

Chuyên đề 2: Hợp chất vô cơ

Ban chuyên môn Hóa học - The Gifted Battlefield

Nguyễn Hạnh Châu Khang - Nguyễn Phương Vy - Nguyễn Ngọc Tường Vy

Ngày 18 tháng 7 năm 2026

Mục lục

1	Các hợp chất vô cơ	4
1.1	Acid	4
	Tính chất hóa học	4
1.2	Base	5
	Phân loại	5
	Tính chất hóa học	6
1.3	Oxide	7
	Phân loại oxide	7
	Tính chất hóa học	8
1.4	Muối	10
	Tên gọi	10
	Tính tan của muối	10
	Tính chất hóa học	13
2	Độ pH	15
2.1	Thang đo độ pH	15
2.2	Các loại chỉ thị	15
2.3	Ý nghĩa của pH trong đời sống	16
3	Mở rộng - Hoá học chất rắn và tinh thể	17
3.1	Công thức và cấu trúc	17
3.2	Một số cấu trúc tinh thể thường gặp	20
	Cấu trúc lập phương tâm khối (Body-Centered Cubic - BCC)	20
	Cấu trúc lập phương tâm diện (Face-Centered Cubic - FCC)	20
	Cấu trúc lục phương chặt khít (Hexagonal Close-Packed - HCP)	21
3.3	Cấu trúc và lỗ hổng tinh thể của tinh thể ion	21
3.4	Liên kết trong tinh thể ion	23
	Các yếu tố ảnh hưởng	23
	NaCl	23

CsCl	24
ZnS	25
4 Phân bón hóa học	26
4.1 Khái niệm	26
4.2 Phân loại	26
Theo nguồn gốc phân bón	26
Theo chất dinh dưỡng	26
4.3 Phân đa lượng	27
Phân đạm	27
Phân lân	28
Phân kali	28
Phân hỗn hợp	29
Phân phức hợp	29
5 Chuỗi chuyển hóa giữa acid - base - muối - oxide	30
6 Hóa học trong thực tiễn	31
6.1 Hiện tượng mưa acid và tác động hóa học đến môi trường	31
6.2 Cố định đạm – vai trò của hợp chất nitơ trong tự nhiên và sản xuất	31
7 Mở rộng - Hóa học kết hợp với lĩnh vực khác	33
7.1 Sinh học	33
7.2 Nông nghiệp	34
7.3 Môi trường	34
7.4 Công nghiệp	35
8 Bài tập	36
8.1 Câu 1: Bài tập tổng hợp	36
Đề bài	36
Bài giải	36
8.2 Câu 2: Tinh thể vàng	38
Đề bài	38
Bài giải	38

Lời mở đầu

Hóa vô cơ là một lĩnh vực nền tảng của hóa học, nghiên cứu về cấu tạo, tính chất và sự biến đổi của các nguyên tố và hợp chất vô cơ. Đây là cơ sở quan trọng để hiểu được những hiện tượng hóa học trong tự nhiên, trong công nghiệp cũng như trong các công nghệ vật liệu, môi trường và năng lượng hiện đại.

Chuyên đề 2: Các hợp chất vô cơ được xây dựng nhằm hệ thống hóa toàn diện các kiến thức trọng tâm về:

- Các hợp chất vô cơ
- Độ pH
- Phân bón hóa học
- Chuỗi chuyển hóa và mối liên hệ giữa các hợp chất vô cơ
- Mở rộng và liên hệ với các lĩnh vực khác
- Hệ thống bài tập vận dụng từ cơ bản đến nâng cao

Mục tiêu của chuyên đề không chỉ dừng lại ở việc ôn tập kiến thức sách giáo khoa, mà còn hướng tới việc rèn luyện tư duy hóa học, khả năng phân tích phản ứng và kỹ năng xử lý bài toán tổng hợp, phù hợp với yêu cầu của các kì thi chọn học sinh giỏi và thi tuyển vào lớp 10 chuyên.

Chuyên đề hi vọng sẽ trở thành một tài liệu đồng hành hữu ích đối với học sinh yêu thích Hoá học và có định hướng theo đuổi các kì thi chuyên trong tương lai.

1 Các hợp chất vô cơ

1.1 Acid

Mặc dù có nhiều định nghĩa acid - base khác nhau, thuyết acid - base của Arrhenius vẫn là một quan điểm phổ biến và hữu dụng. Theo đó, acid là những chất có khả năng phân li tạo ion H^+ trong nước.

Định nghĩa 1.1

Theo thuyết Arrhenius, acid là chất có khả năng nhường H^+

Acid $\rightarrow$ ion H^+ + ion âm gốc acid

Ví dụ: HCl (Hydrochloric acid) $\rightarrow H^+$ (Ion hydrogen) + Cl^- (Ion chloride)

H_2SO_4 (Sulfuric acid) $\rightarrow 2H^+$ (Ion hydrogen) + SO_4^{2-} (Ion sulfate)

■ Tính chất hóa học

1. Làm đổi màu chất chỉ thị

Acid làm:

- Quỳ tím $\rightarrow$ màu đỏ (trừ một số acid hữu cơ loãng làm quỳ tím chuyển màu hồng nhạt hoặc gần như không đổi màu)
- Phenolphthalein $\rightarrow$ không màu (chỉ đúng với dung dịch acid loãng, ở $pH < -1$ phenolphthalein có màu cam)
- Chỉ thị vạn năng $\rightarrow$ đỏ/cam/vàng (màu $pH < 7$)

2. Tác dụng với kim loại đứng trước H trong dãy hoạt động hóa học

Acid + Kim loại (trước H) $\rightarrow$ Muối + H_2

Ví dụ: $2HCl + Fe \rightarrow FeCl_2 + H_2$

Lưu ý

- Không phải kim loại nào cũng phản ứng (Cu, Ag, Au... không phản ứng với HCl, H_2SO_4 loãng).
- Các acid có tính oxi hoá mạnh (HNO_3 , H_2SO_4 đặc nóng) phản ứng được với Cu. - Trong thực tế, việc cho các kim loại trước H trong dãy hoạt động vào dung dịch acid có thể không có hiện tượng do lớp oxide ngoài miếng kim loại, nồng độ acid quá loãng, v.v.

3. Tác dụng với base (phản ứng trung hòa)

Acid + Base $\rightarrow$ Muối + Nước

Ví dụ: $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

4. Tác dụng với basic oxide

Acid + Basic oxide $\rightarrow$ Muối + Nước

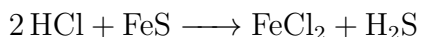
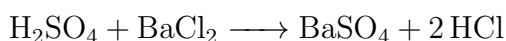
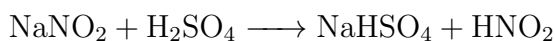
Ví dụ: $2HCl + CaO \rightarrow CaCl_2 + H_2O$

5. Tác dụng với muối

Lưu ý

Acid tác dụng với muối nếu tạo ra muối mới và acid yếu/chất kết tủa/khí bay hơi.

Ví dụ:



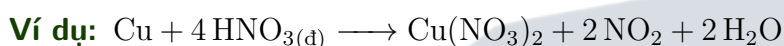
Sau đó, HNO_2 bị phân hủy:



6. Tính oxid mạnh (một số acid đặc)

HNO_3 và H_2SO_4 đặc nóng là acid có tính oxi hoá mạnh

-> có thể oxi hoá cả kim loại cuối dãy: Cu, Ag...



1.2 Base

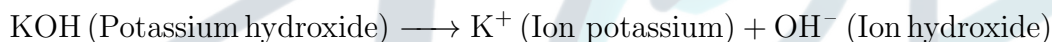
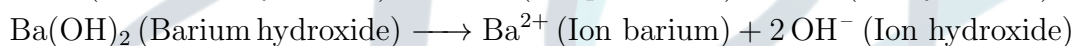
Theo cùng thuyết Arrhenius, base là những chất tạo ra ion hydroxide (OH^-) khi hòa tan trong nước. Thường cấu tạo từ nguyên tử kim loại liên kết với nhóm hydroxide.

Định nghĩa 1.2

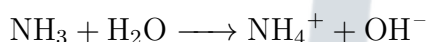
Theo thuyết Arrhenius, base là những chất tạo ion hydroxide (OH^-) trong nước.

Base $\rightarrow$ ion OH^- + ion dương

Ví dụ:



Theo định nghĩa trên, NH_3 cũng được hiểu là một base do nó phản ứng với nước dù không chứa ion OH^- trong công thức.



Phân loại

Base được chia thành 2 loại chính : base tan và base không tan trong nước.

- Base tan trong nước gọi là **kiềm**, như: NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (có tính tan kém),... (thường là hydroxide của các kim loại kiềm, một số kim loại kiềm thổ)
- Base không tan trong nước thường gặp là hydroxide của các kim loại chuyển tiếp như: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$,...

Bên cạnh đó, còn có các hydroxide lưỡng tính như $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$,... là các hydroxide có khả năng phản ứng với cả dung dịch acid và kiềm.

■ Tính chất hóa học

1. Làm đổi màu chất chỉ thị

Base tan (kiềm) làm:

- Quỳ tím $\rightarrow$ màu xanh
- Phenolphthalein $\rightarrow$ màu hồng
- Methyl da cam $\rightarrow$ màu vàng
- Chỉ thị vạn năng $\rightarrow$ xanh lam - tím (màu pH >7)

Xem hình 2.2 ở trang 16 để thấy sự đổi màu trong các chỉ thị khác.

Lưu ý

Một số base yếu (như aniline) không làm đổi màu/chỉ làm phenolphthalein đổi màu hồng nhạt

2. Tác dụng với acid (phản ứng trung hòa)

Acid + Base $\longrightarrow$ Muối + Nước

Ví dụ: $\text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MgSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

$\text{LiOH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$

3. Tác dụng với acidic oxide

Kiềm + Acidic oxide $\longrightarrow$ Muối + Nước

Ví dụ:

$2 \text{KOH} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

$6 \text{NaOH} + \text{P}_2\text{O}_5 \longrightarrow 2 \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$

Lưu ý

- Sản phẩm tạo ra phụ thuộc vào lượng acidic oxide
- SiO_2 chỉ phản ứng với dung dịch kiềm đặc nóng

Ví dụ:

$2 \text{NaOH} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

$2 \text{NaOH} + 2 \text{CO}_2 \longrightarrow 2 \text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

$\text{SiO}_2 + 2 \text{NaOH} (\text{đặc, nóng}) \longrightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

4. Tác dụng với muối

Kiềm tác dụng với muối nếu tạo ra chất kết tủa/khí bay hơi/base yếu/chất ít tan/phân hủy.

Ví dụ:

- Tạo kết tủa/ít tan:

$\text{FeCl}_3 + 3 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe(OH)}_3 + 3 \text{NaCl}$

$\text{AlCl}_3 + 3 \text{KOH} \longrightarrow \text{Al(OH)}_3 + 3 \text{KCl}$

Sau đó, nếu KOH dư thì Al(OH)_3 tiếp tục phản ứng:

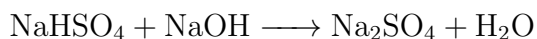
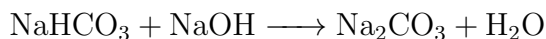
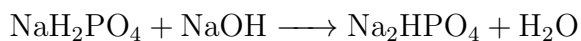
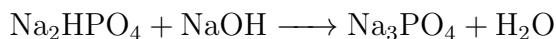
$\text{Al(OH)}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K[Al(OH)}_4]$

hoặc $\text{Al(OH)}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{KAlO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

- Tạo khí bay hơi:

$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \longrightarrow \text{NH}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

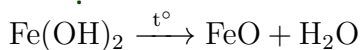
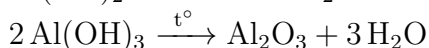
- Tác dụng với muối có tính acid:



5. Nhiệt phân (với các base không tan)

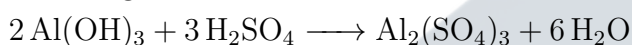
Base không tan $\xrightarrow{t^\circ}$ Basic oxide + Nước

Ví dụ:



6. Tính lưỡng tính (hydroxide lưỡng tính)

Tác dụng với acid:



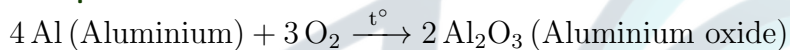
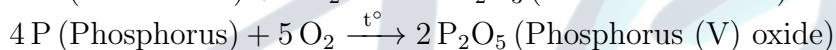
Tác dụng với kiềm:



1.3 Oxide

Có nhiều cách định nghĩa oxide, nhưng đối với hợp chất vô cơ, oxide là hợp chất giữa oxygen và một nguyên tố đó. Một số kim loại hoặc phi kim tác dụng với oxygen ở nhiệt độ cao tạo ra oxide.

Ví dụ:



■ Phân loại oxide

Oxide được chia thành 4 loại: Basic oxide, Acidic oxide, Oxide lưỡng tính, oxide trung tính.

- Basic oxide: những oxide tác dụng được với dung dịch acid tạo thành muối và nước.
- Đa số các oxide kim loại là oxide base, như: CuO, CaO, MgO,...
- Acidic oxide: những oxide tác dụng được với dung dịch base tạo thành muối và nước.
- Các oxide acid thường là oxide của các phi kim, như: CO₂, SO₂, SO₃, P₂O₅,...
- Oxide lưỡng tính : những oxide vừa tác dụng được với dung dịch acid vừa tác dụng được với dung dịch base trong điều kiện thường, tạo thành muối và nước.
Một số oxide lưỡng tính thường gặp : Al₂O₃, ZnO,...
- Oxide trung tính : những oxide không tác dụng với dung dịch acid, dung dịch base.
Một số oxide trung tính : CO, NO, N₂O,...

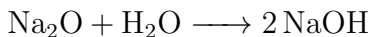
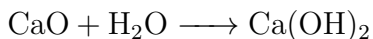
■ Tính chất hóa học

1. Tác dụng với nước

a. Với basic oxide:

Basic oxide của kim loại kiềm/một số kim loại kiềm thổ + $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ Base tan

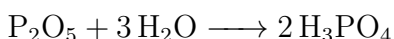
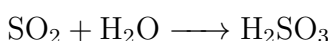
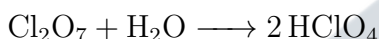
Ví dụ:



b. Với acidic oxide:

Acidic oxide + Nước $\longrightarrow$ Acid

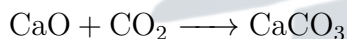
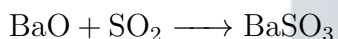
Ví dụ:



2. Acidic oxide và basic oxide tác dụng với nhau

Basic oxide + Acidic oxide $\longrightarrow$ Muối

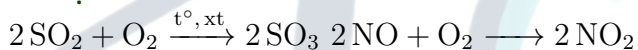
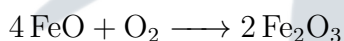
Ví dụ:



3. Tính oxid hóa - khử

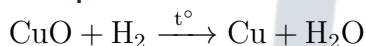
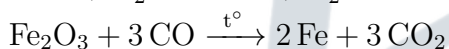
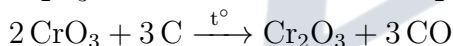
Một số oxide có tính khử (có thể bị oxid hóa):

Ví dụ:



Hầu hết các oxide có tính oxid hóa (có thể bị khử):

Ví dụ:

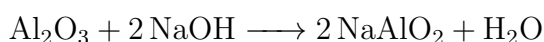


4. Tính lưỡng tính (oxide lưỡng tính) Tác dụng với acid:

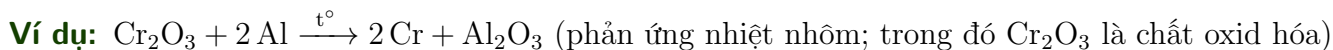


Tác dụng với kiềm:

Ví dụ:



Có tính oxid hóa - khử như các oxid khác:

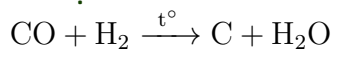
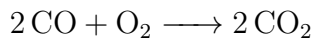


5. Oxide trung tính

Oxide trung tính (CO, NO, SiO, N₂O,...) không tác dụng với nước và hầu hết các acid/base mạnh trong điều kiện thường.

Nhưng có tính oxid hóa khử như các oxide khác

Ví dụ:

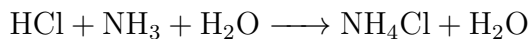


1.4 Muối

Định nghĩa 1.3

Muối là những hợp chất gồm gốc các ion dương và các ion âm. Các ion dương thường là ion kim loại hoặc NH_4^+ , ion âm là các gốc acid.

Ví dụ:



Trong phản ứng trên, ion H^+ của acid HCl được thay thế bởi ion NH_4^+ .



Khi tác dụng với basic oxide của kim loại, ion H^+ của acid cũng bị thay thế bởi ion kim loại.

Tên gọi

Gốc acid	Tên gọi	Gốc acid	Tên gọi
Cl^-	chloride	CH_3COO^-	acetate
Br^-	bromide	S^{2-}	sulfide
I^-	iodide	HS^-	hydrogensulfide
NO_3^-	nitrate	CO_3^{2-}	carbonate
SO_4^{2-}	sulfate	HCO_3^-	hydrogencarbonate
HSO_4^-	hydrogensulfate	PO_4^{3-}	phosphate
SO_3^{2-}	sulfite	HPO_4^{2-}	hydrogenphosphate

Bảng 1. Bảng tên gọi các ion (gốc acid) với điện tích.

Ví dụ:

- KCl : potassium chloride
- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$: calcium bicarbonate
- FeSO_4 : iron (II) sulfate

Tính tan của muối

Tính tan của muối

1. Muối hầu như luôn tan

- Muối của kim loại kiềm: Li^+ , Na^+ , K^+ , ...
- Muối của NH_4^+

Ví dụ: NaCl, KNO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (đều tan)

2. Muối của NO_3^-

Hầu hết đều tan

3. Muối halogen (Cl^- , Br^- , I^-)

- Đa số tan
- Không tan hoặc ít tan khi đi với: Ag^+ , Pb^{2+} ,...

Ví dụ: AgCl , AgBr , AgI có độ tan cực kém

4. Muối SO_4^{2-}

- Không tan hoặc ít tan với: Ba^{2+} , Pb^{2+} , Ca^{2+} (CaSO_4 ít tan)

5. Muối CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , S^{2-}

- Hầu hết không tan
- Trừ: muối của kim loại kiềm và NH_4^+ (tan)

6. Muối acid

- Muối acid của kim loại kiềm và NH_4^+ hầu như luôn tan.
- HCO_3^- : tan
- HSO_4^- : tan
- H_2PO_4^- : đa số tan; HPO_4^{2-} : ít tan hơn

TÍNH TAN CỦA MỘT SỐ ACID, BASE, MUỐI

Cation	H.Trị	OH ⁻	Cl ⁻	NO ₃ ⁻	Ac*	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺	I	–	T/B	T/B	T/B	T/B	T/B	T/KB	T/B	K/KB	T/KB
K ⁺	I	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T
Na ⁺	I	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T
Ag ⁺	I	–	K	T	T	K	K	ít	K	–	K
Mg ²⁺	II	K	T	T	T	–	K	T	K	K	K
Ca ²⁺	II	ít	T	T	T	T	K	ít	K	K	K
Ba ²⁺	II	T	T	T	T	T	K	K	K	K	K
Zn ²⁺	II	K	T	T	T	K	K	T	K	K	K
Pb ²⁺	II	K	ít	T	T	K	K	K	K	K	K
Cu ²⁺	II	K	T	T	T	K	K	T	K	–	K
Fe ²⁺	II	K	T	T	T	K	K	T	K	K	K
Fe ³⁺	III	K	T	T	–	K	–	T	–	K	K
Al ³⁺	III	K	T	T	T	–	–	T	–	K	K

* Ac: viết tắt của gốc Acetate (CH₃COO⁻)

Ghi chú:

- **T:** Tan / **K:** Không tan / **ít:** Ít tan
- **B:** Dễ bay hơi hoặc phân hủy thành khí
- **KB:** Không bay hơi
- **–:** Không tồn tại hoặc bị phân hủy trong nước

Tên gọi một số gốc acid (IUPAC):

Cl ⁻	Chloride	SO ₄ ²⁻	Sulfate
NO ₃ ⁻	Nitrate	CO ₃ ²⁻	Carbonate
S ²⁻	Sulfide	PO ₄ ³⁻	Phosphate

■ Tính chất hóa học

1. Tác dụng với kim loại

Điều kiện: kim loại đứng trước kim loại trong muối trong dãy hoạt động hóa học.

Bản chất: phản ứng là oxi hoá - khử vì kim loại mạnh đẩy kim loại yếu ra khỏi muối.

Ví dụ: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

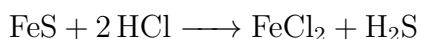
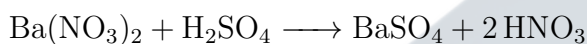
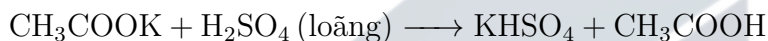
Lưu ý

Kim loại kiềm, kiềm thổ không có phản ứng này (vì phản ứng với nước trong dung dịch trước).

2. Tác dụng với acid

Điều kiện: tạo ra khí bay hơi/kết tủa/acid yếu hơn.

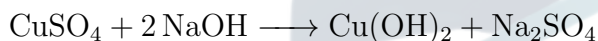
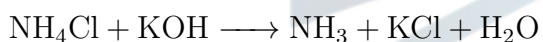
Ví dụ:



3. Tác dụng với base

Điều kiện: tạo khí/base không tan

Ví dụ:



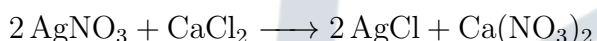
Lưu ý

Muối ammonium luôn phản ứng với base mạnh giải phóng khí NH_3

4. Tác dụng với muối

Điều kiện: tạo ra kết tủa/chất điện ly yếu.

Ví dụ:



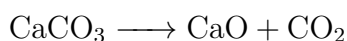
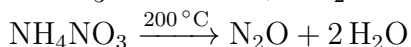
Lưu ý

Hai muối phản ứng ban đầu phải **tan**

5. Nhiệt phân

Điều kiện: muối ammonium/kim loại kém hoạt động/gốc CO_3^{2-} , NO_3^- /...

Ví dụ:



6. Điện phân

Điện phân nóng chảy: muối khan, nóng chảy, không có sự tham gia của nước.

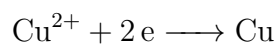
Ví dụ: $2\text{NaCl} \longrightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

Điện phân dung dịch: muối tan trong nước

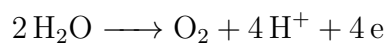
Ví dụ:

Điện phân dung dịch CuSO_4 :

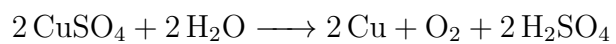
Ion Cu^{2+} bị khử:



Nước bị oxid hóa:



Phương trình tổng quát:



2 Độ pH

Độ pH là đại lượng dùng để đánh giá mức độ acid hay base của một dung dịch, dựa trên nồng độ ion H^+ (hay H_3O^+) trong dung dịch.

$$pH = -\log[H^+]$$

Trong đó, $[H^+]$ là nồng độ của ion H^+ trong dung dịch.

Trong thực tế, các nhà khoa học sử dụng hoạt độ (*activity*) thay cho nồng độ. Tuy nhiên với dung dịch loãng thì nồng độ gần như tương đương với hoạt độ.

2.1 Thang đo độ pH

Thang pH là thang đo dùng để xác định độ acid, trung tính hay base của một dung dịch.

Thang pH chạy từ $0 \rightarrow 14$, trong đó:

- $pH < 7$: dung dịch acid
- $pH = 7$: dung dịch trung tính (nước tinh khiết)
- $pH > 7$: dung dịch base (kiềm)

Lưu ý

- pH càng nhỏ $\rightarrow$ tính acid càng mạnh
- pH càng lớn $\rightarrow$ tính base càng mạnh

2.2 Các loại chỉ thị

1. **Chỉ thị vạn năng (universal indicator)** là hỗn hợp nhiều chỉ thị, cho biết độ acid - kiềm (pH) của dung dịch.

Có hai loại được thương mại hóa phổ biến - Giấy chỉ thị vạn năng: có thể so với thang pH và biết được pH gần đúng nên được dùng để kiểm tra nước sinh hoạt, bể cá.

- Dung dịch chỉ thị vạn năng: nhỏ vài giọt vào dung dịch cần kiểm tra, từ đó quan sát màu và xác định pH, được dùng trong phòng thí nghiệm.

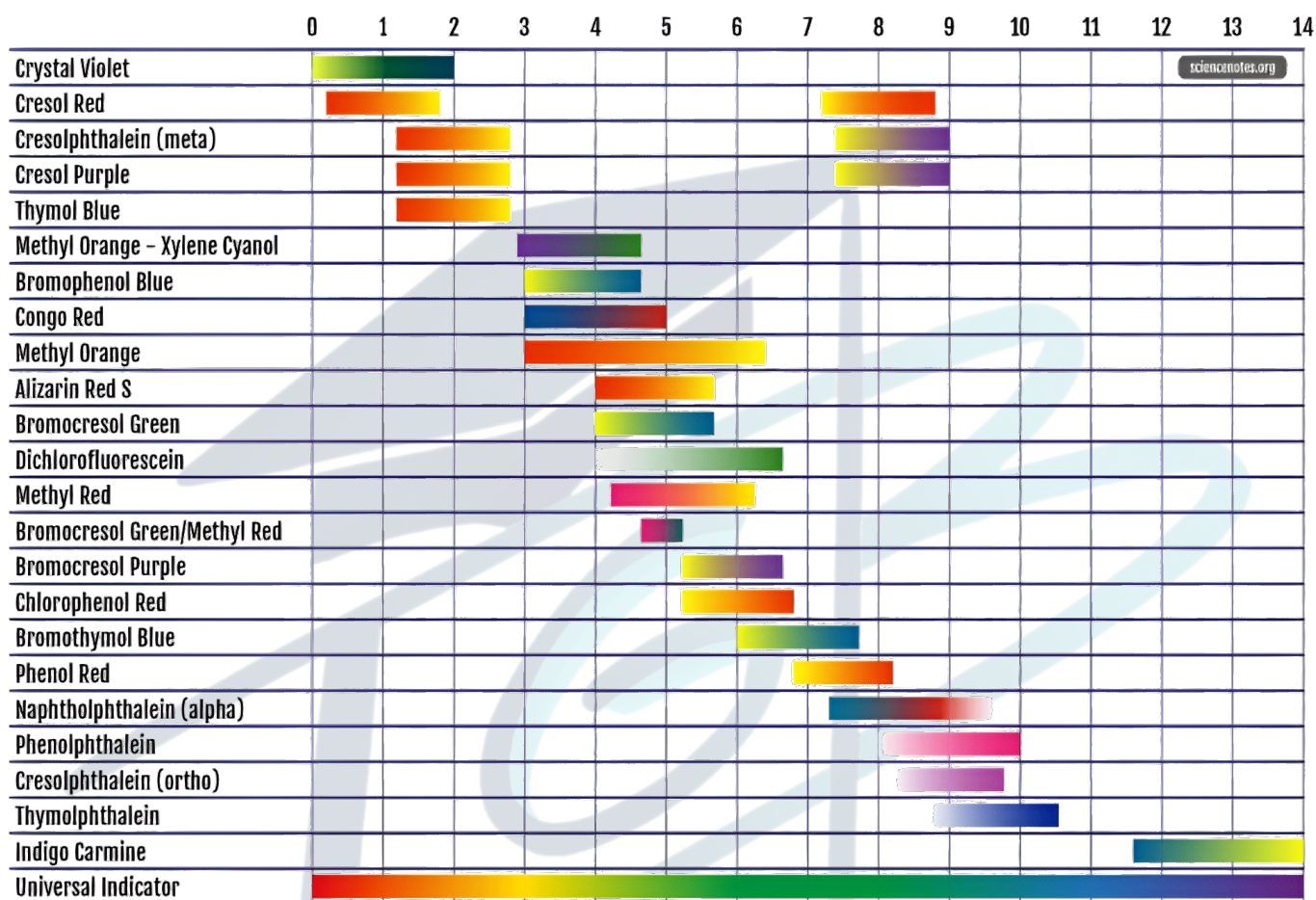


Hình 2.1. Chỉ thị vạn năng. (Nguồn ảnh: Wikimedia)

2. **Chỉ thị đơn lẻ** là mỗi chất chỉ đổi màu trong một khoảng nhất định, giúp xác định tính acid - base.

Ví dụ:

- Giấy quỳ tím: acid → đỏ, base → xanh, trung tính → không đổi màu; được dùng trong phòng thí nghiệm trường học, kiểm tra nhanh dung dịch.
- Phenolphthalein: kiềm → hồng, acid → không màu; được dùng trong phòng thí nghiệm trường học.
- Methyl orange: acid → đỏ, base → vàng; dùng trong phòng thí nghiệm
- Bromothymol blue : acid → vàng, trung tính → xanh lam, base → xanh lam; dùng để kiểm tra pH của nước sinh hoạt, dung dịch muối



Hình 2.2. Khoảng chuyển màu và màu sắc của các chỉ thị thông dụng.
(Nguồn ảnh: sciencenotes.org)

2.3 Ý nghĩa của pH trong đời sống

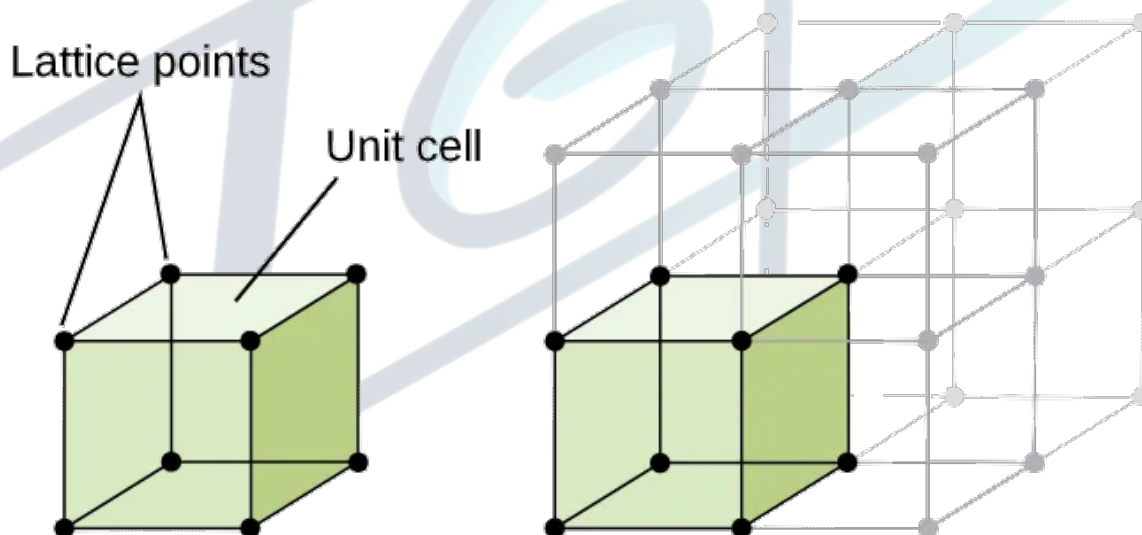
- Nông nghiệp, môi trường: xác định độ chua của đất, theo dõi độ acid của mưa.
- Đời sống thường ngày: kiểm tra nước sinh hoạt, chăm sóc hồ cá, sử dụng mỹ phẩm, sản phẩm chăm sóc phù hợp với da, sử dụng hóa chất an toàn.
- Y học: xác định pH máu, dạ dày để đưa ra cách cân bằng thích hợp.

3 Mở rộng - Hoá học chất rắn và tinh thể

Hoá học chất rắn có phạm vi thuộc cả hoá học vật lý và hoá học vô cơ...bao gồm việc tổng hợp, xác định cấu trúc và nghiên cứu các tính chất của các chất rắn (A.F.Wells, 1984). Trong ngành nghiên cứu này, các nguyên lý chung về liên kết cũng được sử dụng tương tự như những nguyên lý được áp dụng cho phân tử. Trong phần này, những tính chất cơ bản của chất rắn kết tinh (tinh thể) sẽ được cung cấp và làm rõ. Đối với một tinh thể các tính chất vật lý và hoá học có thể được giải thích bằng cách hình dung tinh thể đó gồm các orbital phân tử (vùng không gian electron của toàn phân tử) trải rộng khắp toàn bộ cấu trúc. Mô hình này có ích trong việc giải thích các tính chất đặc trưng của vật liệu khối (bulk materials - là các hạt có kích thước lớn hơn $10nm$ theo mọi chiều) so với phân tử nhỏ. Có hai phân loại chính của chất rắn: **chất rắn kết tinh (crystalline)** và **chất rắn vô định hình (amorphous)**. Trong đó, trọng tâm chương này là những tính chất cơ bản các chất rắn kết tinh cấu tạo từ các nguyên tử hoặc ion. Trước tiên, mạng tinh thể là sự sắp xếp bên trong các tinh thể rắn được tạo nên bởi các nút có cấu trúc 3 chiều lặp lại đều đặn, trong phần sau các cấu trúc mạng tinh thể thường gặp sẽ được trình bày và làm rõ. Sau đó, cách các nguyên tử hay ion sắp xếp bên trong các mạng tinh thể, đồng thời giới thiệu về sự xuất hiện của lỗ hổng tinh thể (nơi các nguyên tử nằm không đúng vị trí hoặc có các khuyết tật tạo nên sự sai lệch hoặc không hoàn hảo trong mạng tinh thể lý tưởng). Cuối cùng là các liên kết trong mạng tinh thể và đưa ra ví dụ từ một số hợp chất thường gặp.

3.1 Công thức và cấu trúc

Các chất rắn tinh thể có các ion, nguyên tử (được gọi là nút) sắp xếp trong các mảng hình học có cấu trúc lặp lại đều đặn và đơn giản nhất được gọi là ô đơn vị.



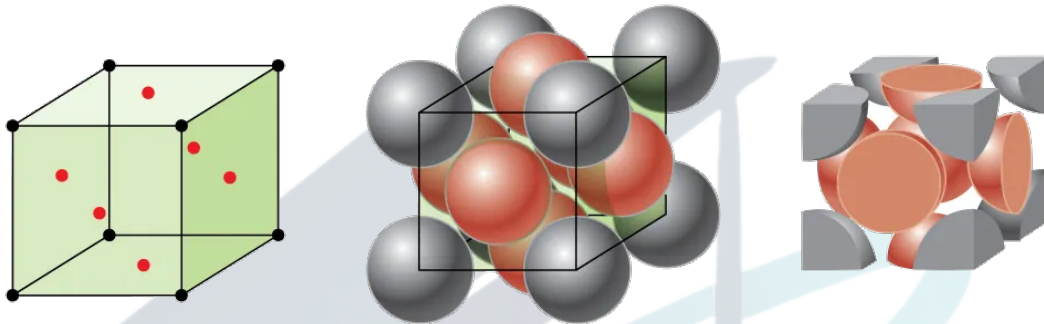
Hình 3.1. Ô đơn vị thể hiện các nút mạng được lặp lại theo mọi hướng.
(Nguồn ảnh: Flowers et al. (2015))

Cấu trúc của kim loại thường đơn giản. Ngược lại, các khoáng vật thường có cấu trúc phức tạp hơn nhưng các cấu trúc đơn giản hơn vẫn có thể được nhận biết bên trong. Ô đơn vị là một thành phần cấu trúc mà khi được lặp lại theo mọi phương, tạo ra một tinh thể ở quy mô vĩ mô. Cấu trúc của 14 cấu trúc tinh thể khả dĩ (mạng Bravais) được thể hiện trong hình 3.4 Các nguyên tử (hoặc ion) nằm ở các góc, cạnh hay mặt trong mạng tinh thể được gọi là nút mạng và được chia sẻ giữa các ô đơn vị khác nhau:

- Các điểm mạng ở các góc của các ô đơn vị hình chữ nhật được chia đều cho tám ô đơn vị và đóng

góp $1/8$ cho mỗi ô, tổng cộng đối với một ô đơn vị riêng lẻ là $8 \times \frac{1}{8} = 1$ nguyên tử cho tất cả các góc.

- Các điểm mạng ở các cạnh của các ô đơn vị hình chữ nhật được chia đều cho bốn ô đơn vị và đóng góp $1/4$ cho mỗi ô, tổng cộng đối với một ô đơn vị riêng lẻ là $12 \times \frac{1}{4} = 3$ nguyên tử cho tất cả các cạnh.
- Các điểm mạng ở các mặt của các ô đơn vị hình chữ nhật được chia đều cho hai ô đơn vị và đóng góp $1/2$ cho mỗi ô, tổng cộng đối với một ô đơn vị riêng lẻ là $6 \times \frac{1}{2} = 3$ nguyên tử cho tất cả các mặt.

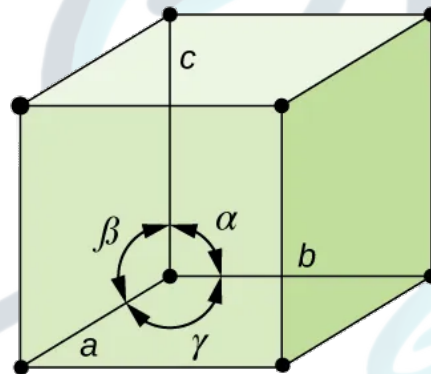


Face-centered cubic structure

Hình 3.2. Tinh thể lập phương tâm diện có các nguyên tử ở đỉnh, giữa các mặt của ô mạng.

(Nguồn ảnh: Flowers et al. (2015))

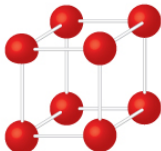
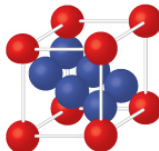
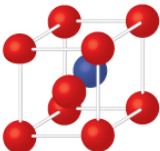
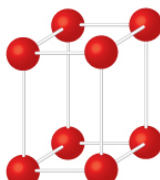
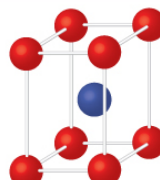
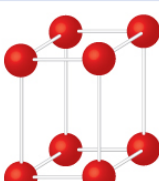
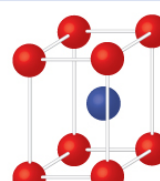
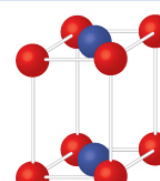
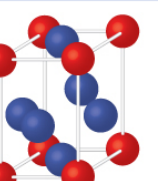
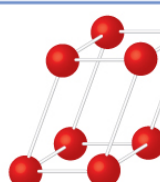
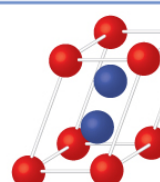
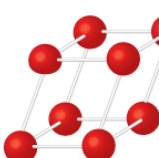
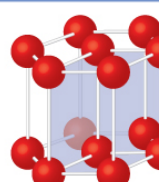
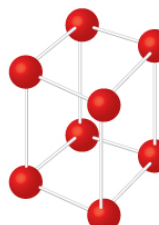
Một ô đơn vị được xác định bởi độ dài ba trục (a, b, c) và 3 góc (α, β, γ) giữa chúng và được minh họa như hình 3.3 Các trục này được định nghĩa là khoảng cách giữa các nút trong mạng không gian. Do đó, các trục của ô đơn vị nối các nút mạng có môi trường xung quanh giống hệt nhau.



Hình 3.3. Ô đơn vị được xác định bởi độ dài ba trục (a, b, c) và 3 góc (α, β, γ).

(Nguồn ảnh: Flowers et al. (2015)).

Có 7 hệ thống mạng tinh thể khác nhau, một vài trong số đó có nhiều hơn một loại, tạo nên 14 ô đơn vị khác nhau, với các hình dạng được minh họa trong hình 3.4

System/Axes/Angles	Unit Cells			
Cubic $a = b = c$ $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$				
	Simple	Face-centered	Body-centered	
Tetragonal $a = b \neq c$ $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$				
	Simple		Body-centered	
Orthorhombic $a \neq b \neq c$ $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$				
	Simple	Body-centered	Base-centered	Face-centered
Monoclinic $a \neq b \neq c$ $\alpha = \gamma = 90^\circ; \beta \neq 90^\circ$				
	Simple		Base-centered	
Triclinic $a \neq b \neq c$ $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$				
Hexagonal $a = b \neq c$ $\alpha = \beta = 90^\circ; \gamma = 120^\circ$				
Rhombohedral $a = b = c$ $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$				

Hình 3.4. Bảy hệ thống mạng tinh thể và 14 ô đơn vị khác nhau
(Nguồn ảnh: Flowers et al. (2015)).

de

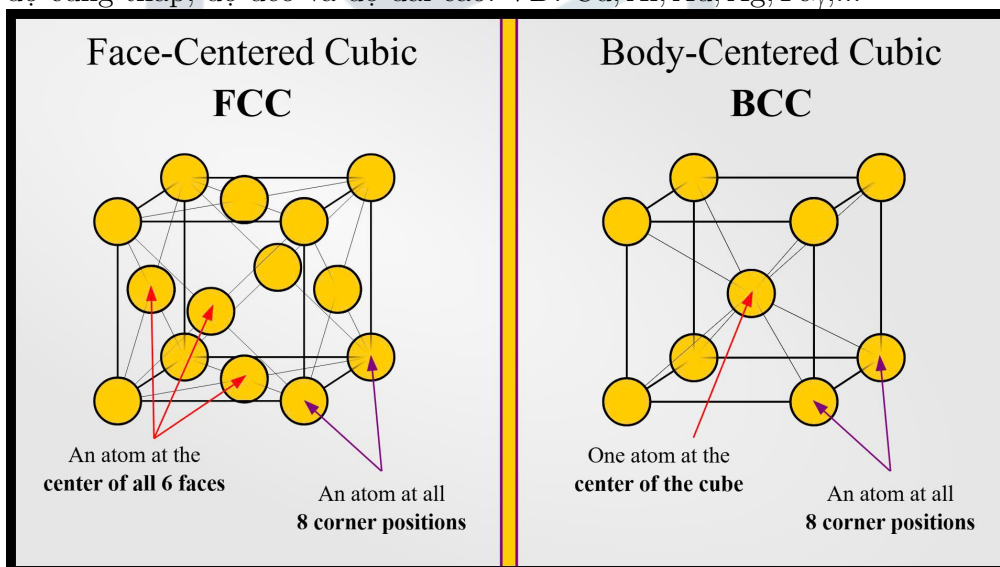
3.2 Một số cấu trúc tinh thể thường gặp

■ Cấu trúc lập phương tâm khối (Body-Centered Cubic - BCC)

Cấu trúc lập phương tâm khối thuộc nhóm không gian đối xứng cao được mô tả bởi một ô cơ sở lập phương trong đó các nguyên tử (hoặc ion) nằm ở tám đỉnh của hình lập phương và một nguyên tử nằm tại tâm khối lập phương. Mỗi ô cơ sở BCC chứa tương đương hai nguyên tử ($8 \times \frac{1}{8} + 1 = 2$). Do cấu trúc này, số phối trí của mạng BCC bằng 8, một nguyên tử sẽ tạo liên kết với 8 nguyên tử nằm kề nó. Mối liên hệ giữa độ dài cạnh ô mạng (a) và bán kính nguyên tử (r) được xác định qua công thức $a = \frac{4r}{\sqrt{3}}$ và vì không được sắp xếp theo nguyên tắc chặt khít lý tưởng nên độ chặt khít chỉ đạt khoảng 86%. Do có độ chặt khít thấp nên không có các mặt phẳng xếp chặt khít lên nhau, điều này làm hạn chế khả năng trượt lên nhau giữa các nguyên tử trong mạng tinh thể (tạo nên tính dẻo của kim loại). Vì vậy vật liệu có cấu trúc này sẽ chống lại sự biến dạng cực tốt và biểu hiện ra bên ngoài là độ cứng và độ giòn cao. VD: Fe_α , Ba, Cr, ...

■ Cấu trúc lập phương tâm diện (Face-Centered Cubic - FCC)

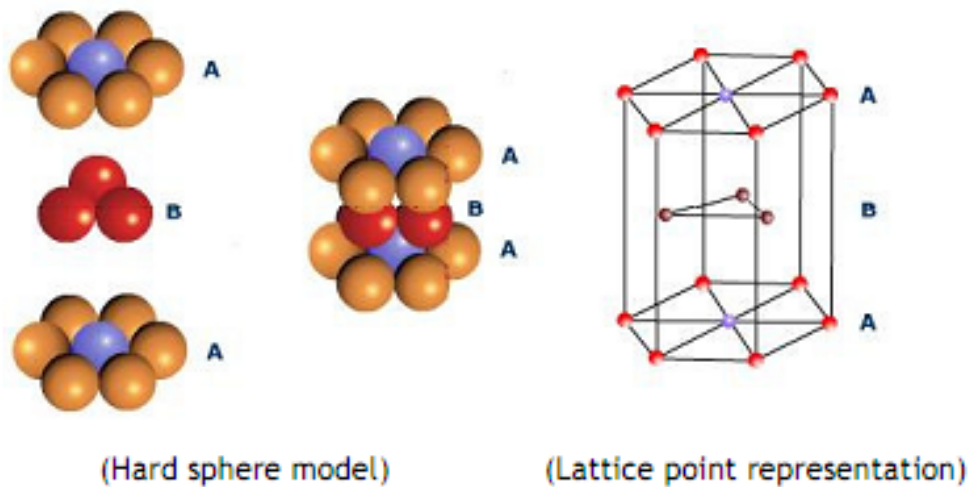
Cấu trúc lập phương tâm diện thuộc nhóm không gian đối xứng cao được mô tả bởi một ô cơ sở lập phương trong đó các nguyên tử (hoặc ion) nằm ở tám đỉnh của hình lập phương và sáu nguyên tử nằm tại tâm của sáu mặt khối lập phương. Mỗi ô cơ sở FCC chứa tương đương bốn nguyên tử ($8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$). Do cấu trúc này, số phối trí của mạng FCC bằng 12, một nguyên tử sẽ tạo liên kết với 12 nguyên tử nằm kề nó. Mối liên hệ giữa độ dài cạnh ô mạng (a) và bán kính nguyên tử (r) được xác định qua công thức $a = 2r\sqrt{2}$ và vì được sắp xếp theo nguyên tắc chặt khít lý tưởng nên độ chặt khít đạt mức tối đa khoảng 74%. Do có độ chặt khít tối đa và sở hữu nhiều mặt phẳng xếp chặt khít lên nhau, điều này làm tăng khả năng trượt lên nhau giữa các nguyên tử trong mạng tinh thể dọc theo các hệ trượt mật độ cao. Vì vậy vật liệu có cấu trúc này dễ bị biến dạng dẻo khi chịu ngoại lực và biểu hiện ra bên ngoài là độ cứng thấp, độ dẻo và độ dai cao. VD: Cu, Al, Au, Ag, Fe_γ , ...



Hình 3.5. Ảnh minh họa kiểu mạng lập phương tâm diện và lập phương tâm
(Nguồn ảnh: mstudent.com)

■ Cấu trúc lục phương chặt khít (Hexagonal Close-Packed - HCP)

Cấu trúc lục phương chặt khít thuộc hệ tinh thể phi lập phương được mô tả bởi một ô cơ sở lăng trụ lục giác đều trong đó các nguyên tử (hoặc ion) nằm ở mười hai đỉnh của lăng trụ, hai nguyên tử nằm ở tâm của hai mặt đáy lục giác và ba nguyên tử nằm trọn vẹn ở không gian trung gian giữa hai đáy. Mỗi ô cơ sở HCP chứa tương đương sáu nguyên tử ($12 \times \frac{1}{6} + 2 \times \frac{1}{2} + 3 = 6$). Do cấu trúc này, số phối trí của mạng HCP bằng 12, một nguyên tử sẽ tạo liên kết với 12 nguyên tử nằm kề nó. Mối liên hệ hình học giữa chiều cao lăng trụ (c) và cạnh đáy (a) đối với một tinh thể lý tưởng được xác định qua tỷ số $\frac{c}{a} = \sqrt{\frac{8}{3}} \approx 1,633$. Giống như mạng FCC, cấu trúc HCP được sắp xếp theo nguyên tắc chặt khít lý tưởng nên độ chặt khít cũng đạt khoảng 74%. Tuy nhiên, do tính bất đối xứng trục làm hạn chế số lượng mặt phẳng và hướng trượt ở nhiệt độ phòng, các nguyên tử trong mạng khó trượt tự do theo nhiều hướng khác nhau. Vì vậy vật liệu có cấu trúc này thể hiện tính dị hướng cơ học rõ rệt, có độ cứng trung bình đến cao nhưng giòn và khó gia công biến dạng. VD: Zn, Mg, Ti, Co,...

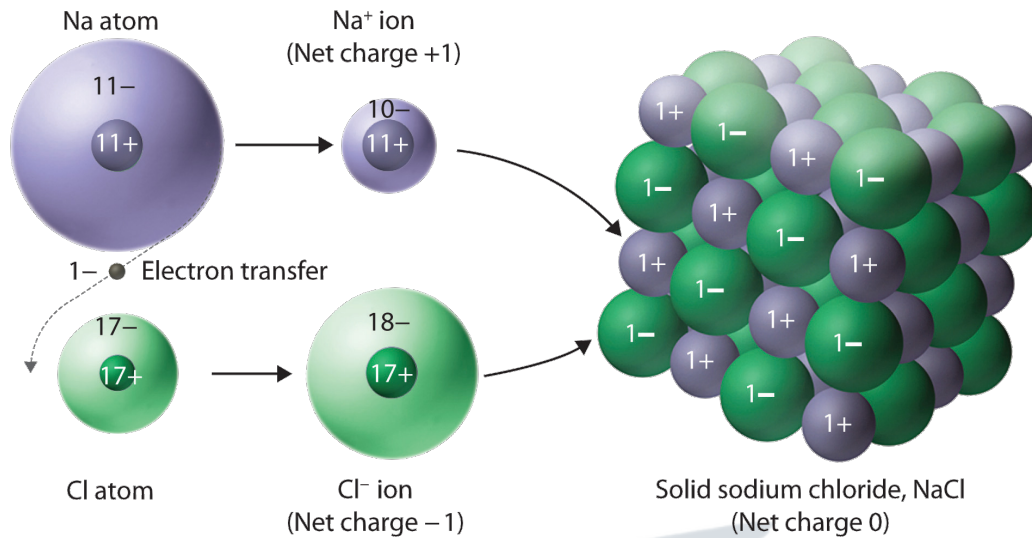


Hình 3.6. Ảnh minh họa kiểu mạng lục phương chặt khít
(Nguồn ảnh: expertsmind.com)

3.3 Cấu trúc và lỗ hổng tinh thể của tinh thể ion

Các tinh thể ion bao gồm hai hay nhiều loại ion khác nhau thường có kích thước khác nhau. Hầu hết các ion đơn nguyên tử hoạt động như các quả cầu mang điện và lực hút của chúng đối với các ion mang điện tích trái dấu là như nhau theo mọi hướng. Do đó các cấu trúc vững bền của hợp chất ion được hình thành khi (1) các ion mang điện tích được bao quanh bởi càng nhiều ion mang điện tích trái dấu và (2) khi cation và anion tiếp xúc với nhau. Cấu trúc của mạng tinh thể ion được xác định bởi hai yếu tố chính là kích thước tương đối của các ion và tỉ số giữa ion dương và ion âm.

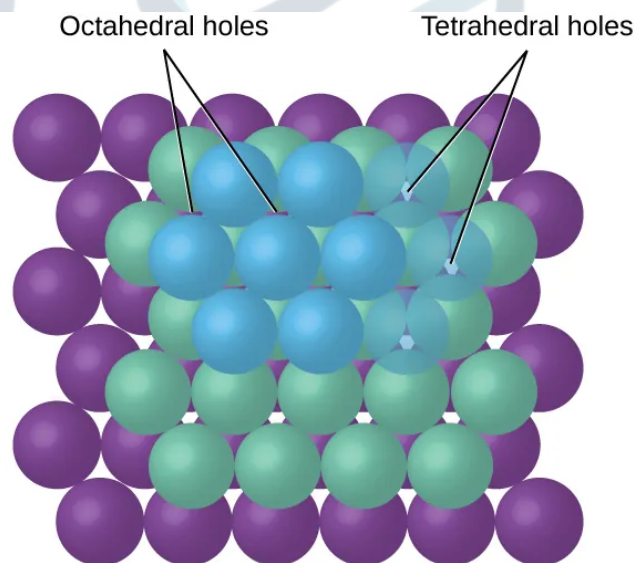
Trong tinh thể ion, không có electron tự do. Các ion có thể được tạo thành do quá trình nhường – nhận electron giữa các nguyên tử hoặc do sự tái sắp xếp của các ion đã tồn tại trong các phản ứng trao đổi ion., điều đó dẫn đến bên trong tinh thể ion người ta quan sát được **anion (ion mang điện tích âm)** thường có kích thước lớn hơn **cation (ion mang điện tích dương)**



Hình 3.7. Minh họa cho sự hình thành tinh thể NaCl từ các đơn chất
(Nguồn ảnh: LibreTexts)

Trong mạng tinh thể ion, tồn tại 3 loại lỗ trống: lập phương, tứ diện và bát diện.

- Loại lỗ trống đầu tiên có kích thước nhỏ và có ba anion nằm trên một mặt phẳng, anion còn lại nằm tại mặt phẳng liền kề. Bốn anion này bao quanh lỗ trống và tạo thành bốn đỉnh của tứ diện, nên được gọi là **lỗ trống tứ diện (tetrahedral hole)**.
- Loại lỗ trống thứ hai có kích thước lớn hơn xuất hiện giữa 6 anion (3 anion nằm trên một lớp và 3 anion khác nằm trên lớp liền kề và tất cả nằm trên các đỉnh của một hình bát diện) và có tên là **lỗ trống bát diện (octahedral hole)**.
- Loại lỗ trống thứ ba có kích thước lớn nhất, xuất hiện giữa 8 anion, trong đó 8 anion nằm ở 8 đỉnh của một hình lập phương, và lỗ trống nằm ở tâm hình lập phương, được gọi là **lỗ trống lập phương (cubic hole)**.



Hình 3.8. Lỗ trống bát diện và tứ diện. Các cation có thể nằm trong cả hai loại lỗ hổng.
(Nguồn ảnh: Flowers et al. (2015))

3.4 Liên kết trong tinh thể ion

Trong các tinh thể ion, các nguyên tử hay phân tử không tồn tại độc lập mà kết hợp với nhau nhờ liên kết ion, là loại liên kết được hình thành giữa những ion mang điện tích trái dấu, tạo nên một mạng tinh thể ổn định.

■ Các yếu tố ảnh hưởng

Độ âm điện của các nguyên tố có ảnh hưởng lớn đến liên kết giữa các ion mang điện tích trái dấu. Những nguyên tố có sự chênh lệch độ âm điện (**hiệu độ âm điện**) lớn sẽ tạo liên kết ion mạnh mẽ hơn.

Ví dụ: Các phân tử được tạo nên bởi **kim loại kiềm** hay **kiềm thổ** với nhóm **halogen**:

NaCl, BaCl₂, NaF...

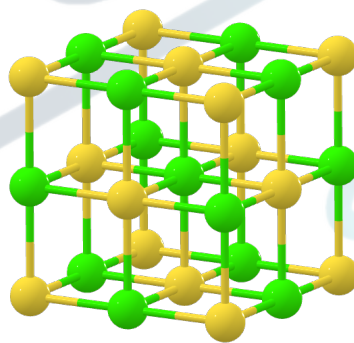
Tỉ lệ bán kính các ion của các ion trong mạng tinh thể có ảnh hưởng to lớn đến độ ổn định, cách sắp xếp và tính chất vật lý của tinh. Sự chênh lệch lớn có thể dẫn đến sự thay đổi về kích thước khoảng trống, tính chất vật lý và độ ổn định có sắp xếp của các ion trong mạng tinh thể.

Ví dụ: Khi tỉ lệ bán kính cation - anion cao (trên 0.732), trong các halide cesium, một cấu trúc tinh thể khác được gọi là cấu trúc cesium chloride trở nên ổn định hơn. Khi tỷ lệ bán kính cation - anion nhỏ hơn 0.414, cấu trúc zinc blende (hay sphalerite) hình thành. (Oxtoby et al., 2008)

Lưu ý

Các hợp chất ion thường có tính giòn, điểm nóng chảy cao và cách điện tốt. Tuy nhiên, khi được nung ở nhiệt độ cao, các lực tĩnh điện giữa các ion bị phá vỡ, làm cho các ion có thể di chuyển và chuyển thành dạng lỏng, từ đó cho phép các hợp chất ion dẫn điện khi nóng chảy.

■ NaCl



Hình 3.9. Vị trí của các ion trong một ô đơn vị của mạng tinh thể **NaCl**.

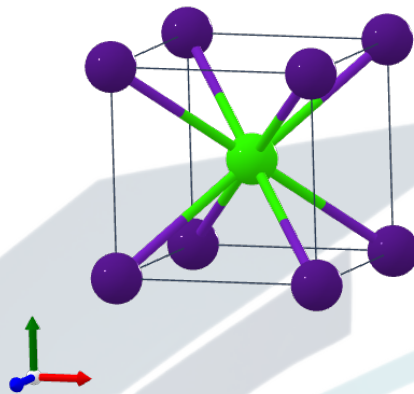
(Màu vàng: Na⁺; Màu lục: Cl⁻).

(Nguồn ảnh: Material Project)

Ví dụ: NaCl được tạo nên từ những khối lập phương tâm diện của ion Na⁺ và Cl⁻ với vị trí từng loại được sắp xen kẽ nhau và cách nhau một nửa độ dài ô mạng theo các phương vuông góc với nhau, sao cho

các ion Na^+ nằm tại tâm các cạnh của mạng ion Cl^- và ngược lại (Hình 3.9). Nhờ vào sự sắp xếp này, giữa các ion Cl^- sẽ xuất hiện lỗ trống bát diện được tạo bởi 6 ion Cl^- , trong đó 3 ion nằm trên một lớp và 3 ion nằm trên lớp kế cận, tạo thành hình bát diện đều. Khi đó các ion Na chiếm toàn bộ các lỗ hổng bát diện này, tạo nên cấu trúc tinh thể NaCl bền vững.

■ CsCl

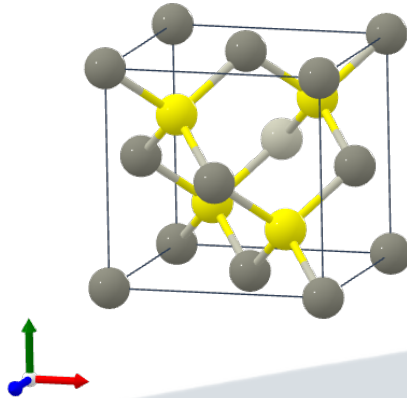


Hình 3.10. Vị trí của các ion trong một ô đơn vị của mạng tinh thể **CsCl**.

(Màu tím: Cs^+ ; Màu lục: Cl^-).

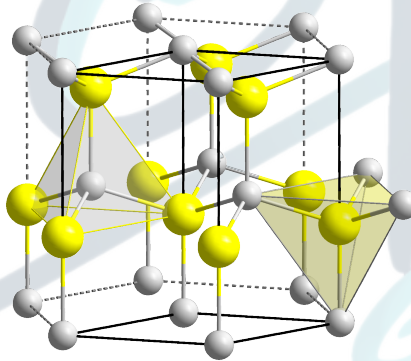
(Nguồn ảnh: Material Project)

Ví dụ: CsCl (Hình 3.10) có cấu trúc lập phương đơn giản với ion Cs^+ nằm ở tâm hoặc theo cách tương tự các ion Cs^+ cũng tạo thành mạng lập phương đơn giản với ion Cl^- ở tâm. Nhờ vào cách sắp xếp này đồng thời tạo nên lỗ trống lập phương với 8 đỉnh của hình lập phương là 8 ion Cs^+ và ion Cl^- chiếm lỗ hổng này, tạo nên cấu trúc tinh thể CsCl. Trong đó bán kính trung bình của ion Cl^- bằng khoảng 0,83 lần so với ion Cs^+ (lần lượt là 167 pm và 202 pm), nhưng khoảng cách giữa các ion trong tinh thể CsCl là 356 pm, nhỏ hơn khoảng 3,5% so với tổng bán kính ion trung bình.



Hình 3.11. Vị trí của các ion trong một ô đơn vị của mạng tinh thể **ZnS (Sphalerite)**.
(Màu xám: Zn^{2+} ; Màu vàng: S^{2-}).
(Nguồn ảnh: Material Project)

Ví dụ: Dạng phổ biến nhất của quặng kẽm (zinc blende) hay còn gọi là sphalerite có cấu trúc hình học về cơ bản giống kim cương với các lớp xen kẽ giữa ion Zn^{2+} và S^{2-} . Như hình 3.9, sự sắp xếp của 2 ion Zn^{2+} ở tâm hai mặt bên liền kề nhau với 1 ion Zn^{2+} nằm ở góc xen giữa thuộc lớp trên cùng hay dưới cùng và Zn^{2+} ở tâm của mặt đó sẽ tạo nên 4 đỉnh của một hình tứ diện, tạo nên lỗ trống tứ diện với S^{2-} nằm trong lỗ hổng đó. Trong khi lặp lại cấu trúc này tạo nên mạng lập phương tâm diện và hoá học định lượng yêu cầu một nửa số lỗ hổng này phải được chiếm bởi ion và số lỗ được và không được chiếm phải được sắp xếp xen kẽ nhau.



Hình 3.12. Vị trí của các ion trong một ô đơn vị của mạng tinh thể **ZnS (Wurtzite)**.
(Nguồn ảnh: Wikimedia Commons)

Dạng wurtzite của ZnS hiếm hơn nhiều so với dạng sphalerite và được hình thành ở nhiệt độ cao hơn. Trong cấu trúc này, các ion Zn^{2+} và ion S^{2-} xếp theo kiểu lục phương xếp chặt (các nguyên tử/ion được sắp xếp sát khít nhau nhất có thể, theo dạng lục phương.), tỉ lệ $\text{Zn}^{2+} : \text{S}^{2-}$ là 1:1 tạo nên các lỗ trống tứ diện bởi cả 2 loại ion như hình với một nửa số lỗ trống được chiếm bởi loại ion còn lại theo hóa học định lượng (hình 3.10) tương tự như trong sphalerite.

4 Phân bón hóa học

4.1 Khái niệm

Trong canh tác nông nghiệp, phân bón được sử dụng như một biện pháp kỹ thuật nhằm bổ sung các nguyên tố khoáng cần thiết cho cây trồng trong những trường hợp đất không đáp ứng đủ nhu cầu dinh dưỡng tự nhiên. Việc bổ sung phân bón giúp duy trì quá trình sinh trưởng ổn định và đảm bảo năng suất cây trồng theo mục tiêu sản xuất.

Bên cạnh tác động trực tiếp lên cây, phân bón còn ảnh hưởng đến tính chất của đất như độ phì nhiêu, pH, khả năng giữ nước và khả năng cung cấp dinh dưỡng lâu dài. Tùy theo loại cây, giai đoạn sinh trưởng và điều kiện canh tác, việc sử dụng phân bón hợp lý góp phần nâng cao chất lượng nông sản và hiệu quả sử dụng đất.

Các nguyên tố dinh dưỡng thiết yếu cho cây trồng thường được phân thành ba nhóm:

- Nhóm nguyên tố đa lượng: N, P, K;
- Nhóm nguyên tố trung lượng: Mg, Ca, S, Si, ...;
- Nhóm nguyên tố vi lượng: B, Cu, Cl, Mo, Fe, Mn, Zn, Se, ...

4.2 Phân loại

■ Theo nguồn gốc phân bón

Phân bón được chia thành 2 loại:

- Phân bón hóa học (còn gọi là phân vô cơ hoặc phân khoáng) là các loại phân cung cấp trực tiếp các nguyên tố dinh dưỡng khoáng cho cây trồng, chủ yếu là nitrogen, phosphorus và potassium. Nhóm này bao gồm các loại phân đơn như phân đạm, phân lân, phân kali, cùng với các loại phân trung lượng và vi lượng.
- Phân bón hữu cơ có nguồn gốc từ vật liệu hữu cơ tự nhiên và được chia thành ba loại:
 - Phân hữu cơ truyền thống: được sản xuất từ chất thải của người, động vật hoặc phụ phẩm nông nghiệp thông qua quá trình ủ tự nhiên.
 - Phân hữu cơ sinh học: được tạo ra từ nguyên liệu hữu cơ có sự tham gia của vi sinh vật có ích hoặc các tác nhân sinh học trong quá trình xử lý.
 - Phân hữu cơ khoáng: là sản phẩm kết hợp giữa nguyên liệu hữu cơ và các thành phần dinh dưỡng khoáng, trong đó có ít nhất một nguyên tố đa lượng.

■ Theo chất dinh dưỡng

Có thể chia các loại phân đơn và phân kép.

- Phân đơn chứa một nguyên tố dinh dưỡng ở một dạng hợp chất. Ví dụ: phân đạm nitrate, phân urea, phân superphosphate, phân kali.
- Phân kép là phân bón chứa 2 nguyên tố dinh dưỡng khác nhau trở lên dưới dạng phân phức hợp do các phản ứng tạo ra hay do trộn lẫn một vài loại phân, được phân hỗn hợp. Ví dụ: phân trộn NPK, phân

monoammonium phosphate (MAP), phân diammonium phosphate (DAP), phân triammonium phosphate (TAP) .

4.3 Phân đa lượng

Phân đa lượng là nhóm phân bón trong đó có chứa ít nhất một nguyên tố dinh dưỡng đa lượng, bao gồm nitrogen, phosphorus hoặc potassium. Đây là nhóm phân bón có vai trò quan trọng nhất đối với sinh trưởng và năng suất cây trồng.

■ Phân đạm

Phân đạm là nhóm phân bón vô cơ cung cấp nitrogen cho cây trồng, chủ yếu dưới dạng ion NH_4^+ hoặc NO_3^- ,

Nitrogen là thành phần cấu tạo của protein, diệp lục và nhiều hợp chất hữu cơ quan trọng trong tế bào thực vật. Khi được cung cấp đầy đủ đạm, cây thường sinh trưởng mạnh về thân và lá, tăng cường khả năng quang hợp và phát triển nhanh trong giai đoạn sinh trưởng sinh dưỡng.

Tuy nhiên, lượng phân đạm cần được điều chỉnh phù hợp với từng loại cây. Việc bón thừa nitrogen có thể làm cây phát triển mất cân đối, thân lá yếu và dễ bị sâu bệnh tấn công. Ngược lại, khi thiếu nitrogen, cây sinh trưởng chậm, lá mất màu xanh, đặc biệt các lá già ở phía dưới dễ chuyển sang màu vàng.

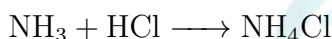
Độ dinh dưỡng của phân đạm được đánh giá thông qua hàm lượng nitrogen có trong phân bón.

Ví dụ, với một loại phân đạm chứa 69,96% NH_4NO_3 theo khối lượng, độ dinh dưỡng được xác định như sau:

$$\begin{array}{rcl} \text{NH}_4\text{NO}_3 & \longleftrightarrow & 2 \text{ N} \\ 80 & \longleftrightarrow & 28 \\ 69,96\% & \longleftrightarrow & ? \\ \text{Độ dinh dưỡng} & = & 69,96\% \cdot \frac{2 \cdot 14}{80} \approx 24,49\% \end{array}$$

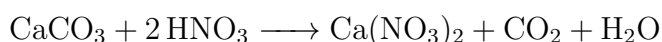
1. Phân đạm ammonium

Các loại phân đạm ammonium thường gặp gồm NH_4Cl , NH_4NO_3 và $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Nhóm phân này thường được sản xuất thông qua phản ứng trung hòa giữa ammonia và các dung dịch acid tương ứng.



2. Phân đạm nitrate

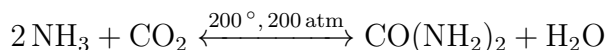
Phân đạm nitrate thường gặp là $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NaNO_3 , KNO_3 ,... Các loại phân này thường được điều chế bằng cách cho muối carbonate phản ứng với dung dịch nitric acid.



3. Phân urea

Phân urea (hay phân lạnh) có công thức hóa học là $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (carbonyl diamide). Đây là loại phân đạm có độ dinh dưỡng cao nhất (khoảng 46,67%)

Phân urea được điều chế bằng phản ứng giữa khí ammonia và khí carbon dioxide ở điều kiện thích hợp.



■ Phân lân

Phân lân là nhóm phân bón vô cơ cung cấp phosphorus cho cây trồng dưới dạng các ion phosphate. Phosphorus tham gia vào các quá trình trao đổi năng lượng và tổng hợp các hợp chất sinh học quan trọng trong cây.

Việc cung cấp đầy đủ phosphorus giúp cây phát triển bộ rễ khỏe, tăng khả năng bám đất và thúc đẩy quá trình ra hoa, kết quả. Khi thiếu phosphorus, cây sinh trưởng chậm, lá có màu xanh đậm bất thường và quá trình chín bị kéo dài.

Độ dinh dưỡng của phân lân được biểu thị thông qua phần trăm khối lượng của P_2O_5 .

Ví dụ, với phân lân chứa 53,94% $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, độ dinh dưỡng được tính như sau:

$$\begin{array}{ccc} \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 & \longleftrightarrow & \text{P}_2\text{O}_5 \\ 234 & \longleftrightarrow & 142 \\ 53,94\% & \longleftrightarrow & ? \end{array}$$

$$\text{Độ dinh dưỡng} = 53,94\% \cdot \frac{142}{234} \approx 32,73\%$$

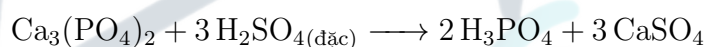
1. Phân superphosphate đơn

Phân superphosphate đơn thường có độ dinh dưỡng là 14-20% và có thành phần chính là $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ và CaSO_4 . Loại phân này được điều chế bằng cách cho quặng apatite hoặc phosphorite phản ứng với dung dịch H_2SO_4 đặc.



2. Phân superphosphate kép

Phân superphosphate kép thường có độ dinh dưỡng là 40-50% và có thành phần chính là $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Loại phân này được điều chế bằng cách cho quặng apatite hoặc phosphorite phản ứng với dung dịch H_2SO_4 đặc theo 2 giai đoạn (nên được gọi là "kép").



■ Phân kali

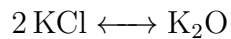
Phân kali (hay phân potash hoặc potassic) cung cấp potassium cho cây trồng dưới dạng ion K^+ .

Potassium đóng vai trò điều hòa nước, tăng cường độ bền của mô thực vật và cải thiện khả năng chống chịu của cây trước các điều kiện bất lợi.

Khi được cung cấp đầy đủ potassium, cây thường có thân cứng, hạt chắc và chất lượng nông sản được cải thiện. Ngược lại, thiếu potassium có thể làm lá bị khô mép và giảm khả năng sinh trưởng.

Độ dinh dưỡng của phân kali được tính theo phần trăm khối lượng của K_2O .

Ví dụ, với phân chứa 75,57% KCl :



$$149 \longleftrightarrow 94$$

$$75,57\% \longleftrightarrow ?$$

$$\text{Độ dinh dưỡng} = 75,57\% \cdot \frac{94}{2 \cdot 74,5} \approx 47,68\%$$

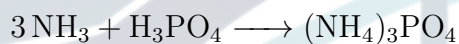
■ Phân hỗn hợp

Phân hỗn hợp chứa đồng thời 3 nguyên tố dinh dưỡng nitrogen, phosphorus và potassium nên còn gọi là phân NPK. Loại phân này thu được khi trộn các loại phân đa lượng với nhau.

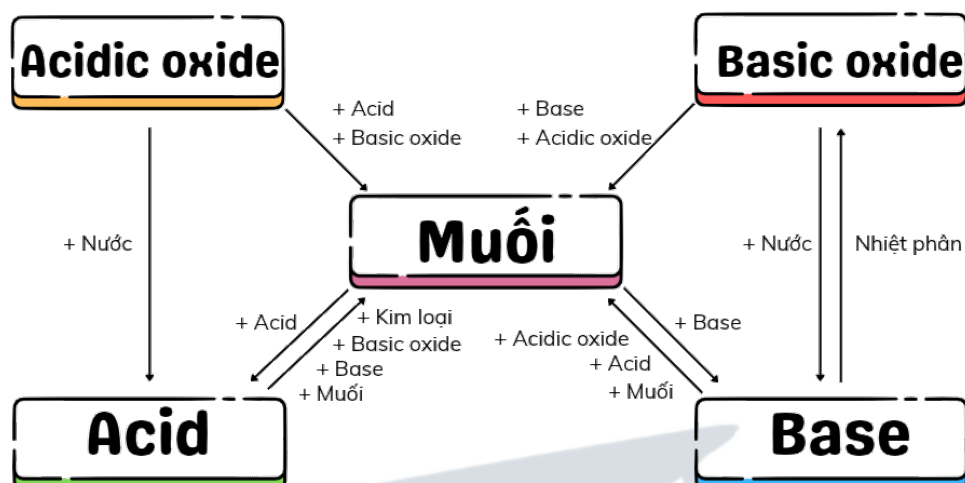
Một trong những loại phân NPK phổ biến là nitrophoska gồm hỗn hợp $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ và KNO_3

■ Phân phức hợp

Phân phức hợp gồm muối của ammonium NH_4^+ với các ion phosphate H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} và PO_4^{3-} . Loại phân này thu được khi cho ammonia phản ứng với phosphoric acid.



5 Chuỗi chuyển hóa giữa acid - base - muối - oxide



Lưu ý

1. Phản ứng xảy ra khi tạo:
 - Kết tủa
 - Khí
 - Chất điện li yếu (nước, acid yếu, base yếu,...)
2. Acid mạnh đẩy acid yếu khỏi muối, base mạnh đẩy base yếu khỏi muối.
3. Oxide kim loại hoạt động mạnh $\rightarrow$ tính base mạnh, oxide phi kim hoá trị cao $\rightarrow$ tính acid mạnh.
4. Các hợp chất lưỡng tính (Al_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, ZnO , $\text{Zn}(\text{OH})_2$,...) tiếp tục tan nếu trong phản ứng, base phản ứng dư.
5. Nhớ các điều kiện phản ứng (nhiệt độ, xúc tác, chất phản ứng dư,...)
6. Xét tính tan của các hợp chất để đưa ra phản ứng phù hợp.

6 Hóa học trong thực tiễn

6.1 Hiện tượng mưa acid và tác động hóa học đến môi trường

Mưa acid là một hiện tượng môi trường phổ biến tại các khu vực đô thị và công nghiệp, có liên quan trực tiếp đến các hợp chất vô cơ của lưu huỳnh và nitrogen trong khí quyển. Về bản chất hóa học, mưa acid là hiện tượng nước mưa có độ pH thấp hơn bình thường do hòa tan các acidic oxide trong không khí. Trong điều kiện tự nhiên, nước mưa luôn hòa tan một lượng nhỏ khí CO_2 trong không khí, tạo thành carbonic yếu:



Tuy nhiên, tại các khu vực đô thị và công nghiệp, khí thải chứa nhiều oxide acid như SO_2 và NO_2 sinh ra từ quá trình đốt than đá, dầu mỏ và nhiên liệu hóa thạch. Các khí này tham gia phản ứng trong khí quyển, tạo thành các acid mạnh, làm pH nước mưa giảm đáng kể, hình thành hiện tượng mưa acid.

1. Sự hình thành sulfuric acid:



2. Sự hình thành nitric acid:

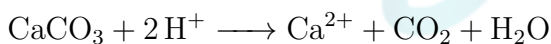


Hậu quả của mưa acid thể hiện rõ trên nhiều phương diện:

- Đối với đất: mưa acid làm tăng nồng độ ion H^+ trong đất, gây rửa trôi các ion dinh dưỡng như Ca^{3+} , Mg^{2+} , K^+ ; đồng thời giải phóng ion Al^{3+} gây độc cho rễ cây.



- Đối với công trình kiến trúc: các vật liệu chứa CaCO_3 như đá vôi, đá hoa bị ăn mòn do phản ứng với acid.



- Đối với hệ sinh thái nước: pH nước ao hồ giảm gây ảnh hưởng đến cá và sinh vật thủy sinh.

6.2 Cố định đạm – vai trò của hợp chất nitơ trong tự nhiên và sản xuất

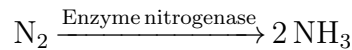
Nitrogen là nguyên tố thiết yếu đối với sự sống, tuy nhiên nitrogen phân tử N_2 trong không khí có tính trơ cao nên thực vật không thể hấp thụ trực tiếp. Quá trình cố định đạm là quá trình chuyển nitrogen từ dạng tự do trong khí quyển sang các hợp chất chứa nitrogen mà sinh vật có thể sử dụng.

Trong tự nhiên, vi khuẩn cố định đạm (đặc biệt là vi khuẩn cộng sinh trong rễ cây họ đậu) có khả năng chuyển N_2 thành các hợp chất ammonia. Trong công nghiệp, con người đã khai thác nguyên lý này để tổng hợp ammonia, làm nguyên liệu sản xuất phân đạm phục vụ nông nghiệp.

1. Cố định đạm trong tự nhiên

Một số vi khuẩn (đặc biệt là vi khuẩn cộng sinh trong rễ cây họ đậu) có khả năng chuyển N_2 thành các hợp chất ammonia nhờ enzyme đặc biệt trong tế bào.

Quá trình cố định đạm sinh học do enzyme nitrogenase xúc tác. Nguồn hydrogen thực tế cung cấp cho phản ứng là các ion proton (H^+) và electron (e^-) lấy từ các quá trình chuyển hóa nội bào (thông qua các chất khử như NADPH, Ferredoxin), chứ không phải từ khí H_2 .



Ammonia sau đó chuyển thành ion ammonium:



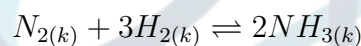
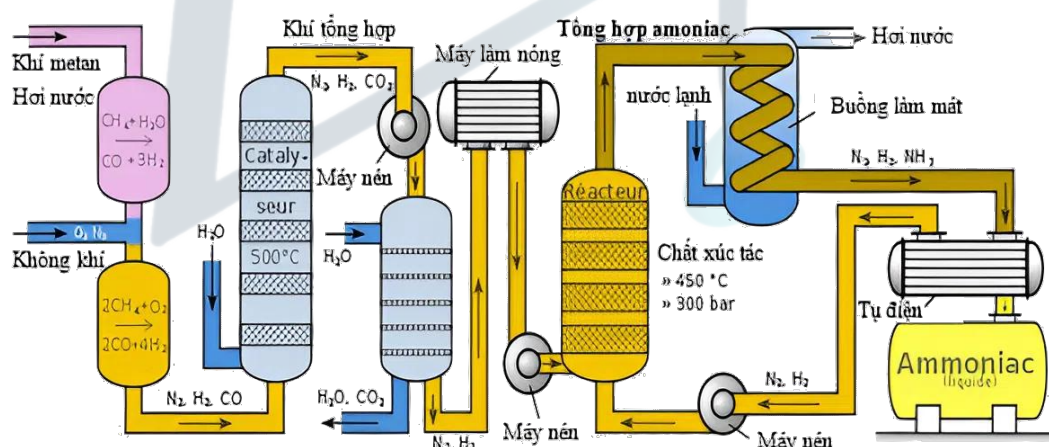
Ion NH_4^+ là dạng mà cây trồng có thể hấp thụ N.

2. Cố định đạm trong công nghiệp:

Quá trình Haber (Haber-Bosch) là phương pháp công nghiệp tổng hợp ammonia (NH_3) từ Khí Nitrogen (N_2) và Khí Hydrogen (H_2) trong công nghiệp.

Hỗn hợp nitrogen và hydrogen (tỉ lệ mol 1 : 3) được nén ở áp suất cao và đưa vào tháp tổng hợp ammonia trong điều kiện nhiệt độ cao (400-500°C), áp suất cao (150-300 atm) và chất xúc tác thích hợp như Fe.

Hỗn hợp khí đi ra từ tháp tổng hợp gồm N_2 , H_2 và NH_3 được dẫn đến tháp làm lạnh. Ở đây, NH_3 hoá lỏng và được tách riêng, còn hỗn hợp khí N_2 và H_2 chưa phản ứng được đưa trở lại tháp tổng hợp.



Hình 6.1. Quy trình Haber - Bosch
(Nguồn ảnh: Phiên dịch từ Wikimedia Commons)

Cố định đạm có ý nghĩa quan trọng trong cung cấp nguồn nitrogen cho cây trồng; tăng năng suất nông nghiệp và đóng vai trò trung gian trong chu trình nitrogen của tự nhiên.

7.1 Sinh học

Hệ đệm pH trong cơ thể người và vai trò của cân bằng acid–base

Trong cơ thể người, các phản ứng sinh hóa diễn ra liên tục và phức tạp, đòi hỏi môi trường bên trong phải được duy trì tương đối ổn định. Một trong những yếu tố quan trọng nhất quyết định sự ổn định đó là độ pH của các dịch cơ thể, đặc biệt là máu. Về bản chất, việc duy trì pH ổn định trong cơ thể là một quá trình điều hòa acid–base, trong đó hệ đệm hóa học đóng vai trò trung tâm

1. Tầm quan trọng của pH đối với hoạt động sống

pH của máu người khỏe mạnh được duy trì trong khoảng 7,35 – 7,45, tức là môi trường kiềm nhẹ. Sự ổn định này có ý nghĩa sống còn vì:

- + Hoạt tính của enzyme phụ thuộc rất mạnh vào pH; chỉ cần pH thay đổi nhỏ cũng có thể làm enzyme giảm hoặc mất hoạt tính.
- + Cấu trúc của protein và màng tế bào bị ảnh hưởng bởi nồng độ ion H^+ trong môi trường.
- + Các phản ứng trao đổi chất (hô hấp, chuyển hóa năng lượng, tổng hợp chất) chỉ diễn ra bình thường trong khoảng pH hẹp.

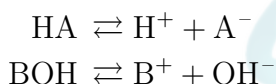
Nếu pH máu lệch khỏi giới hạn cho phép, cơ thể có thể rơi vào trạng thái toan hóa (acidose) hoặc kiềm hóa (alkalose), gây rối loạn nghiêm trọng các chức năng sinh lý.

2. Khái niệm hệ đệm và nguyên lý hoạt động

Trong hóa học, hệ đệm là một dung dịch có khả năng không thay đổi pH khi thêm một lượng nhỏ acid hoặc base. Về bản chất, hệ đệm gồm:

- + Một acid yếu và base liên hợp của nó
- + Hoặc một base yếu và acid liên hợp của nó

Nguyên lý hoạt động của hệ đệm dựa trên cân bằng hóa học thuận nghịch, trong đó các thành phần của hệ đệm có khả năng giữ ion H^+ hoặc OH^- sinh ra, từ đó hạn chế sự biến đổi pH của môi trường.



3. Khái niệm hệ đệm và nguyên lý hoạt động

Trong cơ thể người, hệ đệm bicarbonate (H_2CO_3/HCO_3^-) là hệ đệm chủ yếu và hiệu quả nhất trong việc điều hòa pH máu. Hệ đệm này gồm:

- + Carbonic acid H_2CO_3 - một acid yếu
- + Ion bicarbonate HCO_3^- - base liên hợp của H_2CO_3



Cơ chế điều hòa pH của hệ đệm bicarbonate có thể giải thích theo nguyên lý Le Châlier như sau:

+ Khi môi trường máu tăng tính acid (nồng độ H^+ tăng), ion HCO_3^- sẽ kết hợp với H^+ tạo thành H_2CO_3 , làm giảm lượng ion H^+ tự do.

+ Khi môi trường máu tăng tính base (giảm H^+), H_2CO_3 phân li tạo H^+ để bù lại, hạn chế sự tăng pH.

Nhờ đó, pH máu chỉ dao động trong giới hạn rất hẹp dù cơ thể liên tục sinh ra acid trong quá trình trao đổi chất.

7.2 Nông nghiệp

1. Đất chua/đất phèn

Đất chua là đất có pH thấp (thường $< 5,5$). Trong môi trường đó:

+ Nồng độ H^+ cao

+ Nhiều ion kim loại như Al^{3+} , Fe^{3+} tan nhiều hơn và gây độc cho rễ.

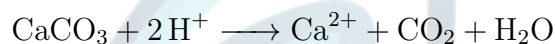
+ Vi sinh vật có ích bị ức chế, cây khó hấp thu dinh dưỡng (đặc biệt P, Ca, Mg).

2. Bón vôi: cơ chế trung hòa và khử độc Al^{3+}

Các chất “vôi” dùng cải tạo đất thường gồm $CaCO_3$ (đá vôi), CaO (vôi sống), $Ca(OH)_2$ (vôi tôi).

Trong đó, $CaCO_3$ phổ biến vì an toàn và bền.

Trung hòa tính chua:



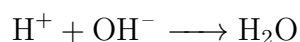
Ở pH thấp, Al^{3+} tan nhiều, gây ức chế rễ. Khi pH tăng nhờ bón vôi, Al^{3+} kết tủa dạng hydroxide:



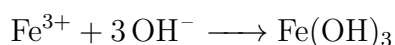
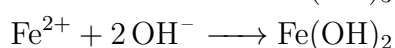
7.3 Môi trường

Trong xử lý nước thải sinh hoạt và công nghiệp, pH là một thông số hóa học quan trọng cần được kiểm soát. Nước thải có thể mang tính acid hoặc base mạnh, gây ảnh hưởng đến hệ sinh thái và công trình xử lý.

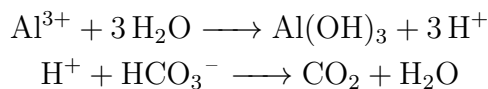
Về nguyên tắc, nước thải thường được trung hòa pH trước khi thải ra môi trường.



Ngoài ra, nhiều ion kim loại nặng chỉ kết tủa ở một khoảng pH nhất định, do đó việc điều chỉnh pH giúp loại bỏ các chất độc hại.



Nhiều tạp chất tồn tại dưới dạng hạt keo kích thước rất nhỏ (đất sét, chất hữu cơ, hydroxide kim loại mịn...), mang điện tích nên khó tự lắng. Để loại bỏ các hạt này, người ta sử dụng chất keo tụ (thường là muối nhôm hoặc muối sắt). Bản chất của quá trình keo tụ – tạo bông là thủy phân ion kim loại tạo kết tủa hydroxide dạng keo, có khả năng hấp phụ và kéo theo các hạt keo khác, làm chúng kết dính thành các bông cặn lớn và dễ lắng.

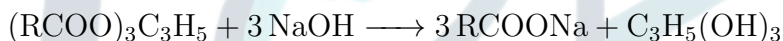


Quá trình keo tụ – tạo bông xảy ra hiệu quả nhất trong khoảng pH trung tính hoặc hơi acid (khoảng 6–8). Nếu nước thiếu ion HCO_3^- (độ kiềm thấp), cần bổ sung vôi hoặc base để đảm bảo quá trình thủy phân và tạo kết tủa diễn ra hoàn toàn.

7.4 Công nghiệp

Các hợp chất vô cơ giữ vai trò nền tảng trong nhiều ngành công nghiệp:

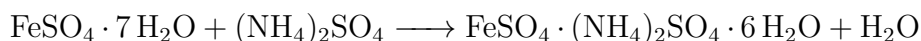
- Oxide kim loại được sử dụng trong sản xuất vật liệu xây dựng, gốm sứ, chất xúc tác. Ví dụ:
 - + Fe_2O_3 , Fe_3O_4 : quặng sắt, nền tảng sản xuất gang-thép.
 - + Al_2O_3 : vật liệu chịu nhiệt, gốm kỹ thuật, lớp oxide bảo vệ nhôm khỏi ăn mòn sâu.
 - + TiO_2 : chất tạo trắng trong sơn, nhựa, mỹ phẩm (tính trơ và bền).
- Acid có tính ăn mòn mạnh được dùng trong luyện kim, tẩy rửa kim loại, sản xuất phân bón. Ví dụ: HCl , H_2SO_4 , HNO_3
- Base được ứng dụng trong sản xuất xà phòng, chất tẩy rửa, xử lý nước và công nghiệp giấy. Ví dụ: NaOH , KOH được dùng để thủy phân xà phòng tạo nên glycerol và muối của acid béo, thành phần chính trong xà phòng



8.1 Câu 1: Bài tập tổng hợp

■ Đề bài

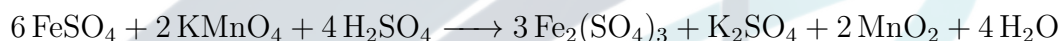
Trong thực tế muối Mohr được tạo thành từ hỗn hợp cùng số mol $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ và $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ khan theo phương trình hóa học sau:



Để xác định hàm lượng Fe^{2+} trong mẫu muối Mohr (có công thức $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) người ta tiến hành thí nghiệm như sau: Cân 5,000 g muối rồi hòa tan vào nước, thêm tiếp 5 mL dung dịch H_2SO_4 20%, thêm nước cất vào để định mức được 200 mL dung dịch X (có hiệu là dung dịch X). Lấy 10 mL dung dịch X đem chuẩn độ bằng dung dịch KMnO_4 0,02M thì thấy hết 5 mL.

Cho các phát biểu sau:

1. Phương trình phản ứng chuẩn độ:



2. Thời điểm kết thúc chuẩn độ là lúc dung dịch xuất hiện màu hồng ổn định khoảng 20 giây.

3. Khi hòa tan muối Mohr trong nước sẽ cho môi trường acid.

4. Hàm lượng Fe trong mẫu muối Mohr đem phân tích ở trên là 1,12%.

5. Từ m gam muối $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ cân thiết để tạo thành dung dịch muối Mohr bão hòa ở 80°C , sau khi làm nguội dung dịch này xuống 20°C để thu được 100g muối Mohr tinh thể và dung dịch bão hòa. Trong quá trình, thể tích nước bay hơi không đáng kể. Cho độ tan của muối Mohr ở 20°C là 26,9g/ 100g H_2O và ở 80°C là 73,0g/ 100g. Sau khi tính toán, bạn học sinh tìm được m xấp xỉ 112,3. (làm tròn đến hàng phần mười).

Có bao nhiêu phát biểu đúng trong số các phát biểu trên?

■ Bài giải

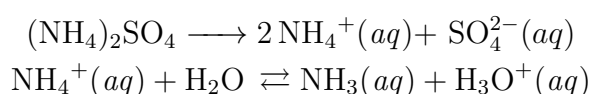
1. Vì trong môi trường acid nên sau phản ứng MnO_2 sẽ chuyển thành MnSO_4 nên phương trình phản ứng phải là



Nhận định này là **sai**.

2. Nhận định này là **đúng**.

3. Khi hoà tan muối Mohr vào nước $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ phân li theo hai phương trình sau:



Phương trình trên cho thấy trong quá trình phân li có H_3O^+ tạo thành, do NH_4^+ là một acid yếu và có khả năng cho H^+ nên tạo thành H_3O^+ , làm tăng nồng độ H^+ trong nước dẫn đến dung dịch có môi trường acid. Vì vậy nhận định trên là **đúng**.

4.

Phản ứng chuẩn độ trong môi trường axit:



Số mol KMnO_4 đã dùng:

$$n_{\text{KMnO}_4} = 0,02 \times 0,005 = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Theo tỉ lệ phản ứng:

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 5 \times n_{\text{KMnO}_4} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

(lượng Fe^{2+} có trong 10 mL dung dịch X)

Dung dịch X có thể tích 200 mL, do đó tổng số mol Fe^{2+} trong dung dịch là:

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 20 \times 5,0 \times 10^{-4} = 0,01 \text{ mol}$$

Khối lượng Fe trong mẫu:

$$m_{\text{Fe}} = 0,01 \times 55,85 = 0,5585 \text{ g}$$

Hàm lượng Fe trong mẫu muối Mohr:

$$\% \text{Fe} = \frac{0,5585}{5,000} \times 100\% \approx 11,17\%$$

Vậy phát biểu (4) là **sai**.

5. Gọi m (g) là khối lượng $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ đem dùng để tạo dung dịch muối Mohr bão hòa ở 80°C . Giả sử lượng nước bay hơi không đáng kể.

Độ tan của muối Mohr:

$$\text{ở } 80^\circ\text{C} : 73,0 \text{ g}/100 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\text{ở } 20^\circ\text{C} : 26,9 \text{ g}/100 \text{ g H}_2\text{O}$$

Gọi $m_{\text{H}_2\text{O}}$ (g) là khối lượng nước trong dung dịch.

Tại 80°C : Khối lượng muối Mohr hoà tan:

$$m_{80} = 0,73 m_{\text{H}_2\text{O}}$$

Tại 20°C : Khối lượng muối Mohr còn hoà tan:

$$m_{20} = 0,269 m_{\text{H}_2\text{O}}$$

Lượng muối Mohr kết tinh:

$$m_{\text{kết tinh}} = m_{80} - m_{20} = (0,73 - 0,269)m_{\text{H}_2\text{O}} = 0,461 m_{\text{H}_2\text{O}}$$

Theo đề bài, khối lượng tinh thể thu được là 100 g:

$$0,461 m_{\text{H}_2\text{O}} = 100 \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} \approx 216,9 \text{ g}$$

Khi đó, khối lượng muối Mohr đã hoà tan ở 80°C là:

$$m_{80} = 0,73 \times 216,9 \approx 158,3 \text{ g}$$

Do muối Mohr được tạo thành từ $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ theo tỉ lệ mol 1 : 1, suy ra khối lượng $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ban đầu cần dùng là:

$$m \approx 112,3 \text{ g}$$

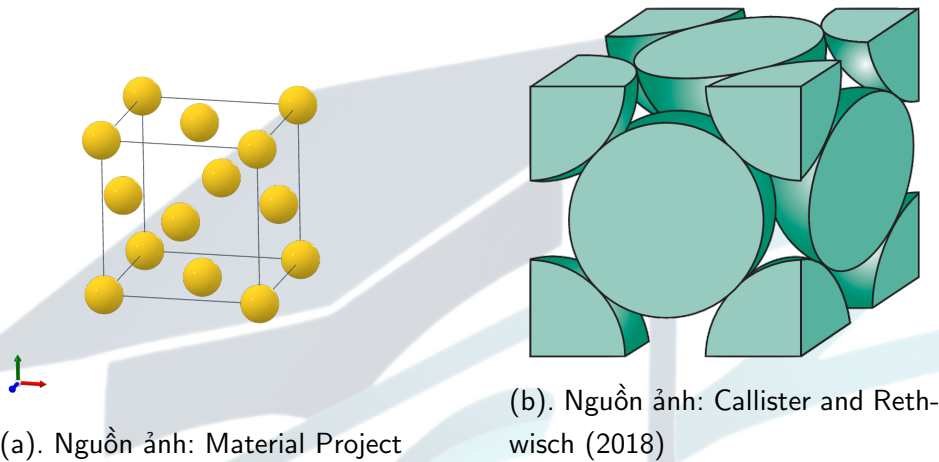
Vậy giá trị m xấp xỉ 112,3 g (làm tròn đến hàng phần mười). Vậy phát biểu (5) là **đúng**.

Kết luận: vậy số nhận định đúng là 3.

8.2 Câu 2: Tinh thể vàng

■ Đề bài

Các chất ở trạng thái rắn thường tồn tại ở dạng tinh thể hoặc dạng vô định hình. Nếu các nguyên tử (hay phân tử hoặc ion) của chất rắn đó được sắp xếp một cách tuần hoàn, theo những quy luật nhất định, tạo thành mạng lưới không gian đều đặn thì được gọi là tinh thể. Một đơn vị cấu trúc nhỏ nhất thể hiện được quy luật sắp xếp của các nguyên tử (hay phân tử hoặc ion) của chất rắn được gọi là ô mạng cơ sở hay tế bào đơn vị. Vàng (Au) có mạng tinh thể lập phương tâm diện được cho ở hình dưới đây (các nguyên tử vàng được sắp xếp ở đỉnh của hình lập phương và ở tâm của mỗi mặt lập phương đó). Cho số Avogadro $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$; $Au = 197 \text{ g/mol}$. Khối lượng riêng của kim loại vàng là $19,3 \text{ g/cm}^3$.



Hình 8.1. Cấu trúc tinh thể của Vàng (Au) và mô hình FCC.

- Hình vẽ 8.1a giúp các em hình dung phần đóng góp của mỗi nguyên tử Au cho ô mạng mà mình đang xét. Từ đó hãy tính số nguyên tử Au có trong 1 ô mạng cơ sở.
- Trên mỗi mặt của ô mạng lập phương này, dọc theo đường chéo là các nguyên tử Au xếp khít (tiếp xúc) nhau (các em có thể quan sát đường chéo trên mặt của hình 2 để thấy đặc điểm này). Hãy tính cạnh AB của ô mạng và độ dài đường chéo AC theo bán kính r của nguyên tử Au.
- Tính độ đặc khít trong mạng tinh thể Au (% thể tích ô mạng được chiếm bởi các nguyên tử Au) và bán kính của nguyên tử Au theo đơn vị m.d. Mái vòm Dome of the Rock ở Jerusalem có hình bán cầu với đường kính 21m. Vua Hussein của Jordan đã tặng 80 kg vàng để phủ lên mái vòm này. Cho diện tích toàn mặt cầu là $S = 4\pi r^2$; $\pi = 3,14$. Tính độ dày trung bình của lớp vàng phủ trên mái vòm.

■ Bài giải

(Bài 1.2 - Đề thi thử vào 10 lần 3 môn Hóa năm 2025 - THPT Chuyên Đại học Sư phạm Hà Nội)

- Mỗi nguyên tử ở đỉnh của hình lập phương đóng góp $1/8$ còn mỗi nguyên tử ở tâm mặt đóng góp $1/2$ nên

Số nguyên tử vàng có trong mỗi ô mạng cơ sở là $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$ (nguyên tử)

b) Trên đường chéo BC của mặt phẳng, ta có $BC = 4r$.

$$\text{Ta có } 2AB^2 = BC^2 \Rightarrow AB = 2\sqrt{2}r$$

$$AC^2 = AB^2 + CB^2 = 8r^2 + 16r^2 \Rightarrow AC = 2\sqrt{6}r$$

c) % thể tích ô mạng được chiếm bởi các nguyên tử vàng là

$$\frac{4 \cdot (4 \times \frac{4}{3} \times \pi \times r^3)}{(2\sqrt{2} \times r)^3} \cdot 100\% = 74,048\%$$

Xét với 1 mol Au có $m = 197$ gam, $V = 197 : 19,3 = 10,207 \text{ (cm}^3\text{)}$

Thể tích của 1 nguyên tử Au, $V = 74,048\% \times 10,207 : N_A = 1,255 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$

$$\rightarrow r = 1,44 \cdot 10^{-8} \text{ (cm)} = 1,44 \cdot 10^{-10} \text{ (m)}$$

d) Thể tích của 80kg vàng là $V = \frac{80 \times 1000}{19,3} = 4145,08 \text{ (cm}^3\text{)}$

Diện tích mái vòm là $S = \frac{1}{2} \cdot 4 \cdot \pi \cdot 1050^2 = 6923700 \text{ (cm}^2\text{)}$

Độ dày trung bình của lớp vàng là: $\frac{4145,08}{6923700} = 5,99 \cdot 10^{-4} \text{ (cm)}$

- A.F.Wells (1984). Structural Inorganic Chemistry. Oxford University Press, Oxford, 6 edition.
- Callister, W. D. and Rethwisch, D. G. (2018). Fundamentals of Materials Science and Engineering. Wiley, 5. edition.
- Flowers, P., Robinson, W. R., Langley, R., and Theopold, K. (2015). Chemistry. OpenStax, Houston, Texas. Section 10.6: Lattice Structures in Crystalline Solids.
- Giác, C. C., Đức Hiệp, N., Tám, T. X., Chung, N. C., Dương, T. H., Hương, P. T., Nghiêm, T. H., Phan, L. C., Phú, H. V., and Trung, N. T. (2024). Khoa học Tự nhiên 9. Chân trời sáng tạo. Nhà xuất bản Giáo dục Việt Nam.
- Hùng, V. V., Huyền, L. T., Đình Đoàn Long, Hà, N. T., Hải, T. D., Hưng, N. T., Kiên, T. V., Đường Khánh Linh, Nga, N. T. H., Nghĩa, V. C., Rỹ, V. T., and Thuần, N. T. (2023). Khoa học Tự nhiên 9. Kết nối tri thức với cuộc sống. Nhà xuất bản Giáo dục Việt Nam.
- Oxtoby, D. W., Gillis, H. P., and Campion, A. (2008). Principles of Modern Chemistry. Thomson Brooks/Cole, Belmont, CA, 6th edition.
- Đình Quang Báo, Đặng Thị Oanh, and Quý, D. X. (2024). Khoa học Tự nhiên 9. Cánh Diều. Nhà xuất bản Đại học Sư phạm.