

CHƯƠNG I :

NGUYÊN TỬ

I/ THÀNH PHẦN NGUYÊN TỬ

1/ Cấu tạo nguyên tử - đặc tính các hạt: *Nguyên tử có cấu tạo gồm:*

- Hạt nhân ở giữa nguyên tử, gồm các hạt proton (p) (mang điện tích dương) và các hạt neutron (n) (không mang điện).
- Vỏ nguyên tử gồm các hạt electron (e) (mang điện tích âm) chuyển động xung quanh hạt nhân.

*** Kết luận.**

+ Khối lượng nguyên tử bằng khối lượng hạt nhân nguyên tử đó (vì khối lượng của e rất bé so với khối lượng các hạt

neutron và proton, cụ thể $\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,6726.10^{-27}}{9,1094.10^{-31}} \approx 1836$).

+ Nguyên tử trung hòa về điện, nên số $p =$ số e .

2/ Kích thước và khối lượng nguyên tử

a/ Kích thước nguyên tử: rất nhỏ, được tính bằng đơn vị nanomet (nm). $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 10 \text{ Å}$

Vì vậy electron chuyển động xung quanh hạt nhân trong không gian rộng của nguyên tử.

b/ Khối lượng nguyên tử: rất nhỏ, được tính bằng u (hoặc đvC).

$$\text{Với } 1u = \frac{1}{12} \cdot m_{^{12}\text{C}} = \frac{1}{12} \cdot 19,9265.10^{-27} \text{ kg} \quad \rightarrow \quad 1u = 1,6605.10^{-27} \text{ kg.}$$

II/ HẠT NHÂN NGUYÊN TỬ. NGUYÊN TỐ HÓA HỌC

1/ Điện tích hạt nhân (Z). Điện tích hạt nhân chính là tổng điện tích của proton.

$$Z = \text{số proton} = \text{số electron} \quad (\text{Nguyên tử trung hòa về điện})$$

2/ Số khối hạt nhân (A). Số khối của hạt nhân bằng tổng số proton (Z) với tổng số neutron (N).

$$A = Z + N$$

3/ Số hiệu nguyên tử (Z). Số hiệu nguyên tử là số đơn vị điện tích hạt nhân nguyên tử của một nguyên tố.

4/ Kí hiệu nguyên tử của nguyên tố X .



Trong đó: A : số khối Z : số hiệu nguyên tử X : kí hiệu hóa học của nguyên tố

III/ ĐỒNG VỊ. NGUYÊN TỬ KHỐI. NGUYÊN TỬ KHỐI TRUNG BÌNH

1/ Đồng vị: Đồng vị là những nguyên tử của cùng một nguyên tố có cùng số proton, khác số neutron.

Ví dụ. Nguyên tố H có 3 đồng vị ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$

Chú ý. Các đồng vị bền có $Z \leq 82$.

2/ Nguyên tử khối. Nguyên tử khối trung bình

a/ Nguyên tử khối (M). Nguyên tử khối là khối lượng tương đối của nguyên tử, bằng số khối hạt nhân $M = A$

b/ Nguyên tử khối trung bình ($\overline{M}$). Nguyên tử khối trung bình của nguyên tố có nhiều đồng vị được tính bằng hệ thức

$$\overline{M} = \frac{x_1 A_1 + x_2 A_2 + x_3 A_3 + \dots}{x_1 + x_2 + x_3 + \dots}$$

Với x_1, x_2, x_3 : là số nguyên tử (hoặc % số nguyên tử) của mỗi đồng vị.

A_1, A_2, A_3 : là nguyên tử khối (hay số khối) của mỗi đồng vị.

❖ **Mối quan hệ giữa các hạt cơ bản cấu tạo nên nguyên tử:**

+ Số hạt cơ bản (S) = $2.Z + N$ (mang điện: $2.Z$, không mang điện: N).

+ Số hạt mang điện = số electron + số proton = $2.Z$.

+ Số hạt ở hạt nhân = số proton + số notron = $Z + N = A$

IV/ LỚP VÀ PHÂN LỚP E

1/ Lớp electron: Lớp electron gồm các electron có mức năng lượng gần bằng nhau. Các lớp electron xếp theo thứ tự mức năng lượng từ thấp đến cao (từ gần nhân ra ngoài):

Lớp thứ n	1	2	3	4	5	6	7
Tên lớp	K	L	M	N	O	P	Q
Có số obitan là n^2	1	4	9	16			
Có số electron tối đa là $2n^2$	2	8	18	32			

2/ Phân lớp electron

- Mỗi lớp electron chia thành các phân lớp s, p, d, f gồm các electron có mức năng lượng bằng nhau:

Phân lớp	s	p	d	f
Có số electron tối đa	2	6	10	14

- Trong 1 lớp electron thì số phân lớp = số thứ tự lớp:

Lớp thứ	1	2	3	4
Có phân lớp	1s	2s2p	3s3p3d	4s4p4d4f

- Phân lớp electron chứa electron tối đa gọi là phân lớp electron bão hòa.

V/ CẤU HÌNH E TRONG NGUYÊN TỬ

Cấu hình electron nguyên tử: Cấu hình electron nguyên tử biểu diễn sự phân bố electron trên các phân lớp của các lớp electron khác nhau.

a/ Cách viết cấu hình electron nguyên tử

- **Xác định số electron** trong nguyên tử.

- Phân bố các electron theo trật tự **mức năng lượng AO tăng dần**.

- Viết **cấu hình electron** theo thứ tự các phân lớp electron trong một lớp.

Ví dụ: $_{26}\text{Fe}$. Viết theo trật tự mức năng lượng AO tăng dần: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

- Sau đó viết lại theo thứ tự các phân lớp electron trong 1 lớp: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

- Viết gọn: $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$

b/ Đặc điểm của lớp electron ngoài cùng

- Các electron lớp ngoài cùng quyết định tính chất hóa học của một nguyên tố.

- Số electron lớp ngoài cùng tối đa là **8e**

+ Các nguyên tử kim loại có: $1e, 2e, 3e$ lớp ngoài cùng.

+ Các nguyên tử phi kim có: $5e, 6e, 7e$ lớp ngoài cùng.

+ Các nguyên tử khí hiếm có: $8e$ (He có $2e$) lớp ngoài cùng.

+ Các nguyên tử có 4e lớp ngoài cùng có thể là kim loại (Ge, Sn, Pb) có thể là phi kim (C, Si).

CHƯƠNG 2 :

BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC

I. BẢNG TUẦN HOÀN

Xác định vị trí của nguyên tố X trong bảng tuần hoàn hóa học: (phân biệt e cuối cùng và e lớp ngoài cùng)

- Ô: STT ô = số p = số e = Z

- Chu kì: STT chu kì = số lớp electron : + Chu kì nhỏ: 1, 2, 3

+ Chu kì lớn: 4, 5, 6, 7 (chưa hoàn thiện)

- Nhóm: STT nhóm = số e hóa trị

1. Phân nhóm chính (nhóm A) : khi các e cuối cùng được điền vào phân lớp s hay p, cụ thể: **$ns^a np^b$**
(với điều kiện a,b ∈ số nguyên và $a \geq 1, 0 \leq b \leq 6$)

Số thứ tự nhóm = a + b trong đó:
$$\begin{cases} a + b \leq 3 \rightarrow KL \\ a + b = 4 \rightarrow KL / PK \\ a + b \geq 5 \rightarrow PK \\ a + b = 8 \rightarrow KH \end{cases}$$

2. Phân nhóm phụ (nhóm B) : khi các e cuối cùng được điền vào phân lớp d hay f, cụ thể: **$(n-1)d^a ns^b$** (với điều kiện a,b ∈ số nguyên và $b = 2, 1 \leq a \leq 10$)

➤ Nếu $a + b < 8 \Rightarrow$ Số thứ tự nhóm = a + b

➤ Nếu $a + b = 8$ hay 9 hay 10 $\Rightarrow$ Số thứ tự nhóm = 8

➤ Nếu $a + b > 10 \Rightarrow$ Số thứ tự nhóm = (a + b) – 10

⇒ Các nguyên tố nhóm B đều thuộc kim loại chuyển tiếp.

Ngoại trừ:

❖ $b = 2, a = 4 \Rightarrow b = 1, a = 5$ (bán bão hòa gấp)

❖ $b = 2, a = 9 \Rightarrow b = 1, a = 10$ (bão hòa gấp)

2. SỰ BIẾN ĐỔI TUẦN HOÀN

Cơ sở biến đổi tuần hoàn các tính chất là sự biến đổi tuần hoàn số e ngoài cùng

- *Bán kính nguyên tử:*

* Quy luật: Theo chiều tăng ĐTHN, trong 1 CK, R nguyên tử giảm dần
trong 1 nhóm A, R nguyên tử tăng dần

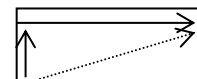


* Giải thích: Trong cùng 1 CK, theo chiều tăng ĐTHN → số e lớp ngoài cùng tăng → lực hút giữa hạt nhân với e ngoài cùng tăng → R giảm dần

Trong 1 nhóm, theo chiều tăng ĐTHN, số lớp e tăng → R tăng dần

- *Độ âm điện: Đại lượng đặc trưng cho khả năng hút e*

* Quy luật: Theo chiều tăng ĐTHN, trong 1 CK, ĐÂĐ tăng; trong 1 nhóm A, ĐÂĐ giảm



* Giải thích: Trong 1 CK, theo chiều tăng ĐTHN → $R \downarrow \rightarrow$ khả năng hút e $\uparrow \rightarrow$ ĐÂĐ $\uparrow$

Trong 1 nhóm, theo chiều tăng ĐTHN → $R \uparrow \rightarrow$ khả năng hút e $\downarrow \rightarrow$ ĐÂĐ $\downarrow$

- *Tính kim loại, phi kim:*

+ Trong 1 chu kỳ: tính kim loại giảm, tính phi kim tăng

+ Trong 1 nhóm A: tính kim loại tăng, tính phi kim giảm

- *Tính axit – bazơ của oxit và hidroxit:*

+ Trong 1 chu kỳ: Axit tăng, bazơ giảm

+ Trong một nhóm A: Axit giảm, bazơ tăng

- *Hóa trị cao nhất với oxi (a) tăng từ 1 → 7, hóa trị của phi kim với hydro (b) giảm từ 4 → 1.*

- *Mối liên hệ là $a + b = 8$*

Nhóm	I.A	II.A	III.A	IV.A	V.A	VI.A	VII.A
Hợp chất với Oxi	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
	K ₂ O	CaO	Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	Br ₂ O ₇
Hóa trị cao nhất với Oxi	I	II	III	IV	V	VI	VII
Tổng quát hóa trị cao nhất với Oxi	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇

Hợp chất khí với hidro				SiH ₄ GeH ₄	PH ₃ AsH ₃	H ₂ S H ₂ Se	HCl HBr
Hóa trị với hidro				IV	III	II	I
Tquát hóa trị với hidro				RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH

Chú ý : Hoá trị cao nhất với oxi + hoá trị với hidro = 8 (chỉ áp dụng cho nguyên tố nhóm A)

CHƯƠNG III :

LIÊN KẾT HÓA HỌC

1. Khái niệm cơ bản

- ❖ **Liên kết hóa học** là sự kết hợp giữa các nguyên tử tạo thành phân tử hay tinh thể bền vững hơn.
- ❖ **Quy tắc chung** (8 electron): Các nguyên tử luôn có xu hướng liên kết với nhau để đạt được cấu hình electron bền của các khí hiếm (có 8 electron hoặc 2 electron (đối với heli) lớp ngoài cùng)
- ❖ **ION:**

☞ **Khái niệm ion:** Ion được tạo ra khi **nguyên tử nhường hay nhận electron** thì trở thành phần tử mang điện. Nguyên tử sẽ nhường hoặc nhận thêm electron để đạt cấu hình bền của khí hiếm

☞ **Sự tạo thành ion:**

Sự hình thành ion ion dương (cation):	Sự hình thành ion âm (anion):
- Nguyên tử kim loại có khuynh hướng nhường e tạo thành ion dương (cation)	- Nguyên tử phi kim có khuynh hướng nhận e tạo thành ion âm (anion)
VD: Na → Na ⁺ + 1e Ca → Ca ²⁺ + 2e + TQ : $M \rightarrow M^{n+} + ne$ + Tên ion (cation) + tên kim loại. Ví dụ: Na ⁺ (cation Natri), Mg ²⁺ (cation magie)	VD: Cl + 1e → Cl ⁻ O + 2e → O ²⁻ + TQ: $X + ne \rightarrow X^{n-}$ + Tên gọi ion âm theo gốc axit: VD: Cl ⁻ anion clorua. S ²⁻ anion sun fua.... (trừ anion oxit O ²⁻).

☞ **Phân loại theo số lượng nguyên tử tạo ion**

<u>Ion đơn nguyên tử:</u> là những ion được tạo nên từ 1 ngử: Li ⁺ , Na ⁺ , Cl ⁻ , S ²⁻ , ...	<u>Ion đa nguyên tử:</u> là những ion được tạo nên từ 2 hay nhiều ngử: NH ₄ ⁺ , OH ⁻ , SO ₄ ²⁻ , ...
--	--

2. Liên kết ion, liên kết cộng hoá trị

Liên kết	Liên kết ion	Liên kết cộng hoá trị	
		LK CHT không cực	LK CHT có cực
Bản chất	do lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu	- Là sự dùng chung các cặp electron	
		- Cặp electron dùng chung phân bố <i>thường ở giữa, không bị lệch.</i>	- <i>Cặp electron dùng chung bị lệch về phía nguyên tử có độ âm điện lớn hơn.</i>
Dấu hiệu nhận biết 1	Xảy ra giữa những nguyên tố khác hẳn nhau về bản chất hoá học (thường xảy ra với các kim loại điển hình và các phi kim điển hình)	Thường xảy ra giữa 2 nguyên tử phi kim cùng nguyên tố.	Xảy ra giữa 2 nguyên tố gần giống nhau về bản chất hoá học (thường xảy ra với 2 nguyên tử phi kim khác nguyên tố)

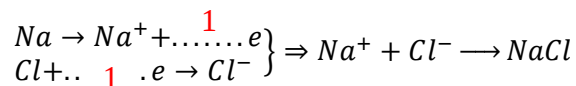
3. Biểu diễn sự hình thành liên kết hóa học

a. Liên kết ion

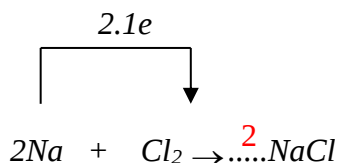
Ví dụ 1: Giải thích sự hình thành liên kết trong các phân tử: NaCl, MgO, CaCl₂

+ TH1 : NaCl

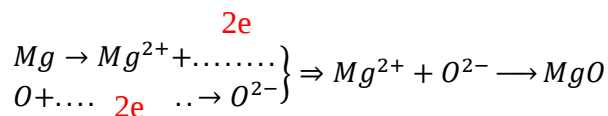
Sơ đồ hình thành liên kết:



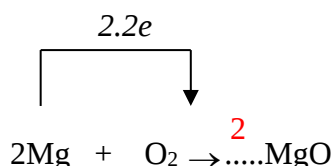
Phương trình hoá học:



+ TH2 : MgO

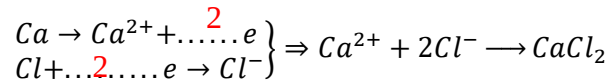


Phương trình hoá học:

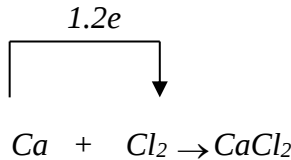


+ TH3: CaCl_2

Sơ đồ hình thành liên kết:



Phương trình hoá học:

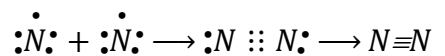


Ví dụ 2: Giải thích sự hình thành liên kết trong các phân tử: N_2 , H_2 , O_2 , HCl , CO_2

Cần nhớ:

- Hợp chất tạo bởi các nguyên tố phi kim là thường là **hợp chất có lk CHT**
→ Giải thích thông qua CT electron (CT e) và Công thức cấu tạo (CTCT)
 - Số e mỗi nguyên tử góp chung = 8 – số e lớp ngoài cùng → Thiếu bao nhiêu để đủ 8 e lnc thì góp bấy nhiêu (**Riêng H luôn góp 1e**)
 - Biểu diễn các e lớp ngoài cùng và các cặp e chung (bằng các dấu chấm) lên xung quanh kí hiệu ng/tử → CT e
 - Thay mỗi cặp e chung bằng 1 gạch ngang → CTCT
 - **Sự hình thành ptử N_2 :**
- Cấu hình e: $\text{N}(\text{Z}=7): 1s^2 2s^2 2p^3 \Rightarrow$ số e mỗi nguyên tử N cần bỏ ra = $8 - 5 = 3$

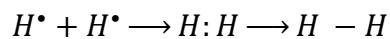
3 cặp e chung $\Rightarrow$ liên kết ba



CT e CTCT

➤ **Sự hình thành ptử H_2**

1 cặp e chung $\Rightarrow$ liên kết đơn

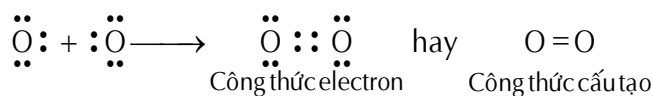


CT e CTCT

➤ **Sự hình thành ptử O_2**

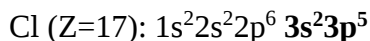
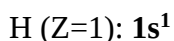
$\text{O}(\text{Z}=8): 1s^2 2s^2 2p^4$

2 cặp e chung $\Rightarrow$ liên kết đôi



➤ Sự hình thành ptử HCl:

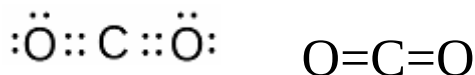
- Cấu hình e



1 cặp e chung => liên kết đơn



➤ Sự hình thành ptử CO₂



CT electron

CTCT

3. Hoá trị và số oxi hoá

3.1. Hóa trị

- ❖ Trong hợp chất ion: hoá trị của một nguyên tố bằng **điện tích** của ion và gọi là điện hóa trị
- ❖ Trong hợp chất cộng hoá trị: Hoá trị nguyên tố bằng **số liên kết** mà nguyên tử nguyên tố đó tạo ra trong phân tử và được gọi là cộng hóa trị

Ví dụ 1: Trong công thức NaCl, điện hóa trị của Na là **1+**, Cl là **1-**

Trong công thức MgO, điện hóa trị của Mg là **2+**, O là **2-**

Ví dụ 2: Trong công thức HCl, H có cộng hóa trị là **1**, Cl có cộng hóa trị là **1**

3.2. Số oxi hóa

Số oxi hóa (sau đây sẽ viết tắt là OXH) của nguyên tố là một số đại số được gán cho nguyên tử nguyên tố đó theo quy tắc sau:

- Trong đơn chất, số oxi hóa của nguyên tố bằng **0**
- Trong hầu hết các hợp chất, số OXH của H bằng **+1**, số OXH của O bằng **-2**
- Trong một phân tử, tổng số OXH của các nguyên tố bằng **0**
 - Trong ion đơn nguyên tử, số OXH của các nguyên tố bằng điện tích ion, ; trong ion đa nguyên tử, tổng số OXH của các nguyên tố bằng điện tích ion

Ví dụ 1: Số OXH của Cu, Zn, H, N, O trong các đơn chất Cu, Zn, H₂, N₂, O₂ bằng **0**.

Số OXH của K⁺, S²⁻ lần lượt bằng **+1, -2**

Ví dụ 2: Tính số oxi hóa (x) của N trong đinitơ oxit N₂O, nitơ đioxit NO₂; NO

Áp dụng quy tắc 3, ta có:

+ Trong N_2O : $x.2 + (-2) = 0 \Rightarrow x = +1$

+ Trong NO_2 : $x + (-2).2 = 0 \Rightarrow x = +4$

+ Trong NO : $x + (-2) = 0 \Rightarrow x = +2$

Lưu ý:

o Số OXH viết bằng số thường, **dấu đặt trước**

o **Cách đặt số OXH** kèm ký hiệu: Ví dụ: NH_3 , CO_2 ...

Chương 4 : PHẢN ỨNG OXI HÓA KHỬ

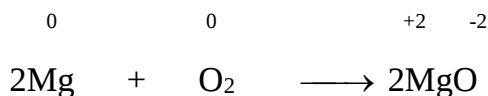
I. ĐỊNH NGHĨA

- Chất khử (chất bị oxi hóa) là **chất nhường electron**.
- Chất oxi hóa (chất bị khử) là **chất nhận electron**.
- Quá trình oxi hóa (sự oxi hóa) là **quá trình nhường electron**.
- Quá trình khử (sự khử) là **quá trình nhận electron**.

Khử tăng – O giảm

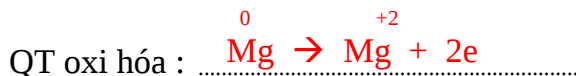
Khử cho – O nhận

Ví dụ 1: Đốt cháy Magie trong không khí:

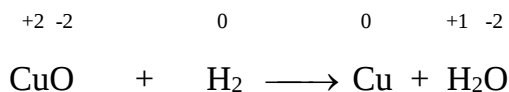


Chất khử là **Mg**.....

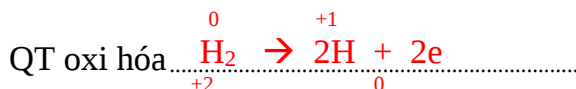
Chất oxi hóa là **O₂**.....



Ví dụ 2 : Sự khử CuO bằng H₂



Chất khử là **H₂**.....



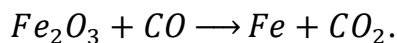
Chất oxi hóa là CuO QT khử

- ❖ Phản ứng oxi hóa – khử là phản ứng hóa học trong đó có sự chuyển electron giữa các chất phản ứng (hay là phản ứng có sự thay đổi số oxi hóa của 1 số nguyên tố)

II. LẬP PHƯƠNG TRÌNH HÓA HỌC CỦA PHẢN ỨNG OXI HÓA KHỬ

- Phương pháp: Phương pháp thăng bằng electron.
- Nguyên tắc: Tổng số số electron do chất khử nhường = Tổng số số electron do chất oxi hóa nhận.
- Các bước thực hiện: (4 bước).

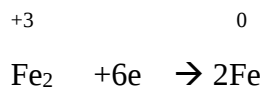
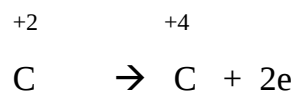
Vd : Lập PTHH của phản ứng oxi hóa – khử :



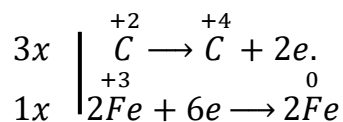
+ Bước 1: Xác định số oxi hóa của những nguyên tố có số oxi hóa thay đổi.



+ Bước 2: Viết quá trình oxi hóa và quá trình khử, cân bằng mỗi quá trình.



+ Bước 3: Tìm hệ số thích hợp sao cho tổng số electron do chất khử nhường bằng tổng số electron mà chất oxi hóa nhận.



+ Bước 4: Đặt hệ số của chất oxi hóa và chất khử vào sơ đồ phản ứng. Hoàn thành phương trình hóa học.

