

KEELEKTRONEGATIFAN, JENIS IKATAN DAN POLARITAS



UNIVERSITAS
TANJUNGPURA



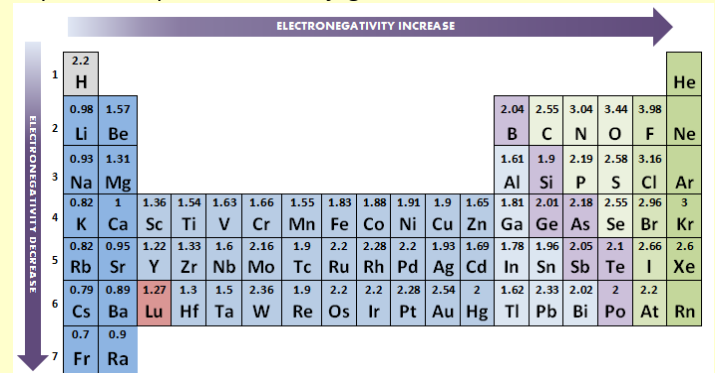
UNIVERSITY OF
LEICESTER

Keelektronegatifan

2

Salah satu konsep terpenting dalam ikatan kimia adalah elektronegativitas (EN). Keelektronegatifan adalah kemampuan atom dalam molekul untuk menarik elektron bersama ke dirinya. Semakin besar keelektronegatifan atom, semakin besar kemampuannya untuk menarik elektron ke dirinya. Kecenderungan elektronegativitas dalam tabel periodik dapat dilihat pada Gambar 1.

Keelektronegatifan adalah salah satu tren tabel periodik. Cara paling umum untuk mengukur keelektronegatifan adalah dengan menggunakan skala Pauling. Linus Pauling adalah seorang ilmuwan Amerika yang memenangkan Hadiah Nobel untuk kimia dan perdamaian. Skala keelektronegatifan Pauling dapat dilihat pada Gambar 1 juga.



Gambar 1. Skala keelektronegatifan Pauling

Secara umum, elektronegativitas meningkat dalam satu periode dan menurun menjadi satu kelompok. Perhatikan bahwa unsur yang paling elektronegatif adalah fluor (4.0), sedangkan francium memiliki paling sedikit (0,7).

Karakter Ikatan dan Jenis Ikatan

3

Ikatan kimia antara atom-atom unsur yang berbeda tidak sepenuhnya ioni atau kovalen. Tingkat karakter ionik atau karakter kovalen suatu ikatan tergantung pada seberapa kuat masing-masing atom yang terikat menarik elektron. Seperti yang ditunjukkan pada Tabel 1, karakter dan jenis suatu ikatan dapat diprediksi melalui perbedaan keelektronegatifan dari unsur-unsur yang terikat.

Tabel 1. Perbedaan Keelektronegatifan dan Karakter Ikatan

ΔEN dan Karakter Ikatan	
Perbedaan Keelektronegatifan	Karakter Ikatan
> 1.7	Sebagian besar ionik
$0.4 - 1.7$	Kovalen polar
< 0.4	Sebagian besar kovalen
0	Kovalen nonpolar

Elektron-elektron dalam suatu ikatan pada atom-atom yang sama memiliki nilai perbedaan keelektronegatifan sama dengan nol—yang artinya electron dibagi sama rata antara dua atom tersebut. Jenis ikatan ini dinamakan kovalen nonpolar, atau murni ikatan kovalen. Disisi lain, karena unsur-unsur yang berbeda memiliki keelektronegatifan berbeda, pasangan electron dalam suatu ikatan kovalen antara atom-atom yang berbeda tidak terbagi secara merata. Pembagian elektron yang tidak merata menghasilkan ikatan kovalen polar. Ketika ada perbedaan keelektronegatifan yang besar antara atom-atom yang terikat, sebuah elektron ditransfer dari satu atom ke atom lainnya, yang menghasilkan ikatan yang sebagian besar ionik.

Suatu ikatan tidak selalu ionik atau kovalen. Jika perbedaan keelektronegatifan sebesar 1.70 maka dianggap 50% kovalen dan 50% ionik.

Ketika perbedaan elektronegativitas meningkat, ikatan menjadi lebih bersifat ionik. Secara umum, ikatan ion terbentuk ketika perbedaan elektronegativitas lebih besar dari 1,70.

Jenis Ikatan

Bagaimana cara mengidentifikasi jenis ikatan? Ada 2 cara untuk mengidentifikasi jenis ikatan. Pendekatan pertama adalah menggunakan pemahaman kita tentang tabel periodik. Ini adalah cara paling umum dan termudah untuk mengidentifikasi jenis ikatan. Berikut adalah aturan untuk memprediksi jenis ikatan:

1. Ikatan ion biasanya terjadi antara elemen logam dan elemen non-logam, seperti NaCl, $MgCl_2$, MgO dll.
2. Ikatan kovalen biasanya terjadi antara unsur-unsur non-logam. Misalnya, O_2 , Cl_2 , H_2O , dll.
3. Ikatan logam terjadi antara elemen logam. Contoh; Al, Cu, Fe, dll.

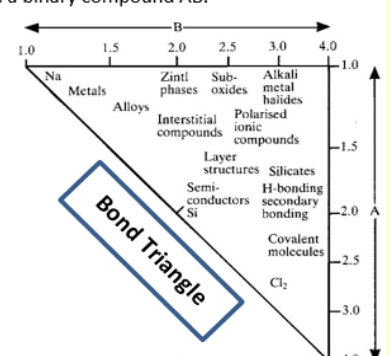
Cara lain untuk memprediksi jenis ikatan adalah menggunakan perbedaan dalam keelektronegatifan (ΔEN) dari atom yang terikat. Kita dapat menggunakan segitiga ikatan (bond triangle) untuk memberikan ikhtisar jenis ikatan.

The range of bonding interactions in a binary compound AB.

B is more electronegative than A.

The diagonal corresponds to $A = B$

Top left metallic
Top right ionic
Bottom right covalent



Gambar 2. Segitiga ikatan

4

Hubungan antara elektronegativitas dan karakter ikatan (tabel 1) juga dapat digunakan untuk mengidentifikasi apakah suatu molekul polar atau kovalen non-polar. Dengan memahami konsep elektronegativitas kita dapat menjelaskan tidak hanya jenis ikatan kimia tetapi juga polaritasnya. Polaritas ikatan adalah ukuran dari seberapa setara atau tidak sama elektron dalam ikatan kovalen dibagi. Ikatan kovalen nonpolar adalah ikatan di mana elektron dibagi secara merata, seperti pada Cl_2 dan H_2 . Dalam ikatan kovalen polar, salah satu atom memiliki daya tarik yang lebih besar untuk elektron ikatan daripada yang lainnya. Jika perbedaan kemampuan relatif untuk menarik elektron cukup besar, ikatan ion terbentuk.

Kita dapat menggunakan perbedaan keelektronegatifan antara dua atom untuk mengukur polaritas ikatan bentuk atom. Seperti pada tiga senyawa berikut ini:

Senyawa	O_2	H_2O	MgCl
ΔEN	$3.44 - 3.44 = 0$	$3.44 - 2.22 = 1.24$	$3.16 - 1.31 = 1.85$
Jenis Ikatan	Kovalen Non-polar	Kovalen polar	Ionik
Kriteria	$\Delta\text{EN} < 0.4$	$\Delta\text{EN} = 0.4 - 1.7$	$\Delta\text{EN} > 1.7$

Gambar 3. Hubungan antara perbedaan EN, Jenis Ikatan dan Polaritas

Dalam O_2 elektron dibagi rata antara atom klorin dan, dengan demikian, ikatan kovalen adalah nonpolar. Ikatan kovalen nonpolar terjadi ketika keelektronegatifan atom yang terikat sama.

Dalam HCl atom klor memiliki elektronegativitas yang lebih besar daripada atom hidrogen, dengan hasil bahwa elektron dibagi secara tidak merata, sehingga ikatannya adalah kovalen polar.

Secara umum, ikatan kovalen polar terjadi ketika atom berbeda dalam keelektronegatifan dan cenderung terjadi antara atom dengan keelektronegatifan yang cukup berbeda (0,4 - 1,7).

Polaritas memainkan peran penting dalam kimia karena dua alasan. Pertama, molekul polar dan nonpolar tidak bercampur membentuk larutan. Kedua, polaritas memengaruhi beberapa sifat fisik materi, seperti kelarutan, tegangan permukaan, dan titik lebur. Molekul polar dan senyawa ionik biasanya larut dalam zat polar, tetapi molekul non-polar hanya larut dalam zat non-polar.

6

Dalam HCl , atom klor yang lebih elektronegatif menarik kerapatan elektron menjauh dari atom hidrogen yang kurang elektronegatif, meninggalkan muatan positif parsial pada atom hidrogen dan muatan negatif parsial pada atom klor. Kami dapat mewakili distribusi biaya ini sebagai



δ^+ dan δ^- (baca delta plus dan delta minus) melambangkan muatan parsial positif dan negatif. Dalam ikatan polar, angka-angka ini kurang dari muatan penuh ion.

Dalam NaCl perbedaan keelektronegatifan sangat besar. Ini secara efektif berarti bahwa satu elektron valensi Na ditransfer ke Cl untuk menghasilkan sepasang ion. Ikatan yang dihasilkan karenanya paling akurat digambarkan sebagai ion. Jadi, jika kita menganggap ikatan dalam NaCl sepenuhnya ionik, kita dapat mengatakan δ^+ untuk Na adalah +1 dan δ^- untuk Cl adalah 1-. Keelektronegatifan juga memberi kita cara sederhana untuk memprediksi atom mana dalam kovalen polar yang memiliki muatan negatif parsial dan yang memiliki muatan positif parsial. Dalam ikatan kovalen polar, atom dengan keelektronegatifan lebih tinggi memiliki muatan negatif parsial, dan atom dengan elektronegativitas lebih rendah memiliki muatan positif parsial. Sebagai contoh, keelektronegatifan fluor (4.0) lebih tinggi daripada hidrogen (2.1). Dalam ikatan H-F, kami memperkirakan bahwa atom fluor menarik lebih kuat dari atom hidrogen dan mendapatkan muatan negatif parsial.

7

Ringkasan

Sebagai kesimpulan, di sini adalah diagram untuk menggambarkan hubungan antara elektronegativitas (EN), ΔEN , tipe ikatan dan polaritas dan bagaimana memprediksi tipe ikatan menggunakan ΔEN

