

3 Reaksi Anorganik

Reaksi anorganik dapat dideskripsikan dengan konsep redoks atau asam basa. Termodinamika dan elektrokimia sangat erat kaitannya dengan analisis reaksi redoks dan asam basa. Walaupun nampaknya teori termodinamika dan elektrokimia dideskripsikan dengan sejumlah persamaan dan rumus yang rumit, hanya beberapa persamaan dan parameter yang diperlukan untuk pemahaman yang layak. Pemahaman yang baik tentang tanda dan kecenderungan parameter dalam persamaan-persamaan penting ini akan sangat membantu pemahaman. Pemahaman lebih detail di luar bahasan di sini dapat diperoleh dengan memperluas konsep-konsep dasar ini.

3.1 Termodinamika

Parameter termodinamika untuk perubahan keadaan diperlukan untuk mendeskripsikan ikatan kimia, struktur dan reaksi. Hal ini juga berlaku dalam kimia anorganik, dan konsep paling penting dalam termodinamika dipaparkan di bagian ini. Pengetahuan termodinamika sederhana sangat bermanfaat untuk memutuskan apakah struktur suatu senyawa akan stabil, kemungkinan kespontanan reaksi, perhitungan kalor reaksi, penentuan mekanisme reaksi dan pemahaman elektrokimia.

Entalpi Karena entalpi adalah kandungan kalor sistem dalam tekanan tetap, perubahan ΔH bernilai negatif untuk reaksi eksoterm, dan positif untuk reaksi endoterm. Entalpi reaksi standar, ΔH^0 , adalah perubahan entalpi dari 1 mol reaktan dan produk pada keadaan standar (105 Pa dan 298.15 K). **Entalpi pembentukan standar**, ΔH_f^0 , suatu senyawa adalah entalpi reaksi standar untuk pembentukan senyawa dari unsur-unsurnya. Karena entalpi adalah fungsi keadaan, entalpi reaksi standar dihitung dengan mendefinisikan entalpi pembentukan zat sederhana (unsur) bernilai nol. Dengan demikian:

$$\Delta H^0 = \sum_n \Delta H_f^0(\text{produk}) - \sum_n \Delta H_f^0(\text{reaktan})$$

Entropi Entropi adalah fungsi keadaan, dan merupakan kriteria yang menentukan apakah suatu keadaan dapat dicapai dengan spontan dari keadaan lain. Hukum ke-2 termodinamika menyatakan bahwa entropi, S , sistem yang terisolasi dalam proses spontan meningkat. Dinyatakan secara matematis

$$\Delta S > 0$$

Proses yang secara termodinamika ireversibel akan menghasilkan entropi. Entropi berkaitan dengan ketidakteraturan sistem dalam termodinamika statistik, menurut persamaan:

$$S = k \ln W.$$

k adalah tetapan Boltzmann, dan W adalah jumlah susunan atom atau molekul dalam sistem dengan energi yang sama, dan berhubungan dengan besarnya ketidakteraturan. Dengan meningkatnya entropi, meningkat pula ketidakteraturan sistem.

Energi bebas Gibbs Kuantitas ini didefinisikan dengan:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

reaksi spontan terjadi bila energi Gibbs reaksi pada suhu dan tekanan tetap negatif. Perubahan energi bebas Gibbs standar berhubungan dengan tetapan kesetimbangan reaksi $A = B$ melalui:

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K.$$

K bernilai lebih besar dari 1 bila ΔG° negatif, dan reaksi berlangsung spontan ke kanan.

3.2 Elektrokimia

Keadaan standar didefinisikan sebagai keadaan pada 25 °C (298.15 K), pada keaktifan satu untuk semua zat dalam sel elektrokimia pada sel dengan arus nol pada tekanan 1 bar (105 Pa). Untuk reaksi yang melibatkan ion H^+ , keadaan standar adalah $pH = 0$ (sekitar konsentrasi asam 1 molar). Dalam kasus elektrode hidrogen digunakan sebagai potensial elektrode standar, gas hidrogen 1 atm ($a_{H_2} = 1$) dikontakkan perlahan dengan elektroda platinum-hitam yang dibenamkan dalam larutan asam kuat dengan keaktifan, $a_{H^+} = 1$. Potensialnya diungkapkan sebagai:

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{F} \ln \frac{a_{H^+}}{a_{H_2}}$$

dan menurut definisi $E^{\circ} = 0$ dalam keadaan standar. Elektroda hidrogen dalam keadaan standar disebut sebagai **elektrode hidrogen standar** atau NHE. Walaupun potensial reduksi biasanya diungkapkan dengan rujukan NHE standar, elektrode hidrogen sukar ditangani. Oleh karena itu **elektrode kalomel jenuh** atau Ag/AgCl digunakan sebagai elektroda rujukan untuk pengukuran elektrokimia sehari-hari dan potensial percobaan diukur terhadap elektroda ini atau dikonversi

pada nilai NHE. Bila nilai NHE diset menjadi 0, nilai SCE 0.242 V, dan Ag/AgCl adalah 0.199 V.

Reaksi redoks terjadi hanya bila pasangan redoks ada dan reaktannya dapat berupa oksidator atau reduktor bergantung pasangan reaksinya. Kemampuan relatif redoksnya dapat diungkapkan secara numerik dengan memberikan potensial reduksi setengah reaksinya, E^0 (Tabel 3.1). Perubahan energi bebas reaksi berhubungan dengan E^0 ,

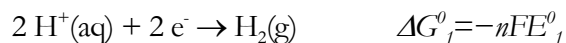
$$\Delta G^0 = -nFE^0$$

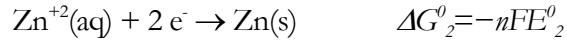
n adalah jumlah elektron yang diserahterimakan dan f adalah konstanta Faraday, 96500 C.mol⁻¹.

Tabel 3.1 Potensial reduksi standar pada 25 °C.

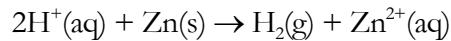
pasangan	E^0 / V
$F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(aq)$	+2.87
$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2H_2O(l)$	+1.77
$Ce^{4+}(aq) + e^- \rightarrow Ce^{3+}(aq)$	+1.72
$MnO_2^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	+1.51
$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(aq)$	+1.36
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2H_2O(l)$	+1.23
$Br_2(l) + 2e^- \rightarrow 2Br^-(aq)$	+1.09
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0.77
$AgCl(s) + e^- \rightarrow Ag(s) + Cl^-(aq)$	+0.22
$Cu^{2+}(aq) + e^- \rightarrow Cu^+(aq)$	+0.15
$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$	0
$Sn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn(s)$	-0.14
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	-0.45
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	-0.76
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s)$	-1.66
$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	-2.37
$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$	-2.71
$Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$	-3.04

Misalnya, untuk dua reaksi





Tidak berlangsung bebas, tetapi bila $\text{H}^{+}(\text{aq})$ dan $\text{Zn}(\text{s})$ ada, reaksi redoks akan berlangsung. Persamaan yang menyatakan reaksi yang berlangsung didapat bila reaksi ke-2 dikurangi dengan persamaan reaksi pertama



Perubahan energi bebas reaksi redoks keseluruhan adalah selisih perubahan energi masing-masing setengah reaksi.

$$\Delta G^{\circ} = \Delta G_1^{\circ} - \Delta G_2^{\circ}$$

Karena setengah sel pada dasarnya hanya imajiner dan umumnya digunakan sebagai pasangan, perubahan energi bebas ΔG_1° untuk H^{+} diset 0. Dalam hal ini karena didapat hasil percobaan ΔG° sebesar -147 kJ, maka ΔG_2° bernilai 147 kJ. Potensial E° yang berkaitan dengan ΔG° setengah reaksi disebut **potensial reduksi standar**.

$$E^{\circ} = -\frac{\Delta G^{\circ}}{nF}$$

Maka

$$E^{\circ}(\text{H}^{+}, \text{H}_2) = 0 \text{ (sesuai definisi)}$$

$$E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}, \text{Zn}) = \frac{-147 \text{ kJ mol}^{-1}}{2 \times 96500 \text{ C mol}^{-1}} = -0.76 \text{ V}$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ C.V}$$

Potensial standar berbagai setengah reaksi ditentukan dengan menggunakan prosedur yang mirip dengan yang disebutkan tadi (Tabel 3.1). E° reaksi redoks dapat dihitung dengan mengkombinasikan E° setengah reaksi ini.

Bila E° reaksi redoks positif, ΔG° bernilai negatif dan reaksi berlangsung spontan. Akibatnya selain menggunakan perubahan energi bebas potensial reduksi juga dapat digunakan untuk menentukan kespontanan reaksi. Semakin besar potensial reduksi semakin kuat kemampuan

oksidasinya. Nilai positif atau negatif berdasarkan nilai potensial reduksi proton adalah 0, dan harus dipahami bahwa nilai positif tidak harus berarti mengoksidasi, dan nilai negatif bukan berarti mereduksi. Deretan yang disusun berdasarkan kekuatan redoks disebut **deret elektrokimia**.

3.3 Oksidasi reduksi

a Bilangan oksidasi

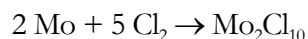
Bilangan oksidasi adalah muatan formal atom dalam suatu molekul atau dalam ion yang dialokasikan sedemikian sehingga atom yang ke-elektronegativannya lebih rendah mempunyai muatan positif. Karena muatan listrik tidak berbeda dalam hal molekul yang terdiri atas atom yang sama, bilangan oksidasi atom adalah kuosien muatan listrik netto dibagi jumlah atom. Dalam kasus ion atau molekul mengandung atom yang berbeda, atom dengan ke-elektronegativan lebih besar dapat dianggap anion dan yang lebih kecil dianggap kation. Misalnya, nitrogen berbilangan oksidasi 0 dalam N_2 ; oksigen berbilangan oksidasi -1 dalam O_2^{2-} ; dalam NO_2 nitrogen +4 and oxygen -2; tetapi dalam NH_3 nitrogen -3 dan hidrogen +1. Jadi, bilangan oksidasi dapat berbeda untuk atom yang sama yang digabungkan dengan pasangan yang berbeda dan atom dikatakan memiliki muatan formal yang sama nilainya dengan bilangan oksidasinya. Walaupun harga nilai muatan formal ini tidak mengungkapkan muatan sebenarnya, namun nilai ini sangat memudahkan untuk untuk menghitung elektron valensi dan dalam menangani reaksi redoks.

Latihan 3.1 Halogen manakah yang memiliki kekuatan oksidasi terbesar?

[Jawab] Karena potensial reduksi fluor tertinggi, maka kekuatan oksidasinya terbesar.

b Reaksi redoks

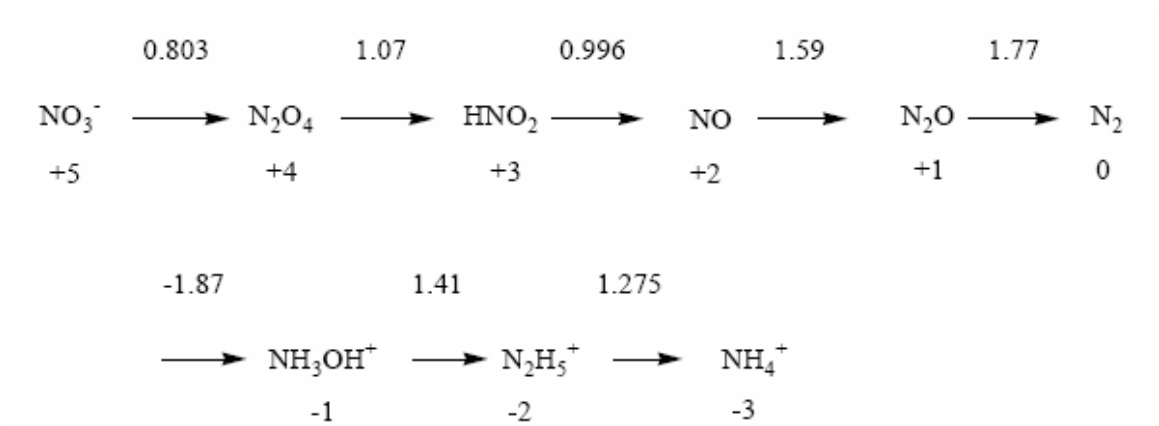
Awalnya, oksidasi berarti pembentukan oksida dari unsurnya atau pembentukan senyawa dengan mereaksikannya dengan oksigen, dan reduksi adalah kebalikan oksidasi. Definisi **reduksi** saat ini adalah reaksi yang menangkap elektron, dan **oksidasi** adalah reaksi yang membebaskan elektron. Oleh karena itu, suatu pereaksi yang memberikan elektron disebut **reduktor** dan yang menangkap elektron **oksidator**. Akibat reaksi redoks, reduktor mengalami oksidasi dan oksidator mengalami reduksi. Contohnya, dalam reaksi antara logam molibdenum dan gas khlor membentuk molibdenum pentakhlorida,



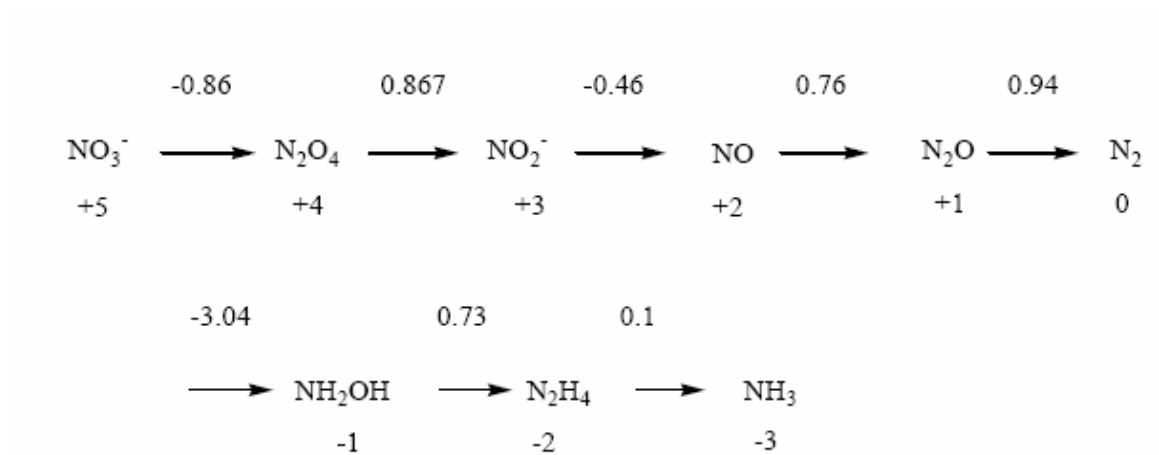
molibdenum adalah reduktor dan berubah bilangan oksidasinya dari 0 menjadi +5 dan khlor adalah oksidator dan berubah bilangan oksidasinya dari 0 ke -1.

c Diagram Latimer

Diagram Latimer adalah diagram dengan spesi kimia berbilangan oksidasi tertinggi ditempatkan di paling kiri dan serangkaian spesi dari atom yang sama disusun ke kanan sesuai dengan penurunan bilangan oksidasi, dan potensial reduksi standar (E°) ditulis di atas garis yang menghubungkan setiap keadaan. Diagram ini adalah cara mudah untuk mendiskusikan reaksi redoks. Karena potensial reduksi akan berbeda dalam larutan asam dan basa, diperlukan diagram yang berbeda bergantung pada pH larutan. Dengan mengambil contoh deretan oksida dan hidrida nitrogen dalam larutan asam sebagai contoh



yang dalam basa diagramnya menjadi:



Sifat aditif fungsi keadaan ΔG^0 dapat digunakan untuk menghitung potensial reduksi standar antar bilangan oksidasi yang berjauhan.

$$\Delta G^0 = \Delta G_1^0 + \Delta G_2^0$$

$$-(n_1 + n_2)FE^0 = -n_1FE_1^0 - n_2FE_2^0$$

Perubahan energi bebas dan potensial reduksi keadaan yang terdekat adalah $\Delta G_1^0, E_1^0, \Delta G_2^0, E_2^0$ dan jumlah elektron yang diserahkan adalah n_1 dan n_2 . Sehingga

$$E = \frac{n_1FE_1^0 + n_2FE_2^0}{(n_1 + n_2)}$$

Misalnya untuk reduksi NO_3^- menjadi HNO_2 dua elektron diserahkan untuk membentuk HNO_2 melalui N_2O_4 dan potensialnya menjadi:

$$E^0 = \frac{0.803 + 1.07}{2} = 0.94$$

Latihan 3.2 Hitung potensial reduksi NO_3^- menjadi NO_2^- dalam larutan basa.

[Jawab] $E^0 = \frac{-0.86 + 0.867}{2} = 0.004$

Akhir-akhir ini, bila senyawa anorganik baru disintesis, sifat redoksnya dipelajari, biasanya dengan pengukuran elektrokimia. **Voltametri siklis** adalah teknik yang dipilih karena kesederhanaannya. Teknik ini meliputi pengukuran potensial, jumlah elektron yang ditransfer, kereversibelannya, dsb. Biasanya cukup baik untuk menganggap potensial oksidasi berkaitan dengan tingkat energi HOMO, sebab oksidasi biasanya mengambil elektron dari HOMO dan potensial reduksi berkaitan dengan tingkat LUMO sebab reduksi menambahkan elektron ke LUMO. Namun, berbagai faktor, seperti pengaruh pelarut, harus diperhatikan dalam diskusi kuantitatif proses redoks.

3.4 Asam basa

Definisi asam basa telah berubah dengan waktu. Hal ini bukan masalah definisi yang ketinggalan zaman, namun lebih karena kemudahan menerapkan konsep untuk masalah kimia yang khusus.

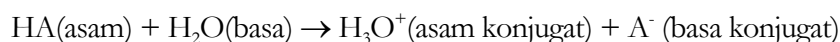
Oleh karena itu, mengurutkan kekuatan asam basa juga bergantung pada definisi asam basa yang digunakan.

a Asam basa Arrhenius

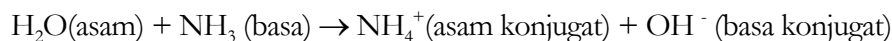
Di tahun 1884, Arrhenius mendefinisikan **asam** adalah zat yang menghasilkan H^+ dan **basa** adalah zat yang menghasilkan OH^- . Bila asam adalah HA dan basa BOH, maka $HA \rightarrow H^+ + A^-$ dan $BOH \rightarrow B^+ + OH^-$. Bila asam dan basa bereaksi akan dihasilkan air.

b Asam basa Bronsted Lowry

Dalam teori baru yang diusulkan tahun 1923 secara independen oleh Brønsted dan Lowry, asam didefinisikan sebagai molekul atau ion yang menghasilkan H^+ dan molekul atau ion yang menerima H^+ merupakan partner asam yakni basa. Basa tidak hanya molekul atau ion yang menghasilkan OH^- , tetapi yang menerima H^+ . Karena asam HA menghasilkan H^+ ke air dalam larutan dalam air dan menghasilkan **ion oksonium**, H_3O^+ , air juga merupakan basa menurut definisi ini.



Di sini H_3O^+ disebut **asam konjugat** dan A^- adalah **basa konjugat**. Namun, karena air juga memberikan H^+ ke amonia dan menghasilkan NH_4^+ , air juga merupakan asam, seperti diperlihatkan persamaan berikut:



Jadi air dapat berupa asam atau basa bergantung ko-reaktannya.

Walaupun definisi Bronsted Lowry tidak terlalu berbeda dengan definisi Arrhenius, definisi ini lebih luas manfaatnya karena dapat digunakan ke sistem asam-basa dalam pelarut non-air.

Latihan 3.3 Tuliskan rumus molekul asam nitrat, asam perklorat, asam sulfat dan asam fosfat sebagai asam okso lengkap dengan bilangan oksidasi atom pusatnya.

[Jawab] asam nitrat $(HO)N^{5+}O_2$, asam perklorat $(HO)Cl^{7+}O_3$, asam sulfat $(HO)_2S^{6+}O_2$, asam fosfat $(HO)_3P^{5+}O$.

Kekuatan asam

Suatu asam protonik akan memberikan H^+ ke air dan menghasilkan ion H_3O^+ . Kekuatan asam di larutan encer dalam pelarut air diperkirakan dari konstanta kesetimbangan K_a .

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

Untuk kesetimbangan disosiasi: $HA + H_2O = H_3O^+ + A^-$

Namun biasanya lebih mudah untuk menggunakan:

$$pK_a = -\log K_a \text{ mirip dengan } pH = -\log [H_3O^+].$$

Asam dengan $pK_a < 0$ diklasifikasikan asam kuat, dan asam dengan $pK_a > 0$ diklasifikasikan asam lemah. Basa konjugasi dari asam kuat adalah basa lemah. Nilai pK_a beberapa jenis asam diberikan di Tabel 3.2.

Tabel 3.2 pK_a beberapa asam dalam larutan berpelarut air pada 25 °C.

Asam	pK_a
HF	3.17
HCl	-8*
HBr	-9*
HI	-10*
H_2CO_3	6.35
$HClO_4$	<0
HNO_3	<0
H_3PO_3	1.5
H_3PO_4	2.15
H_2SO_4	<0
CH_3COOH	4.56
C_6H_5COOH	4.00
NH_4^+	9.25
$C_5H_5NH^+$	5.25

* Nilai estimasi

Karena pelarut dapat juga menjadi asam atau basa, keasaman dan rentangnya bergantung pada pelarut yang melarutkan asamnya. Disosiasi sempurna asam yang lebih kuat dari H_3O^+ akan

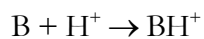
memberikan H^+ ke air, membentuk H_3O^+ dalam larutan berpelarut air. Misalnya, baik HBr dan HI terdisosiasi sempurna menjadi H_3O^+ , dan keasamannya mirip. Fenomena seperti ini disebut dengan **efek penyamarataan**, dan semua keasaman menjadi sama dengan H_3O^+ . Dalam pengukuran keasaman relatif asam kuat, diperlukan pelarut yang keaktifan H^+ lebih kecil dari keaktifan air, misalnya asam asetat dan etanol.

Asam biner halo HX, kecuali HF, adalah asam kuat. Walaupun konsentrasi H_3O^+ juga tinggi di larutan HF, ikatan hidrogen yang kuat antara F^- dibandingkan ikatan hidrogen yang sama di anion halida lain menurunkan keaktifan termodinamika H_3O^+ .

Keasaman asam okso, seperti asam fosfat, asam sulfat, asam nitrat, dan asam perklorat berkaitan dengan bilangan oksidasi P, S, N, dan Cl. Bila, asam okso H_nXO_m dinyatakan sebagai $(HO)XO_{m-n}$, muatan positif di X menjadi $(2m-n)$, dan keasaman akan menjadi lebih besar dengan meningkatnya bilangan ini. Besarnya bilangan ini sebanding dengan kemudahan disosiasi OH untuk menghasilkan proton. Keasaman asam okso tersebut adalah asam perklorat $(HO)ClO_3 >$ asam sulfat $(HO)_2SO_2 >$ asam nitrat $(HO)NO_2 >$ asam fosfat $(HO)_3PO$. Walaupun asam fosfat dapat ditulis $(HO)_3PO$, tapi asam fosfit bukan $(HO)_3P$ tetapi $(HO)_2HPO$, dan kekuatan asamnya mirip dengan asam sulfat.

Fungsi keasaman Hammett

Konsentrasi ion hidrogen dan pH bermakna hanya dalam larutan encer asam dalam pelarut air. Keasaman dalam larutan pekat dan pelarut non-air diukur dengan menggunakan **fungsi keasaman Hammett**. Fungsi ini memungkinkan pengukuran keasaman berbagai asam dalam pelarut non-air. Fungsi Keasaman Hammett dalam kesetimbangan



didefinisikan dengan $H_0 = pK_{BH^+} - \log \frac{[BH^+]}{[B]}$

dalam larutan encer:

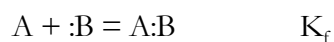
$$K_{BH^+} = \frac{[B][H^+]}{[BH^+]}$$

$$H_0 = -\log \frac{[B][H^+]}{[BH^+]} - \log \frac{[BH^+]}{[B]} = -\log[H^+] = pH$$

Asam dengan $-H_0$ lebih dari 6 disebut **superasam**. Asam ini 10^6 kali lebih kuat dari larutan asam kuat 1 molar. $-H_0$ untuk asam sulfat murni adalah 12.1, 21.1 untuk larutan HF dalam SbF_5 , dan 26.5 untuk kombinasi HSO_3F dan SbF_5 . Superasam mempunyai kemampuan untuk mengambil H dari hidrokarbon dan melakukan pertukaran H-D dan pemotongan ikatan C-C, dsb.

Asam basa Lewis

Sementara konsep asam basa Brønsted terbatas pada transfer proton, asam Lewis A biasanya didefinisikan sebagai akseptor pasangan elektron dan basa Lewis B sebagai donor, pasangan elektron. Asam A dan basa :B terikat membentuk aduk A:B. Misalnya, asam Lewis BF_3 dan basa Lewis OEt_2 (dietileter) membentuk aduk $F_3B:OEt_2$. Kestabilannya meningkat dengan terbentuknya oktet di sekitar boron ketika terbentuk aduk. Kestabilan aduk diungkapkan dalam konstanta kesetimbangan reaksi :



$$K_f = \frac{[A:B]}{[A][:B]}$$

Oleh karena itu, keasaman Lewis diukur dengan membandingkan K_f terhadap basa yang sama :B. Karena proton juga merupakan akseptor elektron, asam Brønsted adalah kasus spesial definisi asam yang lebih umum yakni Lewis. Menurut definisi ini, ikatan koordinat antara logam transisi (asam Lewis) dan ligan (basa Lewis) juga merupakan reaksi asam basa.

V. Gutmann mengusulkan negatif entalpi pembentukan (dalam satuan $kcal.mol^{-1}$) dari aduk ($Cl_5Sb-Sol$) dari suatu pelarut Sol (*solvent*) dengan asam standar ($SbCl_5$) dalam dikloroetana sebagai ukuran kebasahan Lewis pelarut. Bilangan ini disebut **bilangan donor** (*donor number* (D.N.)) pelarut. Di pihak lain, pergeseran kimia ^{31}P NMR dari Et_3P dalam pelarut didefinisikan sebagai ukuran keasaman Lewis pelarut dan disebut dengan **bilangan akseptor** (*acceptor number* (A.N.)). Klasifikasi asam basa keras lunak R. G. Pearson mengklasifikasikan asam basa Lewis sesuai dengan **kekerasan dan kelunakannya**. Klasifikasi ini merupakan perluasan dari teori yang awalnya dikembangkan oleh S. Ahrland, J. Chatt, dan N. R. Davies, yang mengusulkan agar kation

logam diklasifikasikan dalam urutan konstanta kestabilan pembentukan kompleksnya dengan anion halida K_f . Urutannya adalah $I < Br < Cl < f$ untuk ion logam yang masuk kelas a, dan urutannya mengikuti $f < Cl < Br < I$ pada logam kelas b. Jenis a adalah kation asam keras, dan kelas b adalah jenis asam lunak. Kation logam yang tidak terlalu bergantung pada jenis halogen adalah yang masuk kelas **perbatasan**.

Yang harus dicatat adalah K_f cenderung bernilai besar dengan bergabungnya asam keras dan basa keras, atau asam lunak dan basa lunak. Bila konsep ini diperluas dari kation sederhana dan anion halida ke asam dan basa Lewis umum, asam basa tadi dapat diklasifikasikan dengan afinitas asam basa keras lunak. Asam basa keras lunak yang khas ditunjukkan di Tabel 3.3.

Tabel 3.3 Klasifikasi asam basa.

	<i>Keras</i>	<i>Perbatasan</i>	<i>Lunak</i>
Asam	H^+, Li^+, Na^+, K^+ $Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}$ $Al^{3+}, Ti^{4+}, Cr^{3+}$ Fe^{3+}, BF_3, Cl^{7+}	$Fe^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Cu^{2+}$ $Zn^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}$ Sb^{3+}, Bi^{3+}	Cu^+, Ag^+, Au^+ $Tl^+, Cd^{2+}, Hg^+, Hg^{2+}$ $Pd^{2+}, Pt^{2+}, Pt^{4+}$
Basa	NH_3, H_2O, R_2O F^-, OH^-, O^{2-} $NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}$	N_3^-, N_2, NO_2^- Br^- SO_3^{2-}	H^-, CN^-, R^- I^- PR_3, SR_2, CO

Ungkapan kualitatif “kelunakan” adalah bentuk pengungkapan dengan bahasa lain “kemudahan polarisasi” dan “semakin besarnya kontribusi kovalensi dari ikatan ion dalam ikatan”. Kation alkali dan alkali tanah serta aluminium adalah asam keras dan kation merkuri, tembaga, perak, dan emas, dsb. termasuk kelas lunak. Sementara oksida adalah anion keras, sulfida dan senyawa fosfor adalah anion lunak. Dalam mineral di kerak bumi, aluminium yang keras dan oksofilik (suka pada oksigen) didapatkan sebagai oksida, dan kadmium, yang lunak dan kalkofilik ditemukan sebagai sulfida.

Latihan 3.4 Dengan menerapkan konsep asam basa keras lunak untuk ion feri dan feo, jenis mineral apakah yang diharapkan akan dibentuk oleh besi?

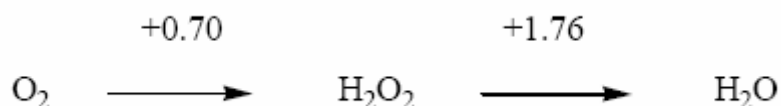
[Jawab] Fe^{3+} adalah asam keras dan Fe^{2+} adalah di perbatasan. Oleh karena itu, mineral utama besi adalah oksida. Walaupun bijih utama oksida hematit Fe_2O_3 atau magnetit Fe_3O_4 , pirit FeS_2 juga agak terdistribusi luas.

Asam basa dan redoks

Beberapa orang mencampuradukkan asam basa dan redoks. Kebingungan ini pertama disebabkan oleh istilah yang mirip yakni asal usul oksigen dan kedua kesalahpahaman transfer elektron. Dalam sejarah, A. L. Lavoisier, yang merupakan bapak besar kimia modern di abad 18, menganggap oksigen sebagai bahan dasar semua asam. Ia juga mendefinisikan oksidasi sebagai pembentukan oksida dari suatu unsur dan oksigen. Definisi asam basa dan redoks yang sekarang muncul jauh setelah Lavoisier. Lebih lanjut, asam Lewis menerima pasangan elektron dari basa membentuk kompleks asam-basa, dan oksidator menangkap elektron dari reduktor seraya mengalami reduksi. Fakta bahwa asam dan oksidator adalah akseptor elektron, dan basa dan reduktor adalah donor elektron, juga merupakan salah satu sumber kebingungan itu.

Soal

3.1 Dari diagram Latimer oksigen berikut:



Tuliskan bilangan oksidasi atom oksigennya. Hitung potensial reduksi yang mengubah oksigen menjadi air dan ramalkan apakah reaksi ini spontan.

3.2 Manakah yang merupakan basa yang lebih kuat, amonia atau piridin?

3.3 Urutan keasaman Lewis boron halida adalah $\text{BF}_3 < \text{BCl}_3 < \text{BBr}_3$. apakah urutan ini sesuai dengan urutan keelektronegativan halogennya?