

Teori Asam-Basa

A. PENDAHULUAN

Konsep dasar mengenai asam dan basa:

- 1) **Asam** adalah zat yang memiliki rasa masam dan bersifat korosif (merusak).
- 2) **Basa** adalah zat yang memiliki rasa pahit, melarutkan lemak, dan bersifat kaustik (licin).

Konsep dasar lain mengenai asam dan basa yang dikemukakan oleh para ilmuwan:

- 1) **Menurut Lavoisier**, zat yang menyebabkan sifat asam adalah oksigen.
- 2) **Menurut Sir H. Davy**, zat yang menyebabkan sifat asam adalah hidrogen.
- 3) **Menurut Gay-Lussac**, asam dan basa adalah zat yang saling menetralkan satu sama lain.

Selanjutnya, muncul teori asam-basa yang paling dapat diterima dan digunakan sampai sekarang.

B. TEORI ASAM-BASA ARRHENIUS

Svante August Arrhenius mengemukakan teori asam-basa tahun 1884.

Teori asam Arrhenius:

Pembawa sifat asam adalah ion H^+ dan asam melepas ion H^+ dalam air.

Reaksi ionisasi asam dalam air:



↓ ↓
valensi asam ion sisa asam

Contoh:



Macam-macam asam menurut teori Arrhenius:

- 1) **Asam monovalen** (satu valensi asam)
Contoh: HCl, HF, HBr.
- 2) **Asam polivalen** (banyak valensi asam)
Contoh: H_2SO_4 (divalen), H_3PO_3 (trivalen)

Teori basa Arrhenius:

Pembawa sifat basa adalah ion OH^- dan basa melepas ion OH^- dalam air.

Reaksi ionisasi basa dalam air:



↓ ↓
ion sisa basa valensi basa

Contoh:



Teori asam-basa Arrhenius merupakan teori asam-basa yang pertama kali dapat diterima.

Kekurangan teori asam-basa Arrhenius:

- 1) Hanya dapat menjelaskan sifat asam-basa apabila suatu zat dilarutkan dalam air.
- 2) Tidak dapat menjelaskan sifat basa amonia dan natrium karbonat yang tidak mengandung ion OH^- namun menghasilkan ion OH^- ketika dilarutkan dalam air.

Kekuatan asam dan basa menurut teori Arrhenius didasarkan atas $[H^+]$ dan $[OH^-]$.

- 1) **Asam kuat** memiliki $[H^+]$ yang besar, **asam lemah** memiliki $[H^+]$ yang kecil.
- 2) **Basa kuat** memiliki $[OH^-]$ yang besar, **basa lemah** memiliki $[OH^-]$ yang kecil.

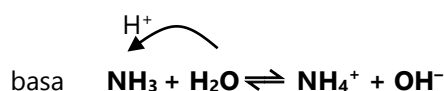
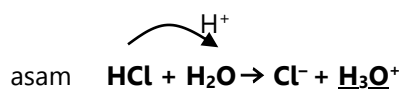
C. TEORI ASAM-BASA BRONSTED-LOWRY

Johanes N. Bronsted dan **Thomas M. Lowry** mengemukakan teori asam-basa tahun 1923.

Menurut Bronsted-Lowry, asam dan basa hanya terionisasi dalam air karena:

- 1) Air menarik ion H^+ sehingga membentuk ion hidronium (H_3O^+),
- 2) Air melepas ion H^+ sehingga membentuk ion hidroksida (OH^-).

Contoh:



Teori asam-basa Bronsted-Lowry:

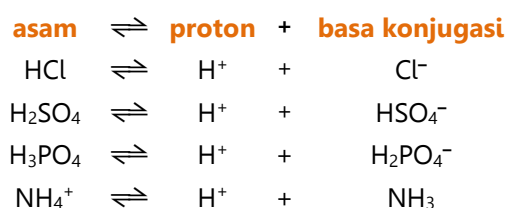
Asam adalah spesi atau zat yang merupakan donor proton (H^+).

Basa adalah spesi atau zat yang merupakan akseptor proton (H^+).

Menurut teori asam-basa Bronsted-Lowry:

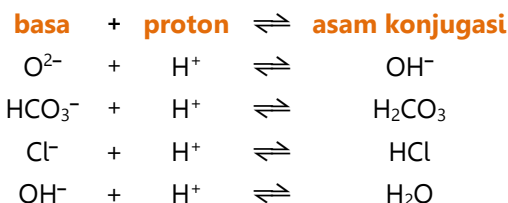
- 1) **Asam** yang telah melepaskan satu proton akan membentuk spesi atau zat yang disebut **basa konjugasi**.

Contoh:



- 2) **Basa** yang telah menerima satu proton akan membentuk spesi atau zat yang disebut **asam konjugasi**.

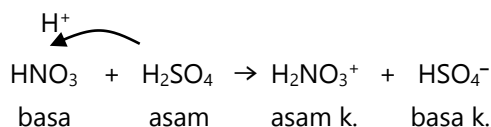
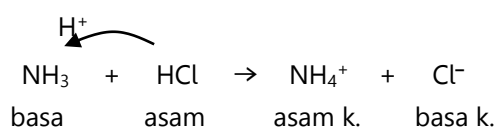
Contoh:



Kelebihan teori asam-basa Bronsted-Lowry:

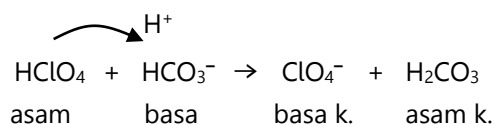
- 1) Dapat menjelaskan sifat asam-basa zat pada pelarut dan larutan selain air, bahkan tanpa pelarut.

Contoh:



- 2) Dapat menjelaskan sifat asam-basa kation dan anion.

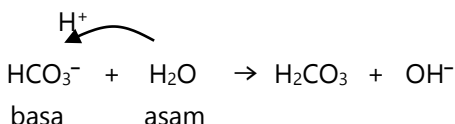
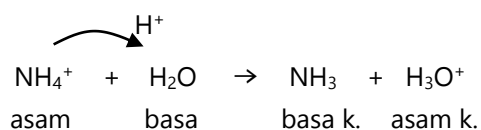
Contoh:



- 3) Dapat menjelaskan zat yang bersifat **amfoter/amfiprotik** (dapat berupa asam atau basa).

Contoh:

Air dapat bersifat asam atau basa.



Kelemahan teori asam-basa Bronsted-Lowry adalah tidak dapat menjelaskan sifat asam-basa yang tidak melibatkan transfer proton.

Kekuatan asam dan basa menurut teori Bronsted-Lowry didasarkan atas kemampuan zat melepas dan menarik proton.

- 1) **Asam kuat** mudah melepas proton, **asam lemah** sukar melepas proton.
- 2) **Basa kuat** mudah menarik proton, **basa lemah** sukar menarik proton.

- 3) **Kekuatan asam** berbanding terbalik dengan kekuatan basa konjugasinya.
- 4) **Kekuatan basa** berbanding terbalik dengan kekuatan asam konjugasinya.

Kekuatan asam dan basa menurut teori Bronsted-Lowry bersifat **relatif**.

- 1) **Jika dua larutan asam berbeda** dicampurkan dengan suatu larutan basa secara terpisah:
 - a. **Pada asam 1**, basa bersifat lemah,
 - b. **Pada asam 2**, basa bersifat kuat,
Maka asam 2 **lebih kuat** daripada asam 1.
- 2) **Jika dua larutan basa berbeda** dicampurkan dengan suatu larutan asam secara terpisah:
 - a. **Pada basa 1**, asam bersifat lemah,
 - b. **Pada basa 2**, asam bersifat kuat,
Maka basa 2 **lebih kuat** daripada basa 1.

D. TEORI ASAM-BASA LEWIS

Gilbert N. Lewis mengemukakan teori asam-basa tahun 1923.

Menurut Lewis, transfer proton terjadi karena adanya pasangan elektron bebas pada basa, yang kemudian akan membentuk ikatan kovalen koordinasi dengan proton tersebut.

Teori asam-basa Lewis:

Asam adalah spesi atau zat akseptor pasangan elektron.

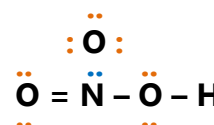
Basa adalah spesi atau zat donor pasangan elektron.

Contoh:

HNO₃

Asam : atom O

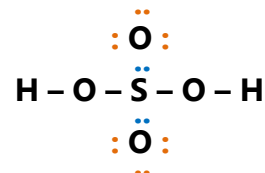
Basa : atom N



H₂SO₄

Asam : atom O

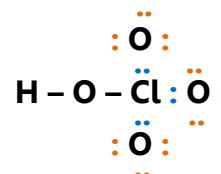
Basa : atom S



HClO₄

Asam : atom O

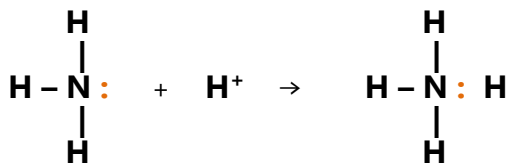
Basa : atom S





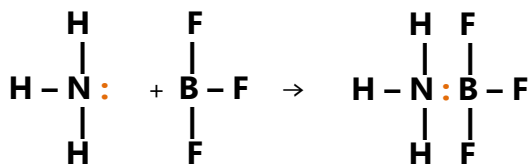
Asam : ion H^+

Basa : atom N pada NH_3



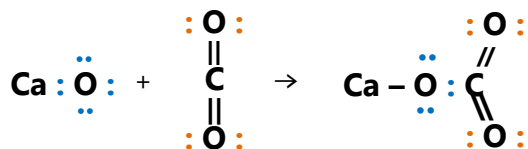
Asam : atom B pada BF_3

Basa : atom N pada NH_3



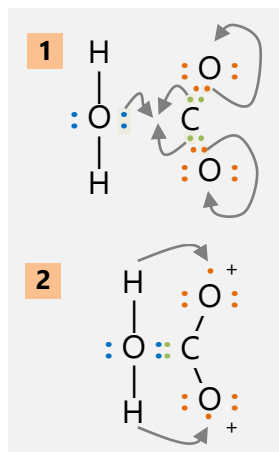
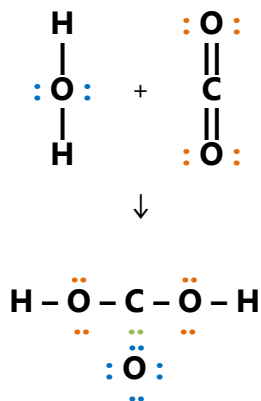
Asam : atom C pada CO_2

Basa : atom O pada CaO



Asam : atom C pada CO_2

Basa : atom O pada H_2O



Kelebihan teori asam-basa Lewis:

- 1) Dapat menjelaskan sifat asam-basa yang tidak melibatkan transfer proton.
- 2) Dapat menjelaskan sifat asam-basa oksida asam dan oksida basa.
- 3) Dapat menjelaskan sifat asam-basa senyawa yang memiliki pasangan elektron bebas.
- 4) Dapat menjelaskan sifat asam-basa senyawa organik seperti protein dan DNA.

Kekurangan teori asam-basa Lewis:

- 1) Hanya dapat menjelaskan sifat asam-basa zat atau ion yang mencapai kaidah oktet.
- 2) Hanya dapat menjelaskan sifat asam-basa senyawa kovalen.