

. BEBERAPA UNSUR BUKAN LOGAM

PERPUSTAKAAN IKIP PADANG
KOLEKSI RIDANG ILMU
TIDAK DIPINJAMKANI
KHUSUS DIPAKAI DALAM PERPUSTAKAAN



Oleh

Drs. Zul Afkar

Jurusan Pendidikan Kimia

FAKULTAS PENDIDIKAN MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM
INSTITUT KEGURUAN DAN ILMU PENDIDIKAN
PADANG

1988

KATA PENGANTAR

Berkat rahmat Allah Swt. tulisan ini telah dapat penulis selesaikan dalam rangka menambah bahan bacaan dalam mempelajari Ilmu Kimia. Tulisan ini berjudul "BEBERAPA UNSUR BUKAN LOGAM".

Materi unsur-unsur bukan logam ini sangat perlu untuk dikembangkan dan dibahas lebih lanjut, karena bahan ini perlu dipelajari/diperdalam dalam rangka pengayaan bidang studi kimia. Dalam tulisan ini penulis telah menguraikan beberapa unsur bukan logam secara lebih terurai seperti uraian tentang sejarah, terdapatnya unsur-unsur bukan logam dan lain-lain.

Dalam tulisan yang amat sederhana ini penulis mengharapkan semoga dapat menambah penguasaan unsur-unsur pada umumnya, dan penguasaan unsur-unsur bukan logam pada khususnya dalam rangka meningkatkan pengembangan ilmu kimia.

Penulis sangat menyadari bahwa manusia tidak akan luput dari kekhilafan-kekhilafan maka dari itu penulis sangat mengharapkan kritik serta saran untuk memperbaiki isi dan susunan dari tulisan ini demi penyempurnaan, sebelumnya penulis mengucapkan terima kasih banyak.

Padang, Agustus 1986.

Penulis,

DAFTAR ISI

	halaman
KATA PENGANTAR	i
DAFTAR ISI	ii
BAB I NITROGEN DAN FOSFOR	1
A. Nitrogen	1
B. Fosfor	6
BAB II OKSIGEN DAN BELERANG	9
A. Oksigen	9
B. Belerang	12
BAB III COLONGAN HALOGEN	18
A. Fluor	18
B. Klor	28
C. Brom	25
D. Iod	27
DAFTAR PUSTAKA	30

MILIK PERPUSTAKAAN IKIP PADANG	
DITERIMA TGL	23 -11- 1986
SUMBER/HARGA	Haril
KOLEKSI	K1
NO. INVENTARIS	1254 /HA/86- 60 (2)
KLASIFIKASI	546.7 Afk 60

BAB I
NITROGEN DAN FOSFOR

Unsur-unsur N, P dan As adalah termasuk unsur bukan logam, walaupun As banyak mempunyai karakteristik logam. Dapat diketahui bahwa dalam senyawa NH_3 , RNH_2 dan R_2NH , Nitrogen mempunyai bilangan oksidasi negatif. Tetapi dalam senyawa P_2O_5 , As_2O_3 , P dan As mempunyai bilangan oksidasi positif.

Untuk lebih jelasnya dibawah ini diberikan tabel beberapa identitas dari Nitrogen dan Fosfor.

Bebere identitas dari Nitrogen dan Fosfor

P	Simbul	N	P
:	Jari-jari kovalen	72,5	111
:	Elektronegatifitas	3,0	2,2
:	Afinitas elektron	0	71,2
:	Konfigurasi elektron terluar	$2s^2 2p^3$	$2s^2 3p^3$
:	Berat jenis	0,81	1,82
:	Titik cair	-210°	$44,2^\circ$
:	Titik didih	$-195,8^\circ$	280°
:	Massa atom	14,0067	30,9738

A. Nitrogen

1. Sejarahnya.

Nitrogen berasal dari kata Nitro + gene yang berarti pembentuk nitrat. Diisolasi pertama kali oleh Rutherford pada tahun 1772 dari isolasi udara, dimana oksigen diudara ditarik dengan fosfor (P_4), karbon dioksida ditarik dengan Barium hidroksida ($\text{Ba}(\text{OH})_2$).

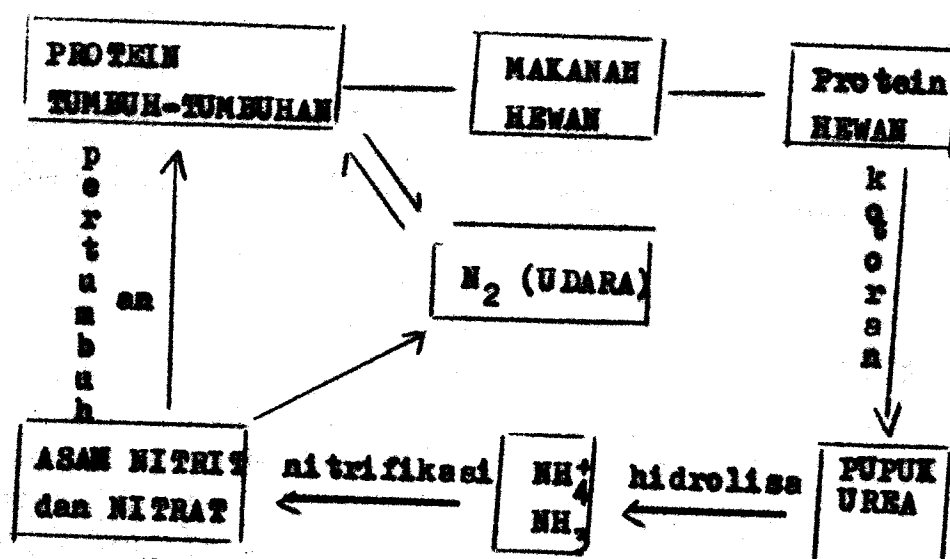
2. Terdapatnya di alam.

Nitrogen di alam terdapat dalam bentuk Nitrogen bebas (N_2) dan dalam bentuk senyawa nitrat. Nitrogen di udara terdapat bercampur bersama-sama dengan Oksigen, karbon dioksida, gas mulia dan lain-lain. Presentase Nitrogen di udara adalah 78,09 % volume.

Dalam bentuk senyawa didapatkan dalam bentuk garam-garam nitrat, dan garam-garam nitrit dan dalam senyawa organik yaitu sebagai protein serta asam-asam amino dan senyawa karbon lainnya. Nitrogen murni di Laboratorium dapat dibuat dari pemanasan NaN_3 pada suhu 275°C .



SIKLUS NITROGEN DI ALAM

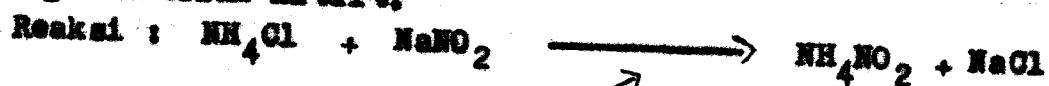


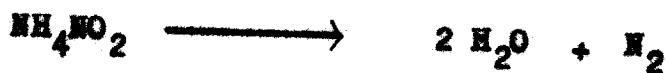
3. Sifat-sifat.

- Nitrogen mempunyai isotop $^{14}_7\text{N}$ dan $^{15}_7\text{N}$
- Pada suhu kamar nitrogen tidak berwarna dan tidak berbau.
- Sukar larut dalam air
- Pada suhu tinggi (3000°C) membentuk NO dan Oksigen.
- Dengan hidrogen pada suhu tinggi dan tekanan tinggi menghasilkan amoniak.

4. Pembuatan.

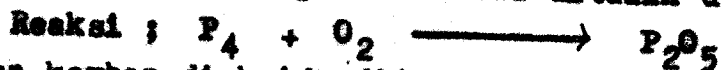
- Dari pemanasan amonium nitrit, sedangkan amonium nitrit dihasilkan dari reaksi pemanasan campuran Amonium klorida dengan Natrium nitrit.



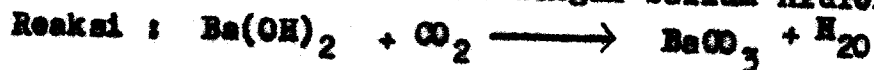


b. Isolasi udara

Oksigen yang terdapat di udara ditarik dengan fosfor

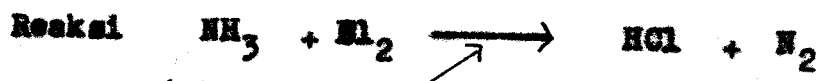


Sedangkan karbon dioksida ditarik dengan barium hidroksida

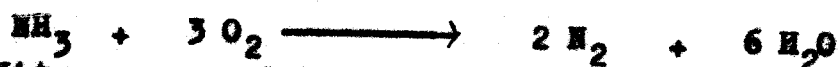


Dalam pembuatan ini nitrogen yang dihasilkan tidak begitu murni karena masih bercampur dengan gas-gas lain.

c. Dengan mengalirkan gas klor kedalam amoniak serta dipanaskan.



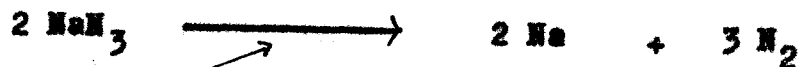
d. Pemanasan amoniak



e. Nitrogen yang lebih murni dapat dihasilkan dari pemanasan amoniak dengan nitrogen oksida



f. Pemanasan Natrium Nitrida pada suhu 275°C



5. Persenyawaan.

a. Senyawa-senyawa dengan hidrogen.

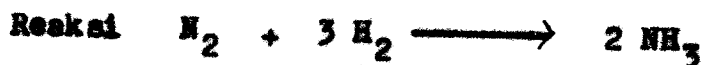
1. Amoniak (NH_3)

Amoniak adalah gas yang tidak berwarna dan berbau merangsang serta mudah larut dalam air menghasilkan amonium hidroksida.

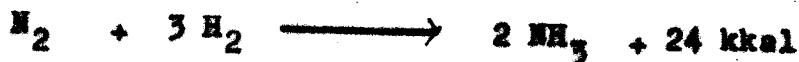


Amoniak dapat dihasilkan dengan beberapa cara:

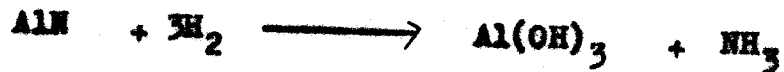
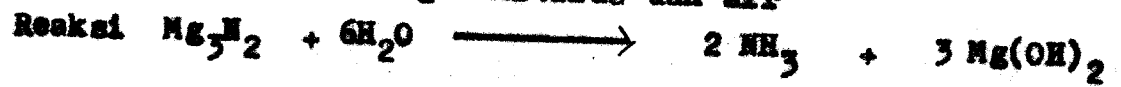
a) Berthelot membuat dari reaksi nitrogen dengan hidrogen



b) Proses Harber, reaksi sama dengan Berthelot tetapi dilakukan pada suhu $400 - 600^\circ \text{C}$ serta tekanan lebih dari 100 atm



e) Dengan mereaksikan logam nitrida dan air



d) Dari reaksi karbid fajar dengan nitrogen setelah itu di-reaksikan dengan air.



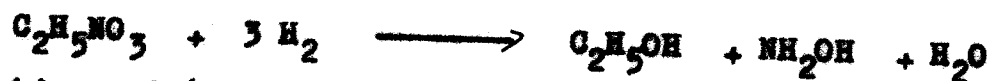
2. Hidrazin (N_2H_4)

Hidrazin dapat dihasilkan dari reaksi NaOCl dengan NH_3 , kemudian NH_2Cl yang terbentuk bereaksi kembali dengan NH_3 .



3. Hidroksil Amin (NH_2OH)

Dapat dihasilkan dari reduksi etil nitrat dengan hidrogen.



4. Asam hidrasoat (HN_3)

Dapat dihasilkan dari proses courtis pada tahun 1890 dengan mengoksid hidrazin.

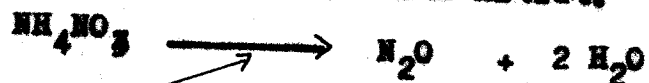


b. Senyawa-senyawa dengan oksigen.

1. Oksida-oksida Nitrogen.

a) Dinitrogen oksida (N_2O)

Dinitrogen oksida dapat digunakan untuk pembius pada operasi ringan. Dinitrogen oksida dapat dihasilkan dari pemanasan Amonium nitrat.



b) Nitrogen Oksida (NO)

Nitrogen oksida adalah termasuk oksida indifere (yaitu bila oksida dilarutkan dalam air tidak menghasilkan asam maupun basa)

Nitrogen oksida ini dapat dihasilkan dengan cara sebagai berikut:

- 1) Pemanasan Nitrogen pada suhu 3000°C



- 2) Mereduksi asam nitrat encer dengan logam Cu



c. Dinitrogen trioksida (N_2O_3)

Oksida dinitrogen trioksida bila dimasukkan kedalam air akan dihasilkan asam nitrit.



Oksida dinitrogen trioksida dapat dibuat dengan mereaksikan Arsen (III) oksida dengan asam nitrat.



d. Dinitrogen pentaoksida (N_2O_5)

Dinitrogen pentaoksida adalah oksida asam nitrat. Oksida ini pada suhu kamar berwujud padat dan tidak stabil.

Dinitrogen pentaoksida ini dapat dihasilkan dari dehidrasi asam nitrat (HNO_3).

e. Nitrogen dioksida (NO_2)

Nitrogen dioksida merupakan reaksi setimbang dengan dinitrogen tetraoksida.

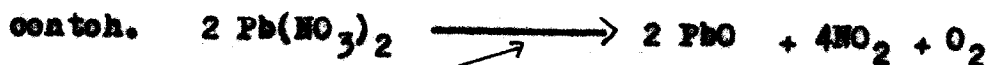


Kesetimbangan ini sering digunakan untuk demonstrasi di Laboratorium. Nitrogen dioksida ini dapat dihasilkan dengan cara-cara sebagai berikut:

- 1) Reaksi Nitrogen oksida dengan oksigen dari udara.



- 2) Pemanasan garam nitrat.



- 3) Reaksi logam dengan asam nitrat pekat.

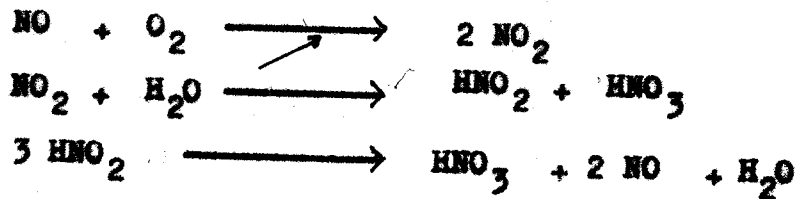


2. Asam Nitrat (HNO_3)

Asam nitrat adalah asam kuat dan sangat penting. Dapat dihasilkan dari reaksi Kalium nitrat dengan asam sulfat, kemudian didestilasi.



Disamping itu dapat dibuat dengan proses Olswad yaitu dengan memanaskan gas NO dengan O_2 . Gas Nitrogen dioksida yang dihasilkan dilarutkan dalam air sehingga terbentuk asam nitrat dan asam nitrit.



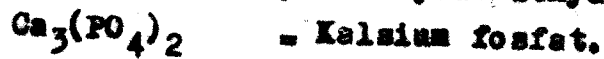
B. Fosfor

1. Sejarahnya.

Kata fosfor berasal dari kata phosporus yang mempunyai arti bercahaya, dan pertama kali ditemukan oleh Brand pada tahun 1674, dari hasil destilasi urine manusia.

2. Terdapatnya di alam.

Fosfor di alam selalu terdapat dalam bentuk persenyawaan karena kereaktifannya. Senyawa-senyawa fosfor di alam adalah:



Fosfor juga terdapat dalam bentuk senyawa lain seperti sebagai senyawa P_2O_5 .

3. Sifat-sifat.

Fosfor mempunyai dua alotropi yaitu fosfor kuning dan fosfor merah.

a. Sifat-sifat fosfor putih (Pp)

1). Massa jenis = 1,82, titik leleh = 44,2 dan titik didih = 280°C .

2). Bersifat sebagai racun.

- 3). Bila dibiarkan diudara terbuka langsung terbakar.
- 4). Dalam PCl_3 dan CS_2 dapat larut.
- 5). Baunya menyerupai bau ozon.

a. Sifat-sifat fosfor merah (P_m)

- 1). Massa jenis 2,1, titik leleh = 2,2, titik didih = 592,5° C.
- 2). Tidak bersifat racun.
- 3). Dapat larut dalam HNO_3 pekat.
- 4). Dapat terbentuk dari pemanasan fosfor putih pada suhu 250° C.

4. Pembuatan

Fosfor dapat dibuat dengan cara-cara seperti diuraikan dibawah ini.

- a. Reaksi antara Kalsium fosfat dengan silika pada suhu tinggi.



Kemudian P_4O_{10} direduksi dengan kokas pada suhu tinggi.



- b. Dengan cara Wohler

Pemanasan Kalsium fosfat dengan asam sulfat 60 %, kemudian asam fosfat yang terbentuk terurai menjadi HPO_3 dan air, HPO_3 yang terjadi direduksi dengan kokas.



5. Persenyawaan.

- a. Fosfin dan Difosfin.

Fosfin mempunyai rumus molekul PH_3 sedangkan difosfin rumus molekulnya adalah P_2H_4 .

Fosfin adalah gas yang bersifat racun dan dapat terbentuk dari hidrolisis logam fosfida atau dalam jumlah

besar dapat dibuat dari reaksi P_4 dengan larutan NaOH.



Fosfin tidak larut dalam air dan bersifat basa lemah. Difosfin dapat dipisahkan dari PH_3 dengan menggunakan destilasi bertingkat.

2. Fosfonium Iodida.

Fosfonium Iodida dapat terbentuk dari reaksi fosfin dengan asam Iodida.



3. Asam fosfat.

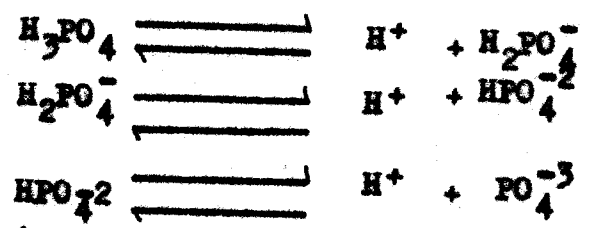
Asam fosfat ini dapat dibuat dengan melarutkan P_4O_{10} kedalam air.



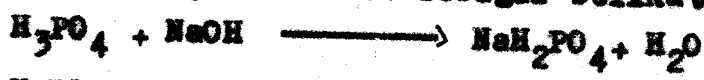
Disamping itu juga dapat dibuat dari reaksi kalsium fosfat dengan asam sulfat pekat.



Ionisasi dari asam fosfat dapat terjadi 3 tahap yaitu:



Seandainya ditambahkan basa kedalam asam fosfat tersebut diatas akan terjadi reaksi sebagai berikut:



BAB II OKSIGEN DAN BELERANG

Pada sistim berkala unsur-unsur Oksigen dan belerang terletak dalam golongan VIA. Oksigen dan belerang mempunyai elektron valensi 6 buah sehingga membutuhkan 2 elektron untuk mencapai struktur elektron stabil. Dalam senyawa Oksigen mempunyai bilangan oksidasi -2 sedangkan belerang dalam senyawa mempunyai bilangan oksidasi -2, +2, +4 dan +6. Sedangkan oksigen pada suhu kamar berwujud gas dan belerang pada suhu kamar berwujud padat. Supaya lebih jelas dibawah ini diberikan beberapa identitas dari oksigen dan belerang.

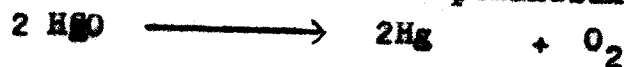
Beberapa identitas dari Oksigen dan Belerang

	: O	: S	
: Rumus molekul	: O_2	: S_2, S_4, S_6, S_8	
: Jari-jari kristal	: 126	: 170	
: Elektronegatifitas	: 3,4	: 2,6	
: Afinitas elektron	: 141,1	: 200,43	
: Titik cair	: $-218,4^\circ$: $114,5^\circ$	
: Titik didih	: -183°	: $444,6^\circ$	
: Konfigurasi elektron terluar	: $2s^2 2p^4$: $3s^2 3p^4$	

A. Oksigen.

1. Sejarahnya.

Oksigen berasal dari kata Oksi + gen yang berarti pembentuk asam. Oksigen ditemukan pertama kali oleh Yoseph Priestley pada tahun 1774 dari pemanasan Raksa (II) oksida.



2. Terdapatnya di alam.

Dalam oksigen terdapat dalam bentuk oksigen bebas (O_2)

dan dalam bentuk senyawa. Dalam bentuk bebas oksigen didapatkan diatmosfire lebih kurang 20,9% volume. Sedangkan dalam bentuk senyawa terdapat dalam senyawa air (H_2O), gula pasir ($C_{12}H_{22}O_{11}$) dan dalam sellulosa ($(C_6H_{10}O_5)_n$) dalam jumlah yang besar.

3. Sifat-sifat.

- Pada suhu kamar Oksigen berwujud gas, tidak berwarna, tidak berbau dan larut dalam air.
- Oksigen mempunyai titik didih dan titik leleh yang sangat rendah.
- Larut dalam air yaitu 5 ml/100 gram pada suhu $0^\circ C$.
- Dapat bersenyawa dengan beberapa unsur seperti dengan logam alkali, besi dan beberapa unsur lain.
- Dengan gas hidrogen pada suhu tinggi menghasilkan air dan menimbulkan letupan.
- Dapat membantu pembakaran ,
- Dengan fosfor putih di udara terbuka langsung terbakar.

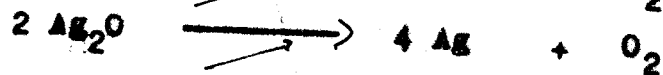
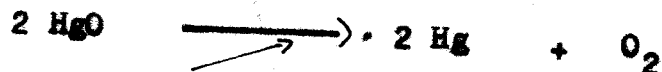


4. Pembuatan.

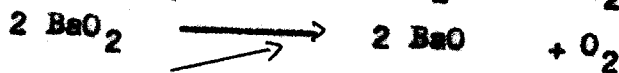
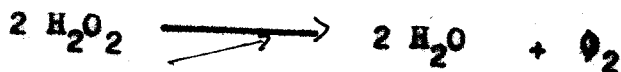
- Pemanasan uap air dengan gas klor dalam tabung silika pada suhu tinggi.



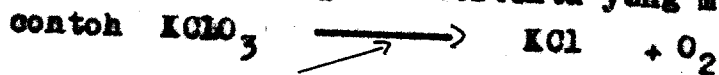
- Pemanasan beberapa oksida
contoh

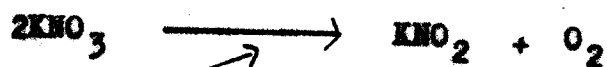


- Pemanasan beberapa peroksida
contoh



- Pemanasan garam-garam tertentu yang mengandung oksigen.





5. Ozon (O_3)

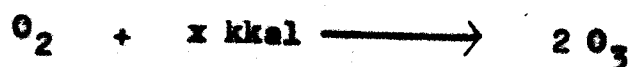
Unsur oksigen dapat berada sebagai triatom dengan rumus O_3 yang dikenal dengan nama ozon. Ozon terdapat di lapisan atas atmosfer bila udara dilalui muatan listrik sewaktu petir atau bila udara disinari oleh sinar ultra violet.

Ozon pertama kali ditemukan oleh Van Marum pada tahun 1785 dari suatu gas sampingan yang terjadi dari pemanasan listrik dimana gas tersebut berbau lain dari gas sebelumnya, yang mula-mula diberi nama ozote yang berarti saya tercium bau, sehingga akhirnya bernama ozon.

Ozon dapat dibuat dengan beberapa cara:

a. Proses Brodie.

Pada proses ini O_2 dilewatkan kedalam tabung yang berisi asam sulfat atau tembaga (II) sulfat kemudian dialirkan arus listrik.



b. Proses Siemen.

Proses ini sama dengan proses brodie tetapi tabung dilapisi dengan timbal sehingga reaksinya sama dengan reaksi diatas.

Ozon mempunyai sifat-sifat yaitu:

- 1). Ozon adalah berwujud gas yang berwarna biru pucat dan berbau khas.
- 2). Ozon adalah suatu alotropi dari oksigen.
- 3). Mudah berubah menjadi oksigen dengan membebaskan banyak energi.
- 4). Ozon merupakan oksidator yang kuat.
- 5). Reaksi ozon dengan karbon dapat membebaskan energi yang besar.



6). Dengan larutan KI dapat mengeluarkan Iod.

B. Belerang.

1. Sejarahnya.

Unsur belerang telah lama dipakai untuk keperluan obat-obatan, terutama untuk obat penyakit kulit. Di Mesir belerang telah dikenal dan dipergunakan sejak zaman purba.

2. Terdapatnya di alam.

Di alam belerang juga terdapat dalam dua bentuk yaitu dalam bentuk bebas, dalam bentuk senyawa. Sebagai belerang bebas terdapat dalam gunung berapi. Belerang yang berasal dari gunung berapi diperkirakan berasal dari reaksi asam sulfida dengan gas belerang dioksida dengan reaksi sebagai berikut:



Sedangkan dalam bentuk senyawa terdapat dalam tanah sebagai garam-garam sulfida, Kalsium sulfat dan Strontium sulfat. Belerang murni terdapat di Amerika Utara dan selatan, Jepang, Polandia. Disamping itu belerang juga terdapat dalam makhluk hidup sebagai protein dan asam amino. Kegunaan pokok belerang adalah untuk membuat asam sulfat.

3. Sifat-sifat.

- a. Pada suhu kamar belerang berwujud padat dan termasuk unsur bukan logam serta mempunyai rumus molekul S_8 .
- b. Bila dibakar/difijarkan akan menghasilkan gas SO_2 dan berbau merangsang.
- c. Bila difijarkan dengan beberapa logam seperti dengan besi akan menghasilkan sulfida.
- d. Tidak larut dalam air, alkohol dan eter tetapi larut dalam karbon disulfida.
- e. Mempunyai alotropi yaitu:
 - a. Alfa belerang, terdapat dibawah suhu 96°C dengan kristal yang berwarna kuning.

- b). Beta belerang, terdapat diatas suhu 96°C , beta belerang dapat dihasilkan dari pemanasan alfa belerang pada suhu 116°C .
- c). Gema belerang, dapat terbentuk dari pemanasan beta belerang pada suhu 230°C , sehingga terbentuk cairan hitam dan pemanasan diteruskan sampai suhu $444,6^{\circ}\text{C}$ dan didinginkan secara tiba-tiba dalam air. Akhirnya terbentuk cairan yang menyerupai plastik sehingga dinamakan belerang plastik.
- f. Dapat bereaksi dengan hidrogen membentuk hidrogen sulfida.
- g. Dapat bereaksi dengan bukan logam seperti dengan karbon, Boron dan Oksigen.

4. Pembuatan.

- a. Belerang dapat dibuat dengan destilasi belerang bebas, belerang yang dihasilkan adalah berwarna kuning keputihan dan dinamakan bunga belerang.
- b. Pemanasan pirit.



5. Persenyawaan.

a. Asam sulfida (H_2S)

Asam sulfida adalah suatu asam pada suhu kamar berwujud gas dan berbau busuk serta bersifat racun. Dapat dihasilkan dengan beberapa cara sebagai berikut:

- 1). Reaksi logam sulfida dengan asam



- 2). Reaksi antara belerang dengan air yang dipanaskan dengan memakai katalis pada suhu 600°C .



- 3) Reaksi antara gas hidrogen dengan uap belerang.



Disamping itu asam sulfida dapat bereaksi dengan SOCl_2 atau S_2Cl_2 .



b. Senyawa Oksigen dengan belerang

Oksigen dengan belerang dapat bereaksi membentuk oksida belerang.

1). Belerang dioksida (SO_2)

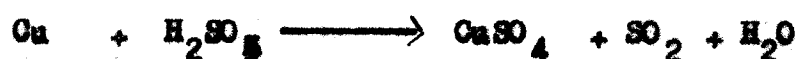
Belerang dioksida pada suhu kamar berwujud gas dan dapat dibuat dari beberapa reaksi berikut:

a). Pembakaran pemijaran belerang.



b). Reaksi logam dengan asam sulfat pekat.

contoh



2). Belerang trioksida

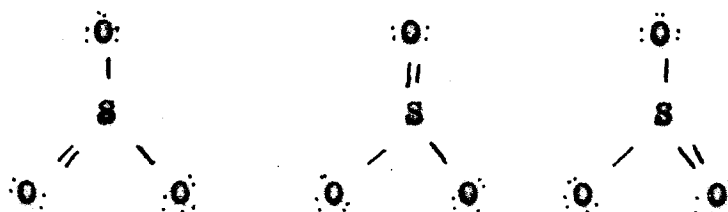
Belerang trioksida dapat dibuat dengan pemanasan belerang dioksida dan didinginkan.



Disamping itu dapat pula dihasilkan dari penguraian belerang dioksida.



Resonansi dari belerang trioksida.

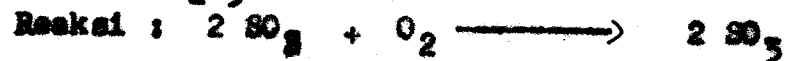


3). Asam sulfat (H_2SO_4)

Asam sulfat adalah penting dalam industri kimia. Asam sulfat dapat dihasilkan dengan beberapa cara antara lain:

a. Proses kontak .

Pada proses kontak untuk menghasilkan SO_3 dipakai Pt atau V_2O_5 sebagai katalis.



Kemudian SO_3 yang dihasilkan dilarutkan dalam air.



b. Proses bilik timbal.

Pada proses bilik timbal gas SO_3 dihasilkan dari gas belerang dioksida dengan Nitrogen dioksida, sedangkan nitrogen dioksida berasal dari asam nitrat pekat. Kemudian belerang trioksida yang terbentuk dalam bilik timbal disiram dengan asap air, sehingga terbentuk asam sulfat.

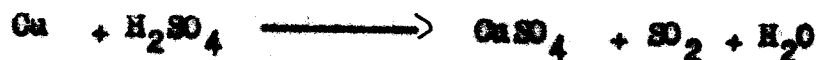


Sifat-sifat penting asam sulfat.

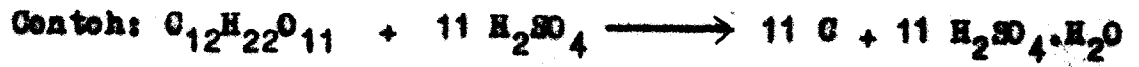
1. Asam sulfat tidak berwarna dan agak kental seperti sirup.
2. Asam sulfat adalah asam kuat.
3. Asam sulfat pekat bersifat higroskopis (menarik molekul air terhadap senyawa yang berhidrat), karena mempunyai afinitas yang kuat terhadap air.



4. Dalam melarutkan asam sulfat harus asam dituangkan kedalam air hal ini untuk mencegah supaya jangan terjadi ledakan.
5. Asam sulfat dapat mengoksidasi sedangkan asam tersebut tereduksi.

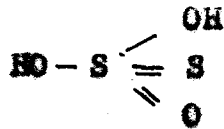


5. Dapat bersifat hidratator yaitu menarik air dari senyawa yang mengandung atom H dan atom O.

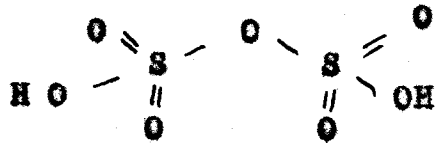


Berdasarkan rumus asam sulfat dapat dibedakan atas:

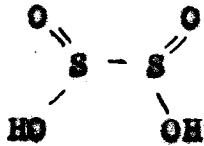
a. Asam tio sulfat ($H_2S_2O_3$)



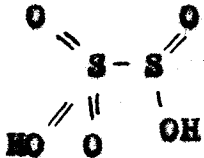
b. Asam disulfat ($H_2S_2O_7$)



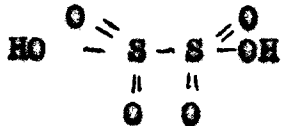
c. Asam ditionit ($H_2S_2O_4$)



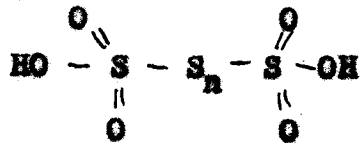
d. Asam disulfit ($H_2S_2O_5$)

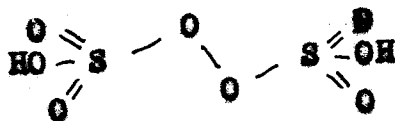


e. Asam dionat ($H_2S_2O_6$)



f. Asam poli tionat ($H_2S_n + 2O_6$)



g. Asam peroksidisulfat ($H_2S_2O_8$)546.7
APK
b1

4. Asam sulfit.

Asam sulfit mempunyai rumus H_2SO_3 dan mudah dioksidasi. Asam sulfit dapat dihasilkan dari reaksi belerang dioksida dengan air.



Disamping itu asam sulfit dapat bereaksi dengan air Brom yang mengakibatkan warna coklat merah dari air brom hilang.



6 Kegunaan Belerang

Dalam laboratorium belerang banyak digunakan dalam senyawa-senyawa, terutama untuk senyawa-senyawa asam sulfat, Besi belerang dan sebagainya. Disamping itu banyak digunakan untuk pembuatan pupuk amonium sulfat. Sedangkan serbuk belerang digunakan untuk pembuatan obat-obatan dan juga sebagai bahan pembuatan korek api.

PERPUSTAKAAN IKIP PADANG
KOLEKSI BIDANG I
TIDAK DIPINJAMKAN
KRUSHS

MILIK UPT PERPUSTAKAAN
IKIP PADANG

BAB III

GOLONGAN HALOGEN

Pada sistim berkala unsur-unsur golongan halogen terletak pada golongan VII A yaitu Fluor, klor, brom dan iod.

Halogen berasal dari kata Halo + gen yang berarti pembentuk garam. Untuk mengetahui sifat-sifat golongan halogen secara umum dapat dilihat tabel berikut ini.

Beberapa identitas dari golongan halogen

	F	Cl	Br	I
Jari-jari kristal	119	107	182	206
Jari-jari kovalen	70,9	99,4	114,1	133,3
elektronegatifitas	4,0	3,0	2,8	2,5
Afinitas elektron	328,0	348	324,6	255,4
Berat jenis	1,505	1,56	3,12	4,94
Titik cair	-219,5	-101,0	-7,2	113,7
Titik didih	-188,2	-34,7	58	183
Massa atom	18,99	35,45	79,909	126,90
Warna		kuning	kuning	merah
		hijau	hijau	coklat (padat)
				Violet
				(Uap)
Konfigurasi elektron				
terluar	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$

A. Fluor

1. Sejarahnya

Fluor adalah berwujud gas pada suhu kamar dan ber- dari kata fluere yang berarti mengalir, dan ditemukan la-mula oleh Moissan pada tahun 1886.

2. Terdapatnya di alam.

Fluor di alam selalu ditemukan dalam bentuk persenyawaan yaitu:

- a. Kalsium fluorida atau Fluosfar dengan rumus CaF_2 .
- b. Natrium aluminium Fluorida atau kriolit dengan rumus Na_3AlF_6 .
- c. Berupa senyawa senyawa lain yang terdapat dalam tumbuhan-tumbuhan.

3. Sifat-sifat.

- a. Fluor dapat membentuk garam dengan logam-logam aktif seperti dengan logam-logam alkali.
- b. Fluor adalah suatu gas pada suhu kamar dan berwarna kuning biru.
- c. Dengan gas hidrogen tanpa pemanasan dapat menimbulkan letupan.
- d. Larut dalam air membentuk asam fluorida.



- e. Mudah tereduksi sehingga merupakan oksidator terbaik.

4. Pembuatan.

Karena kereaktifan dari fluor maka unsur ini lebih sukar dibuat dari halogen-halogen lainnya.. Fluor dapat dihasilkan dengan cara-cara sebagai berikut:

- a. Elektrolisa HF dalam KH 2HF



- b. Menurut Brauner yaitu dengan pemanasan $\text{PbF}_4 \cdot 3 \text{KF}$ pada suhu $230^\circ - 250^\circ \text{C}$.



5. Persenyawaan.

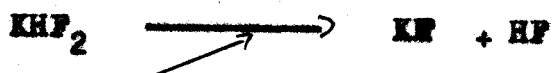
- a. Asam fluorida (HF)

Asam fluorida dapat dihasilkan dengan beberapa cara dibawah ini.

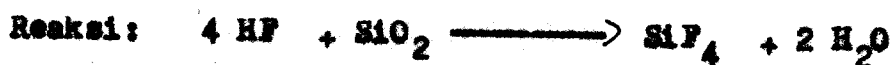
1). Reaksi Kalsium fluorida dengan asam sulfat pekat.



2). Pemanasan Kalsium hidrofluorida kering.

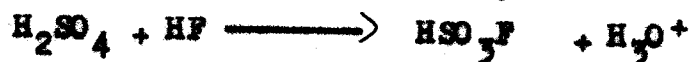
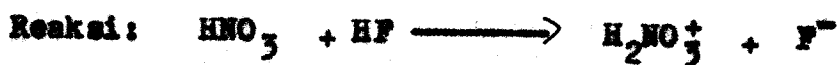


Asam fluorida dapat merusak kaca, karena dapat bereaksi dengan kaca tersebut menghasilkan Slikon tetra fluorida dan air.



Oleh sebab itu asam fluorida harus disimpan dalam botol timbal atau botol plastik yang berkualitas baik.

Asam fluorida dapat bereaksi dengan asam nitrat dan asam sulfat.



b. Kalium fluorida.

Garam kalium fluorida terbentuk dari reaksi:

1) Pemanasan KHF_2



2) Reaksi Kalium Kluorida dengan Fluor



B. Klor

1. Sejarahnya.

Klor pertama kali ditemukan oleh Glauber dari hasil destilasi garam dapur dengan asam sulfat. Kata klor berasal dari chloros yang mempunyai arti kuning hijau. Pada suhu kamar klor berwujud gas.

2. Terdapatnya di alam.

Klor di alam didapatkan dalam bentuk senyawa-senyawa klorida antara lain:

- a. Natrium klorida atau halit (NaCl).
- b. Kalium klorida atau sylvit (KCl).
- c. Kalium dan Natrium klorida atau sylverit (KCl dan NaCl)
- d. Magnesium klorida (MgCl₂).

Semua senyawa-senyawa garam klorida diatas terdapat dalam tanah dan air laut.

3. Sifat-sifat.

- a. Klor mudah larut dalam air.
- b. Klor dapat menyerang besi dengan reaksi:

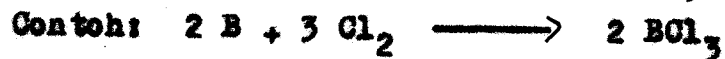


- c. Bereaksi dengan air membentuk asam hipoklorit,



- d. Dapat bereaksi dengan gas hidrogen bila kena sinar matahari dan bila dipanaskan menimbulkan letupan.

- e. Dapat bereaksi dengan non metal (B, P, As dan Sb).



- f. Dapat bereaksi dengan senyawa karbon dan hidrogen.



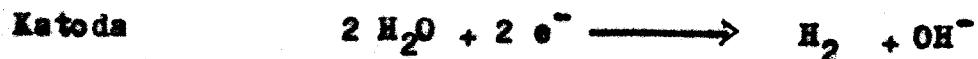
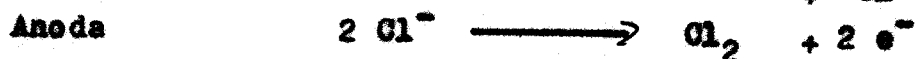
- g. Dapat mengusir ion halogen lain kecuali Fluor.



4. Pembustan.

- a. Elektrolisa dari larutan Natrium klorida pekat dengan ruang elektroda terpisah, sebagai elektroda dipakai grafit.

Reaksi elektrolisa larutan NaCl

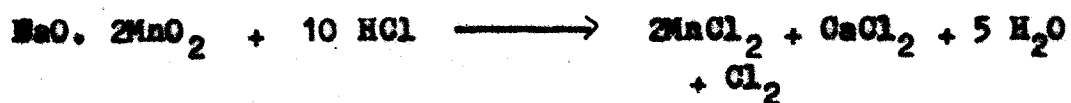


b. Reaksi antara batu kawi dengan asam klorida dan dipanaskan



c. Proses weldon.

Reaksi antara senyawa weldon dengan asam klorida

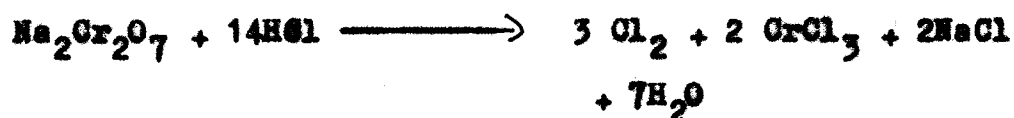
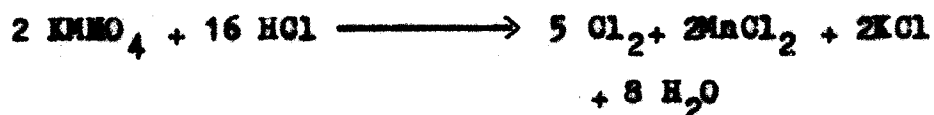


d. Proses descon.

Dengan jalan mengoksid asam klorida dengan oksigen dan memakai katalis CaCO_3 , serta dipanaskan.



e. Reaksi permanganat dan dikromat dengan asam klorida.



5. Persenyawaan.

a. Asam klorida (HCl)

Asam klorida dapat dihasilkan dengan cara-cara sebagai berikut:

1). Reaksi antara Natrium klorida dengan asam sulfat.



2). Reaksi antara gas hidrogen dengan gas klor dibantu dengan sinar matahari.



3). Fosfor triklorida dimasukkan kedalam air.



4). Pemanasan silikon tetra klorida dengan air.



b. Asam-asam oksidasi dari klor.

Asam-asam oksidasi dari klor adalah asam perklorat (HClO_4), HClO_3 (asam klorat), asam klorit (HClO_2) dan asam hipoklorit (HClO), dimana klor dalam asam-asam tersebut berturut-turut mempunyai bilangan oksidasi + 7, + 5, + 3 dan + 1. Dibawah ini diberikan ion-ion oksidasi dari klor.

Ion-ion oksidasi dari klor

: Nama	: Formula	: Structure	: muatan	:
: hipoklorit	: $\text{Cl} : \ddot{\text{O}}$: Linear	: -1	:
: Klorit	: $\text{Cl} : \ddot{\text{O}}$: $\ddot{\text{O}}$: non linear	: -1	:
: klorat	: $\ddot{\text{O}} : \text{Cl} : \ddot{\text{O}}$: $\ddot{\text{O}}$: piramidal	: -1	:
: perklorat	: $\ddot{\text{O}}$: $\ddot{\text{O}} : \text{Cl} : \ddot{\text{O}}$: $\ddot{\text{O}}$: tetrahedral	: -1	:

c. Natrium Klorida (NaCl)

Natrium klorida adalah garam yang banyak kegunaannya terutama untuk melelekan makanan serta untuk menghalangi pembusukan pada ikan dan daging.

Sebahagian dari daerah subtropik lautnya banyak mengandung garam Natrium klorida. Disamping itu juga didapatkan dalam tanah seperti di Jerman.

Pembuatan Garam Natrium klorida (garam dapur) dari air laut adalah dengan jalan mengkristalkan air laut, kemudian dibersihkan dan dicetak. Natrium klorida murni tidak memenuhi syarat kesehatan untuk dimakan, sebab tidak

mengandung garam-garam lain yang dibutuhkan oleh tubuh seperti garam Magnesium dan garam Iodida.

Garam dapur (NaCl) ada yang ditemui rasanya pahit hal ini disebabkan karena garam tersebut kelebihan logam Magnesium.

Di Laboratorium garam dapur (NaCl) dapat dihasilkan dengan cara-cara seperti dibawah ini.

1) Reaksi pendesakan halogen.



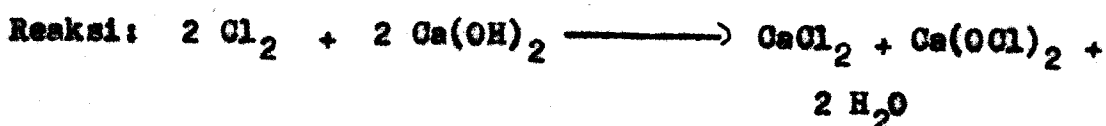
2) Reaksi asam basa.



d. Kalsium hipoklorit:

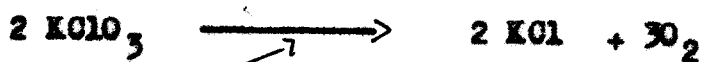
Kalsium hipoklorit mempunyai rumus molekul $\text{Ca}(\text{OCl})_2$, senyawa ini banyak digunakan untuk pembersih air.

Kalsium hipoklorit dapat dibuat dengan mengalirkan gas Cl_2 kedalam kalsium hidroksida.

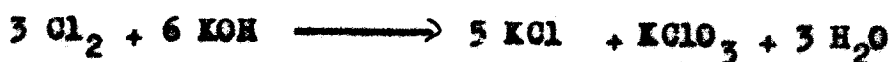


e. Kalium klorat

Kalium klorat bila dipanaskan akan menghasilkan oksigen dan Kalium klorida.



Kalium klorat dapat dibuat dengan mengalirkan gas klor kedalam Kalium hidroksida.



Kalium klorat baik dipakai untuk bahan pembuatan mesiu dan mercon.

C. Brom

1. Sejarahnya.

Brom pada suhu kamar berwujud cair yang berwarna coklat merah, dan kata brom berasal dari kata Bromos yang berarti coklat merah.

Brom ditemukan pertama kali oleh Balard pada tahun 1825 dari hasil sampingan pembustan garam dapur dari air laut.

2. Terdapatnya di alam.

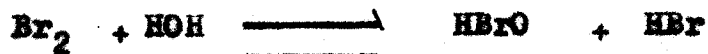
Dalam Brom juga terdapat dalam bentuk persenyawaan yaitu sebagai senyawa-senyawa Bromida seperti:

- a. Magnesium Kalium Bromida atau Bromo karnalit ($MgBr_2 \cdot KBr \cdot 6 H_2O$).
- b. Perak Bromida atau bromargirit ($AgBr$)
- c. Kalium bromide (KBr)

Senyawa-senyawa bromida ini banyak terdapat dalam air laut maupun dalam tanah, serta pada daerah-daerah tertentu.

3. Sifat-sifat.

- a. Pada suhu kamar berwujud cair dan berwarna merah coklat.
- b. Mudah larut dalam air.
- c. Dapat larut dalam karbon disulfida.
- d. Dapat bereaksi dengan air membentuk asam hipobromit.



- e. Dapat bereaksi dengan hidrogen tetapi berlangsung lambat.



- f. Dapat bereaksi dengan beberapa bukan logam (B, P, As dan Sb).



- g. Dapat bereaksi dengan senyawa-senyawa karbon dan hidrogen.

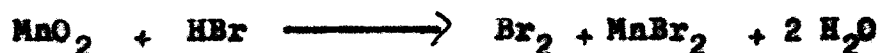


4. Pembuatan.

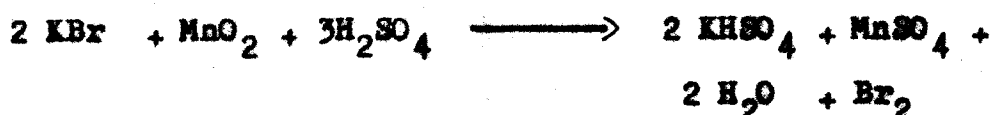
- a. Reaksi pendesakan halogen (penggantian bromida atau fluora dari senyawanya).



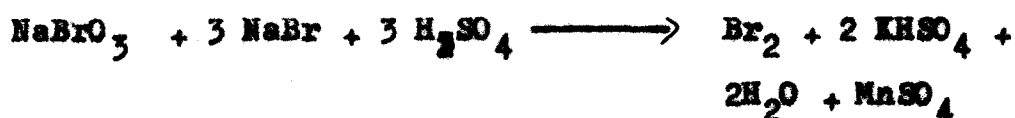
- b. Reaksi antara batu kawi dengan asam bromida.



c. Reaksi antara Kalium bromida, batu kawi dan asam sulfat.



d. Reaksi antara Natrium bromat, Natrium bromida dan asam sulfat.



5. Persenyawaan.

a. Asam bromida.

Asam bromida mempunyai rumus molekul HBr dan dapat dibuat dengan beberapa cara seperti dibawah ini.

1). Mereaksikan uap brom dan benzen dengan katalis Aluminium.



2). Pemanasan hidrogen dengan brom dalam tabung platina.



3). Pemanasan Kalim Bromida dengan asam sulfat.



b. Asam-asam okasi dari brom.

Asam okasi dari brom adalah asam bromat (HBrO_2), asam hipo bromit (HBrO), Asam bromat (HBrO_3) dan asam per bromat (HBrO_4), dimana brom dalam senyawa-senyawa asam tersebut mempunyai bilangan oksidasi berturut-turut + 3, + 1, +5 dan + 7.

D. Iod.

1. Sejarahnya.

Iod pada keadaan padat berwarna hitam sedangkan pada keadaan uap berwarna violet. Iod berasal dari kata Iodides yang mempunyai arti violet. Iod pertama kali ditemukan oleh Courtis berkebangsaan Perancis pada tahun 1811 dari hasil sampingan pembuatan soda.

2. Terdapatnya di alam,

Sebagai mana halnya halogen lain, iod di alam juga didapatkan dalam bentuk persenyawaan antara lain.

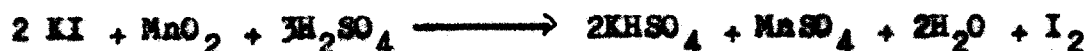
- a. Perak Iodida (yodargirit) = AgI.
- b. Bercampur dengan garam-garam lain didasar laut seperti di Turki.
- c. Bercampur bersama-sama garam Natrium nitrat.
- d. Terdapat didalam air miniral dan dalam minyak bumi.
- e. Terdapat sebagai Natrium Iodat dan Natrium periodat.

3. Sifat- sifat.

- a. Iod pada suhu kamar berwujud padat dan berwarna hitam, bentuk uap berwarna violet
- b. Sukar larut dalam air dari pada brom (larut dalam air lebih kurang 0,776 gr/leter air pada suhu 18° C).
- c. Pada suhu tinggi dapat terdisosiasi.
- d. Dalam larutan KI, alkohol dan eter dapat larut yang memberikan warna coklat.
- e. Larut dalam kloroform atau karbon tetra klorida yang memberikan warna violet.
- f. Dengan larutan kanji memberikan warna biru, sehingga dapat dijadikan dasar pada titrasi Iodometri, yang memakai indikator larutan kanji.
- g. Dapat berubah dari padat \longrightarrow gas \longrightarrow padat dimana peristiwa ini disebut peristiwa menyublim.

4. Pembuatan.

- a. Dengan memanaskan campuran KI, MnO₂ dan H₂SO₄.



- b. Dengan mereduksi Natrium Iodat dengan Natrium bisulfit.



- c. Dengan mengoksid Iodida dari garamnya dengan brom atau fluor.



5. Persenyawaan

1. Asam Iodida (HI)

Asam Iodida terbentuk dari pemanasan campuran hidrogen dengan Iod dengan memakai katalis platina.



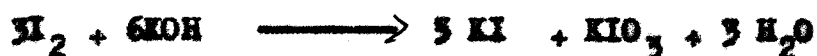
Asam Iodida yang terbentuk akan terdisosiasi kembali menjadi hidrogen dan iod pada suhu 180°C .

2. PI_3 dan PI_5 (Fosfor triiodida dan fosfor pentaiodida)

Kedua senyawa ini dapat terbentuk bila fosfor merah direaksikan dengan uap Iod.

3. Kalium Iodida (KI)

Kalium Iodida dapat terbentuk bila Iod direaksikan dengan Kalium hidroksida pekat, dan dipanaskan.

4. Kalium Iodat (KIO_3)

Kalium Iodat dapat dibuat dari reaksi Kalium klorat dengan Iod.



DAFTAR PUSTAKA

MILIK UPT PERPUSTAKAAN
IKIP PADANG

Departemen Pendidikan dan Kebudayaan, Ilmu Kimia 3, Jakarta, 1979.

Bodie, Douglas, Earl H. Mc Daniel, and John J. Alexander, Concepts and Models of Inorganic Chemistry, 2 nd ed, John Wiley & Sons, Inc, New York, 1983.

F.E. Coutton and G. Wilkinson, Basic Inorganic Chemistry, Wiley Eastern Limited, New Delhi, 1978.

J. H. Wood/C.W. Keenan, W.E. Bull/W.S. Bowman, Fundamentals of College Chemistry, Harper & Row, New York, 1966.

Tjoe Koei Ham, Amir Rastawan Drs, Syafnir Ronisef dan Suhito, Penuntun Belajar Kimia Teori dan 444 Soal, Wijaya Jakarta, Jakarta, 1980.