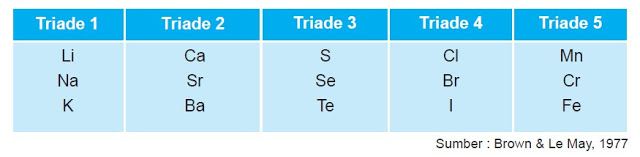
**MATERI KIMIA**

**SISTEM PERIODIK UNSUR**

***A. PERKEMBANGAN SISTEM PERIODIK***  
Usaha pengelompokan unsur-unsur berdasarkan kesamaan sifat dilakukan agar unsur-unsur tersebut mudah dipelajari.  
  
***1. Triade Dobereiner***  
Pada tahun 1829, Johan Wolfgang Dobereiner mempelajari sifat-sifat beberapa unsur yang sudah diketahui pada saat itu. Dobereiner melihat adanya kemiripan sifat di antara beberapa unsur, lalu mengelompokkan unsur-unsur tersebut menurut kemiripan sifatnya. Ternyata tiap kelompok terdiri dari tiga unsur sehingga disebut triade. Apabila unsur-unsur dalam satu triade disusun berdasarkan kesamaan sifatnya dan diurutkan massa atomnya, maka unsur kedua merupakan rata-rata dari sifat dan massa atom dari unsur pertama dan ketiga.

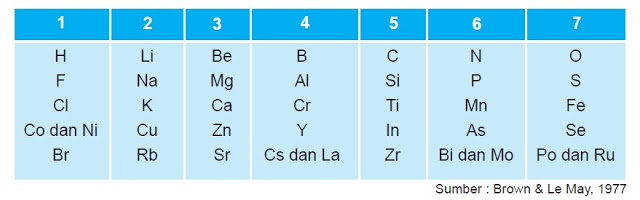
*Tabel  Daftar Unsur Triade Dobereiner*

[](http://1.bp.blogspot.com/-xTqarRLAiWU/Vf6QgJNX8tI/AAAAAAAAANE/Ax6r8W4r3bw/s1600/1.jpg)

***2. Teori Oktaf Newland***

Pada tahun 1864, John Alexander Reina Newland menyusun daftar unsur yang jumlahnya lebih banyak. Susunan Newland menunjukkan bahwa apabila unsur-unsur disusun berdasarkan kenaikan massa atomnya, maka unsur pertama mempunyai kemiripan sifat dengan unsur kedelapan, unsur kedua sifatnya mirip dengan unsur kesembilan, dan seterusnya. Penemuan Newland ini dinyatakan sebagai Hukum Oktaf Newland.

*Tabel  Daftar Unsur Oktaf Newland*

[](http://2.bp.blogspot.com/-W7sRqRfllIw/Vf6Q-U2uxeI/AAAAAAAAANM/Yt1lR4YYPxE/s1600/2.jpg)

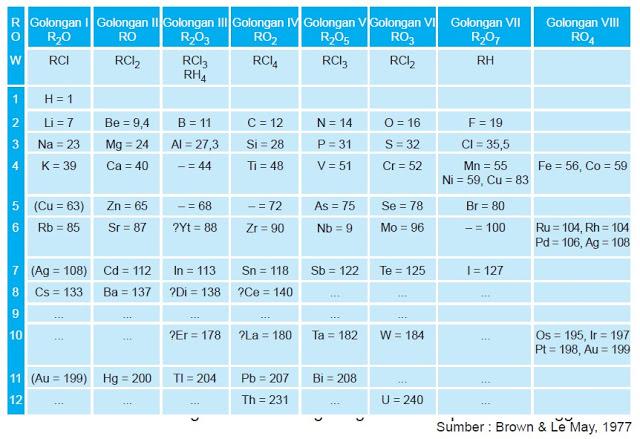
Pada saat daftar Oktaf Newland disusun, unsur-unsur gas mulia (He, Ne, Ar, Kr, Xe, dan Rn) belum ditemukan. Gas Mulia ditemukan oleh Rayleigh dan Ramsay pada tahun 1894. Unsur gas mulia yang pertama ditemukan ialah gas argon. Hukum Oktaf Newland hanya berlaku untuk unsur-unsur dengan massa atom yang rendah.

***3. Sistem Periodik Mendeleev***

Pada tahun 1869, tabel sistem periodik mulai disusun. Tabel sistem periodik ini merupakan hasil karya dua ilmuwan, Dmitri Ivanovich Mendeleev dari Rusia dan Julius Lothar Meyer dari Jerman. Mereka berkarya secara terpisah dan menghasilkan tabel yang serupa pada waktu yang hampir bersamaan. Mendeleev menyajikan hasil kerjanya pada Himpunan Kimia Rusia pada awal tahun 1869, dan tabel periodic Meyer baru muncul pada bulan Desember 1869.

Mendeleev yang pertama kali mengemukakan tabel sistem periodik, maka ia dianggap sebagai penemu tabel sistem periodik yang sering disebut juga sebagai sistem periodik unsur pendek. Sistem periodik Mendeleev disusun berdasarkan kenaikan massa atom dan kemiripan sifat. Sistem periodik Mendeleev pertama kali diterbitkan dalam jurnal ilmiah Annalen der Chemie pada tahun 1871.

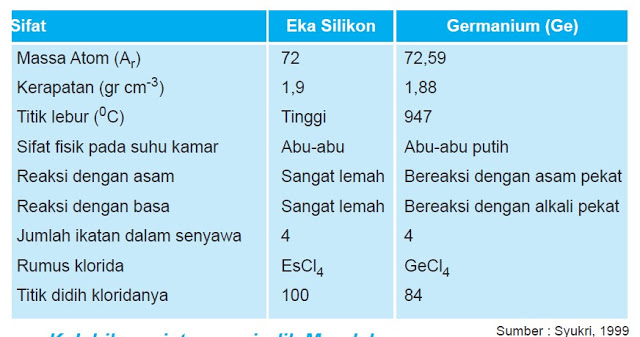
*Tabel  Sistem Periodik Unsur Mendeleev pada tahun 1871*

[](http://1.bp.blogspot.com/-zs3oKwgKOm4/Vf6RqNHkduI/AAAAAAAAANU/RPVU8FbGKhA/s1600/3.jpg)

dalam satu golongan mempunyai sifat yang mirip. Hal penting yang terdapat dalam sistem periodik Mendeleev antara lain sebagai berikut:

* dua unsur yang berdekatan, massa atom relatifnya mempunyai selisih paling kurang dua atau satu satuan;
* terdapat kotak kosong untuk unsur yang belum ditemukan, seperti 44, 68, 72, dan 100;
* dapat meramalkan sifat unsur yang belum dikenal seperti ekasilikon;
* dapat mengoreksi kesalahan pengukuran massa atom relatif beberapa unsur, contohnya Cr = 52,0 bukan 43,3.

*Tabel   Sifat Eka-Silikon yang diramal oleh Mendeleev (1871) dibandingkan Germanium (1886)*

[](http://3.bp.blogspot.com/-8di4tmCerLw/Vf6SbOvXgkI/AAAAAAAAANc/T4EgR8aMgZg/s1600/4.jpg)

*a.* Kelebihan sistem periodik Mendeleev

* Sifat kimia dan fisika unsur dalam satu golongan mirip dan berubah secara teratur.
* Valensi tertinggi suatu unsur sama dengan nomor golongannya.
* Dapat meramalkan sifat unsur yang belum ditemukan pada saat itu dan telah mempunyai tempat yang kosong.

b. Kekurangan sistem periodik Mendeleev

* Panjang periode tidak sama dan sebabnya tidak dijelaskan.
* Beberapa unsur tidak disusun berdasarkan kenaikan massa atomnya, contoh : Te (128) sebelum I (127).
* Selisih massa unsur yang berurutan tidak selalu 2, tetapi berkisar antara 1 dan 4 sehingga sukar meramalkan massa unsur yang belum diketahui secara tepat.
* Valensi unsur yang lebih dari satu sulit diramalkan dari golongannya.
* Anomali (penyimpangan) unsur hidrogen dari unsur yang lain tidak dijelaskan.

***4. Sistem Periodik Modern***

Pada tahun 1914, Henry G. J. Moseley menemukan bahwa urutan unsur dalam tabel periodik sesuai dengan kenaikan nomor atom unsur. Moseley berhasil menemukan kesalahan dalam tabel periodik Mendeleev, yaitu ada unsur yang terbalik letaknya. Penempatan Telurium dan Iodin yang tidak sesuai dengan kenaikan massa atom relatifnya, ternyata sesuai dengan kenaikan nomor atom. Telurium mempunyai nomor atom 52 dan iodin mempunyai nomor atom 53. Sistem periodik modern bisa dikatakan sebagai penyempurnaan sistem periodik Mendeleev.

Sistem periodik modern dikenal juga sebagai sistem periodik bentuk panjang, disusun berdasarkan kenaikan nomor atom dan kemiripan sifat. Dalam sistem periodic modern terdapat lajur mendatar yang disebut periode dan lajur tegak yang disebut golongan (lihat lampiran).

|  |
| --- |
| [Materi Sistem Periodik Unsur Pada Pelajaran Kimia Kelas X SMA.8](http://2.bp.blogspot.com/-Rkiy4w4ezLU/Vf6T0fqZ22I/AAAAAAAAANo/mvwuliRdk4s/s1600/5.jpg) |
| Gambar Tabel sistem periodik modern |

Jumlah periode dalam sistem periodik ada 7 dan diberi tanda dengan angka:

* Periode 1 disebut sebagai periode sangat pendek dan berisi 2 unsur
* Periode 2 disebut sebagai periode pendek dan berisi 8 unsur
* Periode 3 disebut sebagai periode pendek dan berisi 8 unsur
* Periode 4 disebut sebagai periode panjang dan berisi 18 unsur
* Periode 5 disebut sebagai periode panjang dan berisi 18 unsur
* Periode 6 disebut sebagai periode sangat panjang dan berisi 32 unsur, pada periode ini terdapat unsur Lantanida yaitu unsur nomor 58 sampai nomor 71 dan diletakkan pada bagian bawah
* Periode 7 disebut sebagai periode belum lengkap karena mungkin akan bertambah lagi jumlah unsur yang menempatinya, sampai saat ini berisi 24 unsur. Pada periode ini terdapat deretan unsur yang disebut Aktinida, yaitu unsur bernomor 90 sampai nomor 103 dan diletakkan pada bagian bawah.

Jumlah golongan dalam sistem periodik ada 8 dan ditandai dengan angka Romawi. Ada dua golongan besar, yaitu golongan A (golongan utama) dan golongan B (golongan transisi). Golongan B terletak antara golongan IIA dan golongan IIIA.

Nama-nama golongan pada unsur golongan A

• Golongan IA disebut golongan alkali

• Golongan IIA disebut golongan alkali tanah

• Golongan IIIA disebut golonga boron

• Golongan IVA disebut golongan karbon

• Golongan VA disebut golongan nitrogen

• Golongan VIA disebut golongan oksigen

• Golongan VIIA disebut golongan halogen

• Golongan VIIIA disebut golongan gas mulia

Pada periode 6 golongan IIIB terdapat 14 unsur yang sangat mirip sifatnya, yaitu unsur-unsur lantanida. Pada periode 7 juga berlaku hal yang sama dan disebut unsur-unsur aktinida. Kedua seri unsur ini disebut unsur-unsur transisi dalam. Unsur-unsur lantanida dan aktinida termasuk golongan IIIB, dimasukkan dalam satu golongan karena mempunyai sifat yang sangat mirip.

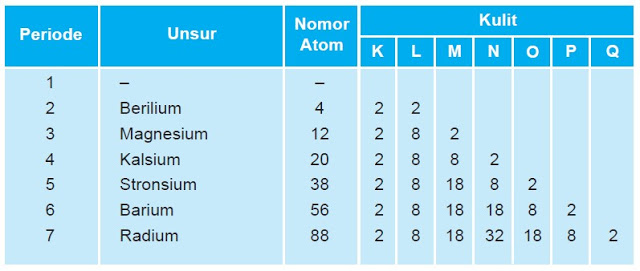
***5. Hubungan konfigurasi elektron dengan sistem periodic***

Perhatikanlah konfigurasi elektron golongan IA dan IIA berikut:

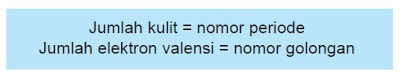
Golongan IA

[](http://1.bp.blogspot.com/-LaWflhNlwT0/Vf6Z2pcqauI/AAAAAAAAAN4/xI2haM1Qv-c/s1600/6.jpg)

Golongan IIA

[](http://4.bp.blogspot.com/-DFCSf9k6OHE/Vf6aRAjeWwI/AAAAAAAAAOA/OtxYv1Li06U/s1600/7.jpg)

Dari konfigurasi elektron dua golongan unsur di atas, dapat dilihat hubungan antara konfigurasi elektron dengan letak unsur (nomor periode dan golongan) dalam sistem periodik sebagai berikut:

[](http://4.bp.blogspot.com/-uUvBxigBQsQ/Vf6aeBaZ8XI/AAAAAAAAAOI/0aaBFEELQmM/s1600/8.jpg)

Hal yang sama berlaku untuk semua golongan utama (golongan A), kecuali Helium (He) yang terletak pada golongan VIIIA tetapi mempunyai elektron valensi 2. Adapun untuk unsur-unsur golongan transisi (golongan B) tidak demikian halnya. Jumlah kulit memang sama dengan nomor periode, tetapi jumlah elektron valensi (elektron terluar) tidak sama dengan nomor golongan. Unsur-unsur golongan transisi mempunyai 1 atau 2 elektron valensi

***B. SIFAT LOGAM***

Sifat yang dimiliki oleh unsur sangat banyak. Pada Kata Kunci bahasan ini, kita hanya akan membahas beberapa sifat dari unsur. Berdasarkan sifat kelogamannya, secara umum unsur dibedakan menjadi tiga kategori, yaitu unsur logam, unsur non logam, dan unsur metalloid (semi logam).

Logam banyak kita jumpai di sekitar kita, contohnya besi, aluminium, tembaga, perak, emas, dan lain-lain. Pada umumnya logam mempunyai sifat fisis, antara lain:

1. penghantar panas yang baik;

2. penghantar listrik yang baik;

3. permukaan logam mengkilap;

4. dapat ditempa menjadi lempeng tipis;

5. dapat meregang jika ditarik.

Kemampuan logam untuk meregang apabila ditarik disebut duktilitas. Kemampuan logam meregang dan menghantarkan listrik dimanfaatkan untuk membuat kawat atau kabel. Kemampuan logam berubah bentuk jika ditempa disebut maleabilitas. Kemampuan logam berubah bentuk jika ditempa dimanfaatka untuk membuat berbagai macam jenis barang, misalnya golok, pisau, cangkul, dan lain-lain. Sifat-sifat di atas tidak dimiliki oleh unsur-unsur bukan logam (non logam).

Jika dilihat dari konfigurasi elektronnya, unsur-unsur logam cenderung melepaskan elektron (memiliki energi ionisasi yang kecil), sedangkan unsur-unsur non logam cenderung menangkap elektron (memiliki energi ionisasi yang besar). Dengan demikian, dapat dilihat kecenderungan sifat logam dalam sistem periodik, yaitu dalam satu golongan dari atas ke bawah semakin besar dan dalam satu periode dari kiri ke kanan semakin kecil. Jika kita lihat pada tabel periodik unsurnya, unsurunsur logam berletak pada bagian kiri, sedangkan unsur-unsur non logam terletak di bagian kanan (lihat tabel periodik unsur).

Pada tabel periodik, batas antara unsur-unsur logam dan non logam sering digambarkan dengan tangga diagonal yang bergaris tebal. Unsur-unsur di daerah perbatasan mempunyai sifat ganda. Misalnya logam berilium (Be) dan aluminium (Al), logam-logam tersebut memiliki beberapa sifat bukan logam, dan biasa disebut unsur amfoter. Adapun logam yang berada di sebelahnya (dalam tabel periodik) yaitu Boron (B) dan Silikon (Si) merupakan unsur non logam yang memilki beberapa sifat logam, dan disebut unsur metaloid.

***C. SIFAT-SIFAT SISTEM PERIODIK***

Sistem periodik unsur disusun dengan memperhatikan sifat-sifat unsur. Sifat-sifat periodik unsur adalah sifat-sifat yang berubah secara beraturan sesuai dengan kenaikan nomor atom unsur. Sifatsifat periodik unsur yang kita bahas meliputi jari-jari atom, energi ionisasi, afinitas elektron, dan keelektronegatifan.

***1. Jari-Jari Atom***

Jari-jari atom adalah jarak dari inti atom sampai kulit elektron terluar yang ditempati elektron. Panjang pendeknya jari-jari atom tergantung pada jumlah kulit elektron dan muatan inti atom. Makin banyak jumlah kulit elektron maka jari-jari atom semakin panjang, dan bila jumlah kulit atom sama banyak maka yang berpengaruh terhadap panjangnya jari-jari atom ialah muatan inti. Semakin banyak muatan inti atom, makin besar gaya tarik inti atom terhadap elektronnya sehingga elektron lebih dekat ke inti. Jadi, semakin banyak muatan inti, maka semakin pendek jari-jari atomnya.

Unsur-unsur yang segolongan, dari atas ke bawah memiliki jari-jari atom yang semakin besar karena jumlah kulit yang dimiliki atom semakin banyak. Unsur-unsur yang seperiode, dari kiri ke kanan jari-jari atomnya semakin kecil. Hal itu disebabkan unsur-unsur yang seperiode dari kiri ke kanan memiliki jumlah kulit yang sama tetapi muatan intinya semakin besar.

***2. Energi ionisasi***

Energi ionisasi adalah energi minimum yang diperlukan atom untuk melepaskan satu elektron yang terikat paling lemah dari suatu atom atau ion dalam wujud gas. Harga energi ionisasi dipengaruhi oleh besarnya nomor atom dan ukuran jari-jari atom. Makin besar jari-jari atom, maka gaya tarik inti terhadap elektron terluar makin lemah. Hal itu berarti elektron terluar akan lebih mudah lepas, sehingga energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron terluar makin kecil.

[http://1.bp.blogspot.com/-6cHHUzs8DBg/Vf6eV23bX3I/AAAAAAAAAOU/Anop0tQjnA4/s400/9.jpg](http://1.bp.blogspot.com/-6cHHUzs8DBg/Vf6eV23bX3I/AAAAAAAAAOU/Anop0tQjnA4/s1600/9.jpg)

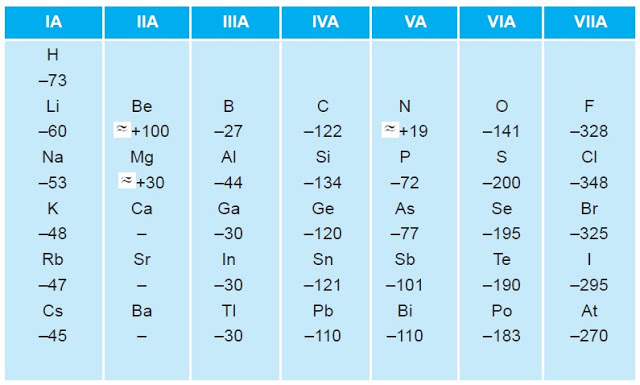
Energi ionisasi pertama digunakan oleh suatu atom untuk melepaskan electron kulit terluar, sedangkan energi ionisasi kedua digunakan oleh suatu ion (ion +) untuk melepaskan elektronnya yang terikat paling lemah. Untuk mengetahui kecenderungan energi ionisasi unsur-unsur dalam system periodik dapat dilihat pada daftar energi ionisasi pertama unsur-unsur dalam system periodik yang harganya sudah dibulatkan.

***3. Afinitas Electron***

Afinitas elektron adalah besarnya energi yang dihasilkan atau dilepaskan oleh atom netral dalam bentuk gas untuk menangkap satu elektron sehingga membentuk ion negatif.

Afinitas elektron dapat digunakan sebagai ukuran mudah tidaknya suatu atom menangkap elektron. Afinitas elektron dapat benilai negatif atau positif. Afinitas elektron bernilai negatif apabila terjadi pelepasan energi pada saat menangkap elektron. Sebaliknya, afinitas elektron berharga positif apabila terjadi penyerapan energi pada saat menangkap elektron. Semakin besar energi yang dilepas (afinitas elektron negatif), semakin besar kecenderungan untuk mengikat elektron menjadi ion negatif. Untuk lebih memahami hal tersebut, perhatikan tabel berikut.

*Tabel  Afinitas elektron unsur representative*

[](http://1.bp.blogspot.com/-DBNOVqwWKLc/Vf6fDlVGXGI/AAAAAAAAAOc/DQi7kuWkFAo/s1600/10.jpg)

Dari Tabel di atas dapat dilihat bahwa untuk golongan alkali tanah (IIA) dan gas mulia (VIIIA) afinitas elektronnya semuanya berharga positif. Hal tersebut menunjukkan bahwa unsur-unsur golongan IIA dan VIIIA sukar menerima elektron. Afinitas electron terbesar ialah golongan halogen (VIIA). Artinya, unsur-unsur golongan VIIA paling mudah menangkap elektron dan terbentuk ion negatif yang stabil.

[http://4.bp.blogspot.com/-yfCkkLuo4aw/Vf6fSpqgk7I/AAAAAAAAAOk/jgAgviTLCbk/s400/11.jpg](http://4.bp.blogspot.com/-yfCkkLuo4aw/Vf6fSpqgk7I/AAAAAAAAAOk/jgAgviTLCbk/s1600/11.jpg)

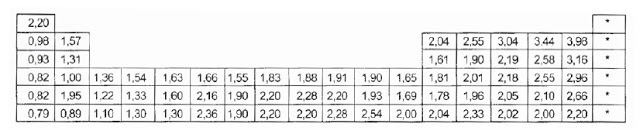
Dari data-data tersebut, dapat disimpulkan bahwa afinitas elektron unsur-unsur dalam satu golongan dari atas ke bawah semakin kecil, sedangkan unsur-unsur dalam satu periode dari kiri ke kanan semakin besar.

***4. Keelektronegatifan***

Keelektronegatifan adalah kecenderungan suatu atom dalam menarik pasangan elektron yang digunakan bersama dalam membentuk ikatan. Semakin besar harga keelektronegatifan suatu atom, maka semakin mudah menarik pasangan elektron untuk membentuk ikatan, atau gaya tarik elektronnya makin kuat. Keelektronegatifan unsur ditentukan oleh muatan inti dan jari-jari atomnya.

[http://3.bp.blogspot.com/-JlfJHC-t3vk/Vf6fqTzx51I/AAAAAAAAAOw/gLK4MCpSmwU/s400/12.jpg](http://3.bp.blogspot.com/-JlfJHC-t3vk/Vf6fqTzx51I/AAAAAAAAAOw/gLK4MCpSmwU/s1600/12.jpg)

Nilai mutlak keelektronegatifan tidak dapat diukur, tetapi nilai relatifnya dapat dicari seperti dengan cara Pauling. Menurut Pauling, keelektronegatifan unsur gas mulia adalah nol. Artinya, gas mulia tidak mempunyai kemampuan untuk menarik elektron. Pauling menetapkan unsur Fluor (F) sebagai standard. Berdasarkan hal tersebut, dihitung nilai untuk unsur yang lain. Untuk melihat nilai-nilai keelektronegatifan unsur-unsur, perhatikan gambar berikut.

[](http://1.bp.blogspot.com/-8pypgfIWil8/Vf6f9qsDXEI/AAAAAAAAAO4/tds8VpRAk6o/s1600/13.jpg)

Dari gambar tersebut, dapat disimpulkan bahwa keelektronegatifan unsur-unsur dalam satu golongan dari atas ke bawah semakin kecil, sedangkan unsur-unsur dalam satu periode dari kiri ke kanan semakin besar.