

Teori Asam-Basa

A. PENDAHULUAN

- Asam dan basa merupakan sifat yang dimiliki oleh zat-zat kimia.
- Konsep dasar** mengenai asam dan basa:
 - Asam** adalah zat yang memiliki rasa masam dan bersifat korosif (merusak).
 - 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:
 - Menurut Lavoisier**, zat yang menyebabkan sifat asam suatu zat adalah oksigen.
 - Menurut Sir H. Davy**, zat yang menyebabkan sifat asam suatu zat adalah hidrogen, bukan oksigen.
 - Menurut Gay-Lussac**, asam dan basa adalah zat yang saling menetralkan satu sama lain, dan hanya dapat didefinisikan secara berkaitan.
- Selanjutnya**, muncul teori-teori asam-basa yang dikemukakan dalam:
 - Teori asam-basa Arrhenius
 - Teori asam-basa Bronsted-Lowry
 - Teori asam-basa Lewis

B. TEORI ASAM-BASA ARRHENIUS

- Svante August Arrhenius** mengemukakan teori asam-basa pada tahun 1884.

- Teori asam Arrhenius:**

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

- Reaksi ionisasi asam** dalam air:



Ion H^+ hasil ionisasi asam disebut **valensi asam**. Anion hasil ionisasi asam disebut **ion sisa asam**.

Contoh:



- Macam-macam asam** menurut teori Arrhenius:
 - Asam monoprotik**, yaitu asam yang memiliki satu valensi asam (monovalen).
Contoh: HCl, HF, HBr.
 - Asam poliprotik**, yaitu asam yang memiliki dua valensi asam (divalen) atau tiga valensi asam (trivalen).
Contoh: H_2SO_4 , H_2S , H_3PO_3 .

- Teori basa Arrhenius:**

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

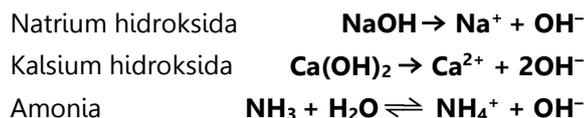
- Reaksi ionisasi basa** dalam air:



Ion OH^- hasil ionisasi basa disebut **valensi basa**.

Kation hasil ionisasi basa disebut **ion sisa basa**.

Contoh:



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

- Kekurangan teori** asam-basa Arrhenius:

- Hanya dapat menjelaskan sifat asam-basa apabila suatu zat dilarutkan dalam air.
- 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 konsentrasi H^+ dan OH^- .

- Asam kuat** memiliki konsentrasi H^+ yang besar, **asam lemah** memiliki konsentrasi H^+ yang kecil.
- Basa kuat** memiliki konsentrasi OH^- yang besar, **basa lemah** memiliki konsentrasi OH^- yang kecil.

C. TEORI ASAM-BASA BRONSTED-LOWRY

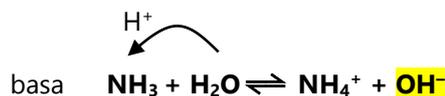
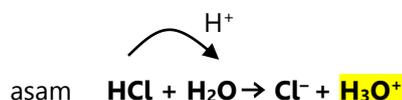
- Johanes N. Bronsted** dan **Thomas M. Lowry** mengemukakan teori asam-basa pada tahun 1923.

- Menurut Bronsted-Lowry**, asam dan basa hanya terionisasi di dalam air saja, tidak di dalam pelarut atau larutan lain.

- Hal ini disebabkan** karena:

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

Contoh:



Teori asam-basa Bronsted-Lowry:

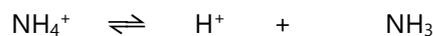
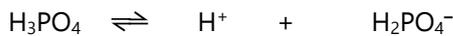
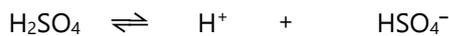
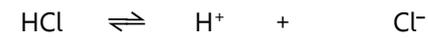
Asam adalah spesi atau zat yang merupakan donor proton (H^+).

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

Menurut teori asam-basa Bronsted-Lowry:

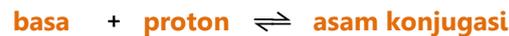
- a. **Asam** yang telah melepaskan satu proton akan membentuk spesi atau zat yang disebut **basa konjugasi**.

Contoh:



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

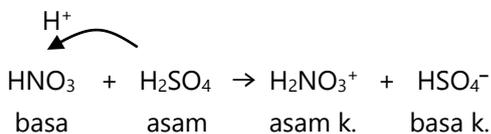
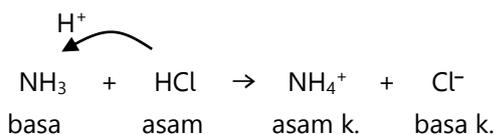
Contoh:



Kelebihan teori asam-basa Bronsted-Lowry:

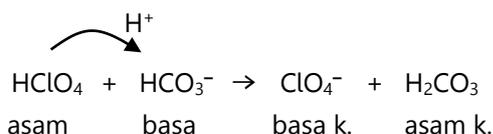
- 1) Dapat menjelaskan sifat asam-basa zat pada pelarut dan larutan selain air, bahkan tanpa pelarut.

Contoh:



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

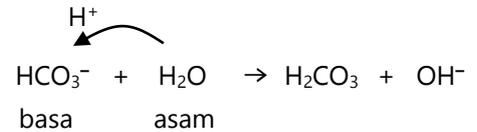
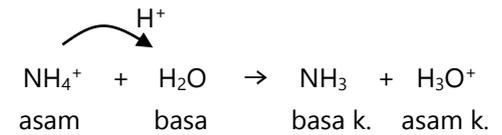
Contoh:



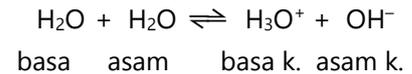
- 3) Dapat menjelaskan zat yang dapat bersifat **amfiprotik** atau **amfoter**, yaitu dapat berupa asam atau basa.

Contoh:

Air dapat bersifat asam atau basa.



Sifat amfoter air dapat dijelaskan melalui reaksi autodisosiasi air (**autoprotolisis**).



- 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.

- Asam kuat** adalah spesi yang mudah melepas proton, **asam lemah** adalah spesi yang sukar melepas proton.
- Basa kuat** adalah spesi yang kuat menarik proton, **basa lemah** adalah spesi yang lemah menarik proton.
- Kekuatan asam** berbanding terbalik dengan **kekuatan basa konjugasinya**.
- Kekuatan basa** berbanding terbalik dengan **kekuatan asam konjugasinya**.

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

- Asam dan basa yang dilarutkan pada pelarut yang berbeda akan memiliki kekuatan asam dan basa yang berbeda pula.

- Kekuatan relatif asam dan basa:

Pelarut	Sifat asam pada pelarut
Basa A	asam lemah
Basa B	asam kuat
Kekuatan relatif	
Basa B lebih kuat daripada basa A	

Pelarut	Sifat basa pada pelarut
Asam A	basa lemah
Asam B	basa kuat
Kekuatan relatif	
Asam B lebih kuat daripada asam A	

Kekuatan relatif beberapa macam asam dan basa yang diketahui:

	asam kuat	basa lemah	
↑ semakin kuat	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	↑ semakin lemah
	HCl	Cl ⁻	
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	
	H ₃ O ⁺	H ₂ O	
	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	
	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	
	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	
	HF	F ⁻	
	HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	
↓ semakin lemah	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	↓ semakin kuat
	H ₂ S	HS ⁻	
	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	
	HCN	CN ⁻	
	NH ₄ ⁺	NH ₃	
	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	
	HS ⁻	S ²⁻	
	H ₂ O	OH ⁻	
	NH ₃	NH ₂ ⁻	
	OH ⁻	O ²⁻	
	asam lemah	basa kuat	

D. TEORI ASAM-BASA LEWIS

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

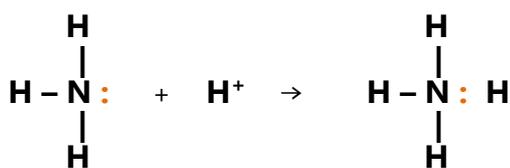
Menurut Lewis, transfer proton yang terjadi pada asam dan basa terjadi karena adanya pasangan elektron bebas pada basa, yang kemudian akan membentuk ikatan kovalen koordinasi dengan proton tersebut.

Teori asam-basa Lewis:

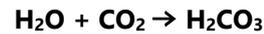
Asam adalah spesi atau zat akseptor pasangan elektron.

Basa adalah spesi atau zat donor pasangan elektron.

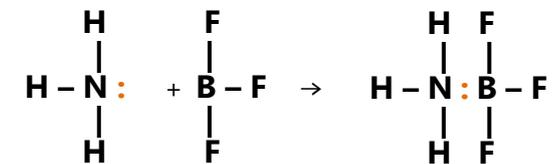
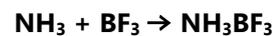
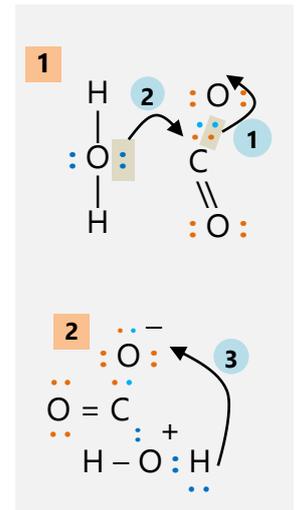
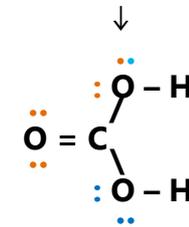
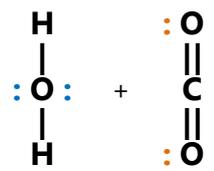
Contoh:



basa asam



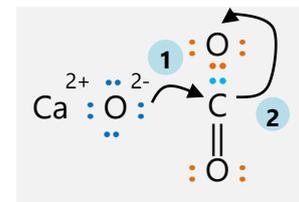
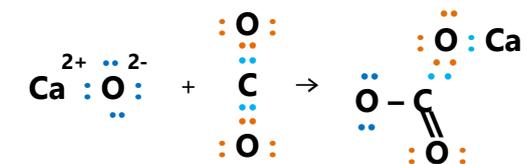
basa asam



basa asam



basa asam



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 molekul senyawa yang memiliki pasangan elektron bebas.
- 4) Dapat menjelaskan sifat asam-basa zat organik seperti protein dan DNA.

Kekurangan teori asam-basa Lewis adalah hanya dapat menjelaskan sifat asam-basa zat atau ion yang mencapai kaidah oktet atau kestabilan saja.

 **Kekuatan asam dan basa** menurut teori Lewis bersifat **relatif**.

- Asam kuat** adalah spesi yang atom akseptornya mudah menarik pasangan elektron suatu basa.
- Asam lemah** adalah spesi yang atom akseptornya sukar menarik pasangan elektron suatu basa.
- Basa kuat** adalah spesi yang atom donor pasangan elektron terhadap suatu asam berukuran lebih kecil atau lebih elektronegatif.
- Basa lemah** adalah spesi yang atom donor pasangan elektron terhadap suatu asam berukuran lebih besar atau kurang elektronegatif.

E. TEORI ASAM-BASA LAIN

 **Beberapa teori** asam-basa lain:

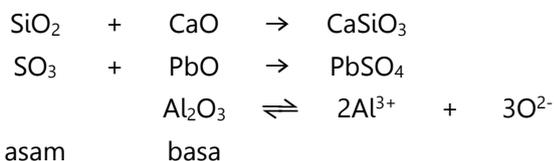
- Teori asam-basa Lux-Flood
- Teori asam-basa Usanovich

 **Teori asam-basa** Lux-Flood:

Asam adalah spesi atau zat akseptor ion oksida (O^{2-}).

Basa adalah spesi atau zat donor ion oksida (O^{2-}).

Contoh:



 **Teori asam-basa** Usanovich:

Asam adalah spesi atau zat yang teroksidasi (akseptor pasangan elektron).

Basa adalah spesi atau zat yang tereduksi (donor pasangan elektron).

Contoh:

