

**MAKALAH PENGABDIAN PADA MASYARAKAT**

**TEORI ASAM - BASA**



Oleh :

**M. PRANJOTO UTOMO**

**Makalah ini disampaikan pada kegiatan:**

**“Pelatihan Olimpiade SMAN 7 Purworejo”**

**Di SMAN 7 Purworejo**

**Pada tanggal 26 – 28 Februari 2008**

**FAKULTAS MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM**

**UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA**

**2008**

# TEORI ASAM – BASA<sup>1</sup>

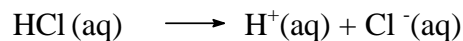
Oleh: M. Pranjoto Utomo<sup>2</sup>

## TEORI ASAM – BASA ARRHENIUS

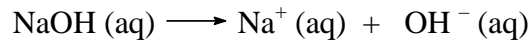
Arrhenius mengemukakan suatu teori dalam disertasinya (1883) yaitu bahwa senyawa ionik dalam larutan akan terdissosiasi menjadi ion-ion penyusunnya.

Menurut Arrhenius:

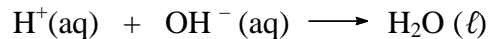
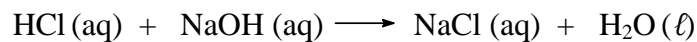
- Asam: zat/senyawa yang dapat menghasilkan H<sup>+</sup> dalam air



- Basa : zat/senyawa yang dapat menghasilkan OH<sup>-</sup> dalam air



- Reaksi netralisasi adalah reaksi antara asam dengan basa yang menghasilkan garam:



### Keterbatasan Teori Arrhenius

Asam klorida dapat dinetralkan baik oleh larutan natrium hidroksida maupun amonia. Pada kedua kasus tersebut, akan didapatkan larutan hasil reaksi yang jernih yang dapat dikristalkan menjadi garam berwarna putih, baik natrium klorida maupun amonium klorida.

Kedua reaksi tersebut merupakan reaksi yang sangat mirip. Reaksi yang terjadi adalah:



Pada kasus reaksi antara natrium hidroksida dengan asam klorida, ion hidrogen dari asam bereaksi dengan ion hidroksida dari NaOH. Hal ini sesuai dengan teori asam-basa Arrhenius. Akan tetapi pada kasus reaksi amonia dengan asam klorida, tidak terdapat ion hidroksida.

Kita bisa mengatakan bahwa amonia bereaksi dengan air menghasilkan ion amonium dan hidroksida, menurut reaksi sebagai berikut:

---

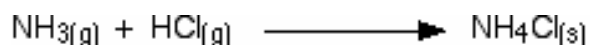
<sup>1</sup> Disampaikan dalam kegiatan “Pelatihan Olimpiade SMAN 7 Purworejo” di SMAN 7 Purworejo pada tanggal 26 – 28 Februari 2008

<sup>2</sup> Staf Pengajar di Jurdik Kimia FMIPA UNY



Reaksi di atas merupakan reaksi reversibel, dan dalam larutan amonia pekat tertentu, sekitar 99% amonia tetap berada sebagai molekul amonia. Meskipun demikian, ion hidroksida tetap dihasilkan, walau dalam jumlah yang sangat kecil. Dengan demikian kita bisa mengatakan bahwa reaksi tersebut sesuai dengan teori asam-basa Arrhenius.

Tetapi pada saat yang bersamaan, terjadi reaksi antara gas amonia dengan gas hidrogen klorida.



Dalam kasus reaksi di atas, tidak dihasilkan ion hidrogen ataupun ion hidroksida, karena reaksi tidak terjadi dalam larutan. Teori Arrhenius tidak menggolongkan reaksi di atas sebagai reaksi asam-basa, meskipun faktanya, reaksi tersebut menghasilkan produk yang sama manakala kedua senyawa tersebut dilarutkan dalam air.

Secara singkat dapat dikatakan bahwa keterbatasan teori Arrhenius adalah bahwa reaksi asam – basa hanyalah sebatas pada larutan berair (*aqueus*, aq) dan asam-basa adalah zat yang hanya menghasilkan  $\text{H}^+$  dan  $\text{OH}^-$ .

## TEORI ASAM – BASA BRONSTED-LOWRY

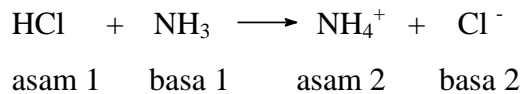
Pada tahun 1923, Johannes Bronsted (Denmark) dan Thomas Lowry (Inggris) mempublikasikan tulisan yang mirip satu-sama lain secara terpisah. Pendekatan teori asam-basa Bronsted-Lowry tidak terbatas hanya pada larutan berair, tetapi mencakup semua sistem yang mengandung proton ( $\text{H}^+$ ).

Menurut Bronsted-Lowry:

- Asam: zat/senyawa yang dapat mendonorkan proton ( $\text{H}^+$ ) bisa berupa kation atau molekul netral.
- Basa: zat/senyawa yang dapat menerima proton ( $\text{H}^+$ ), bisa berupa anion atau molekul netral.

Kata kunci teori asam-basa Bronsted-Lowry: **transfer proton dari asam ke basa.**

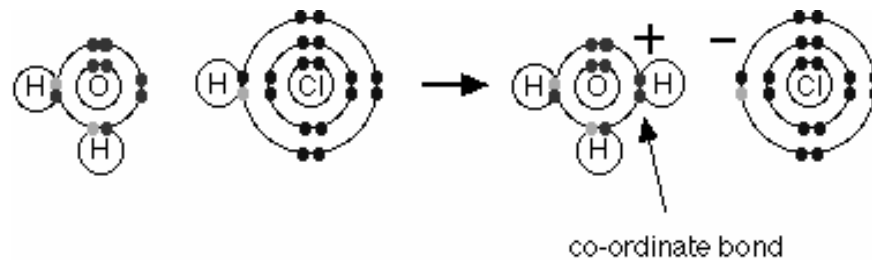
Mengacu teori asam-basa Bronsted-Lowry akan terjadinya transfer proton, maka dikenal istilah **pasangan asam – basa konjugasi**.



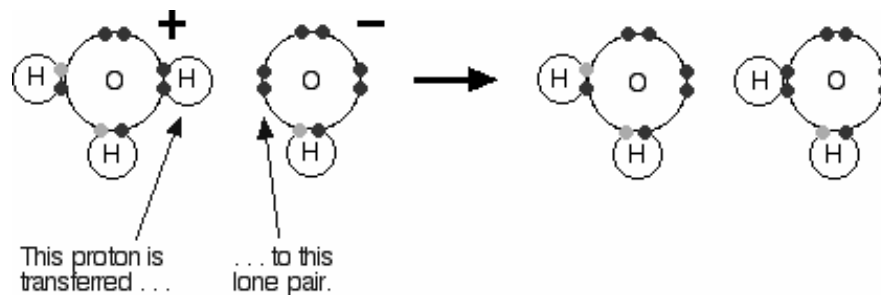
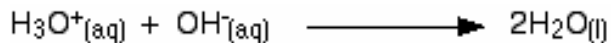
### Hubungan Teori Bronsted-Lowry dengan Teori Arrhenius

Teori asam-basa Bronsted-Lowry tidaklah bertentangan dengan teori asam-basa Arrhenius, justru lebih melengkapi. Ion hidroksida tetap bertindak sebagai basa, karena mampu menerima ion hidrogen dari asam dan juga dari air. Asam menghasilkan ion hidrogen dalam larutan sebab asam bereaksi dengan molekul air dengan cara memberikan protonnya kepada air.

Ketika gas hidrogen klorida dilarutkan dalam air, molekul hidrogen klorida akan memberikan protonnya (sebagai ion hidrogen) kepada air untuk menghasilkan asam klorida. Ikatan koordinasi terbentuk antara satu pasang elektron bebas pada atom oksigen dengan ion hidrogen dari HCl menghasilkan ion hidronium ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ).



Apabila suatu asam dalam larutan bereaksi dengan suatu basa, yang bertindak sebagai asam adalah ion hidronium. Sebagai contoh adalah terjadinya transfer proton dari ion hidronium kepada ion hidroksida untuk menghasilkan air.

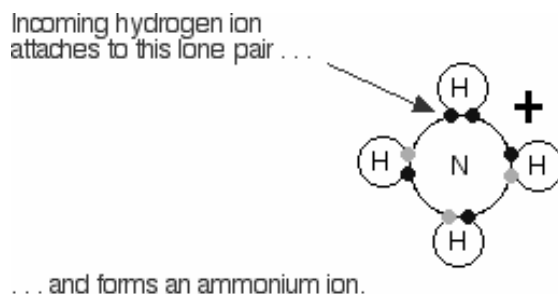


Hal penting yang harus diingat adalah:

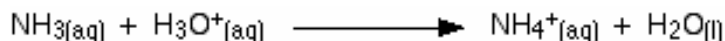
Apabila kita membicarakan ion hidrogen dalam larutan,  $\text{H}^+(\text{aq})$ , yang sebenarnya kita bicarakan tidak lain adalah ion hidronium,  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ .

### Permasalahan hidrogen klorida / amonia

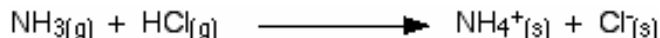
Reaksi HCl dengan NH<sub>3</sub> yang merupakan masalah (tidak bisa dijelaskan) dalam teori Arrhenius, bukan lagi merupakan masalah dalam teori Bronsted-Lowry. Baik pada saat kita membicarakan reaksi dalam larutan maupun dalam fasa gas, amonia tetap bertindak sebagai basa, karena amonia menerima proton (H<sup>+</sup>). Hidrogen akan terikat pada pasangan elektron bebas pada atom nitrogen melalui ikatan koordinasi.



Jika reaksi berlangsung dalam larutan, amonia akan menerima proton dari ion hidronium (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>)



Jika reaksi berlangsung dalam keadaan gas, amonia menerima proton secara langsung dari hidrogen klorida.

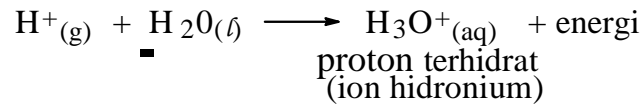


Dengan kata lain, amonia bertindak sebagai basa dengan cara menerima satu ion hidrogen dari asam.

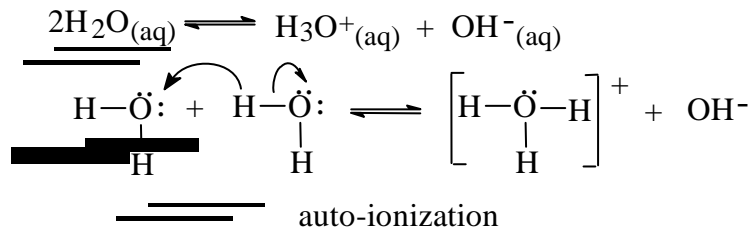
Karena proton selalu dihasilkan menurut teori asam-basa Arrhenius, berarti semua reaksi asam-basa Arrhenius merupakan reaksi asam-basa Bronsted-Lowry, dengan catatan, air terlibat dalam reaksi. Apabila air tidak terlibat dalam reaksi, maka penjelasan reaksi asam-basa menggunakan teori asam-basa Bronsted-Lowry.

### Air, ion hidronium dan auto-ionisasi

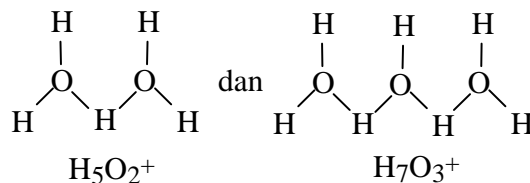
Ion H<sup>+</sup> mempunyai radius kurang dari 0,1 pm. Hal ini berarti jika partikel kecil ini mempunyai konsentrasi muatan positif yang sangat besar dimasukkan ke dalam air, H<sup>+</sup> akan tertarik dengan kuat ke arah dipol negatif dari air.



Dua molekul air membentuk ion hidronium dan hidroksida melalui transfer proton.



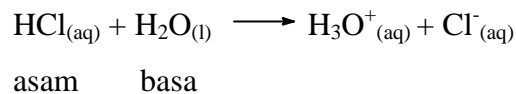
Kemampuan air membentuk ikatan hidrogen menyebabkan proton terhidrat lebih baik dituliskan sebagai:



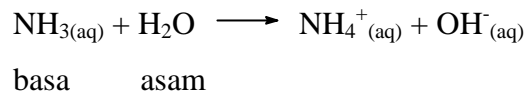
### Amfiprotik/Amfoter

Amfoter adalah sifat suatu zat/senyawa yang dapat bersifat asam atau basa (tergantung lingkungannya). Sebagai contoh adalah air.

- dalam suasana asam  $\longrightarrow$  basa



- dalam suasana basa  $\longrightarrow$  asam

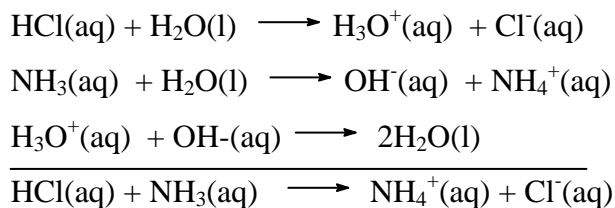


Beberapa contoh senyawa yang bersifat amfoter disajikan pada Tabel 1.

Tabel 1. Beberapa Senyawa Amfoter

		Ion Amphiprotik		
H <sub>2</sub> S	$\xleftarrow{+H^+}$	HS <sup>-</sup> (hidrogen sulfida)	$\xrightarrow{-H^+}$	S <sup>2-</sup>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$\xleftarrow{+H^+}$	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (dihidrogen fosfat)	$\xrightarrow{-H^+}$	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$\xleftarrow{+H^+}$	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (monohidrogen fosfat)	$\xrightarrow{-H^+}$	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$\xleftarrow{+H^+}$	HC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>-</sup> (hidrogen oksalat)	$\xrightarrow{-H^+}$	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$\xleftarrow{+H^+}$	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (hidrogen karbonat / bikarbonat)	$\xrightarrow{-H^+}$	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>

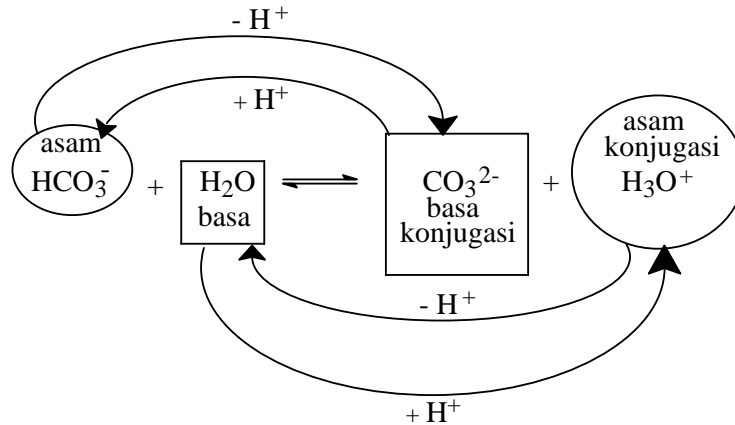
Bagaimana halnya pada kasus reaksi antara dua senyawa yang satu bersifat relatif asam terhadap air dan yang lain bersifat relatif basa terhadap air, misalnya HCl + NH<sub>3</sub>? Dalam kasus ini, terjadi transfer proton dari asam ke basa, dan reaksi total merupakan penjumlahan dari tiga tahap reaksi:



Air dalam reaksi di atas berfungsi sebagai agen transfer proton. Aspek dalam reaksi asam-basa Bronsted-Lowry adalah interaksi antara ion hidronium dengan ion hidroksida yang menghasilkan air, dan hal ini merupakan lawan dari auto-ionisasi air.

### Pasangan asam-basa konjugasi

Apabila asam mendonorkan protonnya, maka akan dihasilkan spesies basa konjugasi, sedangkan basa yang menerima proton akan menghasilkan spesies asam konjugasi. Pasangan demikian disebut dengan **pasangan asam-basa konjugasi**. Sebagai contoh adalah reaksi ion hidrogen karbonat (bikarbonat) dengan air.



$\text{CO}_3^-$  adalah konjugat asam dari  $\text{CO}_3^{2-}$ , dan  $\text{H}_2\text{O}$  adalah konjugat basa dari asam  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

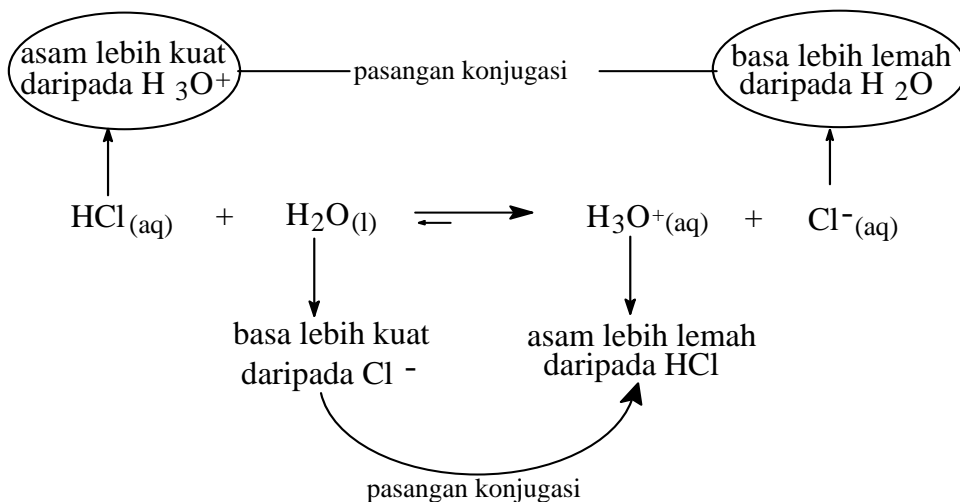
**Setiap terjadi interaksi yang melibatkan transfer  $\text{H}^+$  selalu menghasilkan pasangan asam-basa konjugasi.**

Asam/basa kuat adalah senyawa yang mengalami ionisasi hampir sempurna (ionisasi  $\approx 100\%$ ). Sedangkan asam/basa lemah adalah senyawa yang ionisasinya sangat kecil. Berdasarkan pasangan asam-basa konjugasi dalam teori asam-basa Bronsted-Lowry, maka:

- semakin kuat asam/basa, pasangan basa/asam konjugasinya semakin lemah
- semakin lemah asam/basa, pasangan basa/asam konjugasinya semakin kuat.

Ke arah mana reaksi antara asam klorida dengan air dan asam asetat dengan air?

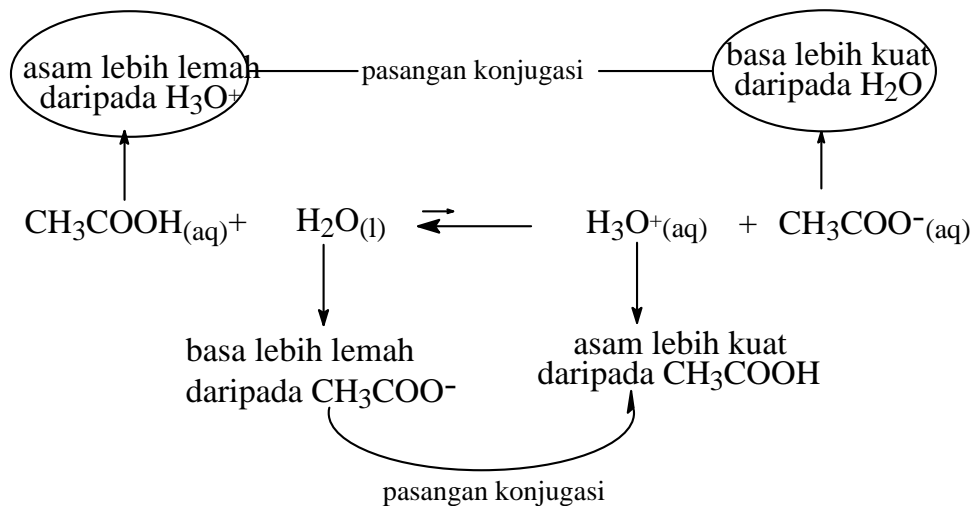
Reaksi asam klorida dengan air:





Karena HCl asam yang lebih kuat daripada  $\text{H}_3\text{O}^+$ , maka transfer proton terjadi dari HCl bukan dari  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Begitu juga dengan basa, karena  $\text{H}_2\text{O}$  basa yang lebih kuat dibandingkan dengan  $\text{Cl}^-$ , maka  $\text{H}_2\text{O}$  yang memenangkan kompetisi untuk menerima proton. Oleh sebab itu reaksi tersebut berjalan ke arah pembentukan  $\text{H}_3\text{O}^+$  dan  $\text{Cl}^-$  (ke kanan)

Pada reaksi asam asetat dengan air:



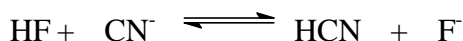
Asam asetat adalah asam lemah yang terionisasi sebagian, sehingga dalam air, spesies asam yang ada adalah  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan  $\text{H}_3\text{O}^+$ , dimana ion hidronium lebih asam daripada asam asetat, sehingga  $\text{H}_3\text{O}^+$  yang bertindak sebagai donor proton. Sedangkan basa yang memenangkan kompetisi untuk menerima proton adalah  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , karena lebih basa dibandingkan air. Maka reaksi tersebut berlangsung ke arah pembentukan asam asetat (ke kiri)

**SECARA UMUM :**

**REAKSI TRANSFER PROTON TERJADI DARI :  
 ASAM - BASA YANG LEBIH KUAT → ASAM - BASA YANG LEBIH  
 LEMAH**

Contoh soal: bila diketahui  $K_a \text{ HF} = 6,6 \times 10^{-4}$  dan  $K_a \text{ HCN} = 6,17 \times 10^{-10}$ , tentukan arah reaksi dari kalium sianida dengan asam florida

Jawab:



Persamaan (1) dapat ditulis ulang menjadi:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HF}]}{[\text{F}^-]} = 6,6 \times 10^{-4} \quad \dots(2)$$



Substitusi (2) ke (3) didapatkan:

$$K = \frac{[\text{HF}][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}][\text{F}^-]} = \frac{K_a}{K_a} = \frac{6,6 \times 10^{-4}}{6,17 \times 10^{-10}} = 1,1 \times 10^6$$

Karena harga  $K = 1,1 \times 10^6 \gg 1$ , maka kesetimbangan bergeser ke arah kanan (pembentukan HCN dan  $\text{F}^-$ ), sehingga terjadi donor proton dari HF ke  $\text{CN}^-$  untuk membentuk HCN. Selain itu, harga  $K_{a\text{HF}} > K_{a\text{HCN}}$ , sehingga kemungkinan pembentukan  $\text{F}^- >$  pembentukan  $\text{CN}^-$ .

### Kekuatan relatif asam-basa

Klasifikasi asam-basa pada senyawa organik pada umumnya mengikuti teori asam-basa Bronsted–Lowry. Penentuan kekuatan asam-basa dapat dilihat dari arga pKa atau pKb-nya. Tetapi untuk senyawa-senyawa organik. Yang perlu diingat bahwa asam kuat akan menghasilkan basa konjugasi yang stabil, begitu juga sebaliknya akan lebih kompleks.

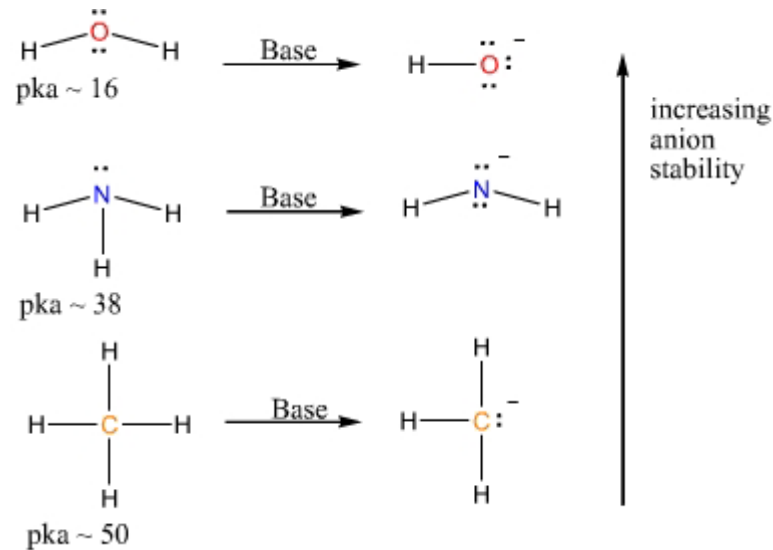
Kebanyakan asam adalah netral, maka basa konjugasi dari sebagian besar asam bermuatan negatif, karena asam tersebut kehilangan proton. Untuk itu perlu dipelajari struktur macam apa yang memberikan kestabilan muatan negatif, sebagaimana anion basa konjugasi yang lebih stabil, maka asamnya pun lebih kuat.

### Membandingkan efek struktur terhadap keasaman

Umumnya muatan negatif akan stabil apabila muatan terdelokalisir pada ruangan yang lebih besar atau atom yang lebih banyak. Artinya, molekul dengan atom yang mengikat muatan negatif lebih banyak akan lebih stabil daripada satu atom yang mengikat muatan negatif. Hal-hal pokok dalam menentukan kestabilan muatan negatif adalah:

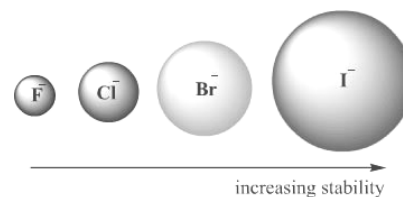
- **Elektronegatifitas atom yang bermuatan negatif**

Muatan negatif lebih memilih berikatan unsur yang elektonegatif daripada unsur elektropositif. Itulah sebabnya mengapa air lebih asam daripada amonia, karena oksigen lebih elektronegatif dibandingkan nitrogen.



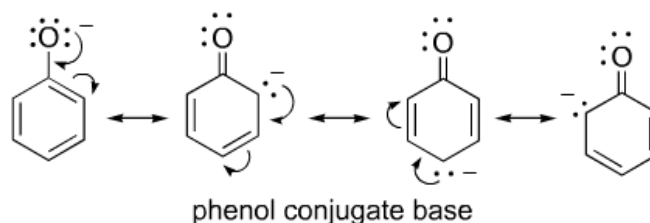
- **Ukuran atom yang bermuatan negatif**

Muatan negatif lebih suka berikatan dengan atom yang berukuran besar, karena ruangan yang tersedia lebih besar, sehingga akan lebih stabil. HI lebih asam dibandingkan dengan HF, walaupun F<sup>-</sup> lebih elektronegatif dibandingkan I<sup>-</sup>. Ion I<sup>-</sup> jauh lebih besar dibandingkan F<sup>-</sup>, sehingga muatan negatifnya lebih stabil. Maka pada golongan halida, kekuatan asam bertambah dari HF, HCl, HBr dan HI yang terkuat.



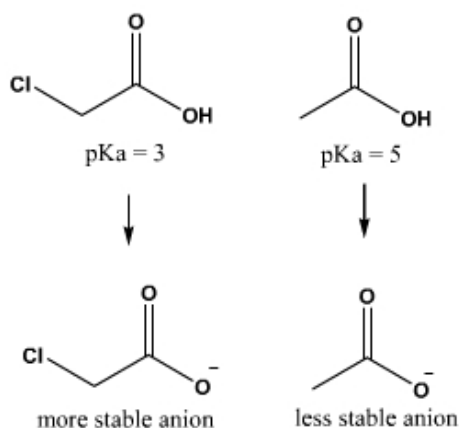
- **Kestabilan resonansi**

Kestabilan basa konjugasi dari fenol terjadi karena anion dapat mendelokalisir muatan negatif ke sepanjang cincin dengan cara resonansi. Pada sikloheksanol, tidak terjadi resonansi, sehingga kekuatannya jauh lebih kecil dibandingkan fenol.



- **Kestabilan muatan negatif karena berdekatan dengan atom yang elektronegatif.**

Keberadaan grup elektronegatif di dekat atom hidrogen juga akan meningkatkan keasaman, karena akan menstabilkan muatan negatif. Misalkan pada substitusi hidrogen pada asam asetat dengan klor, membuat molekul ini lebih asam 100 kali lipat. Hal ini disebabkan oleh atom klor yang elektronegatif akan mendorong kerapatan elektron ke arah oksigen, sehingga oksigen tidak menanggung semua muatan negatif sendirian.



## TEORI ASAM-BASA LEWIS

Pada teori asam-basa Arrhenius tidak dijelaskan perilaku asam-basa dalam larutan tidak berair dan pada teori asam-basa Bronsted-Lowry tidak diterangkan akan adanya sistem yang tidak terprotonasi. G.N. Lewis, pada tahun 1923, mengemukakan teori asam-basa dalam buku *Thermodynamics and the Free Energy of Chemical Substances*.

Menurut Lewis:

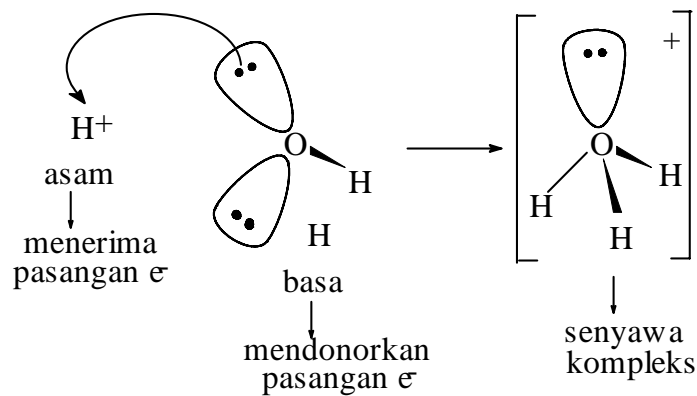
- Asam: zat/senyawa yang dapat menerima pasangan elektron bebas dari zat/senyawa lain untuk membentuk ikatan baru.
- Basa: zat/senyawa yang dapat mendonorkan pasangan elektron bebas dari zat/senyawa lain untuk membentuk ikatan baru.

Produk dari reaksi asam-basa Lewis merupakan senyawa kompleks. Proton merupakan asam Lewis. Lewis mengembangkan reaksi asam-basa yang menyangkut zat/senyawa yang tidak mempunyai atom H dalam senyawanya.

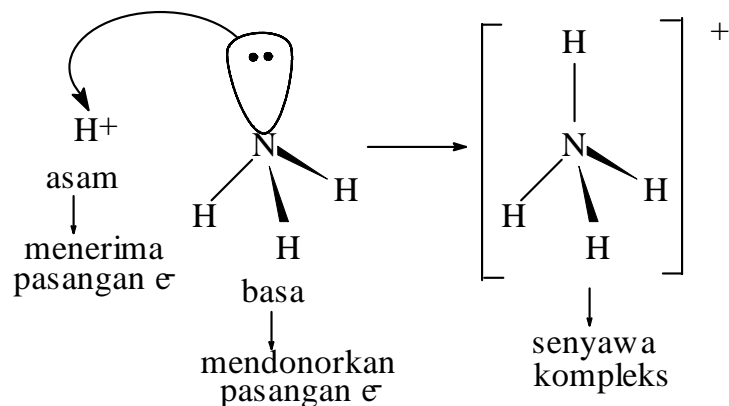
Secara umum, reaksi asam-basa Lewis terjadi apabila ada basa yang mendonorkan pasangan elektronnya dan asam yang menerima pasangan elektron tersebut untuk membentuk ikatan baru. Produk yang terjadi dari reaksi asam-basa Lewis disebut dengan senyawa kompleks (adduct) dan ikatan yang terjadi adalah ikatan kovalen koordinasi.

Contoh sederhana dari reaksi asam-basa Lewis adalah reaksi pembentukan ion hidronium dan ion amonium.

Pembentukan ion hidronium



Pembentukan ion amonium

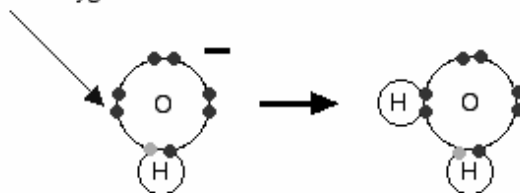


## Hubungan antara Teori Asam-Basa Lewis dengan Teori Bronsted-Lowry

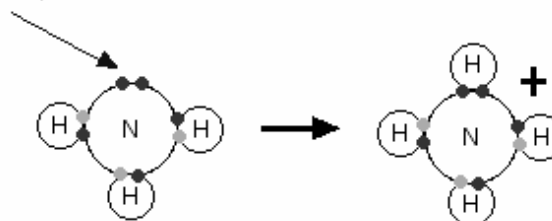
### Basa Lewis

Cara terbaik untuk melihat hubungan basa Lewis dengan basa Bronsted-Lowry adalah dengan cara melihat apa yang sebenarnya terjadi pada saat basa Bronsted-Lowry menerima ion hidrogen. Tiga basa Bronsted-Lowry yang akan kita tinjau adalah ion hidroksida, amonia dan air.

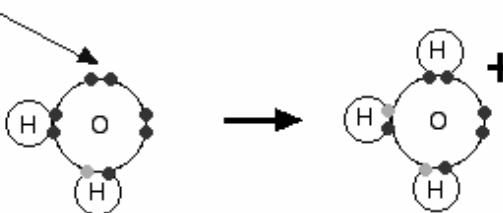
A hydroxide ion picks up a hydrogen ion by attaching it to one of the lone pairs on the oxygen.



Ammonia picks up a hydrogen ion by attaching it to the lone pair on the nitrogen.



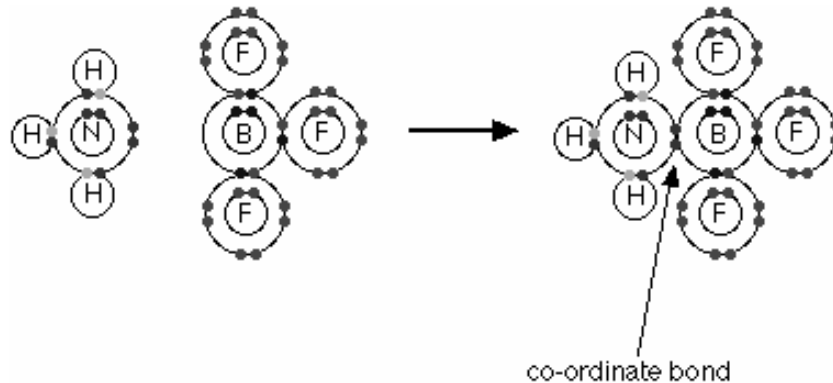
Water picks up a hydrogen ion by attaching it to one of the lone pairs on the oxygen.



Teori Bronsted-Lowry mengatakan bahwa ketiga senyawa di atas bertindak sebagai basa karena berkombinasi dengan  $H^+$ . Alasan mengapa terjadi kombinasi ketiga senyawa di atas dengan ion  $H^+$  adalah karena ketiga senyawa di atas mempunyai pasangan elektron bebas, sebagaimana dijelaskan dalam teori asam-basa Lewis.

Bagaimana halnya dengan reaksi antara amonia atau air? Dalam teori asam-basa Lewis dijelaskan bahwa reaksi dimana pasangan elektron bebas suatu senyawa digunakan untuk membentuk ikatan koordinasi dapat dikatakan bahwa senyawa tersebut bertindak sebagai basa, misalnya amonia dan air.

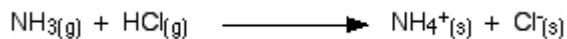
Berikut adalah contoh reaksi pemakaian pasangan elektron bebas untuk membentuk ikatan koordinasi antara amonia dengan  $\text{BF}_3$ .



Sejauh  $\text{NH}_3$  yang menjadi fokus pembicaraan, maka  $\text{NH}_3$  akan bertindak sama seperti pada saat  $\text{NH}_3$  bereaksi dengan ion  $\text{H}^+$ , yaitu menggunakan pasangan elektron bebasnya untuk membentuk ikatan koordinasi.

### Asam Lewis

Untuk melihat hubungan asam Lewis dengan asam Bronsted-Lowry adalah dengan cara meninjau reaksi antara amonia dengan gas hidrogen klorida.



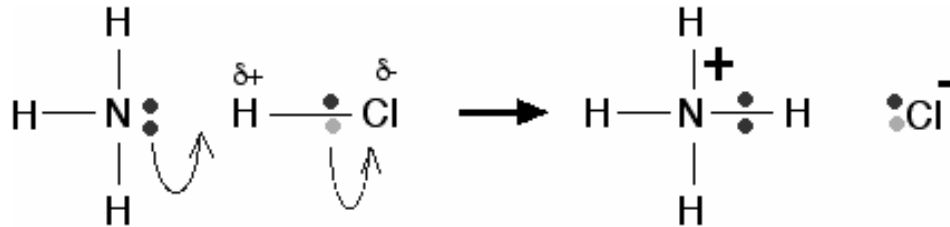
Di beberapa *textbook* dikatakan bahwa amonia mendonorkan pasangan elektron bebasnya kepada ion hidrogen, suatu proton sederhana yang tidak mengandung elektron di sekitarnya. Hal ini merupakan suatu kesalahpahaman. Kita tidak bisa menemukan  $\text{H}^+$  bebas dalam suatu sistem kimia. Ion  $\text{H}^+$  sangat reaktif sehingga ion  $\text{H}^+$  selalu terikat pada sesuatu. Tidak akan pernah ditemukan ion hidrogen bebas dalam molekul  $\text{HCl}$ . Dalam molekul  $\text{HCl}$  tidak terdapat orbital kosong yang dapat menerima pasangan elektron bebas.

Mengapa  $\text{HCl}$  bertindak sebagai asam Lewis?

Klor jauh lebih elektronegatif dibandingkan hidrogen. Hal itu berarti bahwa  $\text{HCl}$  merupakan molekul polar. Elektron dalam ikatan hidrogen-klor akan lebih tertarik ke arah klor dan membuat hidrogen sedikit bermuatan positif dan klor sedikit bermuatan negatif.



Pasangan elektron bebas pada atom nitrogen (dalam molekul amonia) tertarik ke arah hidrogen (dalam molekul HCl) yang sedikit bermuatan positif. Pada saat keduanya mendekat, elektron pada ikatan hidrogen-klor akan saling menolak ke arah atom klor. Ikatan koordinasi terbentuk antara nitrogen dan hidrogen, klor akan lepas menghasilkan ion klorida.



Molekul HCl secara keseluruhan bertindak sebagai asam Lewis, karena dapat menerima pasangan elektron dari amonia.

#### DAFTAR PUSTAKA

<http://bilbo.chm.uri.edu/CHM112/lectures/lecture13.htm>

Kotz., John.C, Purcel, K.F., 1987, *Chemistry and Chemical Reactivity*, Saunders College Publishing, New York, USA

Oxtoby, D.W., 2002, *Principles of Modern Chemistry*, Nelson Thomson Learning Inc, Toronto, Canada.

Shriver, D.F., Langford, C.H., Atkins, P.W., 1990, *Inorganic Chemistry*, Oxford University Press, New York, USA