

A. PHẦN 1. NỘI DUNG ÔN TẬP KIỂM TRA HỌC KÌ 1

* *Về kiến thức:* Kiểm tra, đánh giá về các kiến thức cơ bản đã được học trong

- Chương 1: Cấu tạo nguyên tử

Biết:

- Biết được thành phần của nguyên tử (nguyên tử vô cùng nhỏ; nguyên tử gồm 2 phần: hạt nhân và lớp vỏ nguyên tử; hạt nhân tạo nên bởi các hạt proton (p), neutron (n); Lớp vỏ tạo nên bởi các electron (e); điện tích, khối lượng mỗi loại hạt). ...

- Trình bày được khái niệm về nguyên tố hoá học, số hiệu nguyên tử và kí hiệu nguyên tử.

- Phát biểu được khái niệm đồng vị, nguyên tử khối.

- Trình bày và so sánh được mô hình của Rutherford – Bohr với mô hình hiện đại mô tả sự chuyển động của electron trong nguyên tử

Hiểu:

- So sánh được khối lượng của electron với proton và neutron, kích thước của hạt nhân với kích thước nguyên tử.

- Trình bày được khái niệm lớp, phân lớp electron và mối quan hệ về số lượng phân lớp trong một lớp. Liên hệ được về số lượng AO trong một phân lớp, trong một lớp.

- Nêu được khái niệm về orbital nguyên tử, mô tả được hình dạng của AO (s, p), số lượng electron trong 1 AO.

Vận dụng:

- Tính được nguyên tử khối trung bình (theo amu) dựa vào khối lượng nguyên tử và phần trăm số nguyên tử của các đồng vị theo phổ khối lượng được cung cấp

- Viết được cấu hình electron nguyên tử theo lớp, phân lớp electron và theo ô orbital khi biết số hiệu nguyên tử Z của 20 nguyên tố đầu tiên trong bảng tuần hoàn.

- Dựa vào đặc điểm cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử dự đoán được tính chất hoá học cơ bản (kim loại hay phi kim) của nguyên tố tương ứng

- Chương 2: Bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học

Biết:

- Nguyên tắc sắp xếp các nguyên tố trong bảng tuần hoàn

- Cấu tạo BTH: Ô nguyên tố, chu kì, nhóm nguyên tố.

- Đặc điểm cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử nguyên tố nhóm A.

- Sự biến đổi độ âm điện của một số nguyên tố trong một chu kì, một nhóm A.

- Sự biến đổi tính acid, tính base của các oxide, hydroxide trong 1 chu kì, một nhóm A.

Hiểu:

- Sự tương tự nhau về cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử là nguyên nhân của sự tương tự về tính chất hóa học các nguyên tố trong nhóm A.

- Quy luật biến đổi tính kim loại tính phi kim của các nguyên tố trong một chu kì, trong một nhóm A.

- Sự biến đổi hóa trị cao nhất với oxygen và hóa trị với hợp chất khí hydrogen của các nguyên tố trong một chu kì

- Mối quan hệ giữa vị trí của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn với cấu tạo nguyên tử và tính chất cơ bản của nguyên tố và ngược lại

Vận dụng:

- Xác định được vị trí và cấu hình electron của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn
- Vẽ được AO nguyên tử
- Xác định được sự biến đổi tính chất các nguyên tố trong 1 chu kì, 1 nhóm A

Vận dụng cao: + Giải bài tập

- Xác định vị trí nguyên tử nguyên tố trong BTH
- Xác định nguyên tố khi biết % khối lượng trong hợp chất oxygen và hợp chất khí với H
- Xác định tên 2 nguyên tố kế tiếp nhau trong 1 chu kì, trong 1 nhóm

- Chương 3: Liên kết hóa học

Biết:

- Khái niệm liên kết hóa học
- Quy tắc Octet
- Liên kết ion, liên kết cộng hóa trị, liên kết cho nhận.
- Năng lượng ion hóa

Hiểu:

- Phân biệt được liên kết ion với liên kết cộng hóa trị, liên kết cho nhận
- Phân biệt được quá trình nhường, nhận electron, sự góp chung cặp electron

Vận dụng:

- Xác định được liên kết ion, liên kết cộng hóa trị
- Vẽ được CT electron, CT Lewis, CTCT

Vận dụng cao: + Giải bài tập

- Viết được quá trình nhường, nhận electron, sự góp chung cặp electron
- Giải thích sự hình thành phân tử theo liên kết ion, liên kết cho nhận, liên kết CHT
- Dựa hiệu độ âm điện xác định được kiểu liên kết

B. TÓM TẮT LÝ THUYẾT CHƯƠNG I

✚ **Nguyên tử** được cấu tạo nên từ hai phần: lớp vỏ (chứa electron) và hạt nhân (chứa proton và neutron). Nguyên tử trung hòa về điện vì có số hạt proton bằng số hạt electron.

Hạt	Kí hiệu	Khối lượng (amu)	Điện tích tương đối
Proton	P	≈ 1	+1
Neutron	n	≈ 1	0
Electron	e	≈ 0,00055	-1

✚ **Khối lượng nguyên tử** chủ yếu tập trung ở hạt nhân do electron có khối lượng rất nhỏ so với khối lượng của proton và neutron.

✚ **Kích thước của hạt nhân nguyên tử** rất nhỏ so với kích thước của nguyên tử. Kích thước hạt nhân = 10^{-5} - 10^{-4} kích thước nguyên tử.

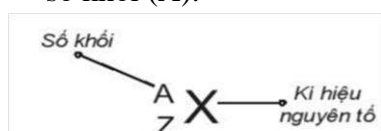
✚ **Nguyên tố hóa học** là tập hợp các nguyên tử có cùng số đơn vị điện tích hạt nhân (cùng số hạt proton).

✚ **Số hiệu nguyên tử (Z)** = số proton

✚ Số khối (A):

$$A = Z + N$$

✚ **Kí hiệu nguyên tử** cho biết kí hiệu hóa học của nguyên tố (X), số hiệu nguyên tử (Z) và số khối (A).

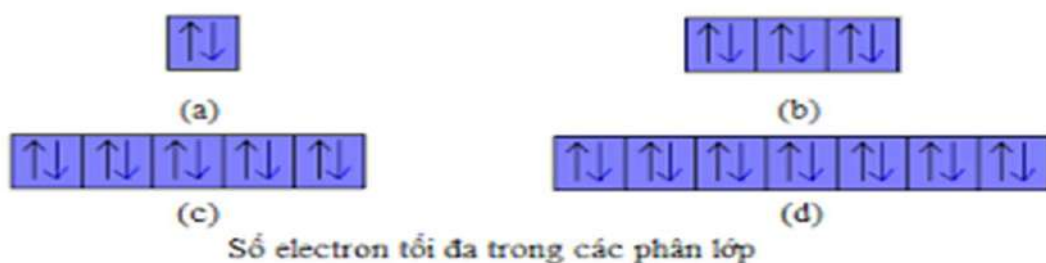


✚ **Nguyên tử khối** là khối lượng tương đối của một nguyên tử, cho biết khối lượng của một nguyên tử nặng gấp bao nhiêu lần 1 amu.

✚ **Orbital nguyên tử (AO)** là khu vực không gian xung quanh hạt nhân nguyên tử mà xác suất tìm thấy electron trong khu vực đó là lớn nhất (**khoảng 90%**).

✚ **Lớp và phân lớp electron**

- Các electron thuộc cùng một lớp có năng lượng gần bằng nhau.
- Các electron thuộc cùng một phân lớp có năng lượng bằng nhau.
- Các phân lớp: s, p, d, f .
- Số orbital trong lớp n là n^2 ($n \leq 4$).
- Số electron tối đa trong các phân lớp:



(a) Phân lớp s (b) Phân lớp p (c) Phân lớp d (d) Phân lớp f

✚ **Cấu hình electron** cho biết thứ tự mức năng lượng các electron giữa các phân lớp. Năng lượng electron trên mỗi phân lớp tăng theo chiều từ trái sang phải.

✚ **Cách viết cấu hình electron**

- Bước 1: Điền electron theo thứ tự các mức năng lượng từ thấp đến cao: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s.....
- Bước 2: Đổi lại vị trí các phân lớp sao cho số thứ tự lớp (n) tăng dần theo chiều từ trái qua phải, các phân lớp trong cùng một lớp theo thứ tự s, p, d, f.

✚ **Biểu diễn cấu hình electron theo ô orbital**

- Viết cấu hình electron của nguyên tử.
- Biểu diễn mỗi AO bằng một ô vuông, AO cùng phân lớp thì viết liền, khác lớp thì tách nhau. Thứ tự ô orbital từ trái sang phải như cấu hình electron.
- Điền electron vào từng ô orbital theo thứ tự lớp và phân lớp. Mỗi electron = 1 mũi tên.
- **Quy tắc Hund:** Trong mỗi phân lớp, electron được phân bố sao cho e độc thân là lớn nhất.
- **Nguyên lí Pauli – Li:** Trên 1 orbital nguyên tử chứa tối đa 2 electron và có chiều tự quay khác chiều nhau xung quanh trục riêng của mỗi electron.

✚ Từ cấu hình electron nguyên tử có thể dự đoán được tính chất hóa học cơ bản của nguyên tố hóa học.

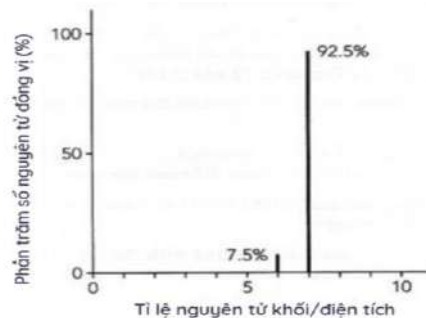
- Có **1, 2 hoặc 3e** lớp ngoài cùng thường là nguyên tử nguyên tố kim loại.
- Có **5, 6 hoặc 7e** lớp ngoài cùng thường là nguyên tử nguyên tố phi kim.
- Có **8e** lớp ngoài cùng là nguyên tử nguyên tố khí hiếm. (Trừ He có 2e).
- Có **4e** lớp ngoài cùng nguyên tố có thể là kim loại hoặc phi kim.

✚ Bài tập về phổ khối:

Phổ khối (phổ khối lượng) được sử dụng để xác định phân tử khối, nguyên tử khối của các chất và hàm lượng các đồng vị bền của một nguyên tố.

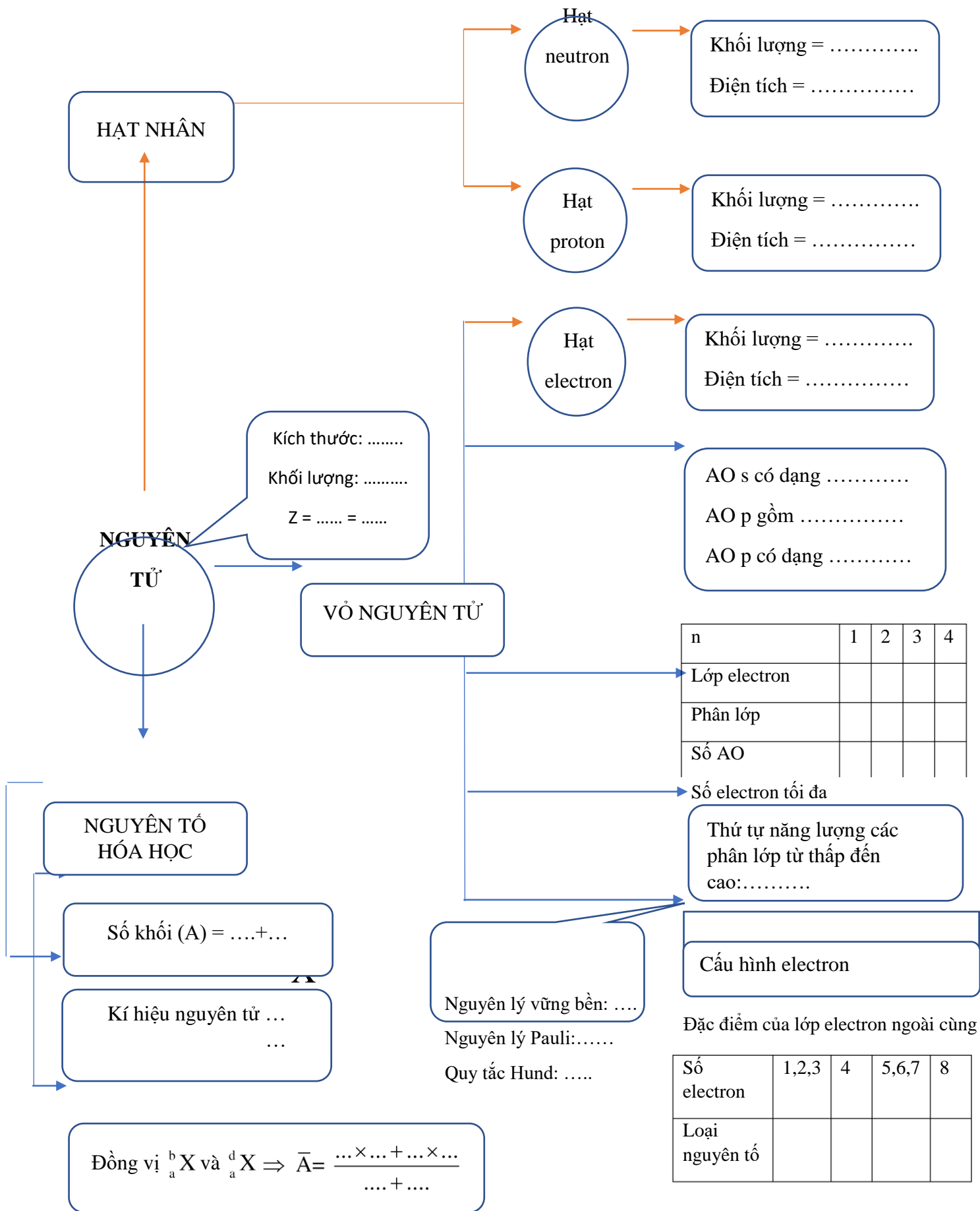
Dựa vào phổ khối lượng sẽ biết được nguyên tố có bao nhiêu đồng vị bền, phần trăm số nguyên tử của từng đồng vị.

Ví dụ:



Phổ khối của nguyên tử Lithium

- Phổ khối lượng cho thấy Lithium có 2 đồng vị bền.
- Phần trăm số nguyên tử của ${}^6\text{Li}$ là 7,5%, ${}^7\text{Li}$ là 92,5%.



CHƯƠNG 2: BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC

I. CẤU TẠO BTH CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC

*** Nguyên tắc sắp xếp**

- Các nguyên tố được sắp 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 1 hàng.
- Các nguyên tố có cùng số electron hóa trị trong nguyên tử được xếp thành 1 cột (trừ nhóm VIIIB).

*** Cấu tạo bảng tuần hoàn**

- *Ô nguyên tố*: mỗi nguyên tố hóa học được xếp vào 1 ô trong bảng tuần hoàn.

$$\text{Số thứ tự ô nguyên tố} = \text{số hiệu nguyên tử } Z$$

- *Chu kì*: là dãy các nguyên tố mà nguyên tử của chúng có cùng số lớp electron, được sắp xếp theo chiều tăng dần điện tích hạt nhân tăng dần.

$$\text{Số thứ tự chu kì} = \text{số lớp electron}$$

- *Nhóm nguyên tố*: là tập hợp các nguyên tố mà nguyên tử có cấu hình electron tương tự nhau, do đó tính chất hóa học gần giống nhau và được xếp thành 1 cột.

$$\text{Số thứ tự nhóm nguyên tố} = \text{số electron hóa trị}$$

Electron hóa trị = electron lớp ngoài cùng + phân lớp sát ngoài cùng chưa bão hòa.

*** Phân loại nguyên tố**

- *Nguyên tố s*: là nguyên tố mà electron cuối cùng được phân bố vào phân lớp s. Gồm nhóm IA, IIA và He.
- *Nguyên tố p*: là nguyên tố mà electron cuối cùng được phân bố vào phân lớp p. Gồm nhóm IIIA - VIIIA (trừ He).
- *Nguyên tố d*: là nguyên tố mà electron cuối cùng được phân bố vào phân lớp d. Gồm nhóm IB – VIIIB.
- *Nguyên tố f*: là nguyên tố mà electron cuối cùng được phân bố vào phân lớp f.

II. Sự biến đổi tính chất các nguyên tố trong 1 chu kì, 1 nhóm

1, SỰ BIẾN ĐỔI TÍNH CHẤT CỦA NGUYÊN TỬ CÁC NGUYÊN TỐ							
	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)	↘	↗	↗	↘	↗	↘	↘

1) Độ âm điện

- Độ âm điện của nguyên tử (χ) là đại lượng đặc trưng cho khả năng hút electron của nguyên tử một nguyên tố hóa học khi tạo thành liên kết hóa học.
- Khi tham gia liên kết hóa học, nguyên tử có độ âm điện nhỏ dễ nhường electron, nguyên tử có độ âm điện lớn hơn dễ nhận electron.

2) Tính kim loại, tính phi kim

- Tính kim loại là tính chất của nguyên tố dễ nhường electron, tạo ion dương.
- + Kim loại nhường 1 e dễ hơn nhường 2 e, nhường 2 e dễ hơn nhường 3 e
- + Kim loại càng dễ nhường e thì tính kim loại càng mạnh.
- + Khi tham gia liên kết, kim loại dễ nhường đi số electron ở lớp ngoài cùng để đạt cấu hình electron bền

vững của khí hiếm phía trước nó.

- Tính phi kim là tính chất của nguyên tố dễ nhận electron, tạo ion âm.

+ Phi kim nhận 1 e dễ hơn nhận 2 e, nhận 2 e dễ hơn nhận 3 e

+ Phi kim càng dễ nhận e thì tính phi kim càng mạnh.

+ Khi tham gia liên kết, phi kim dễ nhận thêm electron ở lớp ngoài cùng để đạt cấu hình electron bền vững của khí hiếm phía sau nó.

3) Oxide cao nhất, hợp chất khí với hydrogen

- Hóa trị cao nhất của nguyên tố = số thứ tự của nhóm A (trừ nguyên tố fluorine).

- Oxide cao nhất của nguyên tố ứng với hóa trị cao nhất của nguyên tố đó.

Ví dụ 1: P thuộc nhóm VA → Oxide cao nhất là P₂O₅.

- Hóa trị cao nhất + Hóa trị trong hợp chất với hydrogen của phi kim = 8

→ Hóa trị của nguyên tố trong hợp chất khí với hydrogen là (8 – hóa trị cao nhất).

Ví dụ 2: S thuộc nhóm VIA → Hóa trị cao nhất là 6 → Hóa trị trong hợp chất với H là 2

→ Hợp chất khí với H là H₂S.

Nhóm A	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Oxide cao nhất	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
Hóa trị cao nhất	I	II	III	IV	V	VI	VII
Hợp chất khí với hydroxygen	/			SiH ₄	NH ₃	H ₂ S	HCl
Hóa trị trong hợp chất khí với hydroxygen				IV	III	II	I

- Nếu oxide cao nhất của R có công thức là X₂O_a → Hợp chất khí với H là RH_(8-a).

- Nếu hợp chất khí với H của R là XH_b → Oxide cao nhất của R là R₂O_(8-b).

Nhóm A	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Oxide cao nhất	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇
Hợp chất khí với hydrogen	/			RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH

- Trong một chu kì, theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân, tính acid của oxide tăng dần, tính base giảm dần.

- Trong một nhóm A, theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân, tính acid của oxide giảm dần, tính base tăng dần.

4) Tính acid, tính base của hydrogenxyde.

Nhóm A	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Hydroxyde	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
Tính acid, base	Base mạnh	Base yếu	Hydroxyde Lưỡng tính	Acid yếu	Acid trung bình	Acid mạnh	Acid rất mạnh
Hóa trị nguyên tố	I	II	III	IV	V	VI	VII

- Trong một chu kì, theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân, tính acid của hydroxyde tăng dần, tính base giảm dần.

- Trong một nhóm A, theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân, tính acid của hydroxyde giảm dần, tính base tăng dần.

Nhóm	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Oxide	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	/	F ₂ O

	Chu kì 3	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
Hydroxyde	Chu kì 2	LiOH	Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃		
	Chu kì 3	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄

CHƯƠNG 3: LIÊN KẾT HÓA HỌC

I. QUY TẮC OCTET

1. Liên kết hóa học

- Liên kết hóa học là sự kết hợp giữa các nguyên tử tạo thành phân tử hay tinh thể bền vững hơn.
- Electron hóa trị của các nguyên tố nhóm A = số electron ở lớp ngoài cùng,
- Quy ước:
 - + 1 chấm = 1 electron
 - + 2 electron = 1 cặp electron = 1 gạch.

Bảng 3.1. Biểu diễn electron hóa trị của một số nguyên tố

Nhóm	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Số electron hoá trị	1	2	3	4	5	6	7	8
Biểu diễn nguyên tử với electron hoá trị	H •	Be :	• B :	• C •	• N •	• O •	• F •	He :
	Li •	Mg :	• Al :	• Si •	• P •	• S •	• Cl •	• Ar •

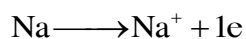
2) Quy tắc Octet (BẮT TỬ)

- **Quy tắc octet:** Trong quá trình hình thành liên kết hóa học, các nguyên tử có xu hướng nhường, nhận hoặc góp chung electron để đạt cấu hình electron bền vững như của khí hiếm (8 electron ở lớp ngoài cùng hoặc 2 electron ở lớp ngoài cùng như của khí hiếm He).
- + Khí hiếm có lớp electron ở ngoài cùng đã bão hòa (trạng thái bền vững).
- + Nguyên tử kim loại có 1, 2, 3 electron ở lớp ngoài cùng → Có xu hướng nhường 1, 2, 3 electron ở lớp ngoài cùng để đạt được cấu hình electron bền vững của khí hiếm phía trước nó.
- + Nguyên tử phi kim có 5, 6, 7 electron ở lớp ngoài cùng → có xu hướng nhận thêm hoặc góp chung 3, 2, 1 electron để đạt cấu hình electron của khí hiếm phía sau nó.

- **Ví dụ 1:** Giải thích sự hình thành cation Na⁺.

+ Nguyên tử Na có 1 electron hóa trị

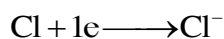
+ Theo quy tắc octet: Na dễ nhường đi 1 electron để đạt cấu hình electron bền vững của khí hiếm.



- **Ví dụ 2:** Giải thích sự hình thành anion Cl⁻

+ Nguyên tử Cl có 7 electron hóa trị.

+ Theo quy tắc octet: Cl dễ nhận thêm 1 electron để đạt cấu hình electron bền vững của khí hiếm.



- **Ví dụ 3:** Giải thích sự hình thành liên kết trong phân tử N₂.

+ Mỗi nguyên tử N có 5 electron hóa trị

+ Theo quy tắc octet: mỗi nguyên tử N cần thêm 3 electron để đạt cấu hình electron bền vững của khí hiếm → Mỗi nguyên tử N góp chung 3 electron → Phân tử N₂ được biểu diễn : N : N :

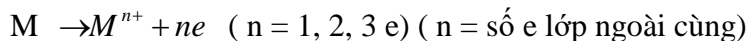


II) ION VÀ SỰ HÌNH THÀNH LIÊN KẾT ION

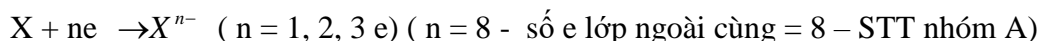
1) Ion

- Nguyên tử nhường hay nhận electron trở thành phân tử mang điện tử (ion)

- Cation: Kim loại $\xrightarrow{nhuong\ 1,2,3e}$ ion dương (cation)



+ Anion: Phi kim $\xrightarrow{nhan\ 1,2,3e}$ ion âm (anion)



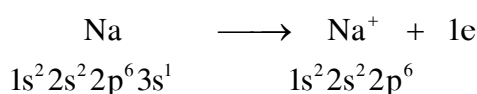
- Tên gọi một số ion:

Tên cation = Cation + tên KL	Tên anion = Anion + gốc axit
K^+ : cation potassium	Cl^- : anion chloride
Mg^{2+} : cation magnesium	O^{2-} : anion oxygende
Al^{3+} : cation aluminum	N^{3-} : anion nitride

- **Ví dụ 1:** Giải thích sự hình thành cation Na^+ .

+ Nguyên tử Na có 1 electron hóa trị

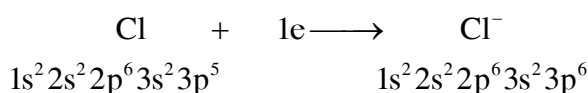
+ Theo quy tắc octet: Na dễ nhường đi 1 electron để đạt cấu hình electron bền vững của khí hiếm.



- **Ví dụ 2:** Giải thích sự hình thành anion Cl^-

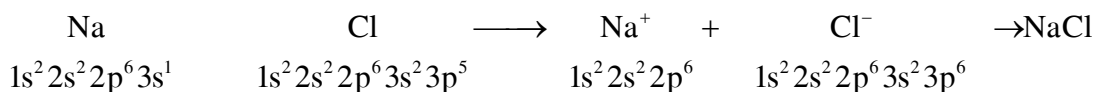
+ Nguyên tử Cl có 7 electron hóa trị.

+ Theo quy tắc octet: Cl dễ nhận thêm 1 electron để đạt cấu hình electron bền vững của khí hiếm.



2) SỰ TẠO THÀNH LIÊN KẾT ION

- Sự hình thành phân tử NaCl



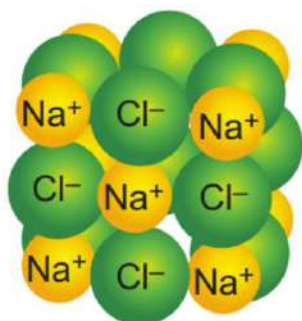
- Liên kết ion là liên kết được hình thành bởi lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu

- Liên kết ion được hình thành khi kim loại điển hình liên kết với phi kim điển hình.

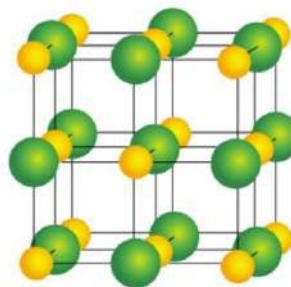
3. TINH THỂ ION

a) Cấu trúc tinh thể ion

- Tinh thể ion là loại tinh thể được tạo nên bởi các cation và anion.



a) Mô hình đặc



b) Mô hình rộng

Hình 3.4. Sự sắp xếp của các ion trong tinh thể sodium chloride

- Trong tinh thể sodium chloride ($NaCl$):

+ Mỗi ion sodium (Na^+) được bao quanh bởi 6 ion chloride (Cl^-) gần nhất

+ Mỗi ion chloride (Cl^-) cũng được bao quanh bởi 6 ion sodium (Na^+) gần nhất.

b) Độ bền, tính chất của hợp chất ion

- Trong tinh thể ion, cation và anion hút nhau bằng lực hút tĩnh điện → các phân tử này không chuyển động tự do được → Ở nhiệt độ thường, tinh thể ion là chất rắn, nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi cao.

III) LIÊN KẾT CỘNG HÓA TRỊ

1. Liên kết cộng hóa trị

- Liên kết cộng hóa trị là liên kết được hình thành bởi 1 hay nhiều cặp electron chung giữa hai nguyên tử

+ Mỗi nguyên tử góp chung 1 electron thì ta được 1 cặp electron chung, biểu diễn bằng 1 gạch nối “—”, gọi là liên kết đơn.

+ Mỗi nguyên tử góp chung 2 electron thì ta được 2 cặp electron chung, biểu diễn bằng 2 gạch nối “=”, gọi là liên kết đôi.

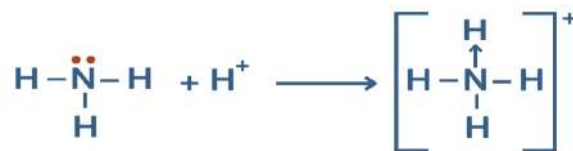
+ Mỗi nguyên tử góp chung 3 electron thì ta được 3 cặp electron chung, biểu diễn bằng 3 gạch nối “≡”, gọi là liên kết ba.

Công thức electron	Công thức Lewis	Công thức cấu tạo	Công thức cấu tạo
Biểu diễn các cặp electron chung và riêng	Biểu diễn liên kết và các cặp electron riêng	Biểu diễn liên kết	Biểu diễn liên kết giữa hai nguyên tử
$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{Cl} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} : \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{Cl} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{Cl} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} - \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{Cl} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$	Cl - Cl	Cl — Cl
$\text{H} : \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{Cl} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$	$\text{H} - \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{Cl} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$	H - Cl	H — Cl
$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{O} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} : \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{O} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{O} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array} = \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{O} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$	O = O	O = O

2) LIÊN KẾT CHO NHẬN

- Liên kết cho – nhận là một trường hợp đặc biệt của liên kết cộng hóa trị, trong đó cặp electron chung chỉ do một nguyên tử đóng góp.

- Kí hiệu mũi tên xuất phát từ nguyên tử (đưa cặp electron đóng góp) đến nguyên tử còn lại.



3) HIỆU ĐỘ ÂM ĐIỆN, LIÊN KẾT HÓA HỌC

Trạng thái của cặp electron liên kết	Hiệu độ âm điện ($\Delta\chi$)	Đặc điểm liên kết	Loại liên kết
Cặp electron liên kết không bị hút lệch về phía nguyên tử nào	$0 \leq \Delta\chi < 0,4$	Liên kết không bị phân cực	Cộng hóa trị không phân cực
Cặp electron liên kết hút lệch về phía nguyên tử có độ âm điện lớn hơn	$0,4 \leq \Delta\chi < 1,7$	Liên kết bị phân cực	Cộng hóa trị phân cực
Cặp electron liên kết chuyển hẳn đến nguyên tử nhận electron tạo thành ion âm và nguyên tử nhường electron tạo thành ion dương.	$ \Delta\chi \geq 1,7$	Liên kết bị phân cực mạnh	Ion

- Bảng giá trị Hiệu độ âm điện

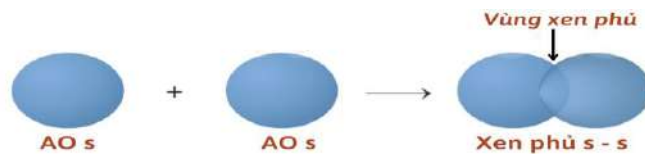
Nhóm Chu kì	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
1	1H (2,20)						

2	${}^3\text{Li}$ (0,98)	${}^4\text{Be}$ (1,57)	${}^5\text{B}$ (2,04)	${}^6\text{C}$ (2,55)	${}^7\text{N}$ (3,04)	${}^8\text{O}$ (3,44)	${}^9\text{F}$ (3,98)
3	${}^{11}\text{Na}$ (0,93)	${}^{12}\text{Mg}$ (1,31)	${}^{13}\text{Al}$ (1,61)	${}^{14}\text{Si}$ (1,90)	${}^{15}\text{P}$ (2,19)	${}^{16}\text{S}$ (2,58)	${}^{17}\text{Cl}$ (3,16)
4	${}^{19}\text{K}$ (0,82)	${}^{20}\text{Ca}$ (1,00)	${}^{31}\text{Ga}$ (1,81)	${}^{32}\text{Ge}$ (2,01)	${}^{33}\text{As}$ (2,18)	${}^{34}\text{Se}$ (2,55)	${}^{35}\text{Br}$ (2,96)
5	${}^{37}\text{Rb}$ (0,82)	${}^{38}\text{Sr}$ (0,95)	${}^{49}\text{In}$ (1,78)	${}^{50}\text{Sn}$ (1,96)	${}^{51}\text{Sb}$ (2,05)	${}^{52}\text{Te}$ (2,10)	${}^{53}\text{I}$ (2,66)
6	${}^{55}\text{Cs}$ (0,79)	${}^{56}\text{Ba}$ (0,89)	${}^{81}\text{Tl}$ (1,62)	${}^{82}\text{Pb}$ (2,33)	${}^{83}\text{Bi}$ (2,02)	${}^{84}\text{Po}$ (2,00)	${}^{85}\text{At}$ (2,20)

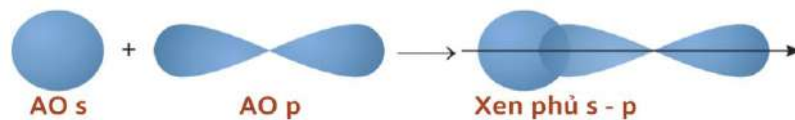
IV. MÔ TẢ LIÊN KẾT CỘNG HÓA TRỊ BẰNG XEN PHỦ CÁC ORBITAL NGUYÊN TỬ

1) Sự xen phủ các orbital tạo thành liên kết σ (sigma)

- Sự xen phủ s - s



- Sự xen phủ s - p



- Sự xen phủ p - p



2) Sự xen phủ orbital nguyên tử tạo liên kết pi (π)

- Liên kết đôi gồm 1 liên kết π và 1 liên kết σ

- Liên kết ba gồm 2 liên kết π và 1 liên kết σ



Sơ đồ sự xen phủ tạo liên kết pi

V. NĂNG LƯỢNG LIÊN KẾT CỘNG HÓA TRỊ

- Năng lượng liên kết (E_b) là năng lượng cần thiết để phá vỡ 1 mol liên kết đó ở thể khí, tạo thành các nguyên tử ở thể khí.

- Đơn vị năng lượng liên kết là kJ/mol.

- Năng lượng liên kết đặc trưng cho độ bền của liên kết. Năng lượng liên kết càng lớn thì liên kết đó càng bền và phân tử càng khó bị phân hủy.

- Ví dụ: Để phá vỡ 1 mol liên kết H - Cl thành nguyên tử H, nguyên tử Cl cần năng lượng là 432 kJ.

→ Năng lượng liên kết H - Cl là $E_b = 432$ kJ/mol.

Năng lượng liên kết trung bình của một số liên kết hóa học			
Liên kết	E_b (kJ/mol)	Liên kết	E_b (kJ/mol)
F - F	159	C - C	346
Cl - Cl	243	C = C	612
Br - Br	193	C \equiv C	839

I - I	151	C - H	418
H - F	569	C = O	732
H - Cl	432	O = O	494
H - Br	366	N \equiv N	945
H - I	299	N - H	386
H - H	436	O - H	459

C. Minh họa 1 đề thi HK 1

I. PHẦN TRẮC NGHIỆM (7,0 điểm)

Câu 1. Số đơn vị điện tích hạt nhân của nguyên tử có kí hiệu ${}_{11}^{23}\text{Na}$ là

- A. 23. B. 24. C. 25. D. 11.

Câu 2. Lớp N có số phân lớp là

- A. 1. B. 2. C. 3. D. 4.

Câu 3. Ion X^{2+} có cấu hình electron ở trạng thái cơ bản $1s^2 2s^2 2p^6$. Nguyên tố X là

- A. O (Z = 8). B. Mg (Z = 12). C. Na (Z = 11). D. Ne (Z = 10).

Câu 4. Nguyên tố X thuộc chu kì 4. Nguyên tử X có số lớp electron là

- A. 6. B. 5. C. 7. D. 4.

Câu 5. Nhóm A bao gồm các nguyên tố nào?

- A. Nguyên tố s. B. Nguyên tố p.
C. Nguyên tố s và nguyên tố p. D. Nguyên tố d và nguyên tố f.

Câu 6. Ở trạng thái cơ bản, cấu hình electron của nguyên tử Na (Z = 11) là

- A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. C. $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$. D. $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$.

Câu 7. Nguyên tố R thuộc nhóm VIA. Công thức oxide cao nhất của R là

- A. RO_2 . B. RO_3 . C. R_2O_5 . D. R_2O_7 .

Câu 8. Hợp chất nào sau đây có liên kết cộng hóa trị không phân cực?

- A. LiCl. B. CF_2Cl_2 . C. CHCl_3 . D. N_2 .

Câu 9. Liên kết trong phân tử nào sau đây được hình thành nhờ sự xen phủ orbital p - p?

- A. H_2 . B. Cl_2 . C. NH_3 . D. HCl.

Câu 10. Số hợp chất ion được tạo thành từ các ion F^- , K^+ , O^{2-} , Ca^{2+} là

- A. 1. B. 2. C. 3. D. 4.

Câu 11. Nhóm chất nào sau đây có liên kết “cho - nhận”?

- A. NaCl, CO_2 . B. HCl, MgCl_2 .
C. H_2S , HCl. D. NH_4NO_3 , HNO_3 .

Câu 12. Phát biểu nào sau đây là **không** đúng ?

- A. Hạt nhân nguyên tử được cấu tạo nên bởi các hạt proton, electron, neutron.
B. Trong nguyên tử, số hạt electron bằng số hạt proton.
C. Số khối là tổng số hạt proton (Z) và số hạt neutron (N).
D. Nguyên tử có cấu tạo rỗng.

Câu 13. Cho các kí hiệu nguyên tử: ${}_{8}^{16}\text{X}$, ${}_{6}^{16}\text{Y}$, ${}_{9}^{18}\text{Z}$, ${}_{9}^{19}\text{T}$ và các phát biểu sau:

- (1) X và Y là 2 đồng vị của nhau (2) X với Y có cùng số khối.
(3) Có ba nguyên tố hóa học. (4) Z, T thuộc cùng nguyên tố hóa học

Số phát biểu **đúng** là

- A. 1. B. 2. C. 3. D. 4.

Câu 14. Ở trạng thái cơ bản, cấu hình electron lớp ngoài cùng của calcium ($Z = 20$) là

- A. $3d^2$. B. $4s^1$. C. $4s^2$. D. $3d^1$.

Câu 15. Trong nguyên tử, loại hạt có khối lượng **không** đáng kể so với các hạt còn lại là

- A. proton. B. neutron.
C. electron. D. neutron và electron.

Câu 16. Nguyên tử nguyên tố nào sau đây có xu hướng đạt cấu hình electron bền vững của khí hiếm helium khi tham gia hình thành liên kết hóa học?

- A. Fluorine. B. Oxygen. C. Hydrogen. D. Chlorine.

Câu 17. Liên kết được tạo nên giữa hai nguyên tử bằng một hay nhiều cặp electron chung là

- A. liên kết ion. B. liên kết cộng hoá trị.
C. liên kết kim loại. D. liên kết hydrogen.

Câu 18. Ô nguyên tố trong bảng tuần hoàn **không** cho biết thông tin nào sau đây?

- A. Kí hiệu nguyên tố. B. Tên nguyên tố.
C. Số hiệu nguyên tử. D. Số khối của hạt nhân.

Câu 19. Nguyên tố X ở chu kì 3, nhóm IIIA của bảng tuần hoàn. Cấu hình electron của nguyên tử nguyên tố X là

- A. $1s^2 2s^2 2p^6$. B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
C. $1s^2 2s^2 2p^3 s^3$. D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

Câu 20. Các nguyên tố trong bảng tuần hoàn hiện tại được sắp xếp **không** tuân theo nguyên tắc nào sau đây?

- A. Các nguyên tố được sắp xếp theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân.
B. Các nguyên tố có cùng số electron hoá trị được xếp vào một cột.
C. Các nguyên tố có cùng số lớp electron được xếp vào một hàng.
D. Các nguyên tố được sắp xếp theo chiều tăng dần khối lượng nguyên tử.

Câu 21. Nguyên tử X có phân lớp electron ngoài cùng là $3p^4$. Nhận định nào dưới đây **không** đúng trong các câu sau khi nói về nguyên tử X?

- A. Lớp ngoài cùng của X có 6 electron.
B. Trong bảng tuần hoàn X nằm ở chu kì 3.
C. Hạt nhân nguyên tử X có 16 electron.
D. X nằm ở nhóm VIA.

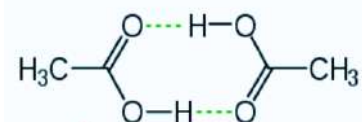
Câu 22. Phát biểu nào sau đây **đúng**?

- A. Các nguyên tử của nguyên tố khí hiếm đều có 8 electron lớp ngoài cùng.
B. Các nguyên tố mà nguyên tử có 1, 2 hoặc 3 electron lớp ngoài cùng đều là kim loại.
C. Chỉ các nguyên tố mà nguyên tử có 5, 6 hoặc 7 electron lớp ngoài cùng mới là phi kim.
D. Nguyên tố mà nguyên tử có 4 electron lớp ngoài cùng có thể là kim loại hoặc phi kim

Câu 23. Liên kết hydrogen là

- A. liên kết được hình thành bởi lực hút tĩnh điện giữa các ion trái dấu.
B. liên kết được hình thành bởi một hay nhiều cặp electron chung giữa hai nguyên tử.
C. liên kết mà cặp electron chung được đóng góp từ một nguyên tử.
D. liên kết yếu được hình thành giữa nguyên tử H (đã liên kết với một nguyên tử có độ âm điện lớn) với một nguyên tử khác (có độ âm điện lớn) còn cặp electron riêng.

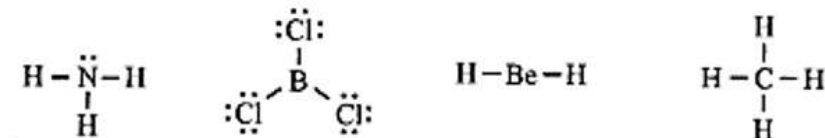
Câu 24. Cho sơ đồ liên kết giữa hai phân tử acid CH_3COOH :



Trong sơ đồ trên, đường nét đứt đại diện cho

- A. liên kết cộng hóa trị có cực. B. liên kết ion.
C. liên kết cho – nhận. D. liên kết hydrogen.

Câu 25. Cho công thức Lewis của các phân tử sau:



Số phân tử mà nguyên tử trung tâm **không** thoả mãn quy tắc octet là

- A. 1 B. 2 C. 3 D. 4

Câu 26. Chỉ ra nội dung **không** đúng khi xét phân tử CO_2 ?

- A. Phân tử có cấu tạo góc. B. Liên kết giữa nguyên tử oxygen và carbon là phân cực.
C. Phân tử CO_2 không phân cực. D. Trong phân tử có hai liên kết đôi.

Câu 27. Nguyên tử X có 11 electron p, còn nguyên tử Y có 5 electron s. Liên kết giữa X và Y là

- A. liên kết ion. B. liên kết cộng hóa trị.
C. liên kết cho - nhận. D. không xác định được.

Câu 28. Mô tả sự hình thành ion của nguyên tử Ca ($Z = 20$) theo quy tắc octet là

- A. $\text{Ca} + 2e \rightarrow \text{Ca}^{2-}$. B. $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e$.
C. $\text{Ca} + 6e \rightarrow \text{Ca}^{6-}$. D. $\text{Ca} + 2e \rightarrow \text{Ca}^{2+}$.

II. PHẦN TỰ LUẬN (3,0 điểm)

Câu 29 Cho: Na ($Z = 11$), Al ($Z = 13$). S ($Z = 16$). N ($Z = 7$), K ($Z = 19$).

a) Viết cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố Na, Al, S, N, K

b) Xác định vị trí (ô, chu kỳ, nhóm) của nguyên tố Na, Al, S, N, K Strong bảng tuần, hoàn.

Câu 30: Viết công thức electron, công thức Lewis của các phân tử sau: F_2 , N_2 , NH_3 , H_2O , CO_2 , SO_2 , SO_3 , BeH_2

Câu 31: Dựa vào giá trị độ âm điện, dự đoán loại liên kết (liên kết cộng hóa trị phân cực, liên kết cộng hóa trị không phân cực, liên kết ion) trong các phân tử: MgCl_2 , NH_3 , HBr .

Câu 32: Cho 0,5 gam một kim loại M hoá trị II phản ứng hết với dung dịch HCl dư, thu được 0,0125 mol H_2 . Xác định tên kim loại M

ĐÁP ÁN

TRẮC NGHIỆM

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
D	D	B	D	C	A	B	D	B	D	D	A	C	C
15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28
C	C	B	D	B	D	C	D	D	D	B	A	A	B