

PHẦN III: HÓA HỌC VÔ CƠ

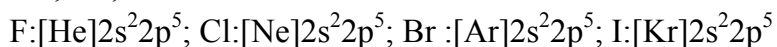
Chương 1 – Nhóm halogen

A. tóm tắt lí thuyết

I. Cấu tạo nguyên tử, tính chất của đơn chất halogen

1. Cấu hình electron nguyên tử

Flo, clo, brom và iot có cấu hình electron như sau:



Giống nhau: Lớp electron ngoài cùng của nguyên tử các halogen có 7 electron và có cấu hình ns^2np^5 .

Khác nhau: Từ flo qua clo đến brom và iot, bán kính nguyên tử tăng dần lớp electron ngoài cùng càng xa hạt nhân hơn, lực hút của hạt nhân đối với lớp electron ngoài cùng càng yếu hơn.

Lớp electron ngoài cùng: ở flo không có phân lớp d, các halogen khác có phân lớp d còn trống.

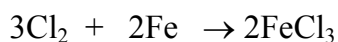
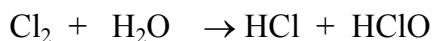
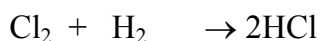
2. Các halogen có độ âm điện lớn.

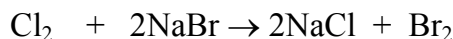
F: 4,0 ; Cl: 3,0; Br: 2,8; I: 2,5

Trong nhóm halogen, độ âm điện giảm dần từ flo đến iot

3. Tính chất hoá học

Halogen là những phi kim có tính oxi hoá mạnh: Halogen oxi hoá hầu hết các kim loại, nhiều phi kim và nhiều hợp chất. Khi đó nguyên tử halogen biến thành ion halogenua với số oxi hoá -1.





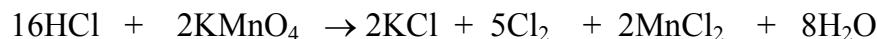
Clo không tác dụng trực tiếp với oxi.

Tính oxi hoá của halogen giảm dần từ flo đến iot.

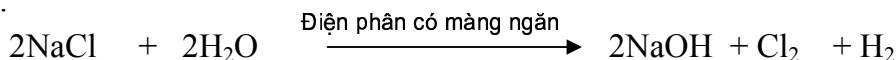
Flo không thể hiện tính khử, các halogen khác thể hiện tính khử và tính khử tăng dần từ clo đến iot.

4. Điều chế clo

- Trong phòng thí nghiệm: Dùng dung dịch axit HCl đặc tác dụng với một chất oxi hoá như KMnO_4 , MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$...



- Trong công nghiệp: Sản xuất khí clo bằng cách điện phân dung dịch muối ăn bão hoà có màng ngăn.



II. Hợp chất của halogen

1. hidro halogenua và axit halogenhidric HF, HCl, HBr, HI

Hiđro halogenua là các hợp chất khí, dễ tan trong nước tạo ra các dung dịch axit halogenhidric.

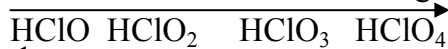
Từ HF đến HI tính chất axit tăng dần, HF là một axit yếu.

Từ HF đến HI tính chất khử tăng dần, chỉ có thể oxi hoá F^- bằng dòng điện, trong khi đó các ion âm khác như Cl^- , Br^- , I^- đều bị oxi hoá khi tác dụng với chất oxi hoá mạnh.

2. Hợp chất có oxi của halogen

Trong các hợp chất có oxi, clo, brom, iot thể hiện số oxi hoá dương còn flo thể hiện số oxi hoá âm.

Chiều tính bền và tính axit tăng



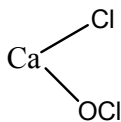
← Khả năng oxi hoá tăng

Nước Giaven, clorua vôi, muối clorat

Clo tác dụng với dung dịch natri hiđroxit loãng, nguội tạo ra nước Giaven: NaCl , NaClO , H_2O .

Khi điện phân dung dịch NaCl , không có màng ngăn giữa cực âm và cực dương, clo tạo thành ở cực dương sẽ tác dụng với natri hiđroxit tạo thành nước Giaven. Do tính chất oxi hoá mạnh, nước Giaven được dùng để tẩy trắng sợi, vải, giấy, sát trùng và khử mùi các khu vực bị ô nhiễm.

Clorua vôi: CaOCl_2



Công thức cấu tạo:

Clorua vôi là muối hỗn tạp của canxi với hai gốc axit khác nhau.

So với nước Giaven, clorua vôi có giá thành rẻ hơn, dễ chuyên chở hơn nên được sử dụng rộng rãi làm chất tẩy trắng, sát trùng, khử ô nhiễm bảo vệ môi trường.

Muối clorat là muối của axit HClO_3 . Muối clorat quan trọng hơn cả là KClO_3 .

Điều chế:



Trong công nghiệp muối kali clorat được điều chế bằng cách điện phân dung dịch KCl 25% ở nhiệt độ 70 - 75°C.

Muối kali clorat tan nhiều trong nước nóng, ít tan trong nước lạnh. Vì vậy, khi làm lạnh dung dịch bão hoà, muối kali clorat dễ dàng tách ra khỏi dung dịch.

Muối kali clorat được sử dụng để điều chế oxi trong phòng thí nghiệm, sản xuất pháo hoa, thuốc nổ. Thuốc gắn ở đầu que diêm thường chứa 50% muối kali clorat.

Chương 2. Nhóm oxi - lưu huỳnh

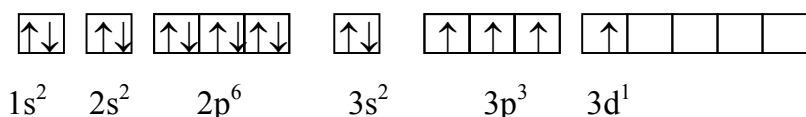
A. tóm tắt lý thuyết

I. Tính chất của oxi và lưu huỳnh

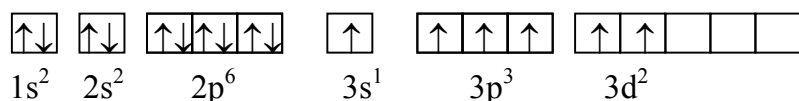
1. Cấu hình electron

Nguyên tử oxi có cấu hình electron $1s^2 2s^2 2p^4$, có 2 electron độc thân.

Nguyên tử S có cấu hình electron: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, có hai electron độc thân. Nguyên tử S có phân lớp 3d trống, khi bị kích thích có thể 1 electron từ phân lớp 3p sang 3d khi đó có 4 electron độc thân:



Hoặc thêm 1 electron nữa từ phân lớp 3s sang 3d, lúc này S* có 6 electron độc thân.



2. Tính chất vật lý

Oxi là một chất khí không màu, không mùi, hơi nặng hơn không khí. Oxi ít tan trong nước, oxi hóa lỏng khi bị nén ở áp suất cao và nhiệt độ thấp. Oxi lỏng là một chất lỏng màu xanh nhạt, sôi ở -183°C.

Lưu huỳnh là chất rắn màu vàng, nhiệt độ nóng chảy tương đối thấp (113°C). Lưu huỳnh không tan trong nước, nhưng tan được trong các dung môi hữu cơ. Khi bị đun nóng lưu huỳnh thành dẻo, màu hơi nâu, sau đó nếu tiếp tục đun nóng mạnh sẽ tạo ra hơi lưu huỳnh có màu nâu sẫm.

3. Tính chất hoá học

Các nguyên tố oxi và lưu huỳnh là các phi kim có tính oxi hoá mạnh. Nguyên tố oxi có độ âm điện lớn thứ hai, chỉ sau flo. Oxi có thể oxi hoá hầu hết các kim loại trừ vàng và bạch kim và một số phi kim, trong các phản ứng đó số oxi hoá của oxi giảm từ 0 xuống -2.

Nguyên tố lưu huỳnh tác dụng với nhiều kim loại và một số phi kim. Trong các phản ứng số oxi hoá của lưu huỳnh biến đổi từ 0 xuống -2 (hợp chất với kim loại và hiđro) và từ 0 lên +4 hay +6 (hợp chất với oxi, axit, muối).

II. Tính chất các hợp chất của oxi, lưu huỳnh

1. Nước (H_2O) là hợp chất quan trọng nhất của oxi, có vai trò vô cùng quan trọng đối với toàn bộ sự sống trên trái đất. Nước có liên kết cộng hoá trị phân cực, là dung môi tốt cho nhiều chất. Giữa các phân tử nước có các liên kết hiđro, loại liên kết này có năng lượng liên kết nhỏ hơn nhiều so với liên kết cộng hoá trị nhưng có ảnh hưởng quan trọng đến các tính chất vật lý của nước như nhiệt độ nóng chảy,

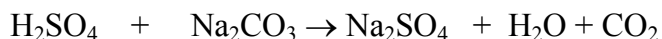
hiệt độ sôi cao. Loài người đang đứng trước nguy cơ cạn kiệt nguồn nước sạch, do các hoạt động sản xuất thải các chất độc hại làm ô nhiễm nguồn nước các sông ngòi, ao hồ, biển và đại dương.

2. Hiđro peoxit (nước oxi già, H_2O_2) vừa có tính chất oxi hoá vừa có tính khử.

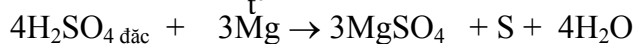
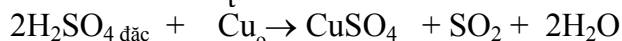
Chất này có nhiều ứng dụng trong công nghiệp làm chất tẩy trắng, bảo vệ môi trường, khử trùng trong y tế...

3. Hợp chất quan trọng nhất của S là axit sunfuric H_2SO_4 trong đó lưu huỳnh có số oxi hoá +6. Axit sunfuric H_2SO_4 là một trong những hoá chất cơ bản, ứng dụng rộng rãi trong sản xuất phân bón hoá học, chất tẩy rửa, sơn, chất dẻo, luyện kim, phẩm nhuộm, dược phẩm, hoá dầu...

Tính chất axit



Tính chất oxi hoá mạnh của H_2SO_4 đặc, nóng.



$H_2SO_{4\text{ đặc}}$ là một chất rất háo nước, có thể làm khô được nhiều chất khí ẩm.

Oleum là dung dịch H_2SO_4 hấp thụ SO_3 , có công thức: $H_2SO_4.nSO_3$ n có thể nhận giá trị nguyên hoặc thập phân.

4. Lưu huỳnh còn có các hợp chất như H_2S , có trong thành phần một số suối nước khoáng nóng như Mỹ Lâm - Tuyên Quang, SO_2 và axit H_2SO_3 các muối sunfua, sunfit, sunfat.

Dung dịch H_2S trong nước gọi là axit sunfu hidric. Đây là một axit yếu, hai nấc.

Chương 3. Nhóm nitơ - photpho

A. tóm tắt lí thuyết

I. Nhóm nitơ - photpho

Nhóm VA của bảng tuần hoàn có các nguyên tố: nitơ, photpho, asen, antimoan (stibi) và bitmut. Hai nguyên tố nitơ và photpho là những nguyên tố phổ biến và có nhiều ứng dụng nhất trong nhóm.

1. Cấu tạo nguyên tử của các nguyên tố nhóm VA

Nguyên tố	Kí hiệu hoá học	Điện tích hạt nhân	Bán kính nguyên tử nm	Số lớp electron	Cấu hình electron lớp ngoài cùng	Độ âm điện
Nitơ	N	7+	0,07	2	$2s^2 2p^3$	3,07
Photpho	P	15+	0,11	3	$3s^2 3p^3$	2,2
Asen	As	33+	0,121	4	$4s^2 4p^3$	2,1

Antimoan	Sb	51+	0,141	5	5s ² 5p ³	1,8
Bitmut	Bi	83+	0,146	6	6s ² 6p ³	1,7

2. Tính chất chung của các nguyên tố nhóm VA

a. Tính chất của các đơn chất

Trong điều kiện bình thường về nhiệt độ và áp suất, nitơ là chất khí, các đơn chất còn lại là chất rắn.

- Các nguyên tố trong nhóm có số oxi hoá cao nhất là +5 và thấp nhất là -3.
- Nhìn chung các đơn chất trong nhóm VA có tính phi kim, tính chất này giảm dần từ N đến Bi.

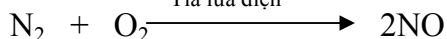
b. Tính chất của các hợp chất

- Hidrua của các nguyên tố trong nhóm VA (NH₃, PH₃, AsH₃, SbH₃, BiH₃) là các chất khí. Dung dịch của những chất này trong nước có tính bazơ.
- Các hidroxit như HNO₃, H₃PO₄, H₃AsO₄ là các axit, tính chất axit giảm dần theo chiều từ N đến As.

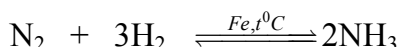
II. Nitơ

Nitơ là một chất khí không màu, không mùi, ít tan trong nước. Khí quyển chứa khoảng 78% khí nitơ về thể tích. Liên kết ba rất bền vững giữa hai nguyên tử nitơ làm cho nitơ hầu như trơ về mặt hoá học ở nhiệt độ thường. Phần lớn nitơ được dùng để sản xuất amoniac. Một phần nhỏ khí nitơ được nạp vào bóng đèn, hoặc dùng làm môi trường trơ cho một số phản ứng hoá học.

Nitơ tác dụng với oxi ở nhiệt độ rất cao (3000⁰C) hay có tia lửa điện:

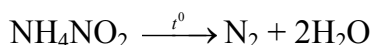


Nitơ tác dụng với hiđro, nhiệt độ cao và có xúc tác:



Trong công nghiệp, người ta sản xuất nitơ từ không khí bằng cách hoá lỏng không khí, rồi chưng cất phân đoạn.

Trong phòng thí nghiệm, khi cần một lượng nhỏ khí nitơ có thể điều chế bằng cách đun nóng dung dịch NH₄NO₂ bão hoà.



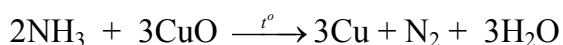
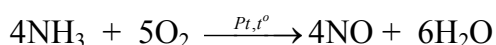
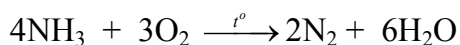
Các hợp chất quan trọng của nitơ gồm NH₃, HNO₃ các muối amoni và các muối nitrat.

Trong những điều kiện bình thường, amoniac là chất khí không màu, mùi khai, nhẹ hơn không khí, dễ bị hoá lỏng khi nén hoặc làm lạnh. Khí NH₃ tan nhiều trong nước, một thể tích nước ở 25⁰C hoà tan được 700 thể tích amoniac.

Amoniacc có tính chất bazơ:



Amoniacc là một chất khử:



Amoniac là một trong những hoá chất cơ bản, phần chủ yếu (80%) lượng amoniac dùng để sản xuất phân bón hoá học, phần còn lại được sử dụng trong các ngành công nghiệp khác.

Sản xuất NH_3 trong công nghiệp đi từ nitơ không khí và hiđro thu được từ sự nhiệt phân khí tự nhiên (metan). Trong phòng thí nghiệm, NH_3 được điều chế từ việc nung nóng hỗn hợp rắn NH_4Cl và CaO .

III. Axit nitric HNO_3

1. Tính chất vật lí

Axit nitric là chất lỏng không màu, có khối lượng riêng là $1,5\text{g/cm}^3$, sôi ở 86°C và hoá rắn ở -41°C . Axit nitric tan rất dễ dàng trong nước. Trong phòng thí nghiệm, thường dùng HNO_3 đặc có nồng độ 68%, khối lượng riêng là $1,42\text{g/cm}^3$.

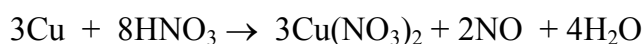
2. Tính chất hoá học

Axit nitric là axit rất mạnh, trong dung dịch nó điện li gần như hoàn toàn thành ion:



Tác dụng với chất chỉ thị màu: Axit nitric loãng đổi màu quỳ xanh thành đỏ.

Tác dụng với kim loại: Dung dịch HNO_3 loãng oxi hoá được nhiều kim loại ở nhiệt độ thường. Tùy thuộc vào mức độ khử của kim loại mà HNO_3 có thể bị khử thành NO , N_2O , N_2 hoặc NH_3 . Ví dụ:



Dung dịch HNO_3 đặc không bền, ở nhiệt độ cao hoặc khi có ánh sáng, một phần axit HNO_3 bị phân huỷ tạo thành NO_2 , O_2 và nước.



Dung dịch HNO_3 đặc có thể oxi hoá hầu hết kim loại (trừ Pt, Au) ở nhiệt độ thường, hoặc Fe, Al, Cr ở nhiệt độ cao, trong đó N^{+5} chuyển thành N^{+4} (NO_2). Dung dịch HNO_3 đặc, nguội làm thụ động hoá một số kim loại như Al, Fe, Cr... Ngoài ra Dung dịch HNO_3 đặc còn oxi hoá được một số phi kim như C, S và nhiều hợp chất vô cơ và hữu cơ khác.

Chương 4. Nhóm cacbon - silic

A. tóm tắt lí thuyết

Cacbon - silic thuộc nhóm IVA của bảng hệ thống tuần hoàn. Trong nhóm có các nguyên tố cacbon C, silic Si, germani Ge, thiếc Sn và chì Pb. Nguyên tử của các nguyên tố này có 4 electron lớp ngoài cùng. Theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, tính chất của các nguyên tố biến đổi như sau: cacbon C và silic Si là các phi kim rõ rệt, thiếc Sn và chì Pb là các kim loại, germani Ge là nguyên tố trung gian.

Ta chỉ tìm hiểu hai nguyên tố có nhiều ứng dụng nhất là cacbon C, silic Si.

I. Cacbon và hợp chất của cacbon

I.1. Trạng thái tự nhiên:

Trong tự nhiên C chiếm khoảng 0,023% khối lượng vỏ Trái đất. Hợp chất vô cơ là các muối cacbonat có khối lượng khoảng 10^{16} tấn. Ngoài ra C còn có trong các mỏ than đá, than nâu, than bùn, dầu mỏ, khí tự nhiên. Trong cơ thể sống, trung bình có 18% cacbon.

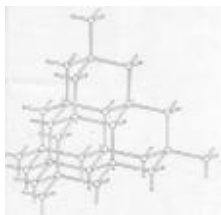
I.2. Các dạng thù hình và tính chất vật lí

Cacbon có một số dạng thù hình, có cấu tạo tinh thể khác nhau, do đó có những tính chất vật lí khác nhau.

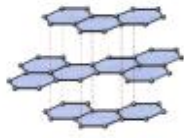
Kim cương: Trong tinh thể kim cương, cacbon có liên kết cộng hoá trị với 4 nguyên tử cacbon xung quanh, tạo thành tứ diện đều. Khoảng cách giữa các nguyên tử C là bằng nhau, bằng 0,154 nm. Sự đồng nhất và bền vững của liên kết này khiến cho kim cương rất cứng, là vật liệu cứng nhất trong tự nhiên. Kim cương có màu sắc rất đẹp, cho nên từ ngàn xưa là đồ trang sức rất quý giá. Trong công

nghiệp, kim cương được sử dụng để chế tạo mũi khoan, dao cắt kính, thiết bị laser. Ngày nay, loài người đã sản xuất được kim cương nhân tạo, tuy nhiên chúng không đẹp như kim cương tự nhiên. Khối lượng của kim cương được đo bằng cara, một cara bằng 0,2 gam.

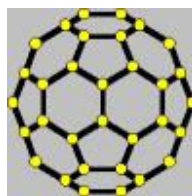
Than chì: Tinh thể than chì (graphit) có cấu trúc nhiều lớp. Trong mỗi lớp, một nguyên tử C liên kết với 3 nguyên tử C khác bằng các liên kết cộng hoá trị, có khoảng cách bằng nhau (0,1415 nm). Các liên kết giữa các nguyên tử C trong cùng lớp rất bền vững. Lực liên kết giữa các lớp là rất yếu, khoảng cách lớn (0,335 nm). các lớp dễ trượt lên nhau, do đó than chì rất mềm, có thể làm ruột bút chì. Than chì dẫn điện tốt, nên được sử dụng rộng rãi làm điện cực trơ trong điện phân, sản xuất pin.



Kim cương



Than chì



Fuleren C₆₀

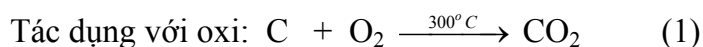
Fuleren: Một dạng thù hình của cacbon C₆₀, C₇₀ mới được phát hiện vào năm 1985. Phân tử C₆₀ có cấu trúc hình cầu rỗng, gồm 32 mặt (20 hình sáu cạnh và 12 hình 5 cạnh) với 60 đỉnh là 60 nguyên tử cacbon. Khoảng cách giữa các nguyên tử đều như nhau, có tính đối xứng cao nhất so với các phân tử đã biết. Đường kính của hình cầu lớn hơn 1,0 nm đủ để đặt một phân tử hoặc một nguyên tử bất kỳ vào đó. Điều chế Fuleren bằng cách làm bay hơi graphit trong chân không dưới tác dụng của tia laser, hay trong khí quyển heli bằng hồ quang điện. Người ta dự đoán fullerene và các dẫn xuất của nó sẽ có nhiều ứng dụng đặc sắc trong vật liệu mới, hoá học, y học, siêu dẫn. Công trình phát minh ra fullerene được tặng giải thưởng Nobel năm 1996.

Cacbon vô định hình: Than đá, than bùn, than gỗ, mỏ hóng. Tính chất của cacbon vô định hình tùy thuộc vào nguyên liệu và phương pháp điều chế chúng. Than gỗ và than xương có cấu trúc xốp, có khả năng hấp phụ mạnh các chất khí và chất tan trong dung dịch. Than hoạt tính được điều chế từ than gỗ hay gáo dừa là nguyên liệu sản xuất mặt nạ phòng độc, chất hấp phụ, lọc nước...

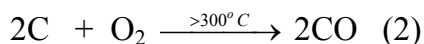
I.3. Tính chất hoá học

ở nhiệt độ thấp tất cả các dạng thù hình của cacbon đều hầu như trơ. Nhưng ở nhiệt độ cao, chúng tác dụng được với nhiều chất.

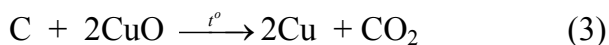
Tính chất hoá học cơ bản của cacbon là tính khử.



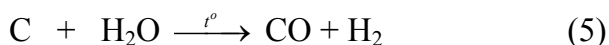
ở điều kiện thiếu oxi sinh ra CO



Tác dụng với nhiều oxit kim loại như: CuO, Fe₂O₃ ... ở nhiệt độ cao.

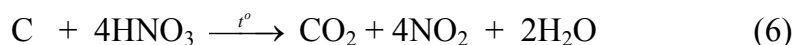


Tác dụng với hơi nước ở nhiệt độ cao:



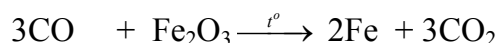
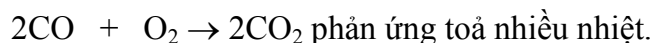
Các phản ứng hoá học (4) và (5) là cơ sở để chuyển hoá nhiên liệu rắn thành nhiên liệu khí.

Tác dụng với các axit có tính chất oxi hoá mạnh như HNO₃, H₂SO₄ đặc, nóng.



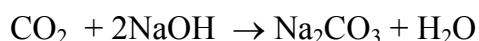
I.4. Một số hợp chất của cacbon

Cacbon monoxit (CO) là một chất khí không màu, không mùi, rất độc, nặng gần bằng không khí, ít tan trong nước. ở nhiệt độ cao, cacbon monoxit thể hiện tính khử mạnh.

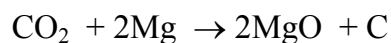


Cacbon đioxit (CO_2) là khí không màu, nặng hơn không khí, $d_{\text{CO}_2/\text{kk}} = 1,52$. Nước đá khô là cacbon đioxit rắn. Cacbon đioxit là một oxit axit và có tính oxi hoá yếu.

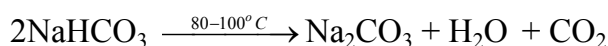
Tác dụng với dung dịch kiềm;



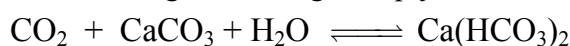
Tác dụng với kim loại:



Muối cacbonat và muối hidrocacbonat: Na_2CO_3 , CaCO_3 , NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Ở nhiệt độ cao chỉ có muối cacbonat của kim loại kiềm là không bị phân huỷ. Các muối hidrocacbonat kém bền hơn.



Ngoài quá trình quang hợp của cây xanh, ở trong nước biển, đại dương có một cân bằng hoá học giúp điều tiết lượng CO_2 trong khí quyển:



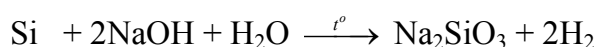
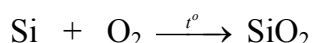
Tuy nhiên, do con người phát triển công nghiệp, sử dụng ngày càng nhiều năng lượng hoá thạch, cho nên lượng CO_2 đang tăng dần, làm cho nhiệt độ Trái đất ấm dần lên. Trong 100 năm qua, nhiệt độ đã tăng trung bình $0,3^\circ\text{C}$.

II. Silic và các hợp chất của silic

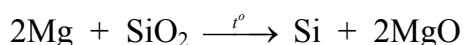
1. **Silic** là một trong những nguyên tố phổ biến nhất trong vỏ Trái đất (đứng hàng thứ hai sau nguyên tố oxi)

Silic có hai dạng thù hình, dạng vô định hình và dạng tinh thể. Dạng tinh thể có cấu trúc tương tự kim cương, giòn và cứng, có ánh kim dẫn điện và dẫn nhiệt kém.

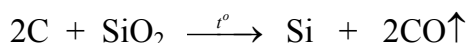
Silic là nguyên tố ít hoạt động hoá học.



Điều chế Si trong phòng thí nghiệm:



Điều chế Si trong công nghiệp:

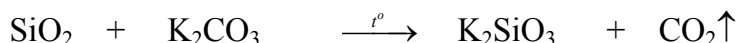
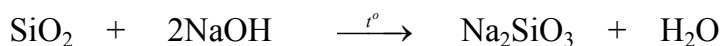
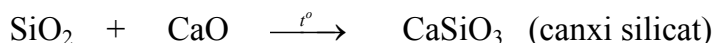


2. Hợp chất của silic

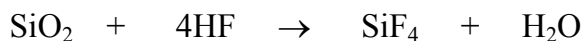
a. Silic đioxit (SiO_2)

SiO_2 là chất rắn không tan trong nước, khó nóng chảy (1610°), có tên gọi là thạch anh. Cát trắng là những hạt thạch anh nhỏ.

SiO_2 là oxit axit. ở nhiệt độ cao, SiO_2 tác dụng với oxit bazơ, kiềm, cacbonat kim loại kiềm tạo ra silicat:



SiO_2 có tính chất hoá học đặc trưng là tan được trong dung dịch axit flohydric HF:



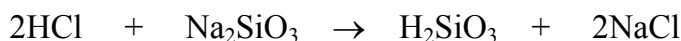
Vì vậy người ta dùng axit flohydric để khắc hình trên thuỷ tinh.

SiO_2 được dùng rộng rãi trong xây dựng, sản xuất thuỷ tinh, đá mài...

b. Axit silicic và muối silicat

Axit silicic có công thức hoá học là H_2SiO_3 , là axit yếu, ít tan trong nước.

Điều chế axit silicic bằng cách cho axit clohydric tác dụng với dung dịch silicat, được dung dịch H_2SiO_3 dưới dạng keo:



Muối của axit silicic có tên là silicat. Natri và kali silicat trông bề ngoài giống thuỷ tinh, nhưng tan được trong nước, vì vậy chúng có tên là thuỷ tinh tan. Dung dịch của chúng tan trong nước gọi là thuỷ tinh lỏng.

Thuỷ tinh tan dùng để chế tạo xi măng và bê tông chịu axit, dùng làm lớp bảo vệ gỗ không cháy, sản xuất silicagen. Silicagen là một polime vô cơ có công thức $(\text{SiO}_2)_n$ là một chất chống ẩm rất tốt, dùng trong bảo quản phim ảnh, băng đĩa hình, thực phẩm cao cấp ...

Phần 3 - hoá học kim loại

Chương 5. Đại cương về kim loại

A. tóm tắt lí thuyết

1. Vị trí kim loại trong bảng tuần hoàn và cấu tạo kim loại

a. Vị trí: Hơn 80% các nguyên tố hóa học đã biết là các kim loại. Vị trí các kim loại chiếm phần lớn phía bên trái của bảng hệ thống tuần hoàn. Các kim loại bao gồm các nguyên tố họ s, trừ hiđro. Các nguyên tố họ d, họ f. Nguyên tố p của nhóm IIIA (trừ bo).

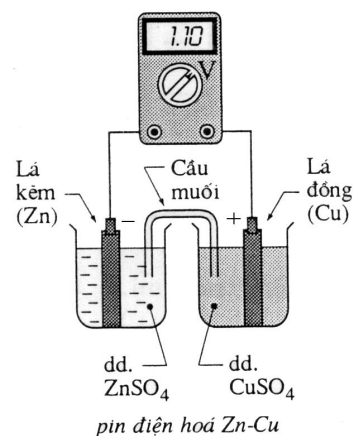
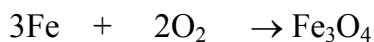
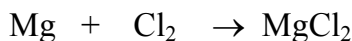
b. Cấu tạo của kim loại: ở trạng thái rắn và nóng chảy, các kim loại tồn tại ở dạng tinh thể. Có ba dạng tinh thể chính là lập phương tâm diện, lập phương tâm khối và lục phương. Dạng kém đặc khít nhất là dạng lập phương tâm khối, ví dụ các kim loại kiềm.

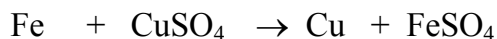
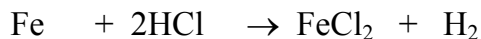
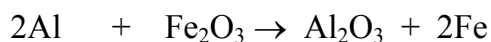
2. Tính chất vật lí chung của kim loại

Kim loại có tính dẻo, dẫn điện dẫn nhiệt tốt, có ánh kim. Các tính chất vật lí chung của kim loại là do cấu trúc tinh thể kim loại quyết định.

3. Tính chất hoá học chung của kim loại

Tính chất hóa học chung là tính khử. Các kim loại nhường electron trong các phản ứng với phi kim, dung dịch axit, dung dịch muối của kim loại kém hoạt động hơn. Ví dụ:



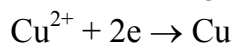
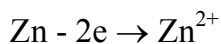


4. Dây điện thế của các kim loại

Các kim loại có mức độ hoạt động hóa học khác nhau. Quá trình hóa học xảy ra trong pin điện hóa Zn - Cu

Cực âm

Cực dương



Trong pin, năng lượng hóa học biến thành điện năng.

Người ta không xác định được giá trị tuyệt đối của thế điện cực của kim loại. Vì vậy người ta sử dụng điện cực so sánh, đó là điện cực hydro chuẩn. Điện cực hydro chuẩn gồm một bản platin hấp thụ khí hydro ở áp suất 1atm, nồng độ H^+ là 1M. Người ta quy ước thế điện cực của hydro chuẩn bằng 0.

Thế điện cực chuẩn của kim loại: Thế điện cực của kim loại nhúng trong dung dịch ion kim loại đó có nồng độ 1M được gọi là *thế điện cực chuẩn của kim loại đó*.

Khi nối một điện cực kẽm nhúng trong dung dịch Zn^{2+} 1M với điện cực hydro chuẩn, kim von kế chỉ 0,76V. Tương tự như vậy người ta xác định thế điện cực chuẩn của các kim loại khác và lập thành dãy điện thế của các kim loại.

ý nghĩa của dãy thế điện cực của kim loại.

- Xác định được hiệu thế chuẩn của pin điện được tạo ra bởi hai điện cực bất kỳ. Ví dụ: hiệu thế chuẩn của pin Zn - Cu = $0,34 - (-0,76) = 1,1\text{V}$.
- Một kim loại hoạt động có thể đẩy được kim loại yếu hơn ra khỏi dung dịch muối của nó.
- Kim loại có thế điện cực chuẩn càng âm càng dễ đẩy khí hydro ra khỏi axit. Các kim loại có thế điện cực chuẩn dương không đẩy được hydro ra khỏi axit.

5. Hợp kim

Hợp kim là vật liệu gồm một kim loại và một hay nhiều nguyên tố hóa học khác. Trường hợp hợp kim của thủy ngân gọi là hỗn hồng.

Cấu tạo hóa học: Liên kết hóa học của hợp kim là liên kết kim loại hỗn tạp:

- Hỗn tạp kiểu thay thế, các ion khác nhau nhưng có bán kính gần như nhau thay thế vị trí cho nhau; Ví dụ hợp kim Cu - Ni, Cu - Al...
- Hỗn tạp kiểu xâm nhập, các ion kim loại hay phi kim bé hơn có thể xâm nhập vào các chỗ trống giữa các ion trong kim loại. Ví dụ: Thép Fe - C
- Tinh thể kiểu hợp chất kim loại. Ví dụ MgZn_2 , CuAl_2 ...

Hợp kim có các tính chất đặc trưng của kim loại. Độ dẫn điện, dẫn nhiệt kém hơn kim loại tinh khiết. Hợp kim thường cứng và kém dẻo hơn các kim loại thành phần. Trong thực tế hợp kim được sử dụng phổ biến hơn kim loại.

6. Ăn mòn và chống ăn mòn kim loại

Sự phá hủy bề mặt của kim loại và hợp kim bởi các chất ở môi trường xung quanh được gọi là sự ăn mòn kim loại. Dựa vào cơ chế của quá trình ăn mòn người ta phân biệt ăn mòn hóa học và ăn mòn điện hóa học.

7. Điều chế kim loại

Có các phương pháp nhiệt luyện (dùng chất khử để khử oxit kim loại), phương pháp thủy luyện và phương pháp điện phân.

Chương 6. Các kim loại kiềm, kiềm thổ và nhôm

A. tóm tắt lí thuyết

1. Kim loại kiềm

a. Vị trí các kim loại kiềm trong bảng tuần hoàn

Các kim loại kiềm thuộc nhóm IA trong bảng tuần hoàn, gồm các nguyên tố: liti (Li), natri (Na), kali (K), rubiđi (Rb), xesi (Cs) và franxi (Fr).

Cấu hình electron lớp ngoài cùng: ns^1 trong đó n là số thứ tự của lớp electron ngoài cùng. Electron lớp ngoài cùng của các kim loại kiềm liên kết yếu với hạt nhân, do đó tính chất đặc trưng của kim loại kiềm là tính khử mạnh. $M - 1e \rightarrow M^+$

Năng lượng ion hoá: kim loại kiềm có năng lượng ion hoá nhỏ nhất so với các kim loại khác. Theo chiều từ Li đến Cs năng lượng ion hoá giảm dần. Riêng Fr là một nguyên tố phóng xạ.

Số oxi hoá: năng lượng ion hoá thứ nhất nhỏ hơn rất nhiều so với năng lượng ion hoá thứ hai. Ví dụ đối với Na, $I_1 = 500\text{kJ/mol}$ trong khi $I_2 = 4600\text{kJ/mol}$. Do đó, kim loại kiềm luôn luôn có số oxi hoá là +1 trong mọi hợp chất.

b. Tính chất vật lí

Tất cả các kim loại kiềm đều có mạng tinh thể lập phương tâm khối: mỗi nguyên tử trong tâm của hình lập phương chỉ liên kết với 8 nguyên tử khác trên đỉnh của hình lập phương (số phối trí 8). Đó là một cấu trúc tương đối lỏng. Mặt khác, so với các nguyên tố cùng chu kỳ, các kim loại kiềm có bán kính nguyên tử lớn nhất, cho nên lực hút giữa các nguyên tử lân cận yếu. Do những đặc điểm trên mà các kim loại kiềm có:

- Khối lượng riêng nhỏ.
- Nhiệt độ nóng chảy $< 200^\circ\text{C}$, nhiệt độ sôi thấp.
- Độ cứng thấp, có thể dùng dao cắt dễ dàng
- Độ dẫn điện cao.

c. Tính chất hoá học

Các kim loại kiềm có tính khử mạnh, tính khử tăng dần từ Li đến Cs.

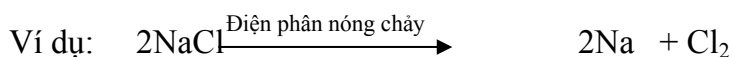
- Phản ứng với oxi: Li cho ngọn lửa màu đỏ son, Na cho ngọn lửa màu vàng, K cho ngọn lửa màu tím nhạt.

- Phản ứng với nước: các kim loại kiềm tác dụng mạnh với nước ở nhiệt độ thường, tạo ra kiềm và giải phóng khí hiđro.

- Tác dụng với axit: Các kim loại kiềm phản ứng mãnh liệt với axit. Chỉ nên làm thí nghiệm với axit HCl đặc, nồng độ $> 20\%$. Nếu axit có nồng độ nhỏ hơn, phản ứng quá mãnh liệt, gây nổ rất nguy hiểm. Không nên làm thí nghiệm cho kim loại kiềm tác dụng với HNO_3 hay H_2SO_4 đặc vì rất nguy hiểm.

d. Điều chế kim loại kiềm

Phương pháp điện phân muối hoặc hiđroxit nóng chảy.



e. Một số hợp chất quan trọng

Các kiềm: NaOH (xút ăn da), KOH (potat ăn da) là những hoá chất cơ bản.

Các muối: NaCl. NaHCO_3 , Na_2CO_3 (xôđa), KCl. Tất cả các muối của kim loại kiềm đều tan trong nước.

2. Kim loại kiềm thổ

a. Vị trí trong bảng tuần hoàn

Các kim loại kiềm thổ thuộc nhóm IIA, gồm: beri (Be), magie (Mg), canxi (Ca), stronti (Sr), bari (Ba). Cấu hình electron lớp ngoài cùng: ns^2 trong đó n là số thứ tự của lớp electron ngoài cùng. Electron lớp ngoài cùng của các kim loại kiềm thổ liên kết yếu với hạt nhân, do đó tính chất đặc trưng của kim loại kiềm là tính khử mạnh.

$M - 2e \rightarrow M^{2+}$ cation M^{2+} có cấu hình bền vững của khí hiếm đứng trước.

Năng lượng ion hoá: kim loại kiềm thổ có năng lượng ion hoá nhỏ so với các kim loại khác, nhưng lớn hơn kim loại kiềm tương ứng. Theo chiều từ Be đến Ba bán kính nguyên tử tăng dần và năng lượng ion hoá giảm dần.

Số oxi hoá: kim loại kiềm thổ luôn có số oxi hoá là +2 trong mọi hợp chất.

b. Tính chất vật lý

- Khối lượng riêng tương đối nhỏ, là những kim loại nhẹ hơn nhôm (trừ Be).

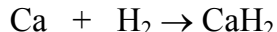
- Nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi tuy cao hơn kim loại kiềm. vẫn tương đối thấp.

- Độ cứng tuy cao hơn của kim loại kiềm, nhưng vẫn tương đối thấp, (trừ Be).

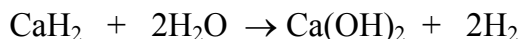
- Sự biến đổi tính chất vật lý không đều đặn như các kim loại kiềm vì các kim loại kiềm thổ có kiểu mạng tinh thể khác nhau. Tuy nhiên, chúng có những tính chất vật lý chung ở trên vì liên kết kim loại của chúng tương đối yếu, bán kính nguyên tử lớn.

c. Tính chất hoá học

- Phản ứng với hiđro (trừ Be và Mg)



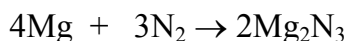
Các hiđrua tác dụng với nước tạo ra kiềm và giải phóng khí hiđro.



- Phản ứng với halogen

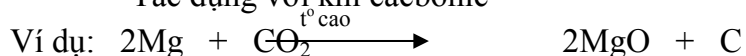
$M + X_2 \rightarrow MX_2$ trừ $BeCl_2$ có liên kết cộng hoá trị, còn lại các muối khác đều có liên kết ion.

- Phản ứng với nitơ



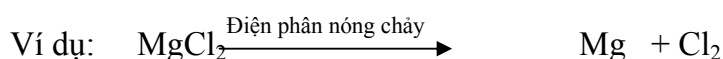
- Tác dụng với oxi, với axit và nước (trừ Be).

- Tác dụng với khí cacbonic



d. Điều chế kim loại kiềm thổ

Phương pháp điện phân muối hoặc hiđroxit nóng chảy.



e. Một số hợp chất quan trọng: $CaCO_3$, $CaSO_4$, CaO , $Ca(OH)_2$...

❖ Nước cứng

Nước chứa nhiều ion Ca^{2+} và Mg^{2+} gọi là nước cứng (chứa $\geq 2.10^{-3}$ ion g/lít).

Nước chứa ít hoặc không chứa ion Ca^{2+} và Mg^{2+} gọi là nước mềm.

a) Nước cứng tạm thời: là nước cứng có chứa ion Ca^{2+} và Mg^{2+} ở dạng muối với ion HCO_3^- (của các muối $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$)

b) Nước cứng vĩnh cửu: là nước cứng có chứa ion Ca^{2+} và Mg^{2+} ở dạng muối với ion Cl^- hoặc SO_4^{2-} hoặc cả hai (của các muối CaCl_2 , MgCl_2 , CaSO_4 , MgSO_4).

c) Nước cứng tạm thời và nước cứng vĩnh cửu gộp thành nước cứng toàn phần.

* Làm mềm nước cứng

Nguyên tắc: làm giảm nồng độ các ion Ca^{2+} và Mg^{2+} trong nước cứng, bằng cách chuyển những ion tự do này vào hợp chất không tan, hoặc thay thế chúng bằng những cation khác.

Phương pháp hóa học

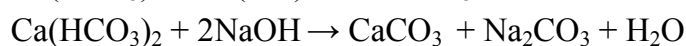
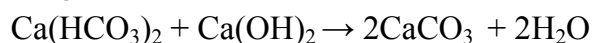
❖ Làm mềm nước cứng tạm thời:

+ Đun nóng



+ Dùng một lượng bazơ **vừa đủ** để trung hòa muối axit thành muối trung hòa không tan

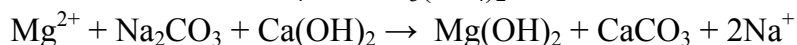
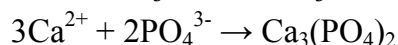
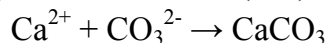
Lọc bỏ chất không tan, được nước mềm.



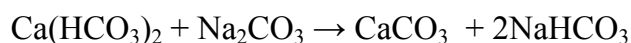
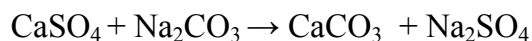
+ Dùng dung dịch Na_2CO_3

❖ Đối với **nước cứng vĩnh cửu**

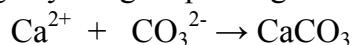
Dùng dung dịch Na_2CO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ và dung dịch Na_3PO_4



❖ Đối với **nước cứng vĩnh cửu và nước cứng tạm thời**: ta có thể dùng dung dịch Na_2CO_3



Hai phản ứng này cùng có phương trình ion rút gọn là



Phương pháp trao đổi ion

Cho nước cứng đi qua chất trao đổi ion (ionit), chất này sẽ hấp thụ các ion Ca^{2+} và Mg^{2+} trong nước cứng và thế vào đó là những cation như Na^+ , H^+ ..., ta được nước mềm.

3. Nhôm

Kí hiệu: Al. Số thứ tự 13.

Cấu hình electron của nguyên tử: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

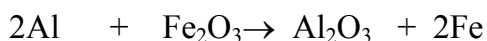
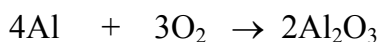
Nhôm ở chu kỳ 3, phân nhóm chính nhóm 3.

a. *Tính chất vật lý*

Nhôm là kim loại màu trắng như bạc, nhẹ, $d = 2,7$. Nhôm dẫn điện tốt, gấp ba lần sắt, bằng hai phần ba đồng nhưng lại nhẹ bằng một phần ba đồng. Vì vậy trong kĩ thuật điện nhôm dần thay thế đồng làm dây dẫn điện.

b. Tính chất hóa học

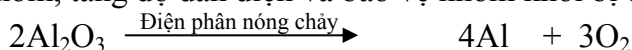
Nhôm có tính khử mạnh, có thể tác dụng với nhiều phi kim, nhiều oxit kim loại (nhiệt nhôm), với axit, với kiềm và với nước. Các đồ vật bằng nhôm bền ở điều kiện thường vì nhôm có lớp màng oxit rất mỏng, bền bảo vệ. Khi nhôm tạo hỗn hợp với thủy ngân, tính liên tục của lớp oxit bị phá vỡ, nhôm tác dụng mạnh với oxi.



c. Các hợp chất của nhôm: Al_2O_3 , $Al(OH)_3$, $Al_2(SO_4)_3$...oxit và hidroxit nhôm có tính chất lưỡng tính.

d. Điều chế nhôm:

Điện phân oxit nhôm nóng chảy. Người ta sử dụng criolit Na_3AlF_6 để làm giảm nhiệt độ nóng chảy của oxit nhôm, tăng độ dẫn điện và bảo vệ nhôm khỏi bị oxi hóa.



Các hợp chất của nhôm:

Fenspat: $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$;

Mica: $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$;

Cao lanh(đất sét): $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$; Boxit: $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$; Criolit: Na_3AlF_6 .

Muối nhôm có nhiều ứng dụng quan trọng là muốicủavàngậm nước gọi là, công thức, viết gọn làTrong công thức hóa học trên, nếu thay K^+ bằng Li^+ , Na^+ hay NH_4^+ ta được cáckhác có tên chung là(nhưng không gọi là)

e. Hợp kim của nhôm

+ Đuyara: 95% Al, 4% Cu, 1% Mn, Mg, Si. Hợp kim có ưu điểm nhẹ và bền. Đuyara được dùng rộng rãi trong công nghiệp hàng không

+ Silumin: Al và Si (1 – 14%)

+ Electron: 10,5% Al, 83,3% Mg, phần còn lại của kẽm (Zn)...

+ Almelec: 98,5% Al, Cu, Mg dây cáp điện cao thế thay cho đồng.

Chương 7. crom - sắt - đồng

A. tóm tắt lí thuyết

1. Crom

Kí hiệu: Cr; Số thứ tự 24; Nguyên tử khối: 51,996

Cấu hình electron của nguyên tử: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

a. Tính chất vật lí

Crom là kim loại trắng xám, nặng ($d = 7,2$) và bề ngoài trông giống thép. Nhiệt độ nóng chảy của crom là $1875^\circ C$ và sôi ở $2570^\circ C$. Khi tạo hợp kim với sắt, crom làm cho thép cứng và chịu nhiệt hơn. Thép không gỉ crom - niken chứa khoảng 15% crom.

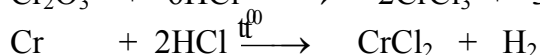
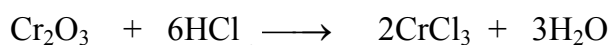
b. Tính chất hóa học

Do cấu hình electron lớp ngoài cùng là $3d^5 4s^1$ cho nên crom tạo ra các hợp chất trong đó có số oxi hóa từ +1 đến +6.

Tác dụng với đơn chất: ở nhiệt độ thường crom chỉ tác dụng với flo. Nhưng ở nhiệt độ cao crom tác dụng với oxi, lưu huỳnh, nitơ, phot pho...

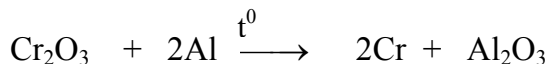
Ví dụ: $2Cr + 3Cl_2 \xrightarrow{t^0} 2CrCl_3$

Trong dãy điện hóa, crom đứng giữa kẽm và sắt, tuy nhiên cũng như nhôm, crom có một lớp oxit mỏng bền vững bảo vệ, nên rất bền, không phản ứng với nước và không khí. Crom không tác dụng với dung dịch loãng, nguội của axit HCl, H_2SO_4 . Khi đun nóng, màng oxit tan, crom tác dụng với dung dịch axit tạo ra muối crom II, khi không có mặt oxi.



ở nhiệt độ thường, crom bị HNO_3 đặc và H_2SO_4 đặc làm thụ động hóa giống như nhôm.

Điều chế crom: Dùng phương pháp nhiệt nhôm, chỉ cần đun nóng lúc đầu, sau đó phản ứng tỏa nhiệt mạnh.



c. Một số hợp chất của crom

Hợp chất crom II:

+ oxit CrO là một chất tự cháy, có dạng bột màu đen. Khi đun nóng trên 100^0C chuyển thành Cr_2O_3 . CrO là một oxit bazơ. Hidroxit $Cr(OH)_2$ là một chất rắn màu vàng nâu, không tan trong nước. Khi đun nóng trong không khí, bị oxi hóa thành $Cr(OH)_3$. $Cr(OH)_2$ là một bazơ.



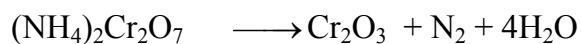
+ Muối crom II đa số ở dạng hidrat hay tan trong nước có màu xanh da trời. Muối khan và muối của axit yếu có màu khác. $Cr(CH_3COO)_2$ có màu đỏ. Tính chất hóa học đặc trưng của muối crom II là tính khử mạnh.



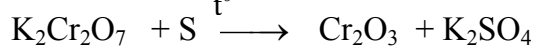
Trong phòng thí nghiệm, để điều chế muối crom II, cho Zn tác dụng với muối crom III trong môi trường axit. Điều kiện cần thiết của phản ứng là dòng hidro liên tục thoát ra, tránh oxi tiếp xúc với muối crom II.

Hợp chất crom III

+ Cr_2O_3 là một chất bột màu lục thẫm. Cr_2O_3 khó nóng chảy và cứng như Al_2O_3 . Nó có tính chất lưỡng tính, nhưng không tan trong dung dịch loãng của axit và kiềm. Điều chế trong phòng thí nghiệm, nhiệt phân amoni bicromat.



Trong công nghiệp:

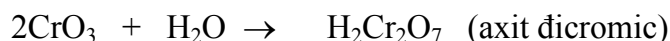


+ $Cr(OH)_3$ là một chất kết tủa keo, màu lục xám, không tan trong nước. Chất này có tính lưỡng tính như $Al(OH)_3$.

+ Muối crom III, kết tinh dạng tinh thể hidrat, có màu. Trong môi trường axit, muối crom III bị kẽm khử thành muối crom II. Trong môi trường kiềm nó bị oxi hóa thành muối crom VI.

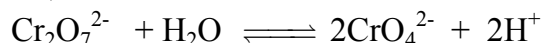
Hợp chất crom VI

+ CrO_3 là một chất rắn, tinh thể màu đỏ. Là một oxit axit, CrO_3 rất dễ tan trong nước tạo ra các axit cromic (khi có nhiều nước) và axit đicromic (khi có ít nước).



Các axit này chỉ tồn tại ở dạng dung dịch.

+ Muối cromat và đicromat: các muối bền hơn nhiều so với các axit tương ứng. Ion CrO_4^{2-} màu vàng, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ có màu đỏ da cam. Hai loại ion này trong nước luôn tồn tại cân bằng:



Nếu thêm H^+ vào muối cromat màu vàng, thì dung dịch sẽ chuyển sang màu da cam. Nếu thêm OH^- vào hệ cân bằng, dung dịch sẽ chuyển sang màu vàng.

Các muối cromat và đicromat đều là những chất oxi hóa mạnh, nhất là trong môi trường axit, sản phẩm là muối crom III.

2. Sắt

Kí hiệu Fe; Số thứ tự 26; Nguyên tử khối: 55,847

Cấu hình electron của nguyên tử: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

a. Tính chất vật lý

Sắt là kim loại màu trắng bạc, nặng, ($d = 7,87$), nóng chảy ở 1539°C và sôi ở 2770°C . Sắt có tính dẻo, dễ dát mỏng và kéo sợi. Sắt bị nam châm hút và có thể trở thành nam châm.

b. Tính chất hóa học

Sắt có độ hoạt động hóa học loại trung bình.

+ Sắt tác dụng với phi kim: Khi đun nóng trong không khí khô $150 - 200^\circ\text{C}$, sắt bị oxi hóa tạo màng mỏng ngăn sự oxi hóa sâu hơn. Tuy nhiên, trong không khí ẩm, sắt bị gỉ dễ dàng theo phương trình tổng quát:

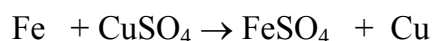


Đốt cháy sắt trong oxit: $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$. Sắt tác dụng với các phi kim khác như clo, lưu huỳnh khi đun nóng.

+ Sắt tác dụng với axit: $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$

Sắt bị thụ động hóa trong HNO_3 và H_2SO_4 đặc nguội.

+ Sắt tác dụng với dung dịch muối của kim loại kém hoạt động.



+ Sắt tác dụng với nước ở nhiệt độ cao, đây là phản ứng đã tìm ra thành phần hóa học của nước.

c. Hợp chất của sắt

Hợp chất sắt II: FeO , Fe(OH)_2 , muối sắt II. Tính chất bazơ của oxit và hidroxit và tính khử.

Hợp chất sắt III: Fe_2O_3 , Fe(OH)_3 , các muối sắt III. Oxit và hidroxit có tính bazơ. Hợp chất sắt III có tính oxi hóa.

d. Hợp kim của sắt: Gang, thép. Ngành sản xuất gang, thép gọi là luyện kim đen.

e. Các loại quặng sắt: manhetit: Fe_3O_4 , hematit: Fe_2O_3 , xiderit: FeCO_3 .

3. Đồng

Kí hiệu: Cu; Số thứ tự: 29; Nguyên tử khối: 63,546

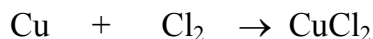
Cấu hình electron của nguyên tử: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

a. Tính chất vật lý

Đồng là kim loại màu đỏ, nặng ($d = 8,96$), nóng chảy ở 1083°C và sôi ở 2877°C . Đồng tinh khiết tương đối mềm dễ dát mỏng, kéo sợi. Đồng có độ dẫn điện, dẫn nhiệt rất cao, chỉ thua bạc. Độ dẫn điện giảm nhanh khi đồng có lẫn tạp chất.

b. Tính chất hóa học

Đồng là kim loại kém hoạt động hóa học. Đồng có thể tác dụng với các phi kim như clo, brom, oxi khi đun nóng.



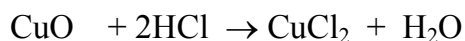
Đồng không tác dụng với dung dịch HCl và H_2SO_4 loãng. Tuy nhiên khi có mặt khí oxi, xảy ra phản ứng:



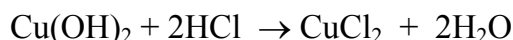
c. Hợp chất của đồng

Đồng có các số oxi hóa +1 và +2, trong đó hợp chất đồng II bền hơn.

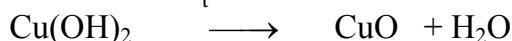
+ CuO là chất bột màu đen, không tan trong nước. CuO là một oxit bazơ.



+ $\text{Cu}(\text{OH})_2$ là một chất kết tủa màu xanh nhạt. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ là một bazơ.



Khi đun nóng, ngay trong dung dịch, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ bị phân hủy tạo ra CuO.



$\text{Cu}(\text{OH})_2$ tan dễ dàng trong dung dịch NH_3 tạo thành dung dịch màu xanh thẫm gọi là nước Svâyde:



Nước Svâyde hòa tan được xenlulozơ, khi thêm nước hoặc axit, xenlulozơ trở lại dạng rắn, dùng làm tơ sợi nhân tạo.

+ Muối đồng II ở dạng hidrat và tan trong nước đều có màu xanh

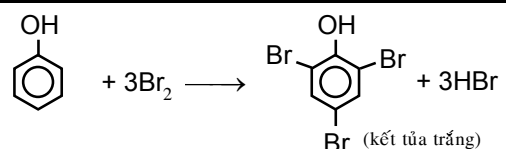
d. Hợp kim của đồng:

Đồng thau: Cu, Zn (10 - 50%) bền và dẻo dùng trong chế tạo máy.

Đồng thiếc: Cu, Sn (3 - 20%) ít bị ăn mòn, cứng hơn đồng, dễ đúc, dùng trong công nghiệp chế tạo máy

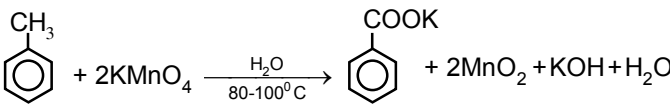
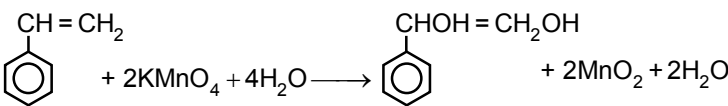
Contantan: Cu, Ni (40%) có điện trở cao, làm dây điện trở.

***NHẬN BIẾT CÁC CHẤT HỮU CƠ (Tổng quát)**

Chất muốn nhận biết	Thuốc thử	Hiện tượng	Phản ứng
Hợp chất có liên kết $\text{C} = \text{C}$ hay $-\text{C} \equiv \text{C}-$	dd Brom	Phai màu nâu đỏ	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{BrCH}_2 - \text{CH}_2\text{Br}$ $\text{CH} \equiv \text{CH} + 2\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br}_2\text{CH} - \text{CHBr}_2$
Phenol	dd Brom	Kết tủa trắng	

Anilin			$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + 3\text{Br}_2 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{NH}_2 + 3\text{HBr}$ <p style="text-align: center;">Br (kết tủa trắng)</p>
Hợp chất có liên kết $\text{C} = \text{C}$	dd KMnO_4	Phai màu tím	$3\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{HOCH}_2\text{--CH}_2\text{OH} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$
$-\text{C} \equiv \text{C}-$			$3\text{CH} \equiv \text{CH} + 8\text{KMnO}_4 \rightarrow 3\text{HOOC--COOH} + 8\text{MnO}_4\downarrow + 8\text{KOH}$
Ankyl benzen			$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 2\text{KMnO}_4 \xrightarrow[80-100^\circ\text{C}]{\text{H}_2\text{O}} \text{C}_6\text{H}_5\text{COOK} + 2\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$
Ankin có liên kết ba đầu mạch	dd AgNO_3 trong NH_4OH (Ag_2O)	Kết tủa vàng nhạt	$\text{R--C}\equiv\text{C--H} + \text{Ag}[(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{R--C}\equiv\text{C--Ag}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3$
Hợp chất có nhóm $-\text{CH} = \text{O}$: Andehit, glucôzơ, mantôzơ		Kết tủa Ag (phản ứng tráng bạc)	$\begin{aligned} \text{R--CH} = \text{O} + 2\text{Ag}[(\text{NH}_3)_2]\text{OH} &\rightarrow \text{R--COONH}_4 + 2\text{Ag}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 3\text{NH}_3\uparrow \\ \text{CH}_2\text{OH--(CHOH)}_4\text{--CHO} + \text{Ag}_2\text{O} &\xrightarrow[\text{ddNH}_3]{\text{t}^0} \text{CH}_2\text{OH--(CHOH)}_4\text{--COOH} + 2\text{Ag}\downarrow \end{aligned}$ <p style="text-align: center;">(Phản ứng này nhận biết nước tiểu bệnh tiểu đường có chứa glucôzơ)</p>
Axit fomic			$\text{HCOOH} + 2\text{Ag}[(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{Ag}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3$ <p>Hay: $\text{HCOOH} + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{\text{ddNH}_3} \text{CO}_2 + 2\text{Ag}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$</p>
Este formiat H--COO--R			$\text{HCOOR} + 2\text{Ag}[(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{Ag}\downarrow + \text{ROH} + 2\text{NH}_3$
Hợp chất có nhóm $-\text{CH} = \text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$\downarrow \text{Cu}_2\text{O}$ đỏ gạch	$\text{R--CHO} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{t}^0} \text{RCOOH} + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Ancol đa chức (có ít nhất 2 nhóm $-\text{OH}$ gắn vào 2 C liên tiếp)		Tạo dd màu xanh lơ trong suốt	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{--OH} \\ \\ \text{CH--OH} \\ \\ \text{CH}_2\text{--OH} \end{array} + \text{Cu}(\text{OH})_2 + \begin{array}{c} \text{HO--CH}_2 \\ \\ \text{HO--CH} \\ \\ \text{HO--CH}_2 \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{--OH} \\ \\ \text{CH--O} \\ \\ \text{CH}_2\text{--OH} \end{array} \text{--} \text{Cu} \text{--} \begin{array}{c} \text{HO--CH}_2 \\ \\ \text{HO--CH} \\ \\ \text{HO--CH}_2 \end{array} + 2\text{H}_2\text{O}$
Andehit	dd NaHSO_3 bão hòa	Kết tủa dạng kết tinh	$\text{R--CHO} + \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{R--CHOH--NaSO}_3\downarrow$
Metyl xêton			
Hợp chất có H linh động: axit, Ancol, phenol	Na, K	Sủi bọt khí không màu	$\begin{aligned} 2\text{R--OH} + 2\text{Na} &\rightarrow 2\text{R--ONa} + \text{H}_2\uparrow \\ 2\text{R--COOH} + 2\text{Na} &\rightarrow 2\text{R--COONa} + \text{H}_2\uparrow \\ 2\text{C}_6\text{H}_5\text{--OH} + 2\text{Na} &\rightarrow 2\text{C}_6\text{H}_5\text{--ONa} + \text{H}_2 \end{aligned}$

NHẬN BIẾT CÁC CHẤT HỮU CƠ (Chi tiết)

Chất	Thuốc thử	Hiện tượng	Phản ứng
Ankan	Cl ₂ /ás	Sản phẩm sau PU' làm hồng giấy quỳ ẩm	$C_nH_{2n+2} + Cl_2 \xrightarrow{as} C_nH_{2n+1}Cl + HCl$
Anken	dd Br ₂	Mất màu	$C_nH_{2n} + Br_2 \rightarrow C_nH_{2n}Br_2$
	dd KMnO ₄	mất màu	$3C_nH_{2n} + 2KMnO_4 + 4H_2O \rightarrow 3C_nH_{2n}(OH)_2 + 2MnO_2 + 2KOH$
	Khí Oxi	Sp cho pứ trắng gương	$2CH_2 = CH_2 + O_2 \xrightarrow{PdCl_2, CuCl_2} CH_3CHO$
Ankadien	dd Br ₂	Mất màu	$C_nH_{2n-2} + 2Br_2 \rightarrow C_nH_{2n}Br_4$
Ankin	dd Br ₂	Mất màu	$C_nH_{2n-2} + 2Br_2 \rightarrow C_nH_{2n}Br_4$
	dd KMnO ₄	mất màu	$3CH \equiv CH + 8KMnO_4 \rightarrow 3HOOC-COOH + 8MnO_4\downarrow + 8KOH$
	AgNO ₃ /NH ₃ (có nối 3 đầu mạch)	kết tủa màu vàng nhạt	$HC \equiv CH + 2[Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow Ag-C \equiv C-Ag\downarrow + 2H_2O + 4NH_3$ $R-C \equiv C-H + [Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow R-C \equiv C-Ag\downarrow + H_2O + 2NH_3$
	dd CuCl trong NH ₃	kết tủa màu đỏ	$CH \equiv CH + 2CuCl + 2NH_3 \rightarrow Cu-C \equiv C-Cu\downarrow + 2NH_4Cl$ $R-C \equiv C-H + CuCl + NH_3 \rightarrow R-C \equiv C-Cu\downarrow + NH_4Cl$
Toluen	dd KMnO ₄ , t ⁰	Mất màu	
Stiren	dd KMnO ₄	Mất màu	
Ancol	Na, K	↑ không màu	$2R-OH + 2Na \rightarrow 2R-ONa + H_2\uparrow$
Ancol bậc I	CuO (đen) t ⁰	Cu (đỏ), Sp cho pứ trắng gương	$R-CH_2-OH + CuO \xrightarrow{t^0} R-CH=O + Cu + H_2O$ $R-CH=O + 2Ag[(NH_3)_2]OH \rightarrow R-COONH_4 + 2Ag\downarrow + H_2O + 3NH_3$
Ancol bậc II	CuO (đen) t ⁰	Cu (đỏ), Sp không pứ trắng gương	$R-CH_2OH-R' + CuO \xrightarrow{t^0} R-CO-R' + Cu + H_2O$

Ancol đa chức	Cu(OH)_2	dung dịch màu xanh lam	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \\ \text{CH} - \text{OH} + \text{Cu(OH)}_2 \\ \\ \text{CH}_2 - \text{OH} \end{array} + \begin{array}{c} \text{HO} - \text{CH}_2 \\ \\ \text{HO} - \text{CH} \\ \\ \text{HO} - \text{CH}_2 \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \\ \text{CH} - \text{O} - \text{Cu} - \text{O} - \text{CH} \\ \qquad \qquad \\ \text{CH}_2 - \text{OH} \quad \text{HO} - \text{CH}_2 \end{array} + 2\text{H}_2\text{O}$
Anilin	nước Brom	Tạo kết tủa trắng	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + 3\text{Br}_2 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{NH}_2 + 3\text{HBr}$ <p style="text-align: center;">Br (kết tủa trắng)</p>
Andehit	AgNO_3 trong NH_3	↓ Ag trắng	$\text{R} - \text{CH} = \text{O} + 2\text{Ag}[(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{R} - \text{COONH}_4 + 2\text{Ag}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 3\text{NH}_3\uparrow$
	Cu(OH)_2 NaOH , t^0	↓ đỏ gạch	$\text{RCHO} + 2\text{Cu(OH)}_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^0} \text{RCOONa} + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$
	dd Brom	Mất màu	$\text{RCHO} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{RCOOH} + 2\text{HBr}$
	Andehit no hay ko no đều làm mất màu nước Br₂ vì đây là phản ứng oxi hóa khử. Muốn phân biệt andehit no và không no dùng dd Br₂ trong CCl₄ , môi trường CCl₄ thì Br₂ không thể hiện tính oxi hóa nên chỉ phản ứng với andehit không no		
Chất	Thuốc thử	Hiện tượng	Phản ứng
Axit cacboxylic	Quì tím	Hóa đỏ	
	CO_3^{2-}	↑ CO_2	$2\text{R} - \text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{R} - \text{COONa} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Aminoaxit		Hóa xanh Hóa đỏ Không đổi	Số nhóm $-\text{NH}_2 >$ số nhóm $-\text{COOH}$ Số nhóm $-\text{NH}_2 <$ số nhóm $-\text{COOH}$ Số nhóm $-\text{NH}_2 <$ số nhóm $-\text{COOH}$
	CO_3^{2-}	↑ CO_2	$2\text{H}_2\text{N} - \text{R} - \text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{H}_2\text{N} - \text{R} - \text{COONa} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Amin	Quì tím	Hóa xanh	
Glucozo'	Cu(OH)_2	dd xanh lam	$2\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow (\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_6)_2\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{O}$
	Cu(OH)_2 NaOH , t^0	↓ đỏ gạch	$\text{CH}_2\text{OH} - (\text{CHOH})_4 - \text{CHO} + 2\text{Cu(OH)}_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^0} \text{CH}_2\text{OH} - (\text{CHOH})_4 - \text{COONa} + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$
	AgNO_3 / NH_3	↓ Ag trắng	$\text{CH}_2\text{OH} - (\text{CHOH})_4 - \text{CHO} + 2\text{Ag}[(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{CH}_2\text{OH} - (\text{CHOH})_4 - \text{COONH}_4 + 2\text{Ag}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 3\text{NH}_3\uparrow$
	dd Br_2	Mất màu	$\text{CH}_2\text{OH} - (\text{CHOH})_4 - \text{CHO} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{OH} - (\text{CHOH})_4 - \text{COOH} + 2\text{HBr}$
Saccarozo' $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	Thủy phân	sản phẩm tham gia pứ tráng gương	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ <p style="text-align: center;"><i>Glucozo' Fructozo'</i></p>
	Vôi sữa	Vẩn đục	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$

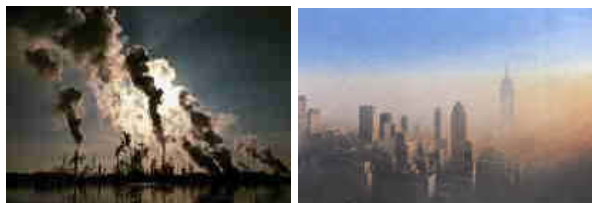
			$C_{12}H_{22}O_{11} \cdot CaO \cdot 2H_2O$
	$Cu(OH)_2$	dd xanh lam	$C_{12}H_{22}O_{11} + Cu(OH)_2 \rightarrow (C_{12}H_{22}O_{11})_2Cu + 2H_2O$
Mantozo $C_{12}H_{22}O_{11}$	$Cu(OH)_2$	dd xanh lam	$C_{12}H_{22}O_{11} + Cu(OH)_2 \rightarrow (C_{12}H_{22}O_{11})_2Cu + 2H_2O$
	$AgNO_3 / NH_3$	↓ Ag trắng	
	Thủy phân	sản phẩm tham gia pứ trắng gương	$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow 2C_6H_{12}O_6$ (Glucoso)
Tinh bột $(C_6H_{10}O_5)_n$	Thủy phân	sản phẩm tham gia pứ trắng gương	$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$ (Glucoso)
	ddich iot	Tạo dung dịch màu xanh tím, khi đun nóng màu xanh tím biến mất, khi để nguội màu xanh tím lại xuất hiện	

3. HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ MÔI TRƯỜNG.

Môi trường là tập hợp tất cả các thành phần của thế giới vật chất bao quanh có khả năng tác động đến sự tồn tại và phát triển của mỗi sinh vật. Các thành phần của môi trường như khí quyển, thủy quyển, địa quyển...không tồn tại ở trạng thái tĩnh mà luôn có sự chuyển hoá theo hướng đem lại sự cân bằng cho môi trường.

Ô nhiễm môi trường là những tác động làm thay đổi đến các thành phần của môi trường . Những thay đổi này làm ảnh hưởng trực tiếp đến chất lượng cuộc sống con người thông qua con đường thức ăn, nước uống, không khí hoặc ảnh hưởng gián tiếp tới con người do thay đổi các điều kiện vật lí, hoá học và suy thoái tự nhiên.

a. Khí quyển. Khí quyển có vai trò quan trọng trong việc giữ cân bằng nhiệt lượng Trái Đất thông qua việc hấp thụ tia tử ngoại phát xạ từ mặt trời đến và phản xạ tia nhiệt từ Trái Đất lên. Tầng đối lưu của khí quyển gần mặt đất nhất, quyết định khí hậu của Trái Đất với thành phần chủ yếu là nitơ, oxi, cacbon đioxit và hơi nước. Các chất ô nhiễm sinh ra do hoạt động của tự nhiên và con người dễ dàng bị xáo trộn dễ pha loãng hoặc biến đổi trong tầng đối lưu này. Tầng bình lưu xa mặt đất hơn có thành phần chủ yếu gồm ozon, nitơ, oxi. Ozon hoạt động như một lớp màng bao bọc, bảo vệ Trái Đất khỏi những độc hại của tia tử ngoại mặt trời chiếu xuống. Nếu có chất ô nhiễm tới được tầng bình lưu thì sẽ gây nhiễm độc lâu dài.



Sự ô nhiễm không khí, cả thành phố bị một lớp khói bao phủ

Trong khí quyển thì nitơ chiếm 78,09%; oxi chiếm 20,95%; argon chiếm 0,93% về thể tích còn lại là hơi nước, khí cacbonic(lượng biến đổi theo mùa và theo vùng) và các khí hiếm khác như Ne, He, Xe, Rn(có tỉ lệ rất nhỏ). Nồng độ oxi tiêu chuẩn quy định là 20% trong không khí về thể tích. Nếu hàm lượng oxi nhỏ hơn 12% đã nguy hiểm cho tính mạng của con người. Oxi rất cần thiết cho hô hấp của con người nhưng nếu không khí ta thở chỉ gồm toàn oxi thì có tốt không? Câu trả lời là không.Theo nghiên cứu, nếu người thợ lặn hít thở bằng oxi thuần túy mà không có nitơ thì chỉ lặn sâu không quá 20m và bị trúng độc oxi. Trên thị trường hiện nay đang có dịch vụ bán oxi để hít thở trực tiếp, điều này là không tốt mà còn có thể gây nguy hiểm cho người dùng vì chỉ có bác sĩ mới chỉ định được trường hợp nào được dùng oxi để hít thở trực tiếp. Chính vì vậy mà chúng ta cần giữ được môi trường khí quyển ở trạng thái bình thường vốn có của nó.

Nguồn gốc gây ô nhiễm khí quyển : là do các hoạt động của thiên nhiên(ô nhiễm thiên nhiên) và của con người (ô nhiễm nhân tạo) gây ra.

Ô nhiễm thiên nhiên: do các hiện tượng thiên nhiên như đất sa mạc, đất trồng bị mưa gió bão mòn đem vào khí quyển, các núi lửa phun ra nhiều bụi nham thạch và hơi khí, nước biển bốc hơi cùng sóng biển tung bọt mang theo hạt nước biển lan truyền vào không khí. Các quá trình huỷ hoại thời rửa của động thực vật; các phản ứng hoá học giữa cá khí tự nhiên hình thành các chất độc dạng khí, lỏng, rắn. Tổng lượng chất gây ô nhiễm thiên nhiên lớn nhưng lại phân bố đều trên thế giới nên con người, động thực vật đã quen với nồng độ ô nhiễm nhiễm của các chất đó.

Ô nhiễm nhân tạo:

- Khí và hơi thoát ra từ các quá trình công nghệ theo đường khí thải, ống khói hoặc do bị rò rỉ, thất thoát trên dây chuyền công nghệ. Nồng độ chất độc hại cao và tập trung.
- Các phương tiện giao thông cuốn theo bụi đất đá và bụi khí độc do cháy nhiên liệu trong động cơ thải qua ống xả gây ô nhiễm nhiễm tập trung trong các đô thị và hai bên đường. Khả năng khuếch tán của chất gây ô nhiễm hạn chế và phụ thuộc vào địa hình quy hoạch kiến trúc ở hai bên đường.
- Con người sử dụng các loại nhiên liệu như than đá, khí đốt, dầu hoá, củi, rơm rạ, gây ô nhiễm nhỏ và cục bộ trong nhà và phạm vi nhỏ xung quanh.

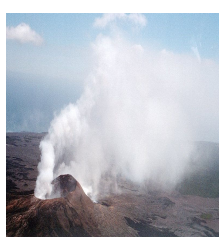
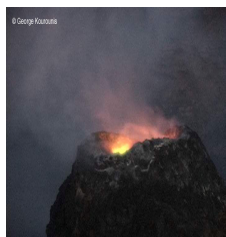
Vậy khí độc, bụi và sol khí là nguồn gây ô nhiễm khí quyển. Vì sao bụi và sol khí lại gây ô nhiễm môi trường ? Đó là do bụi và sol khí là phương tiện để chứa kim loại nặng trong khí quyển và phát tán trong diện rộng. Chúng không đơn thuần chỉ là gây cản trở tầm nhìn của con người mà còn gây nên sương mù, cản trở sự phản xạ của tia mặt trời, tích tụ các chất độc trên bề mặt thực vật, cây trồng, ăn mòn da, gây kích ứng mắt và cơ quan hô hấp, gây bệnh bụi phổi.

Các tác nhân ô nhiễm gây ảnh hưởng đến đời sống của con người và thực vật như thế nào?

-Lưu huỳnh đioxit : có khối lượng phân tử là 64đvC nên ở gần mặt đất, ngang tầm sinh hoạt của con người, có khả năng hoà tan trong nước cao hơn các khí gây ô nhiễm khác nên dễ phản ứng với cơ quan hô hấp của con người và động vật. Hàm lượng thấp gây sưng niêm mạc, hàm lượng cao gây tức thở, hỗn hợp, viêm loét đường hô hấp. Lưu huỳnh đioxit làm thiệt hại đến mùa màng, nhiễm độc cây trồng, làm bạc màu, mài mòn các tác phẩm nghệ thuật, ăn mòn kim loại, giảm độ bền của các vật liệu vô cơ, hữu cơ, giảm tầm nhìn trong khí quyển.

- Cacbon oxit : cacbon oxit đẩy oxi khỏi hồng cầu làm giảm hồng cầu, giảm khả năng hấp thụ oxi của hồng cầu. Ngộ độc nhẹ có thể gây di chứng hay quên, thiếu máu. Nếu nặng gây ngất, co giật, tê liệt chi hoặc tử vong. Cacbon oxit làm thực vật dễ bị rụng lá, xoắn lá, cây non chết yếu.

- Hidrosunfua : gây nhức đầu, tổn thương màng nhầy của cơ quan hô hấp, gây ỉa chảy, viêm phổi, có thể gây tử vong cho người; thực vật dễ bị rụng lá và giảm khả năng sinh trưởng.



Khói núi lửa chứa nhiều SO_2 .

Khói nhà máy chứa nhiều chất gây ô nhiễm.

- Nitơ oxit : tác dụng với hồng cầu, làm giảm khả năng vận chuyển oxi, gây bệnh thiếu máu.

- Nitơ đioxit: gây bệnh nguy hiểm cho tim, phổi, gan, làm phai màu thuốc nhuộm vải, hư hỏng vải bông, ăn mòn kim loại, gây mưa axit

- Amoniac : gây mùi khó chịu, viêm loét đường hô hấp cho người, động vật, gây loét giác mạc, thanh quản, khí quản, dễ hoà tan trong nước gây nhiễm độc cho cá và các vi sinh vật trong nước.

- Hidroflorua : gây bệnh sụn xương, viêm phế quản, tổn thương răng, hạn chế độ sinh trưởng của cây, làm rụng lá, lép quả.

- Hidro clorua : Gây tổn thương cho cây trồng, vật nuôi.

- Ozon ở tầng đối lưu mà cao sẽ gây tổn thương cho con người và động vật như kích thích cơ quan hô hấp, gây sưng tấy, rát bỏng, mệt mỏi, đau đầu, rối loạn chức năng phổi của người; làm kìm hãm sự sinh trưởng, giảm sản lượng cây trồng.

Khi tầng ozon (ở tầng bình lưu) bị thủng, các tia tử ngoại sóng ngắn dễ dàng từ mặt trời chiếu xuống Trái Đất phá huỷ gen tế bào, gây bệnh xạm da, ung thư da cho con người. Ozon được tạo ra trong quá trình sử dụng các thiết bị điện, hoá chất .Ví dụ: như trong quá trình hoạt động của máy in laze, trong máy photocopy.

- Mưa axit : trong nước mưa có axit sunfuric, axit sulfuro, axit nitric, axit clohidric, làm cho nước mưa có pH từ 4,2 đến 5,6 cá biệt có pH = 2. Mưa axit làm tăng độ chua của đất, huỷ diệt rừng, mùa màng, làm hỏng nhà cửa, cầu cống, làm tăng khả năng hoà tan của các kim loại nặng trong nước gây ô nhiễm nhiễm hoá học; cây cối hấp thụ các kim loại nặng hoà tan như Cd, Zn đi vào nguồn thực phẩm gây nhiễm độc cho người, gia súc.

Bảng: nguồn gốc và ảnh hưởng của một số chất gây ô nhiễm trong khí quyển.

Khí	Nguồn gốc gây ô nhiễm	Do nhân tạo	Tác động tới môi trường
CO	Quá trình cháy, oxi hoá hợp chất hidrocarbon	21%	Phá huỷ tầng ozon, rối loạn tầng bình lưu
CO ₂	Hô hấp của động thực vật, sản xuất khoáng và năng lượng	2%	Gây hiệu ứng nhà kính
SO ₂	Sản xuất năng lượng	53%	Gây mù axit, mưa axit
NO _x	Sản xuất năng lượng, giao thông	33%	Phá huỷ tầng ozon, khói quang hoá, mưa axit
NH ₃	Nông nghiệp, công nghiệp	10%	Tạo sol khí
CH ₄	Nông nghiệp, gia công, khí đốt	16%	Gây hiệu ứng nhà kính
Freon	Chất tải lạnh	100%	Gây hiệu ứng nhà kính,

			phá huỷ tầng ozon
--	--	--	-------------------

Kim loại	Nguồn gốc gây ô nhiễm	Ảnh hưởng
Ni	Công nghiệp hoá chất, chế biến than, dầu mỏ	Gây ung thư
Be	Chế biến than và kĩ thuật hạt nhân	Nhiễm độc phế quản
B	Chế biến than, sản xuất kính	Nhiễm độc ở nồng độ cao
As	Gia công than, thuốc trừ sâu, chất tẩy	Gây ung thư
Se	Gia công than, sản xuất axit sunfuric	Gây ung thư
Hg	CN hoá chất, điện tử	độc độ cao
V	CN dầu mỏ, hoá chất(xúc tác)	độc
Cd	CN luyện kim	Rối loạn trao đổi chất, hại thận, men tiêu hoá
Pb	Giao thông, bột màu	Nhiễm độc phổi, hệ thần kinh
Cu	Khối thải, CN luyện đồng	độc
Mn	Công nghiệp mỏ	độc
Cr	Công nghiệp mạ	Gây ung thư (Cr ⁶⁺)
Ag	Phim ảnh	Thay đổi màu da
Zn	CN luyện kim loại màu	Gây độc ở nồng độ cao

Phương hướng bảo vệ môi trường khí quyển.

-Các công trình xây dựng, các xe chở vật liệu xây dựng, chất thải rắn cần được che phủ kín tránh bụi phân tán rộng.

-Hạn chế việc sử dụng than củi, rơm rạ trong việc đun nấu.

-Trong các nhà máy, cơ sở sản xuất cần tăng năng suất và hoàn chỉnh các thiết bị lọc bụi tĩnh, lọc bụi có chọn lọc, lọc điện, lọc túi vải, lọc ẩm.

-Khí thải từ các nhà máy, cơ sở sản xuất cần được xử lí đạt tiêu chuẩn quy định mới được thải ra môi trường.

- + Làm sạch SO_2 : khi nồng độ $\text{SO}_2 \geq 3,5\%$ trong khí thải có thể thu hồi để chế tạo axit sunfuric . Ta có thể dùng sữa vôi để làm sạch thì mức sạch cao, lượng sữa vôi tiêu tốn không lớn, phương pháp làm sạch lưu huỳnh đioxit đến 0,005-0,01%. Nếu làm sạch bằng dung dịch amoni sunfit thì nồng độ lưu huỳnh đioxit chỉ còn 0,01-0,03% và amoni sunfit lại được tái sử dụng dễ dàng.
- + Làm sạch Cl_2 : dùng tháp rửa khí bằng sữa vôi hoặc dung dịch magiê hiđroxit.
- + Làm sạch NO_2 , NO: dùng dung dịch kiềm hoặc nước ($3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$) nhưng phương pháp lại hoàn lại 1/3 lượng NO nên không hoàn toàn sạch; khi làm sạch bằng dung dịch các chất oxi hoá như kali pemanganat, hidropeoxit, kết quả làm sạch tốt nhưng chi phí lớn.
- + Làm sạch H_2S : dùng natri cacbonat hoặc kali cacbonat ($\text{H}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{NaHS} + \text{NaHCO}_3$) sau đó thổi khí cacbonic vào dung dịch để tái sinh lại natri cacbonat; cũng có thể đốt cháy axit sunfua hiđric bằng oxi không khí để loại lưu huỳnh ở dạng rắn ($\text{H}_2\text{S} + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{S}\downarrow$).
- + Làm sạch CO : dùng oxi không khí $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$.
- +Làm sạch hidro clorua : dùng tháp hấp thụ bằng nước hoặc sữa vôi.
- +Làm sạch hơi thuỷ ngân: dùng than hoạt tính có chứa clo sau đó khuấy trộn trong khí sunfuro.

Bảng : Giới hạn nồng độ chất độc hại cho phép trong khí quyển nơi làm việc và khu dân cư (ở các nước SNG)

Khí và hơi	Giới hạn cho phép mg/m^3		Khí và hơi	Giới hạn cho phép mg/m^3	
	Trong khu Vực nhà máy	Trong khu dân cư		Trong khu vực nhà máy	Trong khu dân cư
O_3	0,1	0,1	HF	0,02	0,005
NO_2	0,085	0,085	Cl_2	0,1	0,03
CO	3,0	1,0	HCl	0,2	0,2
SO_2	0,5	0,05	H_2SO_4	0,3	0,1
H_2S	0,008	0,008			

b. Thuỷ quyền

Nước tự nhiên tồn tại ở cả ba dạng rắn, lỏng, hơi và tạo thành vòng tuần hoàn. Lượng nước con người sử dụng cho sinh hoạt 2%, tưới tiêu 8%, công nghiệp 2%, sản xuất điện năng 12%. Do hoạt động tự nhiên

hay nhân tạo (phá rừng, lũ lụt, sỏi mòn, sự thâm nhập của các chất thải sinh hoạt, chất thải công nghiệp.) mà thành phần của nước trong thủy quyển có thể bị thay đổi dẫn tới ô nhiễm. Nước bị ô nhiễm có thể được nhận thấy bởi có mùi khó chịu, màu, vị bất thường, không trong suốt, số lượng cá và các thủy sinh vật giảm, cỏ dại phát triển mạnh, nhiều mùn hoặc có váng dầu mỡ trên mặt nước.



Nước có khả năng tự làm sạch thông qua các quá trình biến đổi lí, hoá sinh học tự nhiên như hấp phụ, lắng lọc, tạo keo, phân tán, biến đổi có xúc tác sinh học, oxi hoá - khử, phân li, polime hoá hay các quá trình trao đổi chất. Khi có đủ lượng oxi hoà tan trong nước thì các quá trình này sẽ đạt hiệu quả cao. Quá trình tự làm sạch dễ thực hiện ở dòng chảy hơn hồ ao vì ở đây quá trình đối lưu hay khuếch tán oxi khí quyển vào trong nước dễ dàng hơn và tham gia vào quá trình chuyển hoá làm giảm lượng chất độc, lắng đọng các chất rắn, tiêu diệt các vi khuẩn có hại. Nhưng khi lượng chất thải đưa vào trong nước quá nhiều, vượt quá khả năng giới hạn của quá trình tự làm sạch thì nước sẽ bị ô nhiễm cần được xử lí nhân tạo.

Bảng: Một số giới hạn nồng độ ô nhiễm cho phép trong nước thải công nghiệp.

	Đơn vị	Loại A	Loại B	Loại C
Thủy ngân	mg/l	0,005	0,005	0,001
Tổng nitơ	mg/l	30	60	60
Amoniac	mg/l	0,1	1	10
Gốc xianua	mg/l	0,05	0,1	0,2
Nhiệt độ	⁰ C	40	40	45

Bảng: Tiêu chuẩn nước sạch.

Công thức	Nồng độ cho phép, mg/l	Công thức	Nồng độ cho phép, mg/l	Công thức	Nồng độ cho phép, mg/l
NH ₃	2	Cu	0,1	C ₆ H ₅ OH	0,001
Sb	0,05	F ⁻	0,7-1,5	Fe ²⁺ , Fe ³⁺	0,5
As	0,05	Zn	1,0	Hg	0,005
Ba	4	Mo	0,5	Cl ⁻	350
Cd	0,01	Mn	1,0	SO ₄ ²⁻	500
Pb	0,1	Ni	0,1	Al ³⁺	0,5
Co	0,1	NO ₃ ⁻	10	PO ₄ ³⁻	3,5

Các phương hướng chống ô nhiễm và bảo vệ nguồn nước.

-Tập trung xử lý các nguồn nước thải sinh hoạt.

-Nhà máy, cơ sở sản xuất phải có hệ thống xử lý nước thải để tái sử dụng nước cho sản xuất hoặc thải ra hệ thống nước thải chung của thành phố.

-Nước rác rỉ ra từ các bãi chôn lấp rác thải sinh hoạt cần được xử lý trước khi hoà lẫn với nước ngầm hoặc nước mặt.

-Sử dụng phân bón hoá học, chất bảo vệ thực vật hợp lí.

-Nước thải đã qua xử lý có thể dùng để tưới cây, rửa đường, sử dụng trong xây dựng hoặc trong các dây chuyền công nghệ có sử dụng nước nhằm mục đích làm nguội sản phẩm.

-Hướng dẫn, giáo dục, tuyên truyền nếp sống văn minh và ý thức bảo vệ môi trường của mỗi người dân trong đời sống cũng như trong lao động sản xuất.

Các giai đoạn và phương pháp xử lý nước thải.

Giai đoạn	pp	Các công trình	Hiệu quả
1.Xử lý sơ bộ (tại nhà máy, các cơ sở sản xuất)	-Hoá lí	-Tuyển nổi, hấp phụ, keo tụ.	-Tách các chất lơ lửng và khử màu.
	-Hoá học	- Oxi hoá, trung hoà	- Trung hoà và khử độc.

2.Xử lý tập trung(khu dân cư và toàn thành phố, khu công nghiệp)	-Cơ học -Sinh học -Khử trùng -Xử lý bùn	-Song chắn rác, bể lắng đợt 1. -Hồ sinh vật, cánh đồng tưới, lọc kênh oxi hoá, Aroten, bể lọc sinh học, bể lắng đợt 2. -Trạm Clorato, máy trộn, bể tiếp xúc. -Bể metan, sân phơi bùn, trạm xử lý cơ khô bùn cặn.	-Tách các hợp chất trung rắn và cặn lơ lửng. -Tách các chất hữu cơ lơ lửng và hoà tan. -Khử trùng trước khi xả ra nguồn. -Ổn định và làm khô bùn cặn.
3.Xử lý triệt để(trước khi xả ra nguồn hoặc sử dụng lại)	-Cơ học -Sinh học -Hoá học	-Bể lắng cát. -Bể aroten bậc 2, bể lọc sinh học bậc 2, hồ sinh vật, bể khử nitrat. -Bể oxi hóa.	-Tách các chất lơ lửng -Khử nitơ, photpho -Khử nitơ, photpho và các chất khác.

Trong đó:

- Bể lắng và đông tụ các chất lơ lửng thường dùng các hoá chất như: phèn nhôm, phèn sắt, nước vôi.
- Để hấp phụ các chất hữu cơ và các chất màu người ta thường dùng than hoạt tính dạng bột, đất sét hoạt tính.
- Trạm clorato gồm có máy trộn nước thải với clo, bể tiếp xúc clo với nước thải để khử trùng.
- Bể trung hoà: trung hoà các loại nước thải chứa axit hoặc kiềm để đảm bảo pH yêu cầu: $6,5 < \text{pH} < 8,5$. Nếu nước thải có độ axit cao cần lọc qua vật liệu lọc có tính kiềm như vôi, đá vôi, đolômit, natri hiđroxit, natri cacbonat. Ngược lại, nếu nước thải có độ kiềm cao thì dùng axit để trung hoà.
- Bể oxi hoá: oxi hoá các muối kim loại nặng, chuyển chúng từ dạng độc thành không độc hoặc lắng cặn.



Ví dụ: sơ đồ dây chuyền công nghệ trạm xử lí nước thải thành phố.

Nước thải



Ngăn tiếp nhận



Song chắn rác.....



Bể lắng cátSân phơi cát...→ Cát khô |



Bể lắng đợt 1.....Cặn sơ cấp..... → Bể metan→Sân phơi bùn→



Bể aroten←

Bùn hoạt
tính tuần
hoàn



Bể
nén
bùn



Bùn
hoạt
tính dư

Bùn đã
khô sử
dụng
làm
phân
bón

Bể lắng đợt 2



Máy trộn và bể tiếp xúc ← Chất khử trùng



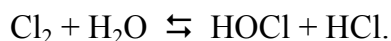
Nước đã xử lí



Sông

Khâu cuối cùng của xử lí nước cấp cho sinh hoạt là khử trùng. Để khử trùng cho nước có rất nhiều cách như dùng clo, hợp chất hipoclorit, ozon, ion bạc, tia tử ngoại, sóng siêu âm...

Hiện nay ở nước ta chủ yếu dùng clo để khử trùng cho nước vì nó rẻ tiền và dễ làm. Khi cho clo vào nước có phản ứng sau:



Khả năng diệt trùng của clo phụ thuộc vào hàm lượng HClO trong nước. Khi pH tăng thì hiệu quả khử trùng của clo giảm. Vì sao clo có tác dụng khử trùng? Vì clo phá huỷ các enzym cần thiết cho sự tồn tại của các vi sinh vật. Để tiêu diệt virus gây bệnh tuỷ xám, bệnh bại liệt, bệnh viêm gan nhiễm trùng đòi hỏi nồng độ clo phải lớn hơn 0,4 mg/l trong 30 phút. Để tiêu diệt vi trùng Koch gây bệnh lao cần 1 mg/l trong một giờ. Khi nồng độ clo là 10mg/l trong một giờ mới tiêu diệt được các vi khuẩn lớn như amip. Thông thường để khử trùng nước ngầm người ta dùng clo với hàm lượng 0,7 – 1,0 mg/l; trong khử trùng nước mặt là 2,3 – 3,0 mg/l. Thường người ta cho thêm một lượng clo sao cho còn dư lại một ít clo tự do trong nước sau hai giờ tiếp xúc. Lượng clo dư ở đầu mạng lưới tối thiểu là 0,5 mg/l; lượng clo dư ở cuối mạng lưới tối thiểu là 0,05mg/l và không được lớn tới mức gây mùi khó chịu. Lượng clo dư ở cuối mạng lưới là cần thiết để đảm bảo tiêu diệt được các mầm gây bệnh trong quá trình vận chuyển trong đường ống dẫn nước. Tuy nhiên, việc sử dụng nước có clo lại không tốt cho sức khoẻ của con người. Vì vậy, mỗi gia đình cần có bể chứa nước sinh hoạt để làm giảm nồng độ clo trong nước. Đối với sát trùng chậm thì một môi trường axit nhẹ với sự tiếp xúc tốt giữa nước và clo trong ít nhất 2 giờ sẽ cho kết quả tốt. Đối với sát trùng nhanh thì lượng clo dư cần lớn hơn để có thể tiêu diệt các vi khuẩn và phá huỷ các hợp chất hữu cơ trong vòng 10 phút. Ở cuối thời gian này, clo dư được trung hoà bằng lưu huỳnh đioxit, natri sunfit, natri thiosunfat hoặc được hấp thụ bằng than hoạt tính.

Phương pháp sát trùng bằng ozon rất nhanh và có hiệu quả cao. Chỉ cần hàm lượng ozon là 0,75-1,00 mg/l cho nước ngầm và 1,00-3,00 cho nước mặt trong 5 phút tiếp xúc. Hơn nữa, nước được khử trùng bằng ozon không có mùi khó chịu. Tuy nhiên phương pháp này khó tiến hành hơn vì không dự trữ được ozon mà phải điều chế tại chỗ để dùng nên khó tiến hành và giá thành lại cao.

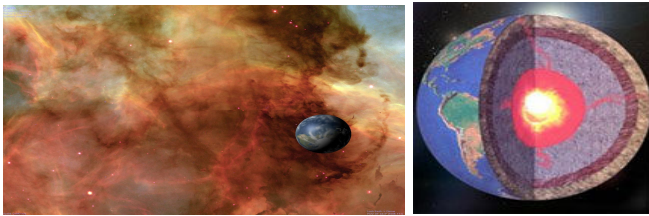
Phương pháp sát trùng bằng ion bạc đem lại hiệu quả cao mà tiêu tốn một lượng nhỏ bạc: 1 gam bạc có thể khử trùng được 20 mét khối nước. Có thể dùng viên oxit bạc để hoà vào nước hoặc điện phân với các điện cực bằng bạc. Phương pháp này đang được nghiên cứu để thực hiện rộng rãi.

Vùng nông thôn chưa có điều kiện để dùng nước sạch của thành phố mà thường dùng nước giếng khoan, giếng khơi hay nước sông thì có thể dùng một số biện pháp sau để nâng cao chất lượng nước sinh hoạt:

-Bơm nước giếng khoan, giếng khơi lên sục khí, dùng giàn phun mưa, bồn lắng lọc, vừa khử được sắt lại khử được asen trong nước. Dùng phèn nhôm để lắng lọc nước sông. Nhưng phèn nhôm thường làm cho nước có vị chua nên chỉ thích hợp cho nước có tính kiềm hoặc trung tính, không dùng cho nước có tính chua. Khi nước chua (pH < 7) nếu dùng phèn nhôm thì cần kết hợp với vôi. Lượng phèn nhôm dư nhiều

trong nước có thể gây chứng chóng mặt, hay quên. Hiện nay các nhà khoa học ở viện Kỹ thuật tài nguyên nước và môi trường đã chế tạo thành công một chất keo tụ mới có tên là PPAC(Polypoly aluminium hidroxit hloride). Kết quả thử nghiệm cho thấy dùng PPAC tiết kiệm hơn lượng phèn thông thường mà lại có hiệu quả cao hơn: ít làm thay đổi độ pH, có tác dụng khử màu cao, có tốc độ lắng cặn nhanh và dễ bảo quản. Chỉ cần 100- 150 g/m³ hoà vào nước rồi khuấy tan để lắng sau 5-10 phút, nước sẽ trong và sử dụng được. Loại bột này đang được sử dụng có hiệu quả ở vùng đồng bằng sông Cửu Long.

c.Địa quyển.

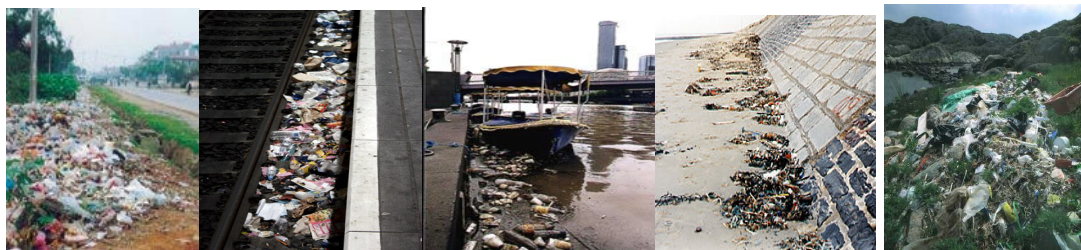


Địa quyển có độ sâu 70-100 km nhưng con người thường khai thác các nguyên liệu cho công nghiệp ở lớp vỏ Trái Đất có độ sâu khoảng 16km. Vỏ Trái Đất có thể chia làm hai phần là phần đất và phần vỏ cứng. Phần đất có ý nghĩa đối với hoá học và sinh học của môi trường, là nơi xảy ra các quá trình trao đổi chất và năng lượng, là môi trường sống của các vi khuẩn, động vật và thực vật. Đất là nơi chấp nhận một khối lượng lớn các chất thải của thiên nhiên và do con người mang đến. Ví dụ:

- Quá trình đốt nhiên liệu chứa lưu huỳnh sinh ra lưu huỳnh đioxit và tạo thành gốc sunfat trong đất; các oxit của nitơ trong khí quyển chuyển hoá thành gốc nitrat theo mưa rơi xuống đất; bụi chì từ khí thải động cơ rơi xuống đất.
- Phân bón, các chất bảo vệ thực vật, các chất ô nhiễm có trong nguồn nước đều có thể được lưu giữ ở lại trong đất do chảy qua bề mặt đất, di chuyển, lắng đọng hoặc thấm qua đất gây nhiễm bẩn đất, làm thay đổi thành phần, tính chất của đất.
- Chất thải rắn trong công nghiệp, trong sinh hoạt chưa được xử lý thải ra môi trường cũng làm ảnh hưởng nghiêm trọng đến địa quyển.

Để địa quyển được sạch thì khí quyển và thuỷ quyển phải được làm sạch và ngược lại, địa quyển sạch thì khí quyển và thuỷ quyển cũng được sạch hơn.

Một trong những vấn đề đang làm đau đầu những nhà quản lý môi trường hiện nay là tình trạng rác thải rắn chưa được xử lý triệt để. Hiện nay, mỗi ngày ở Hà Nội gom được trên 1500 tấn rác thải, ở thành phố Hồ Chí Minh lượng rác còn lớn gấp 3-4 lần. Chất thải rắn được chia làm một số loại lớn : rác thải sinh hoạt: rác thải, phế thải khu chế biến nhỏ, làng nghề; rác thải bệnh viện; rác thải, phế thải công nghiệp.



Rác thải ở khắp nơi: ven đường quốc lộ, đường tàu, dưới nước, khu du lịch....

Rác thải bệnh viện cần được tập trung lại đốt riêng trong các lò đốt vì có lẫn các bệnh phẩm, bông băng, máu mủ, toàn bộ các vi trùng độc hại. Các lò đốt rác ở Việt Nam hiện nay thường có công suất trên 30kg/giờ chỉ phù hợp với các bệnh viện lớn. Còn ở các trạm y tế xã, công ti, phòng khám tư nhân thường chỉ có 2-3 kg rác mỗi ngày nếu dùng loại lò trên thì rất tốn kém, nếu không đốt rác thì gây ảnh hưởng xấu cho môi trường. Từ nhu cầu đó, Viện công nghệ hoá học Việt Nam đã thiết kế và chế tạo thành công lò đốt rác với công suất nhỏ 0,3- 8,0 kg/giờ. Thử nghiệm các loại lò này cho thấy: chi phí năng lượng thấp, chất thải rắn được xử lý triệt để và an toàn, kinh phí đầu tư thấp, sử dụng được lâu dài, phù hợp với người sử dụng không có chuyên môn cao, dễ bảo trì hơn so với máy nhập ngoại.



Lò đốt công suất 0,3 kg/giờ tại trung tâm cai nghiện số 5- Sở lao động và thương binh xã hội Hà Nội – Sơn Tây.



Lò đốt công suất 3 kg/h tại trung tâm y tế huyện Đăk Lăp - Đăk Lăk.

Các loại rác thải khác thì cần được phân loại theo tiêu chí: dễ bị phân huỷ (chất thải thực phẩm, rau củ), khó phân huỷ (gỗ, hàng dệt tổng hợp, chất dẻo), không phân huỷ (kim loại, thủy tinh, đồ gốm sứ) để có biện pháp tái sinh để sử dụng. Việc sử dụng tràn lan dụng cụ hàng như hiện nay là một vấn đề nghiêm trọng đối với môi trường vì chúng phân huỷ rất lâu. Các nhà khoa học hiện đang sản xuất thăm dò bao rác tự phân rã. Loại bao rác này được sản xuất từ hai nguyên liệu cơ bản là hạt nhựa CaCO_3 và hạt nhựa



Bao nylon của ALTA đang phân rã.

Alta với các loại phụ gia. Cả hai loại hạt nhựa này khi kết hợp với nhau hoặc khi phân rã đều không gây tác hại gì đến môi trường. Tuy nhiên, giá thành của loại bao rác này khá cao.

Nếu rác thải được phân loại từ hộ gia đình sẽ tiết kiệm được nhiều thời gian và nhân lực, đơn giản hoá các khâu công nghệ xử lý và đem lại hiệu quả kinh tế cao. Phương pháp này đang được thử nghiệm để áp dụng rộng rãi. Nước ta đang tiến hành phương pháp chôn lấp các chất thải dễ bị phân huỷ. Người ta nén chặt rác lại và bịt kín bề mặt đồng rác bằng bùn đất. Sau một thời gian khoảng 3-5 năm thì khoan lỗ trên bề mặt hố chôn để thu khí metan sử dụng cho đun nấu. Nước rác rỉ ra từ bãi chôn lấp phải được xử lý rồi mới được hoà vào hệ thống nước thải của thành phố hoặc thải ra môi trường. Rác sau khi phân huỷ có thể sử dụng làm phân bón. Để chôn lấp rác không làm ô nhiễm nguồn nước ngầm và đất đai cần phải làm công tác chuẩn bị(tạo mặt bằng chôn lấp, tạo nền đất chôn lấp sao cho tránh hiện tượng thấm nước rác) và có các biện pháp hậu chôn lấp rác(lấy khí, ngăn mùi khó chịu lan toả theo diện rộng, xử lý nước rác, trồng cây xung quanh bãi rác) thật tốt.