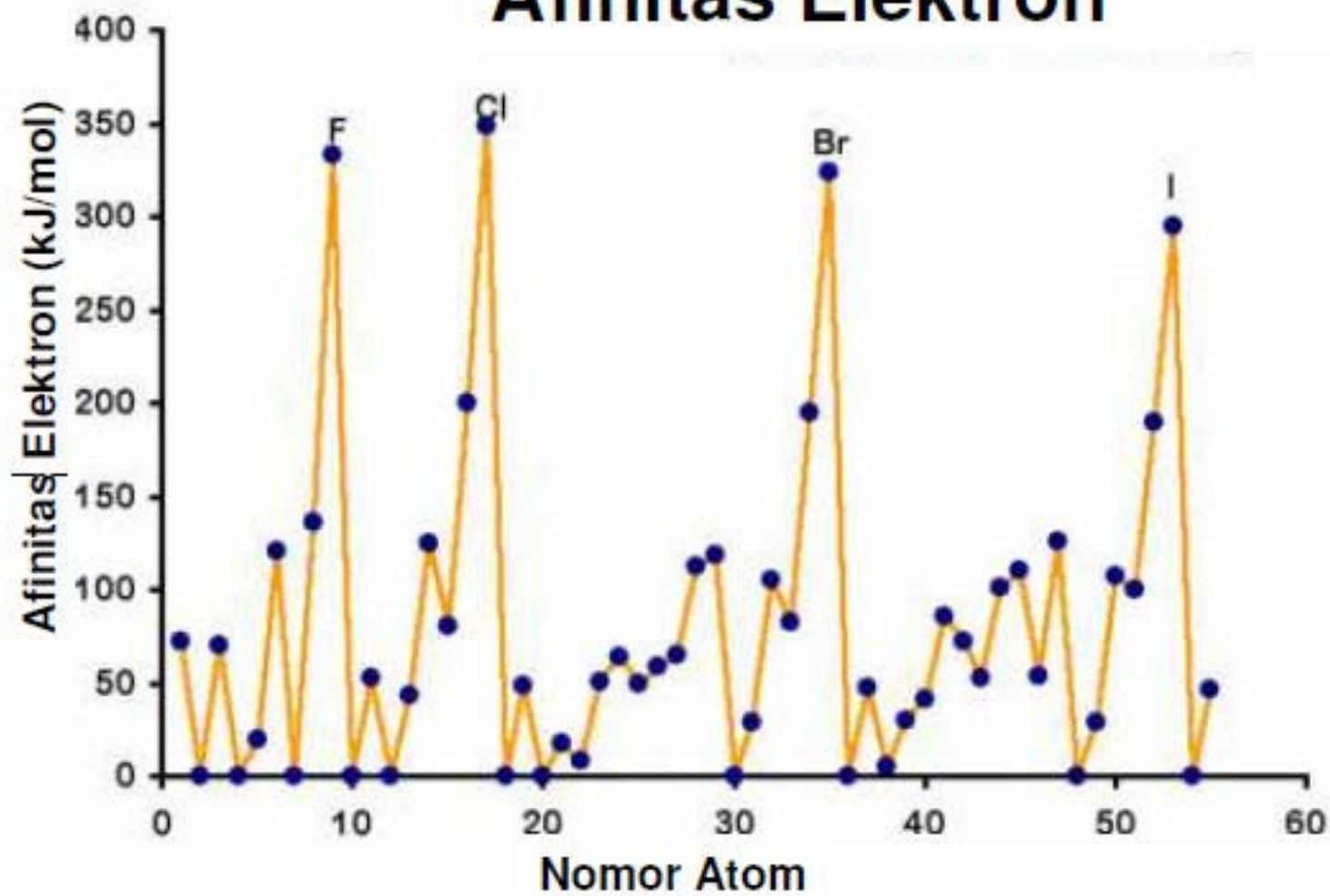
- **Afinitas elektron:** suatu ukuran kecenderungan suatu atom untuk menarik elektron dalam fasa gas.



- Afinitas elektron merupakan fungsi periodik tak beraturan dari nomor atom. Secara umum, afinitas elektron semakin meningkat dari kiri ke kanan dalam satu perioda.
- Gas mulia tidak termasuk karena tidak memiliki kecenderungan atau kecil kecenderungannya untuk menarik elektron.

Afinitas juga dapat berarti: energi yang dilepas atau diserap bila atom dalam bentuk gas menangkap elektron dan berubah menjadi ion negatif

Afinitas Elektron



Afinitas Elektron

Energi yang dilepaskan ketika suatu atom menangkap e^-

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

Latihan

- Di bawah ini diberikan data afinitas elektron periode 3 (dalam kJ/mol atom)

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
-53	+230	-44	-134	-72	-200	-349	+35

Secara umum terlihat afinitas elektron makin ke kanan makin negatif. Mengapa ada keanehan pada Mg, P, dan Ar?

- Di bawah ini diberikan data ionisasi pertama (kJ/mol) unsur periode 2 sbb.

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
520	900	800	1086	1402	1314	1681	2080

1. Sebutkanlah unsur yang paling mudah melepas elektron!
 2. Sebutkanlah unsur yang paling sukar melepas elektron!
 3. Mengapa harga energi ionisasi Be lebih besar daripada B padahal Be di kiri dan B di kanan, dan juga energi ionisasi N lebih besar daripada O padahal N di kiri dan O di kanan?
- Energi ionisasi golongan IA sangat kecil dan afinitas elektron golongan VIIA sangat negatif. Apakah unsur golongan IA dan VIIA stabil atau reaktif?

Keelektronegatifan

- Definisi: Tarikan relatif atom terhadap pasangan elektron ikatan.
- Diperkenalkan pertama kali oleh Linus Pauling pada tahun 1932. Pauling menyusun skala keelektronegatifan dengan menggunakan energi ikatan.
- Energi ikatan: Energi yang digunakan untuk memutuskan suatu ikatan kimia.

Sifat Kimia dan Tabel Periodik

- Konfigurasi elektron membantu kita memahami perubahan jari-jari atom, energi ionisasi dan afinitas elektron.
- Beberapa kecenderungan dalam kereaktifan yang dapat teramati:
 - Logam-logam golongan utama menjadi lebih reaktif dari atas ke bawah dalam satu golongan.
 - Kereaktifan unsur-unsur nonlogam berkurang dari atas ke bawah dalam satu golongan.
 - Logam-logam transisi menjadi kurang reaktif dari atas ke bawah dalam satu golongan.

Hidrogen

- Hidrogen adalah unsur non logam pada kondisi normal.
- Dapat melepaskan satu elektron membentuk H^+ , dan dapat juga menarik elektrok membentuk H^- .

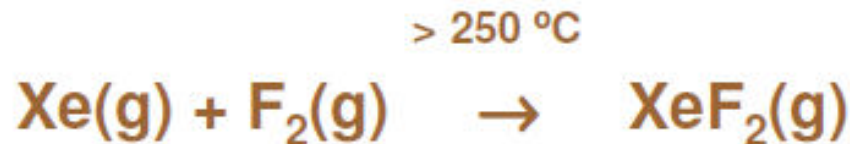
> 200 °C



- Hidrogen biasanya ditempatkan dalam tabel periodik pada golongan IA (1) atau diantara golongan IA(1) dan VIIA (17) atau tidak di golongan manapun.

Gas Mulia

- Setiap gas mulia memiliki elektron-elektron yang terisi pada subtingkat energi s dan p , kecuali helium (hanya s)
- Semua gas mulia sangat tak reaktif
- Sejumlah terbatas senyawa gas mulia telah dapat dibuat menggunakan unsur Xenon dan Krypton.



Logam Alkali

- Golongan logam IA (1) semuanya memiliki konfigurasi elektron terluar ns^1 .
- Cenderung melepaskan satu elektron membentuk ion $1+$ dan dijadikan dasar bagi hampir semua reaksi yang melibatkan logam alkali.



- Kereaktifan unsur-unsur logam alkali bertambah dari atas ke bawah dalam satu golongan

Logam Alkali Tanah

- Golongan logam alkali tanah, golongan IIA (2) tidak seaktif logam alkali.
- Unsur-unsur logam alkali tanah harus melepaskan dua elektron terluarnya untuk mencapai konfigurasi gas mulia. Energi ionisasi semakin kecil dari atas ke bawah dalam satu golongan, berarti semakin mudah melepaskan elektron.



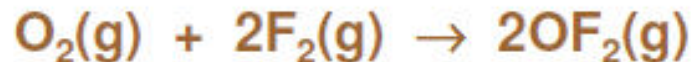
- Kereaktifan bertambah dari atas ke bawah dalam satu golongan
- Energi ionisasi logam alkali tanah relatif lebih tinggi dibandingkan energi ionisasi unsur golongan alkali dan golongan IIIA (3) dikarenakan efek terisi penuhnya orbital elektron terluar pada unsur alkali tanah, dibandingkan logam alkali dan golongan IIIA(3).

Halogen

- Sifat umum unsur-unsur golongan VIIA (17) adalah semuanya nonlogam.
- Semua halogen hanya membutuhkan satu elektron saja untuk memenuhi konfigurasi gas mulia
- Ketika bereaksi dengan logam, unsur-unsur gas mulia membentuk ion 1^- , membentuk ikatan ion.



- Ketika bereaksi dengan unsur nonlogam lainnya, akan saling berbagi elektron, membentuk ikatan kovalen.



- Unsur diatomiknya bervariasi wujudnya pada kondisi standar (1 atm, 25 °C): gas (F_2 dan Cl_2); cair (Br_2); padat (I_2).