



UNIVERSITAS
PANCASILA
"A PLACE TO CREATE YOUR SUCCESS"



Kampus
Merdeka
INDONESIA RAYA

MATA KULIAH KIMIA



REAKSI KIMIA DALAM AIR



Dosen Pengampu :

Dr. apt. Liliek Nurhidayati, M.Si.

Program Studi Teknik Industri
Fakultas Teknik Universitas Pancasila

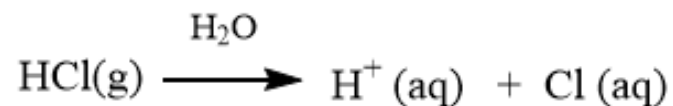
Semester
Gasal 2024/2025

SIFAT UMUM LARUTAN DALAM AIR

- Larutan adalah campuran homogen dari dua atau lebih zat.
- Zat dengan jumlah lebih sedikit disebut solut, yang jumlahnya lebih banyak disebut pelarut
- Berdasarkan kemampuannya menghantarkan arus Listrik, solut yang terlarut dalam air dibagi dua: elektrolit dan non elektrolit

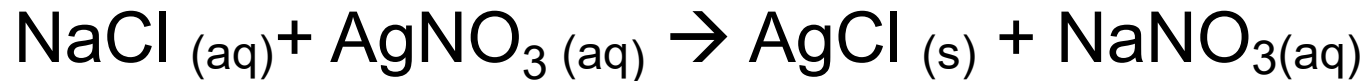
Hidrasi: Proses di mana ion dikelilingi oleh molekul air

Ionisasi:



REAKSI KIMIA DENGAN MEDIA AIR

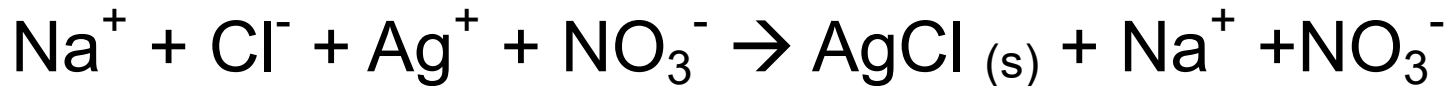
1. Reaksi Molekul



Reaksi ini dinamakan metatesis atau perubahan rangkap dimana terjadi pertukaran tempat dari anion dan kation.

Persamaannya disebut persamaan molekuler.

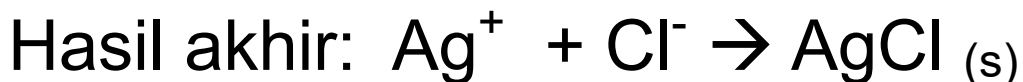
2. Reaksi Ion



Persamaannya disebut persamaan ionik.

Zat padat dalam larutan (s) atau endapan.

Ion-ion yang tidak mengalami perubahan selama reaksi disebut ion-ion pemirsa (ion pendamping, *spectator ion*).

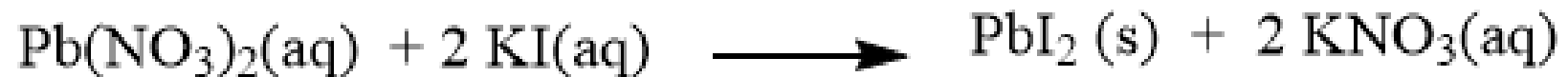


Tiga tipe reaksi utama dalam kimia dan sistem biologi:

- a. Pengendapan
- b. Oksidasi-reduksi
- c. Asam-basa (melibatkan transfer H^+ dari asam ke basa)

a. **Reaksi Pengendapan**

- Reaksi yang menghasilkan produk yang tidak larut (presipitat)
- Presipitat adalah padatan tidak larut yang terpisah dari larutan.



Kelarutan:

Merupakan jumlah maksimum solut yang dapat larut dalam sejumlah tertentu pelarut pada suhu tertentu

Reaksi metatesis = reaksi pertukaran ganda adalah reaksi yang melibatkan pertukaran bagian antara dua senyawa

Ada tiga gaya pendukung dalam reaksi metatesis:

1. Reaksi pembentukan endapan
2. Reaksi pembentukan elektrolit lemah
3. Reaksi pembentukan gas

1. REAKSI PEMBENTUKAN ENDAPAN

- ▶ Bergantung pada konsentrasi ion-ion yang membentuk garam tersebut
- ▶ Garam dikatakan tidak larut bila endapan tetap terbentuk walaupun konsentrasi ion-ion yang membentuk garam tersebut sangat kecil
- ▶ Untuk memperkirakan jalannya reaksi metatesis digunakan aturan kelarutan

Aturan Kelarutan zat

Semua garam dari logam alkali dan amonia (NH_4^+) : larut

Semua garam nitrat (NO_3^-), klorat (ClO_3^-), perklorat (ClO_4^-) dan asetat ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$): larut

Semua garam klorida, bromida dan iodida larut kecuali dari Ag^+ , Pb^{2+} dan Hg_2^{2+}

Semua sulfat larut kecuali dari Ba^{2+} , Sr^{2+} , Hg^{2+} dan Pb^{2+}

CaSO_4 dan Ag_2SO_4 sedikit larut.

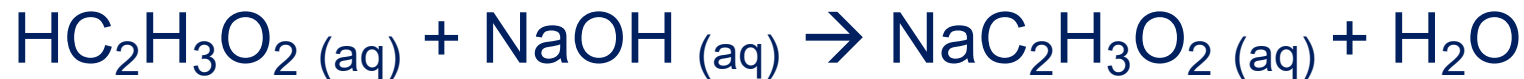
Aturan kelarutan zat (lanjutan)

- Semua oksida logam tak larut kecuali oksida logam alkali, Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+}
- Oksida logam adalah anhidrida basa yang bila bereaksi dengan air akan memberikan ion OH^-
$$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$$
- Semua hidroksida tak larut kecuali hidroksida dari logam alkali, Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} . $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sedikit larut
- Semua karbonat (CO_3^{2-}), fosfat (PO_4^{3-}), sulfida (S^{2-}) dan sulfit (SO_3^{2-}) tak larut kecuali dari ion NH_4^+ dan logam alkali.

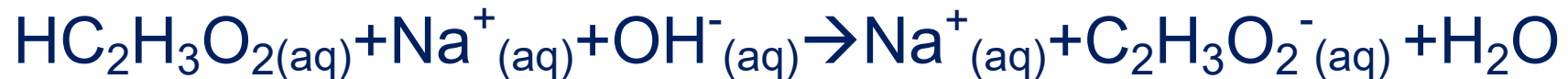
2. REAKSI PEMBENTUKAN ELEKTROLIT LEMAH

Elektrolit lemah $\rightarrow$ hanya sebagian kecil terdisosiasi (terionisasi). Lebih banyak berada dalam bentuk molekul daripada bentuk ion.

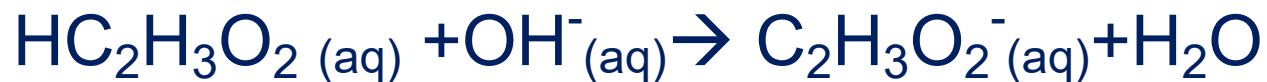
Reaksi molekuler



Persamaan ionik



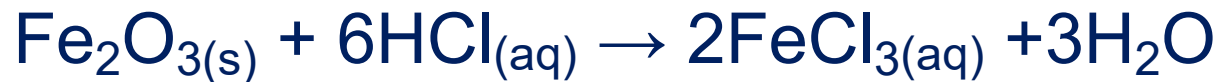
Hasil akhir



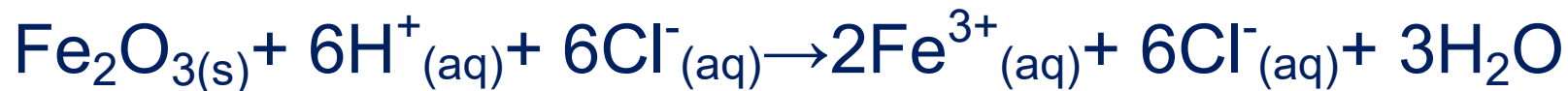
H₂O merupakan elektrolit yang lemah sekali → pembentukannya dapat menyebabkan oksida-oksida yang tidak larut menjadi larut dalam asam dan asam lemah untuk bereaksi dengan basa

Oksida besi (III) larut dalam asam kuat (HCl)

- Reaksi molekul :



- Persamaan ion :



- Hasil akhir :



Beberapa elektrolit lemah

Senyawa

Reaksi Disosiasi

Air



A_sam a_setat



Amonia



Hidrogen sianida



3. REAKSI PEMBENTUKAN GAS

Molekul zat yang terbentuk dalam suatu reaksi metatesis dapat berupa solut yang tak larut, gas atau zat yang mengurai dan akan menguap sebagai gas.

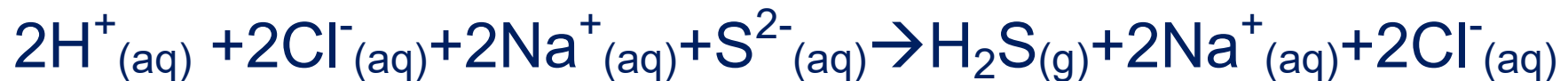


H_2S elektrolit lemah, gas dengan kelarutan dalam air kecil, sehingga akan menguap.

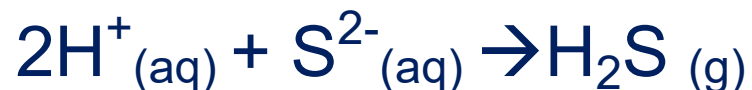
Reaksi molekul :



Persamaan ion :



Hasil akhir :

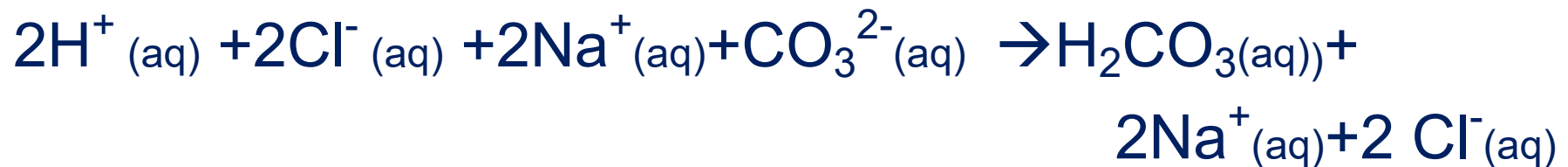




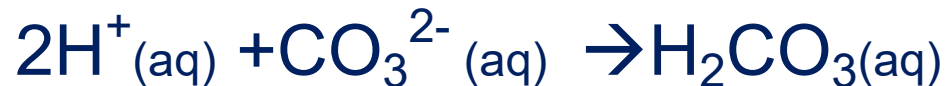
Reaksi molekul :



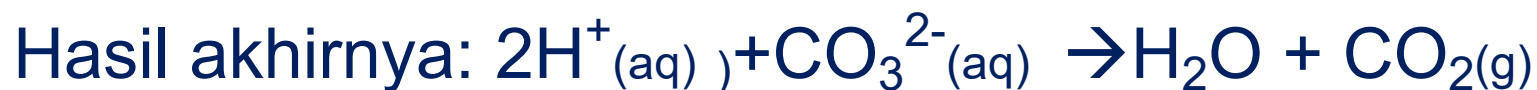
Persamaan ion :



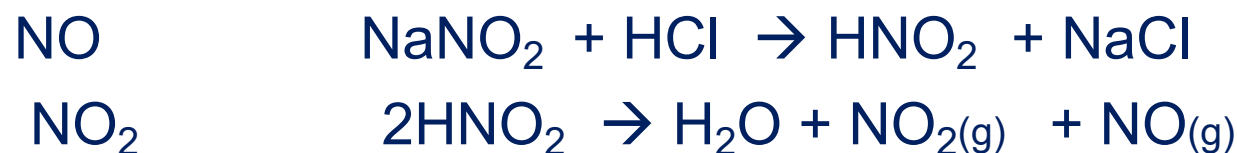
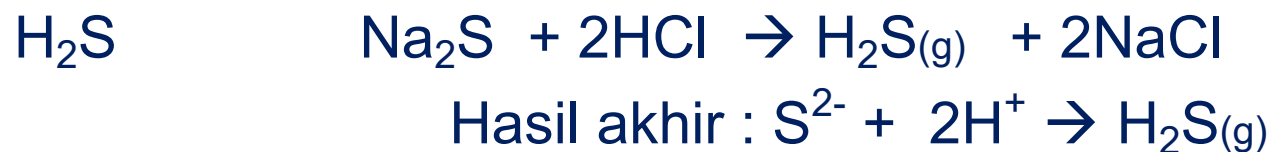
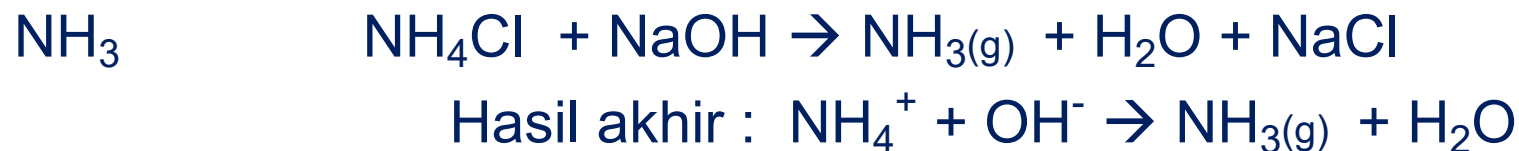
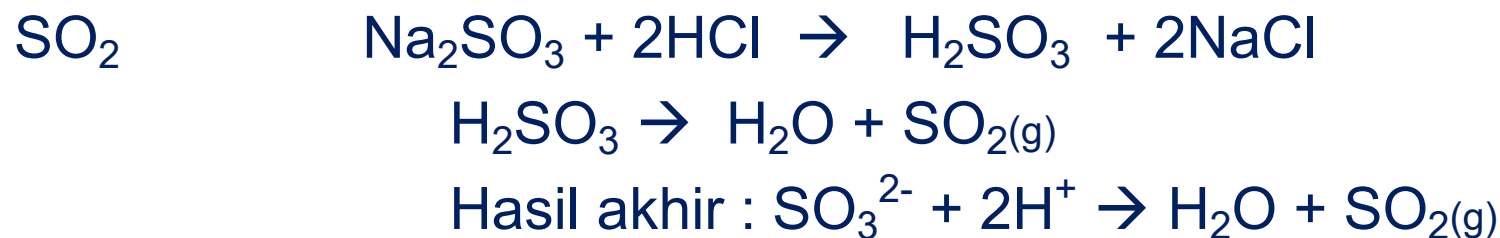
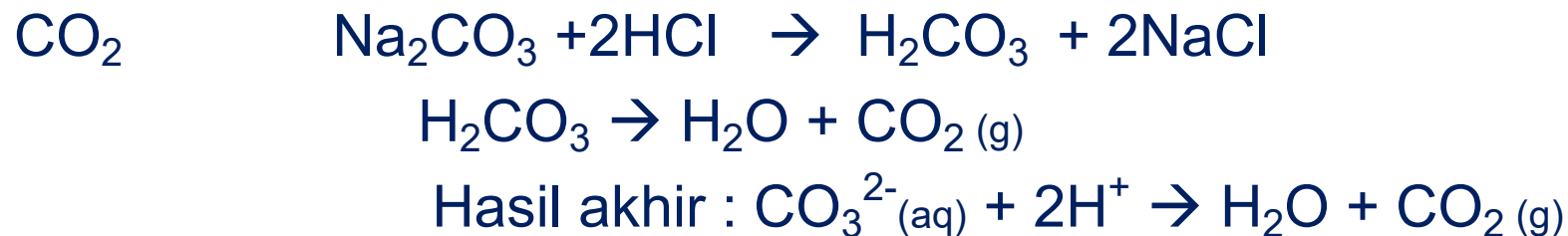
Hasil akhir :



H_2CO_3 pada konsentrasi tinggi tidak stabil, mudah terurai menjadi CO_2 (tidak larut dalam air, menguap sebagai gas) dan H_2O



Gas-gas yang terbentuk pada reaksi metatesis

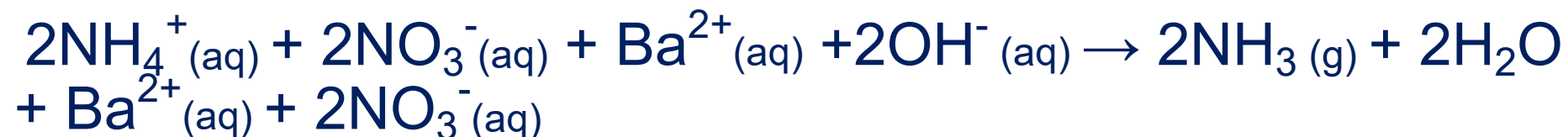




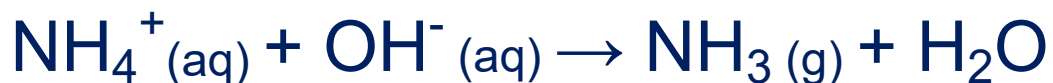
Reaksi molekul :



Reaksi ion :

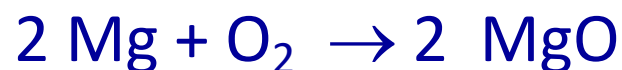


Hasil akhir :



REAKSI OKSIDASI-REDUKSI

1. Oksidasi $\rightarrow$ hilangnya e^- dari suatu zat;
Reduksi $\rightarrow$ perolehan e^- oleh suatu zat
2. Reaksi yang melibatkan oksidasi dan reduksi disebut reaksi oksidasi-reduksi (**reaksi redoks**)
3. Pada setiap reaksi redoks, oksidasi maupun reduksi berlangsung secara serempak
4. Jumlah total elektron yang diperoleh tepat sama dengan jumlah total elektron yang dilepaskan



5. Zat pengoksidasi (**oksidator**) adalah zat yang mengambil e^- dari zat yang dioksidasi sehingga terjadi oksidasi → dengan demikian akan **tereduksi**

Zat pereduksi (**reduktor**) adalah zat yang memberikan e^- kepada zat yang direduksi sehingga terjadi reduksi → dengan demikian akan **teroksidasi**

Bilangan oksidasi:

Bilangan oksidasi adalah

bilangan (+ atau -) yang diberikan kepada atom-atom dalam suatu senyawa sehingga perubahan yang berlangsung dalam reaksi redoks dapat diikuti

Oksidasi : kenaikan bilangan oksidasi

Reduksi : penurunan bilangan oksidasi

Aturan untuk menentukan bilangan oksidasi :

1. Bil.oks setiap unsur dalam bentuk unsur adalah nol $\rightarrow$ Ne, H₂, Br₂, N₂,
2. Bil.oks setiap ion mono atom sama dengan muatan ion itu

Contoh: Na⁺ : bil.oks +1; S²⁻ : bil.oks -2

3. Jumlah bil.oks semua atom dalam senyawa = 0; utk ion yg mgd atom banyak maka jumlah bil.oks harus sama dg muatan yg ada pada ion
4. Bilangan oksidasi fluor -1; hidrogen +1; oksigen -2

Contoh: Fe₂(SO₄)₃

$$\text{Fe} = 2 \times (+3) = +6$$

$$\text{S} = 3 \times (\text{X}) = 3 \text{X}$$

$$\text{O} = 12 \times (-2) = -24$$

$$\text{Jumlah} = \underline{0}$$

$$3\text{X} = +18 \rightarrow \text{X} = +6$$

$$\text{Bil.oks S} = +6$$

Cr₂O₇²⁻

$$\text{Cr} = 2 \times (\text{X}) = 2 \text{X}$$

$$\text{O} = 7 \times (-2) = -14$$

$$\text{Jumlah} = \underline{-2}$$

$$2\text{X} = +12 \rightarrow \text{X} = +6$$

$$\text{Bil.oks Cr} = +6$$



$$(2 \times \text{bil oks Fe}) + (3 \times \text{bil oks S}) + (12 \times \text{bil oks O}) = 0$$

$$(2 \times +3) + (3 \times \text{bil oks S}) + (12 \times -2) = 0$$

$$+6 + (3 \times \text{bil oks S}) + -24 = 0$$

$$(3 \times \text{bil oks S}) = +18$$

$$\text{bil oks S} = +6$$



$$(2 \times \text{bil oks Cr}) + (7 \times \text{bil oks O}) = -2$$

$$(2 \times \text{bil oks Cr}) + (7 \times -2) = -2$$

$$(2 \times \text{bil oks Cr}) = +12$$

$$\text{bil oks Cr} = +6$$

Membuat setimbang persamaan reaksi dengan ion-elektron

1. Dasarnya adalah pemisahan dan penyatuan.
2. Persamaannya dibagi 2 bagian (reaksi setengah) →
disetimbangkan secara terpisah → disatukan kembali →
hasil akhir kesetimbangan ionnya
Dalam menggunakan cara ion-elektron, mulai menulis
kerangka persamaan reaksi yg menunjukkan zat-zat yg benar-
benar ikut dalam reaksi, semua ion pemirsas dihilangkan

Bila kita menggunakan cara ion-elektron → yg perlu diketahui
apakah reaksi terjadi dalam suasana asam atau basa

Reaksi Redoks dalam larutan suasana asam

Langkah-langkah pada cara ion-elektron untuk larutan dalam suasana asam sbb:

1. Bagi kerangka persamaan dalam 2 reaksi setengah
2. Setimbangkan atom-atom yg ada selain oksigen dan hidrogen
3. Setimbangkan oksigen dgn menambahkan H_2O pada sisi yang memerlukan atom oksigen
4. Setimbangkan hidrogen dgn menambahkan ion H^+ pada sisi yang memerlukan hidrogen
5. Setimbangkan muatan pd tiap reaksi dgn menambahkan elektron
6. Buat elektron yang diterima = elektron yang diberikan
7. Jumlahkan kedua reaksi setengah
8. Hilangkan segala sesuatu yg dikedua pihak sama

Contoh : Setimbangkan reaksi $\text{Cl}^- + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{2+}$

1. $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$ $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$
 -1 0 +7 (4x-2)
2. $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$ $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$
3. $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$ $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
4. $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$ $8\text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 • $2x(-1)$ +8 + -1 = +7
5. $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ x 5
 $5\text{e}^- + 8\text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ x 2
6. $10\text{Cl}^- \rightarrow 5\text{Cl}_2 + 10\text{e}^-$
 $10\text{e}^- + 16\text{H}^+ + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$
7. $10\text{Cl}^- + 16\text{H}^+ + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow 5\text{Cl}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$
 $(10 \times -1) (16 \times +1) (2 \times -1) \rightarrow (5 \times 0) (2 \times +2) (8 \times 0)$
 $(-10) + (+16) + (-2) \rightarrow +4$

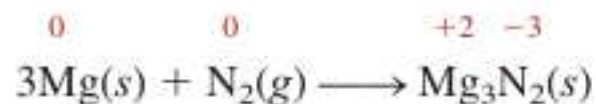
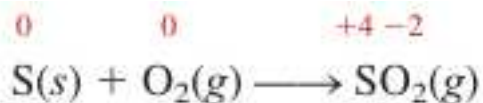
$$\begin{aligned}\text{MnO}_4^- &= (1 \times \text{biloks Mn}) + (4 \times \text{bil oks O}) = -1 \\ \text{bil oks Mn} + (4 \times -2) &= -1 \\ \text{bil oks Mn} &= -1 + +8 \\ \text{bil oks Mn} &= +7\end{aligned}$$

Reaksi oksidasi-reduksi yang umum

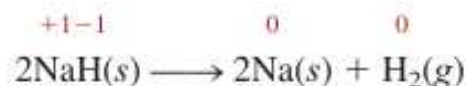
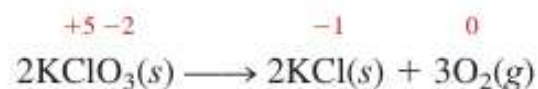
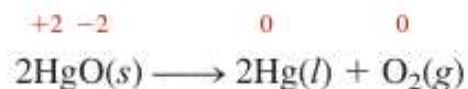
1. Reaksi penggabungan
2. Reaksi Dekomposisi
3. Reaksi pembakaran
4. Reaksi pemindahan
 - a. Pemindahan hidrogen
 - b. Pemindahan logam
 - c. Pemindahan halogen

Reaksi oksidasi-reduksi yang umum

1. Reaksi penggabungan



2. Reaksi Dekomposisi

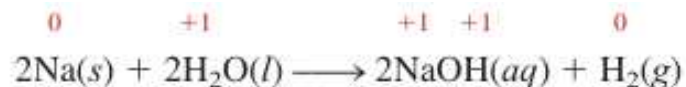


3. Reaksi pembakaran



4. Reaksi pemindahan

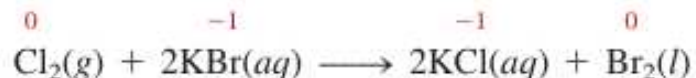
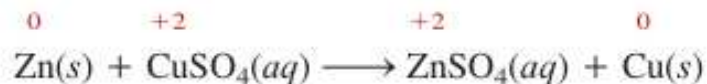
a. Pemindahan hidrogen



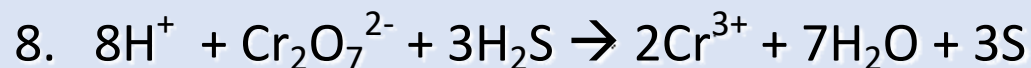
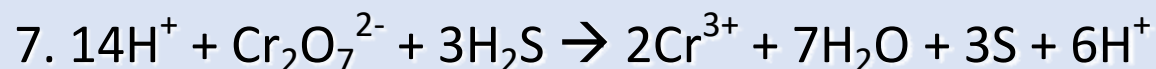
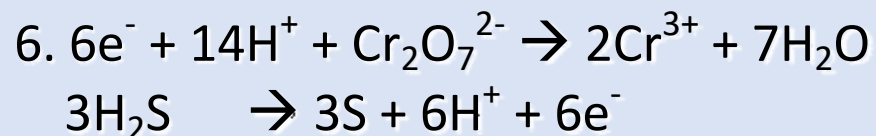
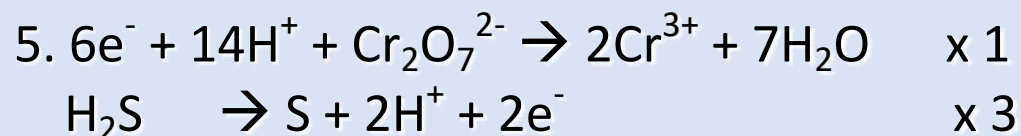
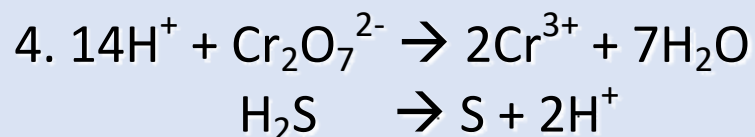
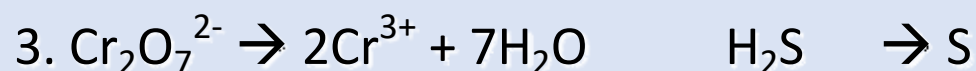
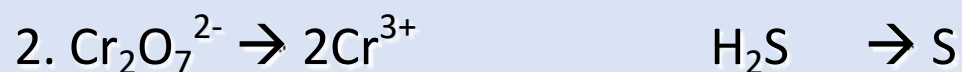
b. Pemindahan logam



c. Pemindahan halogen



Setimbangkan reaksi $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{S}$



Stoikiometri larutan

Analisis gravimetri:

Adalah Teknik analisis berdasarkan pada pengukuran massa



AgCl yang dihasilkan ditimbang

REAKSI ASAM_BASA

Sifat umum asam dan basa

Asam:

- Memiliki rasa asam
- Menyebabkan perubahan warna pada bahan tertentu missal memerahkan kertas lakmus biru
- Bereaksi dengan logam tertentu (Zn, Mg, Fe) menghasilkan gas hidrogen



- Bereaksi dengan karbonat dan bikarbonat menghasilkan gas karbondioksida



- Dalam media air menghantarkan arus listrik

Basa

- rasa pahit
- memberi kesan licin
- Mengubah warna bahan tertentu (membirukan lakmus merah)
- Dalam media air menghantarkan arus listrik

TEORI ASAM -BASA

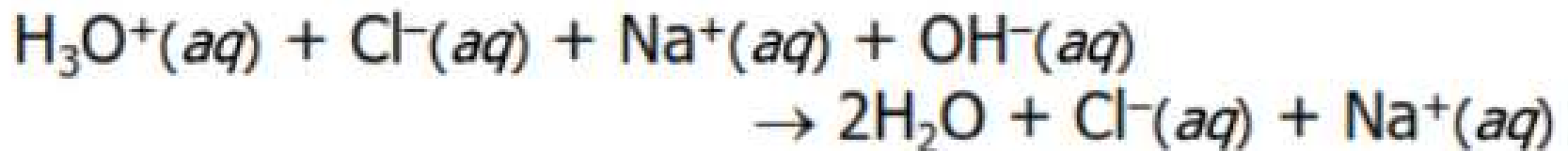
Arrhenius

Asam adalah senyawa yang bila terionisasi di dalam air menghasilkan H_3O^+ (ion hidronium)

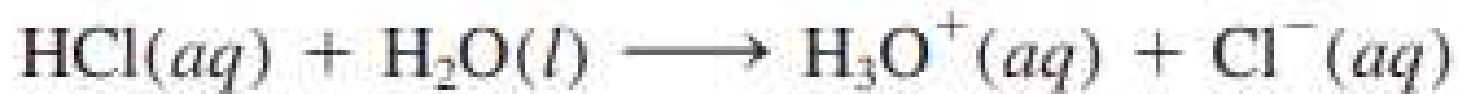
Basa adalah senyawa yang bila terionisasi di dalam air menghasilkan OH^-

Reaksi netralisasi:

Reaksi antara asam dengan basa menghasilkan air dan garam



J.N Bronsted, menyatakan bahwa **asam** adalah senyawa yang dapat memberikan (**donor**) **proton** (H^+) dalam pelarut, sedangkan **basa** adalah senyawa yang dapat **menerima** (**aseptor**) **proton**.



asam monoprotik : HCl , HNO_3

asam diprotik : H_2SO_4

asam triprotik: H_3PO_4

HCl = asam; krn mendonorkan H^+

Air = basa ; krn menerima H^+

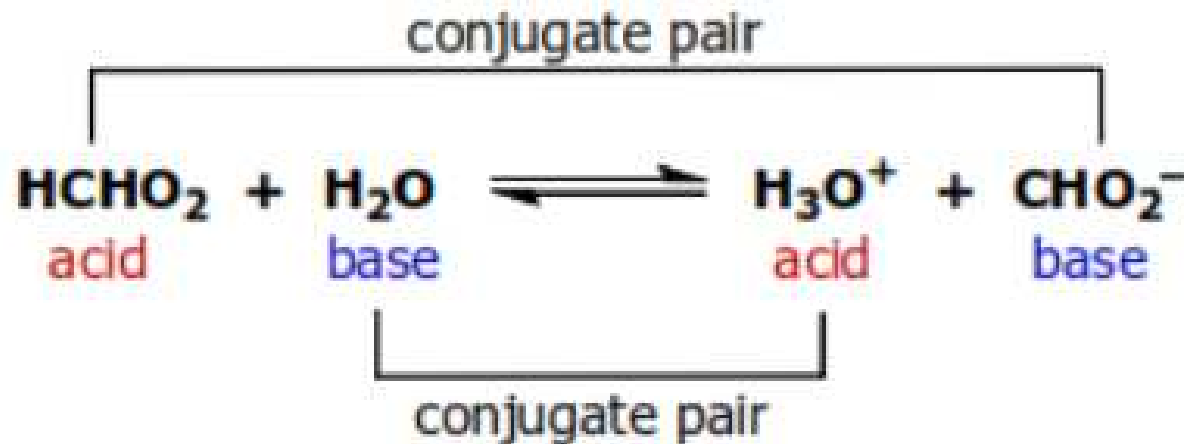
Pasangan asam-basa konjugasi

- Spesies yang berbeda karena H^+

H_3O^+ adalah asam konjugat dari H_2O

Cl^- adalah basa konjugat dari HCl

Asam formiat (HCHO_2) adalah basa lemah



Pasangan konjugasi

conjugate base	conjugate acid
Cl^-	HCl
NH_3	NH_4^+
$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
CN^-	HCN
F^-	HF

Amfoter

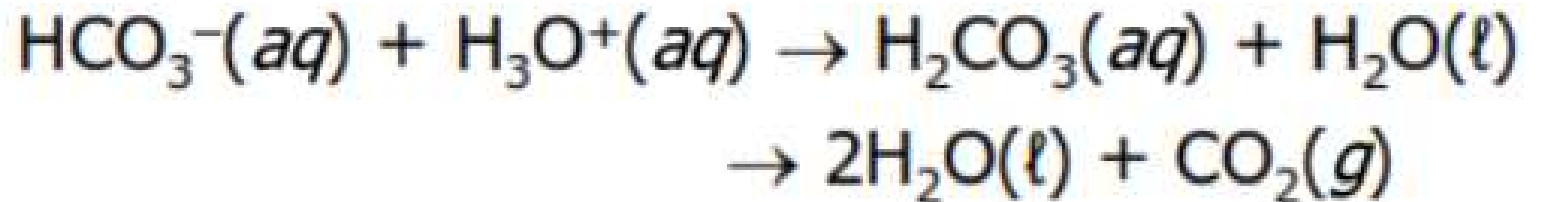
- bisa bersifat asam atau basa

Contoh ion hidrogen karbonat

Asam:



Basa:



Klasifikasi

Asam kuat: terionisasi sempurna dalam air

Contoh HCl dan HNO_3

Asam lemah: Terionisasi kurang sempurna

Contoh CH_3COOH dan CHOOH

Basa kuat : terionisasi sempurna dalam air

Contoh : Ion Oksida dan OH^-

Basa lemah: terionisasi tidak sempurna

Contoh: NH_3 dan NH_2CH_3

Tetapan ionisasi

Disosiasi elektrolitik



Derajat ionisasi

$$\alpha = \frac{\text{Banyaknya molekul yang terionisasi}}{\text{Banyaknya molekul mula-mula}}$$

INDIKATOR ASAM - BASA

Adalah Asam atau basa lemah dengan perbedaan warna didalam bentuk **molekul** daripada bentuk **ion**.

Dimaksudkan untuk mempermudah pengamatan titik akhir titrasi, disebut **indikator visual**



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \quad [\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}]} \quad \text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}]}$$

Warna 1 atau warna 2 kelihatan bila perbandingan [HIn] dengan [In -] ≥ 10

Bila [HIn] = [In⁻] warna yang nampak campuran warna 1 dengan warna 2.

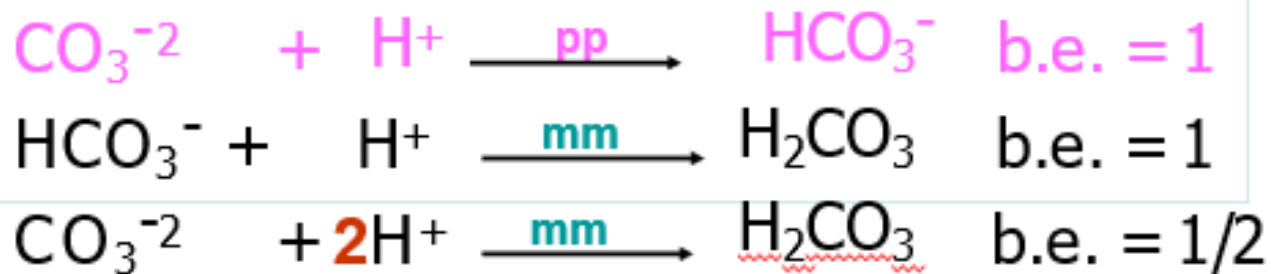
pH = pK_a warna indikator pada titik akhir titrasi

Reaksi Kimia Netralisasi

Asam kuat dengan basa kuat:

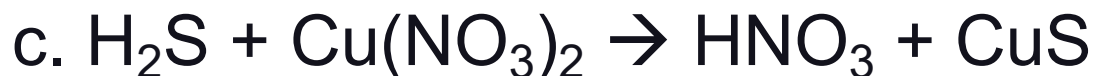
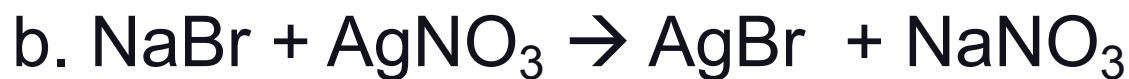


Karbonat dan asam karbonat dengan HCl

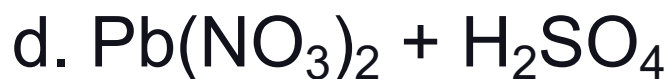
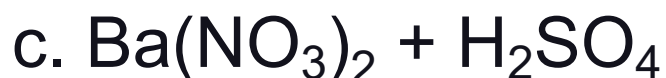


Titik ekuivalen adalah titik pada saat asam dan basa sudah bereaksi sempurna

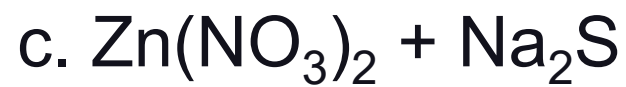
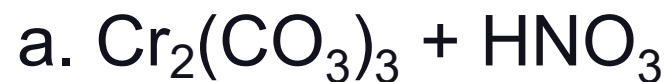
Tuliskan persamaan ion untuk reaksi-reaksi berikut:



Tuliskan persamaan reaksi molekuler, ionik dan hasil akhir dari :



Tuliskan reaksi molekuler dan reaksi ionik serta hasil akhir dari :



Selamat Belajar