

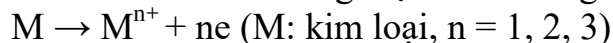
Hóa 10 – Tuần 4,5,6

Chương 3. LIÊN KẾT HOÁ HỌC

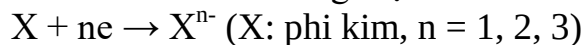
I. Liên kết ion

1. Các định nghĩa.

a. Cation: Là ion mang điện tích dương



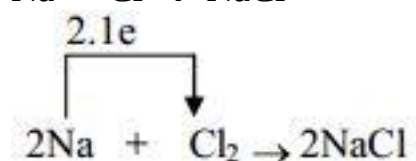
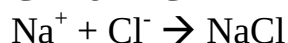
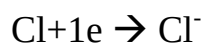
b. Anion: Là ion mang điện tích âm



c. Liên kết ion: Là liên kết hoá học hình thành do lực hút tĩnh điện giữa các ion trái dấu.

2. Sự hình thành liên kết ion

Ví dụ: Xét phản ứng giữa Na và Cl₂.



→ Liên kết ion là liên kết được hình thành bởi lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu.

II. Liên kết cộng hóa trị

1. Định nghĩa: Là liên kết hoá học được tạo nên giữa hai nguyên tử bằng một hay nhiều cặp electron chung.

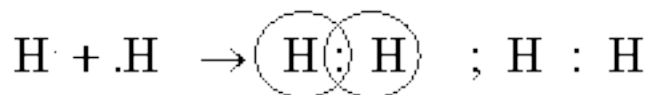
2. Liên kết cộng hoá trị không phân cực

+ Liên kết cộng hóa trị không phân cực là liên kết cộng hóa trị mà trong đó cặp electron dùng chung không bị lệch về phía nguyên tử nào.

Ví dụ: H₂.

- **Sự hình thành phân tử hiđro (H₂)**

H (Z =1) 1s¹ → phân tử H₂. Mỗi nguyên tử H có 2 electron, giống cấu hình electron bền vững của khí hiếm heli.



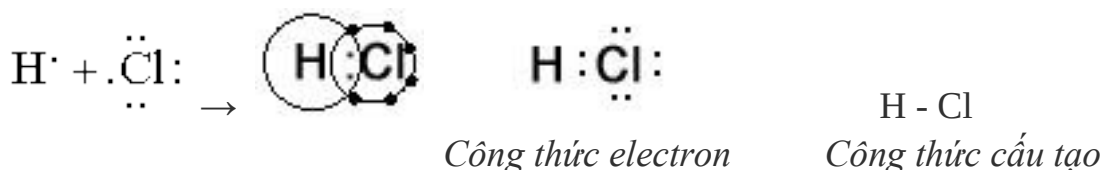
Công thức electron Công thức cấu tạo

3. Liên kết cộng hoá trị có cực

+ Liên kết cộng hóa trị có cực là liên kết cộng hóa trị mà cặp electron dùng chung bị lệch về phía nguyên tử có độ âm điện lớn hơn.

Ví dụ: HCl

- Sự hình thành phân tử hiđro clorua (HCl)



*** Nhận xét:** Trong phân tử HCl cặp electron chung bị lệch về phía một nguyên tử Cl (có độ âm điện lớn hơn) gọi là liên kết cộng hoá trị có cực hay liên kết cộng hoá trị phân cực.

III. Số oxi hóa

1. Khái niệm: là điện tích của nguyên tử (điện tích hình thức) trong phân tử nếu giả định rằng các cặp electron chung coi như chuyển hẳn về phía nguyên tử có độ âm điện lớn hơn.

2. Cách xác định số oxi hoá.

Qui tắc 1: Số oxi hoá của nguyên tố trong đơn chất bằng không.

Qui tắc 2 : Trong một phân tử tổng số oxi hoá của các nguyên tố bằng không.

Ví dụ: $\text{H}_2\text{SO}_4 : 2(+1) + x + 4(-2) = 0 \rightarrow x = +6$ (x là số oxi hoá của nguyên tố S)

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 : 2(+1) + 2x + 7(-2) = 0 \rightarrow x = +6$ (x là số oxi hoá của nguyên tố Cr)

Qui ước 3: Số oxi hoá của các ion đơn nguyên tử bằng điện tích của ion đó. Trong ion đa nguyên tử tổng số oxi hoá của các nguyên tố bằng điện tích của ion đó.

Qui ước 4: Trong hầu hết các hợp chất, số oxi hoá của hiđro bằng +1 (trừ hiđrua của kim loại NaH, CaH_2 ...). Số oxi hoá của oxi bằng -2 (trừ trường hợp OF_2 và peoxit H_2O_2 ...)

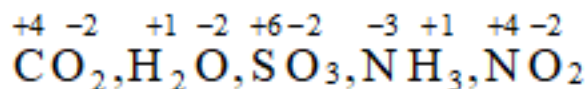
3. Cách ghi số oxi hoá .

- Số oxi hoá đặt phía trên kí hiệu nguyên tố, dấu ghi trước số ghi sau.

Ví dụ: Xác định số oxi hoá của các nguyên tố trong phân tử và ion sau: CO_2 , H_2O , SO_3 , NH_3 , NO_2 , Na^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+}

Hướng dẫn làm bài

Áp dụng quy tắc xác định số oxi hoá:



+) Phân tử:

+) Ion: Số oxi hóa của Na^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} lần lượt là: +1, +2, +2, +3, +3

Chương 2. BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC VÀ ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN

I. BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC

1. Nguyên tắc sắp xếp

- Các nguyên tố được xếp theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân nguyên tử.
- Các nguyên tố có cùng số lớp electron trong nguyên tử được xếp thành một hàng.
- Các nguyên tố có cùng số e hóa trị trong nguyên tử được xếp thành một cột.

2. Cấu tạo bảng tuần hoàn

a/ Ô nguyên tố: Số thứ tự của ô nguyên tố đúng bằng số hiệu nguyên tử của nguyên tố đó.

b/ Chu kỳ: Chu kỳ là dãy các nguyên tố mà nguyên tử của chúng có cùng số lớp electron, được xếp theo chiều điện tích hạt nhân tăng dần. Số thứ tự của chu kỳ trùng với số lớp electron của nguyên tử các nguyên tố trong chu kỳ đó.

- Chu kỳ nhỏ: gồm chu kỳ 1, 2, 3.
- Chu kỳ lớn: gồm chu kỳ 4, 5, 6, 7.

c/ Nhóm nguyên tố: là tập hợp các nguyên tố mà nguyên tử có cấu hình electron tương tự nhau, do đó có tính chất hóa học gần giống nhau và được xếp thành một cột.

d/ Khối các nguyên tố:

- Khối các nguyên tố s: gồm các nguyên tố nhóm IA và IIA. Nguyên tố s là những nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng được điền vào phân lớp s.
- Khối các nguyên tố p: gồm các nguyên tố thuộc các nhóm từ IIIA đến VIIIA (trừ He). Nguyên tố p là những nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng được điền vào phân lớp p.
- Khối các nguyên tố d: gồm các nguyên tố thuộc nhóm B. Nguyên tố d là các nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng được điền vào phân lớp d.
- Khối các nguyên tố f: gồm các nguyên tố thuộc họ Lantan và họ Actini. Nguyên tố f là các nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng được điền vào phân lớp f.

II. SỰ BIẾN ĐỔI TUẦN HOÀN MỘT SỐ TÍNH CHẤT CỦA CÁC NGUYÊN TỐ

1. Các nguyên tố nhóm A: nguyên tố s và p

- Số thứ tự nhóm = số electron hóa trị = số electron lớp ngoài cùng.
- Sự biến đổi tuần hoàn về cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố khi điện tích hạt nhân tăng dần chính là nguyên nhân của sự biến đổi tuần hoàn tính chất của các nguyên tố.

2. Sự biến đổi một số đại lượng vật lý

a/ Sự biến đổi bán kính nguyên tử khi điện tích hạt nhân tăng:

- Trong cùng chu kỳ: bán kính giảm.
- Trong cùng nhóm A: bán kính tăng.

b/ Sự biến đổi năng lượng ion hóa thứ nhất của các nguyên tố nhóm A: Khi điện tích hạt nhân tăng:

- Trong cùng chu kỳ năng lượng ion hóa tăng.
- Trong cùng nhóm, năng lượng ion hóa giảm.

Năng lượng ion hóa thứ nhất (I_1) của nguyên tử là năng lượng tối thiểu cần để tách electron thứ nhất ra khỏi nguyên tử ở trạng thái cơ bản. (tính bằng KJ/mol)

3. Độ âm điện

Độ âm điện của một nguyên tử là đại lượng đặc trưng cho khả năng hút electron của nguyên tử đó khi tạo thành liên kết hóa học.

Khi điện tích hạt nhân tăng:

- trong cùng chu kỳ, độ âm điện tăng.
- trong cùng nhóm, độ âm điện giảm.

4. Sự biến đổi tính kim loại - phi kim

a/ Trong cùng chu kỳ, khi điện tích hạt nhân tăng:

* Tính kim loại giảm, tính phi kim tăng dần.

b/ Trong cùng nhóm A, khi điện tích hạt nhân tăng:

* Tính kim loại tăng, tính phi kim giảm dần.

5. Sự biến đổi hóa trị

Trong cùng chu kỳ, khi điện tích hạt nhân tăng, hóa trị cao nhất với oxi tăng từ 1 đến 7, hóa trị đối với hidro giảm từ 4 đến 1.

$$\text{Hóa trị đối với hidro} = \text{Số thứ tự nhóm} - \text{Hóa trị đối với oxi}$$

Công thức phân tử ứng với các nhóm nguyên tố (R: là nguyên tố)

R_2O_n : n là số thứ tự của nhóm.

RH_{8-n} : n là số thứ tự của nhóm.

Nhóm	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Oxit	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7

Hidrua				RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH
--------	--	--	--	-----------------	-----------------	-----------------	----

6. Sự biến đổi tính axit-bazơ của oxit và hidroxit tương ứng

a/ Trong cùng chu kỳ, khi điện tích hạt nhân tăng: tính bazơ giảm, tính axit tăng.

b/ Trong cùng nhóm A, khi điện tích hạt nhân tăng: tính bazơ tăng, tính axit giảm.

Tổng kết

	N.L ion hóa (I ₁)	Bán kính n.tử(r)	Độ âm điện	Tính kim loại	Tính Phi kim	Tính bazơ	Tính axit
Chu kì (Trái sang phải)	↗	↘	↗	↘	↗	↘	↗
Nhóm A (Trên xuống)	↘	↗	↘	↗	↘	↗	↘

7. Định luật tuần hoàn các nguyên tố hóa học

Tính chất của các nguyên tố và đơn chất cũng như thành phần và tính chất của các hợp chất tạo nên từ các nguyên tố đó biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên

III. QUAN HỆ GIỮA VỊ TRÍ NGUYÊN TỐ VÀ CẤU TẠO NGUYÊN TỬ

1. Mỗi quan hệ cấu hình và vị trí trong HTTH.

- Số thứ tự của nguyên tố $\Leftrightarrow$ Số p, số e.
- Số thứ tự của chu kỳ $\Leftrightarrow$ Số lớp e.
- Số thứ tự của nhóm A $\Leftrightarrow$ Số e lớp ngoài cùng.

2. Quan hệ giữa vị trí nguyên tố và tính chất của nguyên tố.

Vị trí nguyên tố suy ra:

Thuộc nhóm kim loại (IA, IIA, IIIA) trừ B và H.

Hoá trị trong hợp chất oxit cao nhất và trong hợp chất với hiđro.

Hợp chất oxit cao và hợp chất với hiđro.

Tính axit, tính bazơ của hợp chất oxit và hidroxit.

Ví dụ: Cho biết S ở ô thứ 16: Suy ra:

S ở nhóm VI, CK3, PK

Hoá trị cao nhất với ôxi 6, với hiđro là 2.

CT oxit cao nhất SO₃, hợp chất với hiđro là H₂S.

SO₃ là oxit axit và H₂SO₄ là axit mạnh.

3. So sánh tính chất hoá học của một nguyên tố với các nguyên tố lân cận.

a. Trong chu kỳ theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, cụ thể về:

Tính kim loại yếu dần, tính phi kim mạnh dần.

Tính bazơ, của oxit và hidroxit yếu dần, tính axit mạnh dần.

b. Trong nhóm A, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, cụ thể:

Tính kim loại mạnh dần, tính phi kim yếu dần.

Theo chu kỳ: Tính phi kim Si < P < S

4. Lưu ý khi xác định vị trí các nguyên tố nhóm B.

+ Nếu $a + b < 8 \rightarrow a + b$ là số thứ tư của nhóm.

+ Nếu $8a + b \geq 10 \rightarrow$ nguyên tố thuộc nhóm VIII B

IV. Bài tập vận dụng

Đáp án hướng dẫn giải

X đã mất toàn bộ số e của phân lớp 4s (2e) và e của phân lớp 3d vẫn giữ nguyên (vì ion 2+ tức là X mất đi 2 e thành ion X^{2+})

→ M nằm ở ô số 25 (do $Z = 25$),

nhóm VIIB (vì có 7e hóa trị, e điền vào phân lớp cuối cùng là 3d).

Đáp án hướng dẫn giải

→ hóa trị của R cao nhất với Hidro là x

Hóa trị cao nhất với oxi + hóa trị với hidro = 8 $\rightarrow x + x = 8 \rightarrow x = 4$

Theo bài, trong RH_4 thì $\%H = 25\%$ nên ta có:

$M_R = 12 \rightarrow R$ là nguyên tố Cacbon.

Đáp án hướng dẫn giải

Phương trình hóa học:



$$\Rightarrow M_R = 6,4/0,2 = 32$$

Ta có: $M_{\text{Mg}} = 24 < 32 < M_{\text{Ca}} = 40 \Rightarrow$ 2 kim loại cần tìm là Mg và Ca

Bài 4: Khi hoà tan hoàn toàn 3 g hỗn hợp 2 kim loại trong dung dịch HCl dư thu được 0,672 lít khí H_2 (đkc). Cô cạn dung dịch sau phản ứng thu được a gam muối khan. Xác định giá trị a ?

Bài 5: Hợp chất khí với hiđro của nguyên tố R ứng với công thức RH_3 . Oxit cao nhất của nguyên tố đó chứa 74,07 % O về khối lượng. Xác định R?

Bài 6: Hoà tan hoàn toàn 4,6g một kim loại kiềm trong dung dịch HCl thu được 1,321 lít khí (đktc). Xác định tên kim loại kiềm đó?