

TÀI LIỆU ÔN TẬP

BÀI GIẢNG HÓA HỌC 10

DÙNG ÔN TẬP KIẾN THỨC CƠ BẢN

Chương trình giáo dục mới



LƯU HÀNH NỘI BỘ

LỜI NÓI ĐẦU

Quý Thầy Cô cùng quý phụ huynh kính mến!

Các em học sinh lớp 10 thân mến!

Áp dụng Chương trình giáo dục phổ thông được Bộ giáo dục ban hành kèm theo Thông tư số 32/2018/TT-BGDDT ngày 26 tháng 12 năm 2018 của Bộ trưởng Bộ Giáo Dục và Đào tạo có nhiều đổi mới so với chương trình cũ. Trong đó, môn Hóa học phổ thông cũng có nhiều đổi mới, với mục đích gắn kết kiến thức môn học với đời sống nhằm giải thích hiện tượng các sự việc, hiện tượng xảy ra xung quanh mình. Năm học 2022 – 2023 các em bắt đầu học chương trình mới, so với chương trình cũ thì sách giáo khoa lớp 10 mới có thêm phần Năng lượng hóa học và hai chuyên đề bài tập nâng cao.

Nhằm giúp các em học sinh lớp 10 có thể tóm tắt được kiến thức cốt lõi cần thiết phục vụ nhu cầu học tập, chúng tôi đã viết cuốn “**Tài liệu ôn tập LÝ THUYẾT HÓA HỌC 10**” theo nội dung bám sát sách giáo khoa. Tin rằng, tài liệu sẽ là một cẩm nang cần thiết giúp các em tra cứu, cũng như giúp giáo viên có thêm nguồn tài liệu tham khảo phù hợp chương trình mới.

Nội dung tài liệu gồm có 07 chương:

CHƯƠNG 1. CẤU TẠO NGUYÊN TỬ

CHƯƠNG 2. BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

CHƯƠNG 3. LIÊN KẾT HOÁ HỌC

CHƯƠNG 4. PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

CHƯƠNG 5. NĂNG LƯỢNG HOÁ HỌC

CHƯƠNG 6. TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

CHƯƠNG 7. NGUYÊN TỐ NHÓM VIIA – HALOGEN

Tài liệu được Thầy, cô trong nhóm biên soạn giúp giảng dạy cho các em học sinh ở các trường phổ thông.

Dù rất cố gắng, song trong quá trình biên soạn khó tránh khỏi những sai sót. Chúng tôi mong nhận được sự quan tâm và những góp ý chân thành của các em học sinh và quý đọc giả.

Xin chân thành cảm ơn!

Nhóm Biên Soạn

MỤC LỤC

MỞ ĐẦU	1
Bài 1: NHẬP MÔN HÓA HỌC	1
I. Đối tượng của nghiên cứu hóa học.....	1
II. Vai trò của hóa học trong đời sống và sản xuất.....	2
III. Phương pháp học tập hóa học.....	2
IV. Phương pháp nghiên cứu hóa học.....	2
CHƯƠNG I: CẤU TẠO NGUYÊN TỬ	3
Bài 2: THÀNH PHẦN CỦA NGUYÊN TỬ	3
I. Thành phần cấu tạo nguyên tử.....	3
II. Sự tìm ra electron.....	5
III. Sự khám phá hạt nhân nguyên tử.....	5
IV. Cấu tạo hạt nhân nguyên tử.....	6
V. Kích thước và khối lượng nguyên tử.....	6
1. Khối lượng.....	6
2. Kích thước nguyên tử.....	6
Bài 3: NGUYÊN TỐ HÓA HỌC	8
I. Hạt nhân nguyên tử.....	8
1. Điện tích hạt nhân.....	8
2. Số khối.....	8
II. Nguyên tố hóa học.....	8
1. Tìm hiểu về số hiệu nguyên tử.....	8
2. Nguyên tố hóa học.....	8
3. Kí hiệu nguyên tử.....	9
4. Đồng vị.....	9
5. Nguyên tử khối và nguyên tử khối trung bình.....	10
Bài 4: CẤU TRÚC LỚP VỎ ELECTRON CỦA NGUYÊN TỬ	11
I. Sự chuyển động của electron trong nguyên tử.....	11
1. Tìm hiểu sự chuyển động của electron trong nguyên tử.....	11
2. Tìm hiểu về orbital nguyên tử.....	12
3. Ô orbital.....	12
II. Lớp và phân lớp electron.....	13

1. Tìm hiểu lớp electron.....	13
2. Tìm hiểu phân lớp electron.....	13
III. Cấu hình electron nguyên tử.....	14
1. Nguyên lí bền vững.....	14
2. Tìm hiểu nguyên lí Pauli (Pau-li).....	15
3. Xác định số AO và số electron tối đa trong một phân lớp và trong mỗi lớp.....	16
4. Tìm hiểu quy tắc Hund (Hun).....	16
5. Tìm hiểu cách viết cấu hình electron nguyên tử.....	16
6. Biểu diễn cấu hình electron theo ô orbital.....	17
7. Đặc điểm lớp e ngoài cùng (theo cấu hình e).....	18
CHƯƠNG II: BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC.....	19
Bài 5: CẤU TẠO BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC.....	19
I. Lịch sử phát minh bảng tuần hoàn.....	19
II. Bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học.....	21
1. Tìm hiểu ô nguyên tố.....	21
2. Tìm hiểu chu kì.....	21
3. Tìm hiểu về nhóm.....	22
4. Phân loại nguyên tố dựa theo cấu hình electron và tính chất hoá học.....	22
5. Nguyên tắc sắp xếp các nguyên tố trong bảng tuần hoàn.....	23
Bài 6: XU HƯỚNG BIẾN ĐỔI MỘT SỐ TÍNH CHẤT CỦA NGUYÊN TỬ CÁC NGUYÊN TỐ, THÀNH PHẦN VÀ MỘT SỐ TÍNH CHẤT CỦA HỢP CHẤT TRONG MỘT CHU KÌ VÀ NHÓM.....	24
I. Bán kính nguyên tử.....	24
II. Độ âm điện.....	24
III. Tính kim loại, tính phi kim.....	25
IV. Tính acid – base của oxide và hydroxide.....	26
Bài 7: ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN – Ý NGHĨA CỦA BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC.....	28
I. Định luật tuần hoàn.....	28
II. Ý nghĩa của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học.....	28
1. Mối quan hệ giữa vị trí và cấu tạo nguyên tử.....	28
2. Mối quan hệ giữa vị trí và tính chất của nguyên tố.....	29
3. So sánh tính chất của một nguyên tố với các nguyên tố lân cận.....	30

CHƯƠNG III: LIÊN KẾT HÓA HỌC.....	31
Bài 8: QUY TẮC OCTET.....	31
I. Liên kết hóa học.....	31
II. Quy tắc Octet.....	32
1. Tìm hiểu cách vận dụng quy tắc octet trong sự hình thành phân tử nitrogen (N ₂).....	32
2. Tìm hiểu cách vận dụng quy tắc octet trong sự hình thành ion dương, ion âm.....	33
3. Hạn chế quy tắc Octet.....	33
Bài 9: LIÊN KẾT ION.....	34
I. Ion và sự hình thành liên kết ion.....	34
1. Khái niệm ion.....	34
2. Tìm hiểu về liên kết ion.....	34
II. Tinh thể ion.....	35
Tìm hiểu về tinh thể NaCl và khái niệm ô mạng tinh thể.....	35
Bài 10: LIÊN KẾT CỘNG HÓA TRỊ.....	36
I. Sự hình thành liên kết cộng hóa trị.....	36
1. Khái niệm.....	36
2. Tìm hiểu cách viết công thức Lewis.....	36
II. Liên kết cho – nhận.....	36
III. Phân loại các loại liên kết dựa trên độ âm điện.....	37
IV. Tính chất của các chất có liên kết cộng hoá trị.....	37
V. Sự hình thành liên kết σ , π và năng lượng liên kết.....	38
1. Tìm hiểu sự hình thành liên kết σ , π và liên kết π	38
2. Tìm hiểu khái niệm năng lượng liên kết (E_b).....	40
Bài 11: LIÊN KẾT HYDROGEN VÀ TƯƠNG TÁC VAN DER WAAL.....	41
I. Liên kết hydrogen.....	41
1. Tìm hiểu về liên kết hydrogen.....	41
2. Tìm hiểu vai trò, ảnh hưởng của liên kết hydrogen tới tính chất vật lí của nước.....	41
II. Tương tác Van der Waals.....	42
CHƯƠNG IV: PHẢN ỨNG OXI HÓA – KHỬ.....	44
Bài 12: PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ VÀ ỨNG DỤNG.....	44
I. Số oxi hóa.....	44
1. Khái niệm.....	44
2. Xác định số oxi hoá của nguyên tử các nguyên tố.....	45

II. Phản ứng oxi hóa – khử.....	46
III. Lập phương trình hóa học của phản ứng oxi hóa – khử.....	47
1. Nguyên tắc cân bằng.....	47
2. Một số ví dụ.....	47
3. Xác định sản phẩm oxi hóa – khử.....	52
IV. Ý nghĩa của phản ứng oxi hóa – khử.....	54
1. Tìm hiểu về sự cháy của nhiên liệu.....	54
2. Mô tả một số phản ứng oxi hoá – khử quan trọng gắn liền với cuộc sống.....	54
CHƯƠNG V: NĂNG LƯỢNG HÓA HỌC.....	56
Bài 13: ENTHALPY TẠO THÀNH VÀ BIẾN THIÊN ENTHALPY CỦA PHẢN ỨNG HOÁ HỌC.....	56
I. Phản ứng thu nhiệt, phản ứng tỏa nhiệt.....	56
II. Biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng.....	57
1. Tìm hiểu về biến thiên enthalpy của phản ứng.....	57
2. Tìm hiểu về phương trình nhiệt hoá học.....	57
III. Enthalpy tạo thành (nhiệt tạo thành).....	57
IV. Ý nghĩa của dấu và giá trị $\Delta_r H^0_{298}$	58
Bài 14: TÍNH BIẾN THIÊN ENTHALPY CỦA PHẢN ỨNG HOÁ HỌC.....	59
I. Xác định biến thiên enthalpy của phản ứng dựa vào năng lượng liên kết.....	59
II. Xác định biến thiên enthalpy của phản ứng dựa vào enthalpy tạo thành.....	61
CHƯƠNG VI: TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG.....	63
Bài 15: PHƯƠNG TRÌNH TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG VÀ HẰNG SỐ TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG.....	63
I. Tốc độ phản ứng.....	63
1. Khái niệm.....	63
2. Tính tốc độ trung bình của phản ứng hoá học.....	63
II. Biểu thức tốc độ phản ứng.....	64
Định luật tác dụng khối lượng.....	64
Bài 16: YẾU TỐ ẢNH HƯỞNG ĐẾN TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG HOÁ HỌC.....	65
I. Ảnh hưởng của nồng độ.....	65
II. Ảnh hưởng của nhiệt độ.....	65
III. Ảnh hưởng của áp suất.....	66
IV. Ảnh hưởng của bề mặt tiếp xúc.....	67
V. Ảnh hưởng của chất xúc tác.....	68

VI. Ý nghĩa thực tiễn của tốc độ phản ứng trong đời sống và sản xuất.....	69
CHƯƠNG VII: NGUYÊN TỐ NHÓM VIIA – HALOGEN.....	71
Bài 17: TÍNH CHẤT VẬT LÝ VÀ HOÁ HỌC CÁC ĐƠN CHẤT NHÓM VIIA.....	71
I. Vị trí của nhóm halogen trong bảng tuần hoàn.....	71
II. Trạng thái tự nhiên của các halogen.....	71
III. Cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố halogen. Đặc điểm cấu tạo phân tử halogen.....	72
IV. Tính chất vật lý halogen.....	73
V. Tính chất hóa học của halogen.....	73
1. Tác dụng với kim loại.....	74
2. Tác dụng với hydrogen.....	74
3. Tác dụng với dung dịch kiềm.....	75
4. Tác dụng với dung dịch muối halide.....	75
5. Tính tẩy màu của khí chlorine ẩm.....	75
VI. Ứng dụng của halogen.....	78
Bài 18: HYDROGEN HALIDE VÀ MỘT SỐ PHẢN ỨNG CỦA ION HALIDE.....	79
I. Tính chất vật lý của hydrogen halide.....	79
II. Tìm hiểu tính acid của các hydrohalic acid.....	80
III. Tính khử của các ion halide.....	80
IV. Nhận biết ion halide trong dung dịch.....	81
V. Ứng dụng của các hydrogen halide.....	82

MỞ ĐẦU

Bài 1: NHẬP MÔN HÓA HỌC

NỘI DUNG

I. Đối tượng của nghiên cứu hóa học

□ **Hóa học** là ngành khoa học thuộc lĩnh vực khoa học tự nhiên, nghiên cứu về *thành phần, cấu trúc, tính chất và sự biến đổi của chất* cũng như ứng dụng của chúng.

Ví dụ:

Đơn chất	Hợp chất
----------	----------



Nhôm
(aluminium)

Lá nhôm



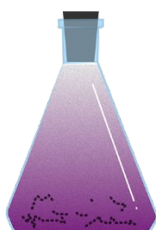
Muối ăn

Các thể của chất

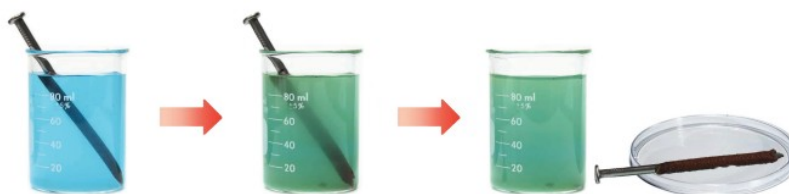


Ba thể của bromine

Biến đổi vật lí	Biến đổi hóa học
-----------------	------------------



Thăng hoa của iodine



Nhúng đinh sắt vào dung dịch copper sulfate

II. Vai trò của hóa học trong đời sống và sản xuất

▮ **Hoá học có vai trò quan trọng** trong đời sống, sản xuất và nghiên cứu khoa học.

Ví dụ:

- Trong đời sống: thuốc chữa bệnh, thực phẩm, mỹ phẩm,....
- Trong sản xuất: phân bón hóa học, vật liệu, nhiên liệu,...

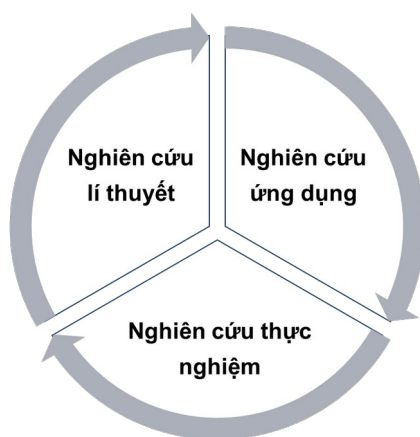
III. Phương pháp học tập hóa học

▮ **Phương pháp học tập hoá học nhằm phát triển năng lực hoá học, bao gồm:**

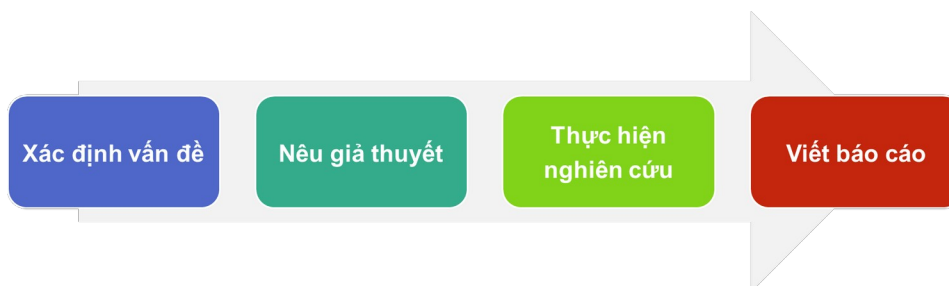
- (1) Phương pháp tìm hiểu lí thuyết;
- (2) Phương pháp học tập thông qua thực hành thí nghiệm;
- (3) Phương pháp luyện tập, ôn tập;
- (4) Phương pháp học tập trải nghiệm.

IV. Phương pháp nghiên cứu hóa học

▮ **Phương pháp nghiên cứu hoá học bao gồm:**



▮ **Phương pháp nghiên cứu hoá học thường bao gồm một số bước:**

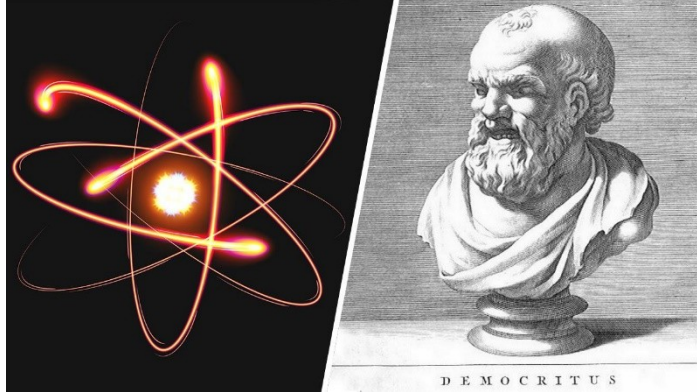


CHƯƠNG I: CẤU TẠO NGUYÊN TỬ

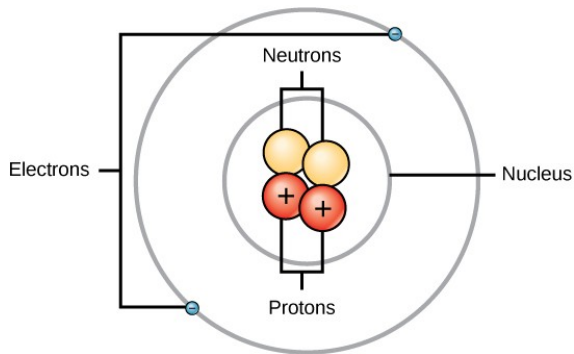
Bài 2: THÀNH PHẦN CỦA NGUYÊN TỬ

NỘI DUNG

I. Thành phần cấu tạo nguyên tử



Nhà triết học Democritous (Đê-mô-crít, 460 – 370 trước Công Nguyên)

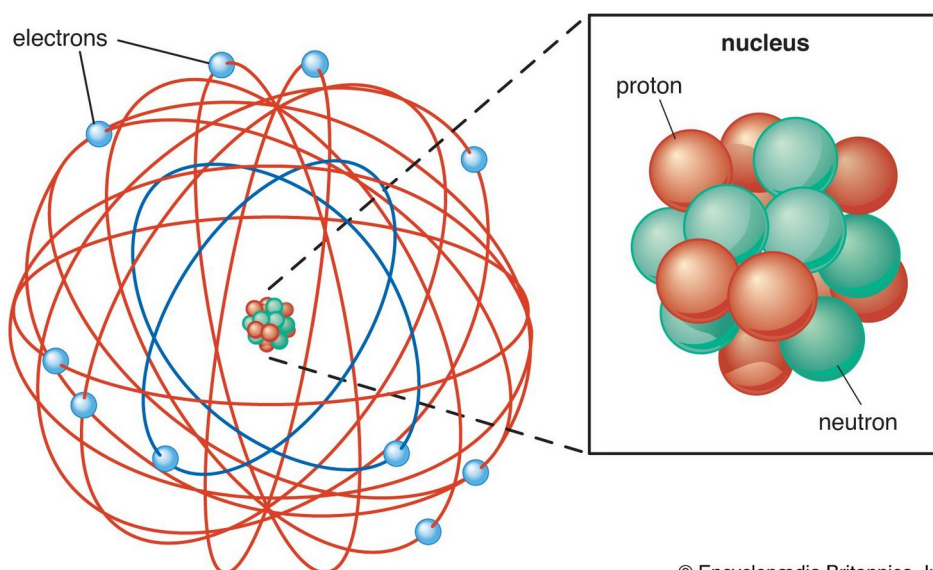


Kết luận:

Nguyên tử gồm:

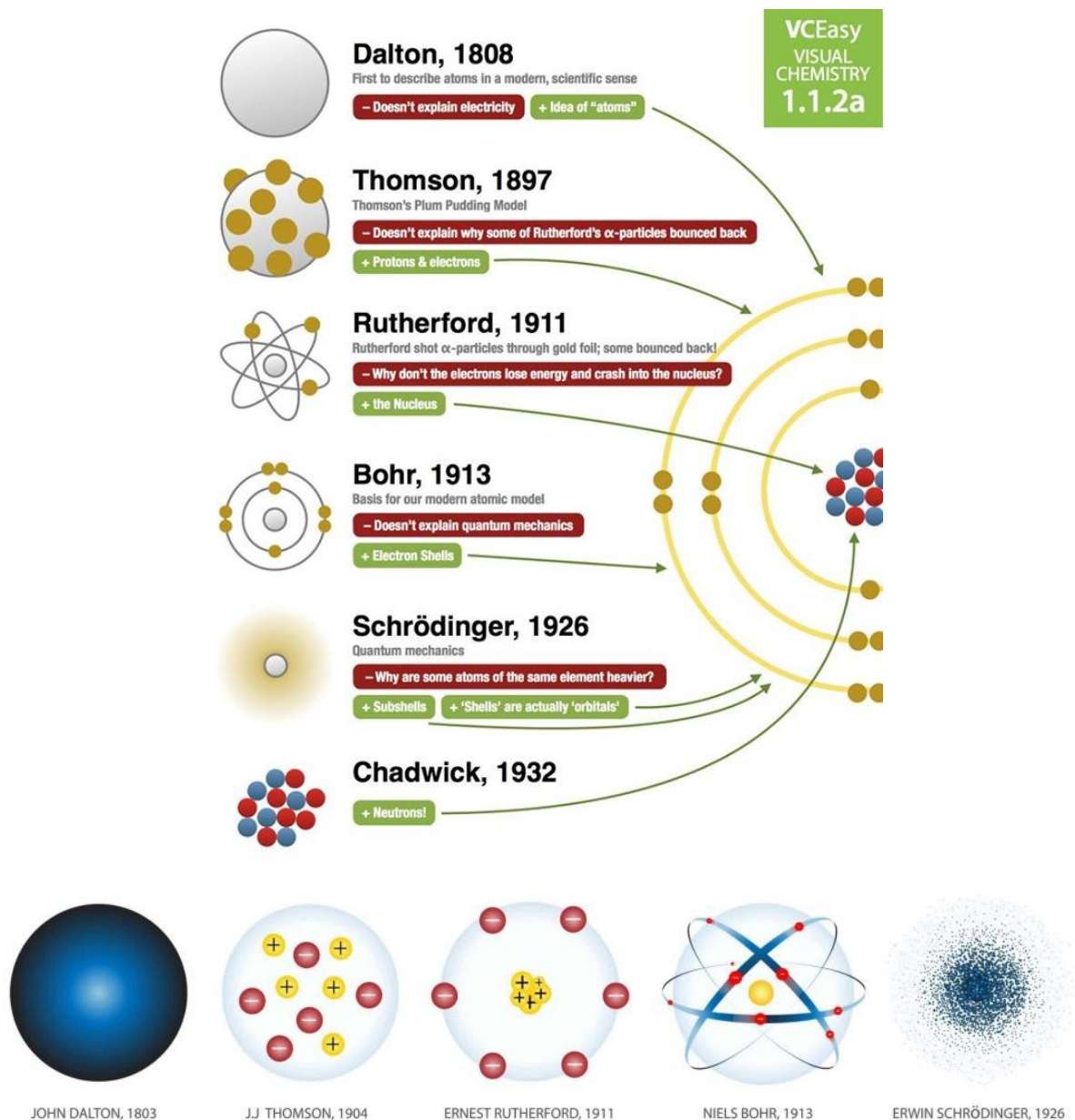
- Hạt nhân chứa proton, neutron
- Vỏ nguyên tử chứa electron

Hình. Mô hình nguyên tử



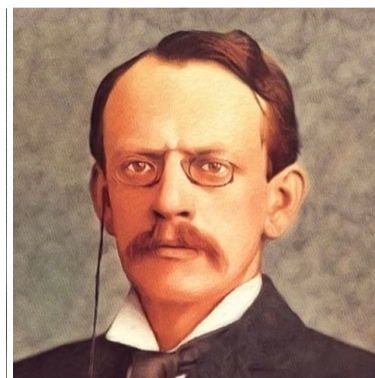
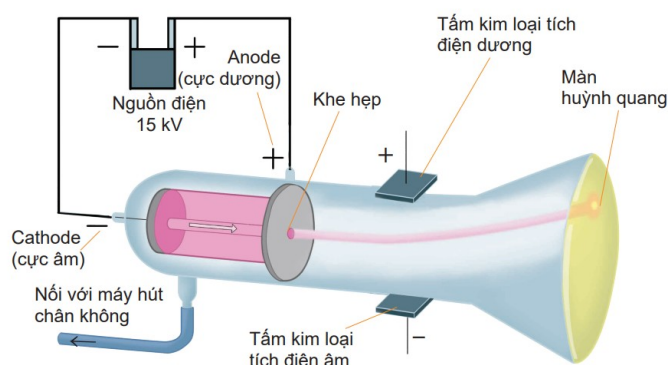
© Encyclopædia Britannica, Inc.

Hình. Mô hình nguyên tử



Hình. Sơ đồ tóm tắt quá trình tìm ra thành phần nguyên tử

II. Sự tìm ra electron



Joseph John Thomson (1856 – 1940)

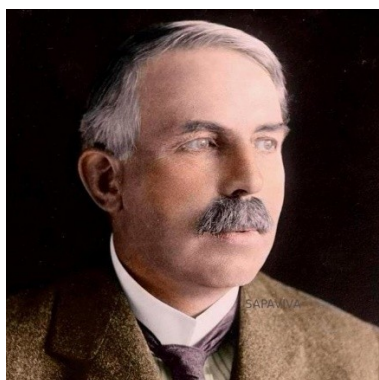
Nhà vật lí người Anh

Hình. Thí nghiệm của Thomson – 1897

Thí nghiệm: phóng điện trong một ống thủy tinh gần như chân không (gọi là ống tia âm cực).

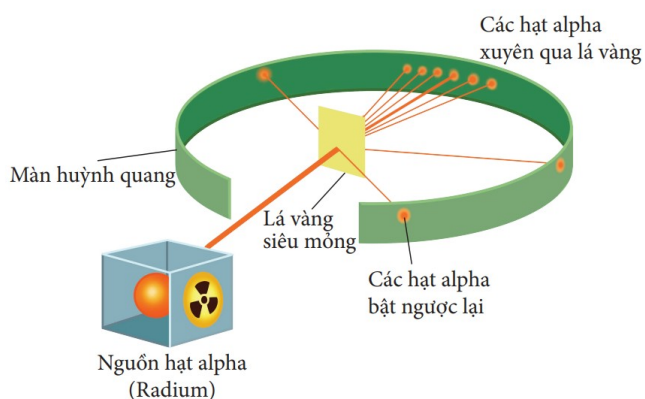
Vị trí trong nguyên tử	LỚP VỎ (Shell)
Loại hạt	Electron (e)
Khối lượng (amu)	$1/1840 = 0,00055$
Khối lượng (g)	$m_e = 9,11.10^{-28}$
Điện tích tương đối	-1
Điện tích C (Coulomb)	$q_e = -1,602.10^{-19}$

III. Sự khám phá hạt nhân nguyên tử



Nhà vật lí người New Zealand

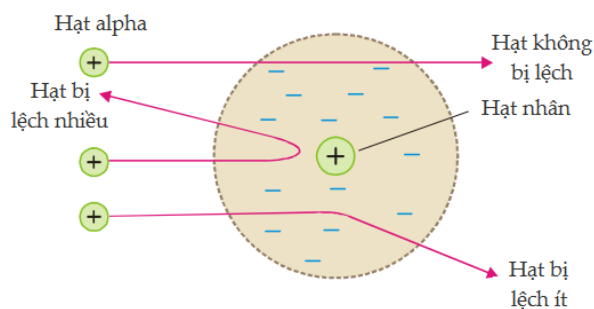
E. Rutherford (Rơ-dơ-pho)



Hình. Thí nghiệm khám phá hạt nhân nguyên tử

Kết quả:

- ⇒ Nguyên tử có **cấu tạo rỗng**, gồm **hạt nhân ở trung tâm và lớp vỏ là các electron** chuyển động xung quanh hạt nhân.
- ⇒ Nguyên tử **trung hoà về điện**: số đơn vị điện tích dương của hạt nhân bằng số đơn vị điện tích âm của các electron trong nguyên tử.



IV. Cấu tạo hạt nhân nguyên tử

Vị trí trong nguyên tử	HẠT NHÂN (Nucleus)	
Loại hạt	Proton (p)	Neutron (n)
Khối lượng (amu)	≈ 1	≈ 1
Khối lượng (g)	$1,673 \cdot 10^{-24}$	$1,675 \cdot 10^{-24}$
Điện tích tương đối	+1	0
Điện tích C (Coulomb)	$1,602 \cdot 10^{-19}$	0
Người phát hiện	E. Rutherford (Rơ-đo-pho) Người New Zealand	J. Chadwick (Chat-uých) Người Anh
Thời gian phát hiện	1918	1932
Thí nghiệm phát hiện	Dùng hạt α bắn phá nitrogen	Dùng hạt α bắn phá beryllium

V. Kích thước và khối lượng nguyên tử

1. Khối lượng

▢ **Khối lượng** của nguyên tử **vô cùng nhỏ**, để biểu thị khối lượng nguyên tử, các hạt cơ bản người ta dùng đơn vị khối lượng nguyên tử là **amu** (*atomic mass unit*).

$$1 \text{ amu} = \frac{1}{12} \cdot m_{^{12}\text{C}} = \frac{19,9265 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$\frac{2,656 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 16 \text{ amu}$$

Ví dụ: Một nguyên tử oxygen có khối lượng là $2,656 \cdot 10^{-23} \text{ g} =$

▢ Trong nguyên tử **khối lượng của electron rất nhỏ** so với khối lượng của proton và neutron. Nên **khối lượng của nguyên tử chủ yếu tập trung ở hạt nhân**.

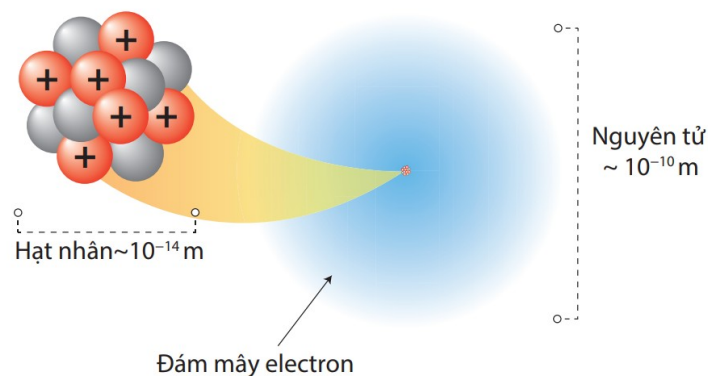
2. Kích thước nguyên tử

▢ **Kích thước** của nguyên tử là khoảng không gian tạo bởi sự chuyển động của electron. Nếu xem nguyên tử như một khối cầu thì **đường kính nguyên tử khoảng 10^{-12} m** .

→ Kích thước của nguyên tử rất nhỏ.

→ Nên thường biểu thị bằng đơn vị picomet (pm), nonomet (nm) hay angstrom ($\text{\AA}$).

$$1\text{pm} = 10^{-12}\text{m}; 1\overset{0}{\text{\AA}} = 10^{-10}\text{m}; 1\text{nm} = 10^{-9}\text{m}$$



Hình. Đường kính nguyên tử, hạt nhân trong nguyên tử carbon

Đối tượng	Kích thước (đường kính)
Nguyên tử	$d = 10^{-10}\text{m} = 1\overset{0}{\text{\AA}} = 10^{-1}\text{nm} = 100\text{pm}$
Hạt nhân	$d_{\text{hạt nhân}} = 10^{-5}\text{nm} = 10^{-2}\text{pm}$

$$\Rightarrow \frac{d_{\text{nguyên tử}}}{d_{\text{hạt nhân}}} = \frac{10^{-1}\text{nm}}{10^{-5}\text{nm}} = 10^4 \Rightarrow d_{\text{nguyên tử}} > d_{\text{hạt nhân}} \text{ 10 000 lần}$$

□ Nguyên tử có **cấu trúc rỗng**, các **electron chuyển động xung quanh** hạt nhân trong không gian rỗng của nguyên tử **tạo nên vỏ nguyên tử**.

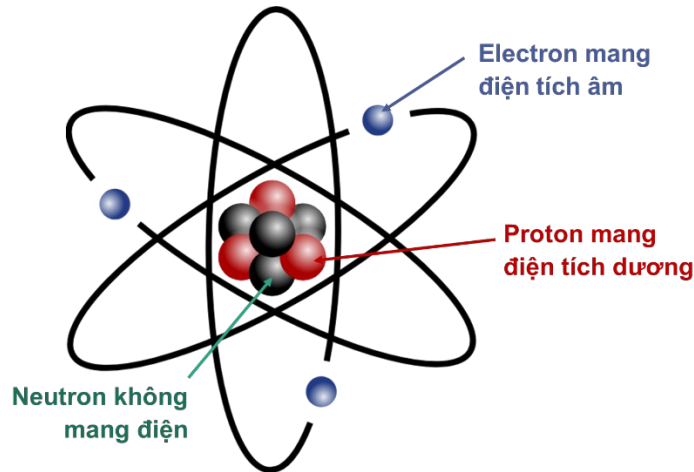
□ Nguyên tử hydrogen có bán kính nhỏ nhất $r_{\text{H}} = 0,053\text{nm} = 53\text{pm}$.

Bài 3: NGUYÊN TỐ HÓA HỌC

NỘI DUNG

I. Hạt nhân nguyên tử

1. Điện tích hạt nhân



□ Hạt nhân chứa **proton mang điện +1** và **neutron không mang điện**.

⇒ Nếu có Z số proton thì :

+ Điện tích hạt nhân = +Z

+ Số đơn vị điện tích hạt nhân = Z = số p = số e.

2. Số khối

$$\begin{array}{ccccc} \text{A} & = & \text{Z} & + & \text{N} \\ \text{Số khối} & & \text{Số proton} & & \text{Số Neutron} \end{array}$$

Số khối **A** = NTK tính theo amu.

Ví dụ: Hạt nhân nguyên tử Na (Sodium) có số proton là 11, số neutron là 12

⇒ số khối $A = Z + N = 11 + 12 = 23$

II. Nguyên tố hóa học

1. Tìm hiểu về số hiệu nguyên tử

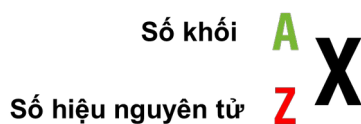
□ **Số đơn vị điện tích hạt nhân** nguyên tử của một nguyên tố được gọi là **số hiệu nguyên tử (Z)** của nguyên tố đó. Mỗi nguyên tố hoá học có một số hiệu nguyên tử.

2. Nguyên tố hóa học

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

Hiện nay người ta đã biết 118 nguyên tố hóa học (94 nguyên tố tồn tại trong tự nhiên + 24 nguyên tố tạo ra trong phòng thí nghiệm).

3. Kí hiệu nguyên tử

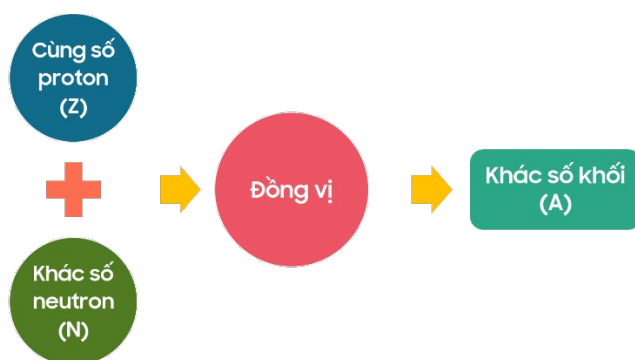


Trong đó:

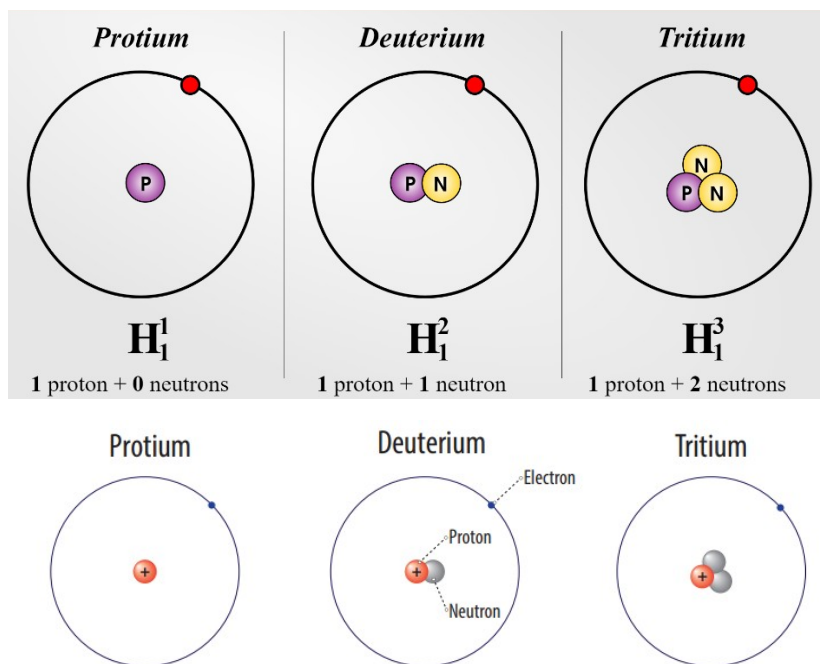
- X là kí hiệu nguyên tố.
- Số Z (số hiệu nguyên tử) và số khối A là những đặc trưng cơ bản của nguyên tử.

Lưu ý: Nguyên tử thì luôn trung hòa về điện, nhưng trong nguyên tử hạt electron mang điện -1, proton mang điện +1 và neutron thì không mang điện nên dẫn đến số e = số p.

4. Đồng vị



Ví dụ: Hydrogen có 3 đồng vị : ${}^1_1\text{H}$ (kí hiệu là H), ${}^2_1\text{H}$ (kí hiệu là D), ${}^3_1\text{H}$ (kí hiệu là T) ; carbon có 3 đồng vị : ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$...



Hình. Đồng vị của hydrogen

Ngoài những đồng vị bền, các nguyên tố hoá học còn có một số **đồng vị không bền**, gọi là các **đồng vị phóng xạ**, được sử dụng nhiều trong **đời sống, y học, nghiên cứu khoa học, ...**

5. Nguyên tử khối và nguyên tử khối trung bình

a. Nguyên tử khối

▢ **Nguyên tử khối** của một nguyên tử cho biết khối lượng của nguyên tử đó nặng **gấp bao nhiêu lần** đơn vị khối lượng nguyên tử (1amu).

$$\frac{2,656.10^{-23}g}{1,66.10^{-24}g} = 16 \text{ amu}$$

Ví dụ: Một nguyên tử oxygen có khối lượng là $2,656.10^{-23}g =$

⇒ Khối lượng nguyên tử oxygen nặng gấp khoảng 16 lần đơn vị khối lượng nguyên tử.

▢ Do khối lượng của proton và neutron gần bằng 1,0 amu, còn khối lượng electron nhỏ hơn rất nhiều (0,00055 amu), nên có thể **coi nguyên tử khối gần bằng số khối của hạt nhân**.

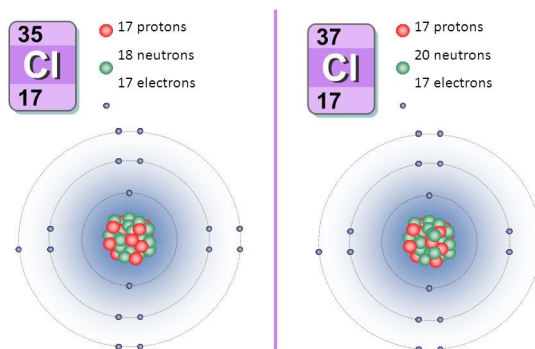
Ví dụ: Nguyên tử của nguyên tố potassium (K) có $Z = 19$; $N = 20$

⇒ nguyên tử khối K là $A = Z + N = 19 + 20 = 39$.

b. Nguyên tử khối trung bình

▢ Nguyên tử khối của một nguyên tố là nguyên tử khối trung bình (kí hiệu là $\bar{A}$) của hỗn hợp các đồng vị nguyên tố đó.

Ví dụ: bằng **phương pháp phổ khối lượng**, người ta xác định được trong tự nhiên nguyên tố chlorine có hai đồng vị bền là $^{35}_{17}\text{Cl}(75,77\%)$, $^{37}_{17}\text{Cl}(24,23\%)$ số nguyên tử.



$$\bar{A}_{\text{Cl}} = \frac{35.75,77 + 37.24,23}{100} = 35,48 \approx 35,5$$

Nguyên tử khối trung bình của chlorine:

* **Tổng quát:** Công thức tính nguyên tử khối trung bình của nguyên tố X

$$\overline{A}_X = \frac{a_1 \times A_1 + a_2 \times A_2 + \dots + a_i \times A_i}{100}$$

$\overline{A}_X$ là nguyên tử khối trung bình của X

A_i là nguyên tử khối đồng vị thứ i

a_i là tỉ lệ % số nguyên tử khối đồng vị thứ i

□ Nguyên tử khối của các nguyên tố hóa ghi trong bảng tuần hoàn là **nguyên tử khối trung bình** của các đồng vị trong tự nhiên.

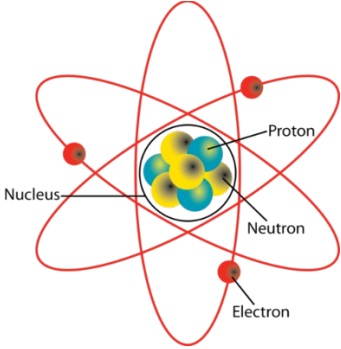
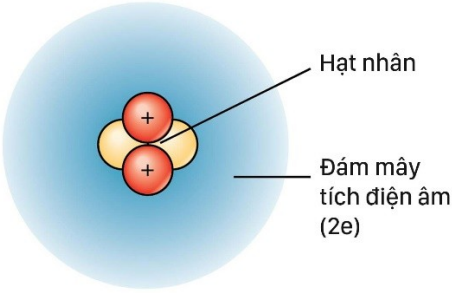
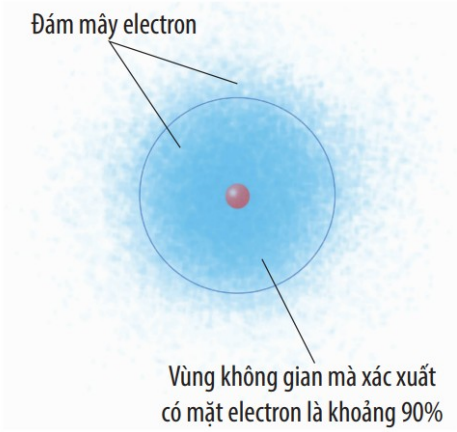
Bài 4: CẤU TRÚC LỚP VỎ ELECTRON CỦA NGUYÊN TỬ

NỘI DUNG

I. Sự chuyển động của electron trong nguyên tử

1. Tìm hiểu sự chuyển động của electron trong nguyên tử

Bảng. So sánh mô hình chuyển động electron trong nguyên tử

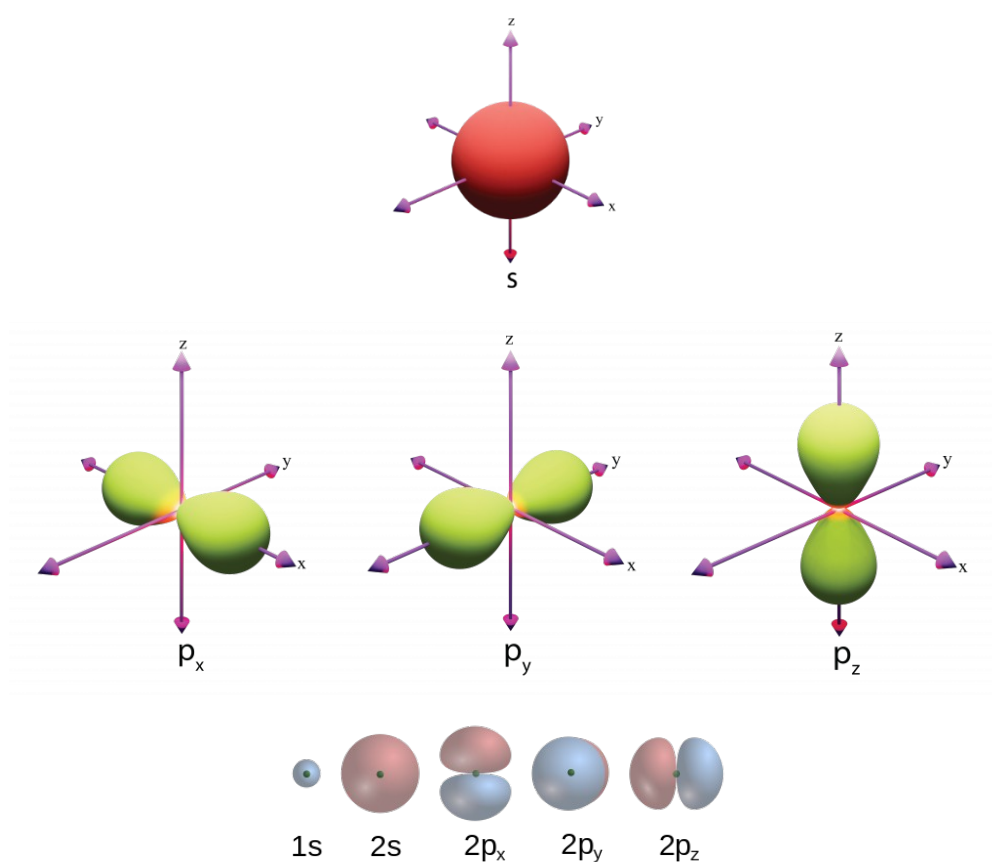
	
Mô hình nguyên tử theo Rutherford – Bohr	Mô hình nguyên tử hiện đại
Đặc điểm: ➔ Electron chuyển động xung quanh hạt nhân theo quỹ đạo tròn hay bầu dục, giống như quỹ đạo các hành tinh quay xung quanh Mặt Trời.	Đặc điểm ➔ Electron chuyển động rất nhanh, quanh hạt nhân, không theo quỹ đạo xác định, tạo thành đám mây electron.  ➔ Vùng không gian quanh hạt nhân mà tại đó xác

	suất tìm thấy (có mặt electron) khoảng 90% gọi là orbital nguyên tử kí hiệu là AO (Atomic Orbital).
--	---

2. Tìm hiểu về orbital nguyên tử

Bảng. Hình dạng các orbital

Loại AO	Hình dạng
AO s	Hình cầu
AO p	Hình số 8 nổi được phân bố theo các trục của hệ tọa độ Descartes (Đề - các)
	AO p_x (Vị trí AO p phân bố trên trục Ox)
	AO p_y (Vị trí AO p phân bố trên trục Oy)
	AO p_z (Vị trí AO p phân bố trên trục Oz)
AO d, f	Có hình dạng phức tạp.



Hình. Hình dạng của các orbital s và p

3. Ô orbital

Một AO được biểu diễn bằng một ô vuông, gọi là ô orbital ☐

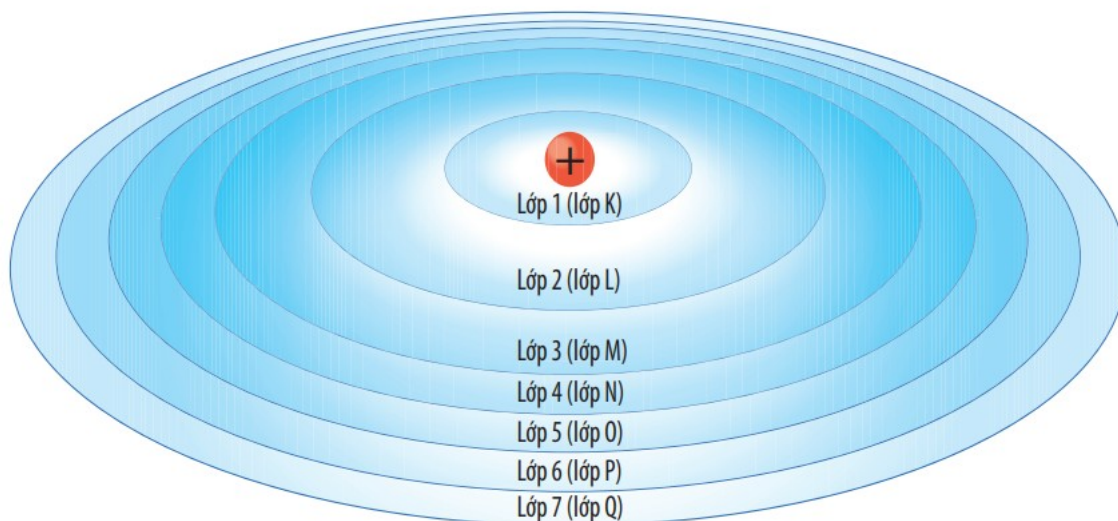
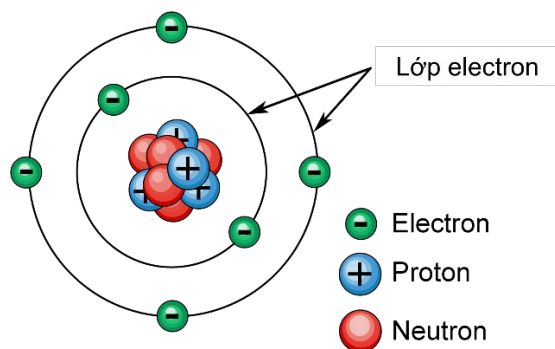
Một AO chứa tối đa 2 electron ☐ $\Rightarrow$ 2 electron này gọi là cặp electron ghép đôi.

Nếu AO chứa 1 electron ☐ $\Rightarrow$ 1 electron này gọi là electron độc thân.

Nếu AO không chứa electron nào ☐ $\Rightarrow$ gọi là AO trống.

II. Lớp và phân lớp electron

1. Tìm hiểu lớp electron



Hình. Minh họa các lớp electron ở vỏ nguyên tử

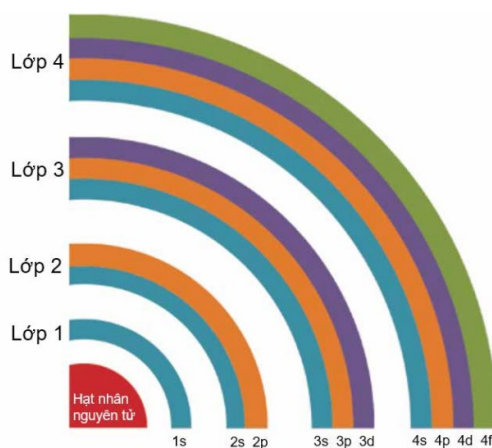
Đặc điểm:

- Trong nguyên tử, các electron được sắp xếp thành từng lớp (kí hiệu K, L, M, N, O, P, Q) từ gần đến xa hạt nhân, theo thứ tự từ lớp $n = 1$ đến $n = 7$.
- Các electron trên cùng một lớp có **năng lượng gần bằng nhau**.
- Lớp e càng gần hạt nhân có năng lượng càng thấp $\Rightarrow$ lớp K có năng lượng thấp nhất (e ở lớp này bị giữ chặt nhất).

2. Tìm hiểu phân lớp electron

Đặc điểm

- Mỗi lớp electron phân chia thành các phân lớp, kí hiệu bằng các chữ cái viết thường: s, p, d, f (theo thứ tự năng lượng: $s < p < d < f$).
- Các electron thuộc các phân lớp s, p, d và f được gọi tương ứng là các electron s, p, d và f.
- Các electron trên **cùng một phân lớp có năng lượng bằng nhau**.



Hình. Kí hiệu một số lớp và phân lớp electron trong nguyên tử

- Lớp **thứ n** thì có **n phân lớp** và kí hiệu là **ns, np, nd, nf...**

Phân lớp s có 1 AO

--

Phân lớp p có 3AO

--	--	--

Phân lớp d có 5AO

--	--	--	--	--

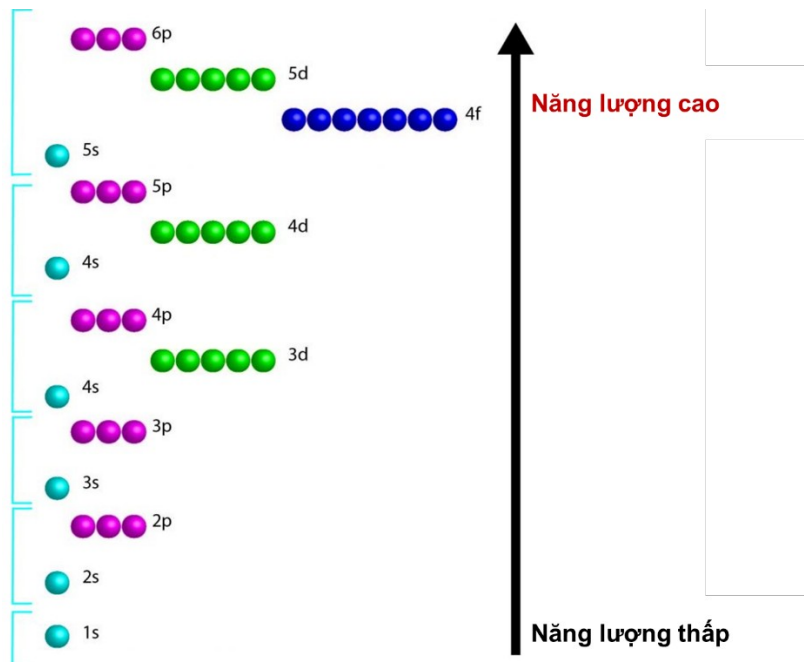
Phân lớp f có 7AO

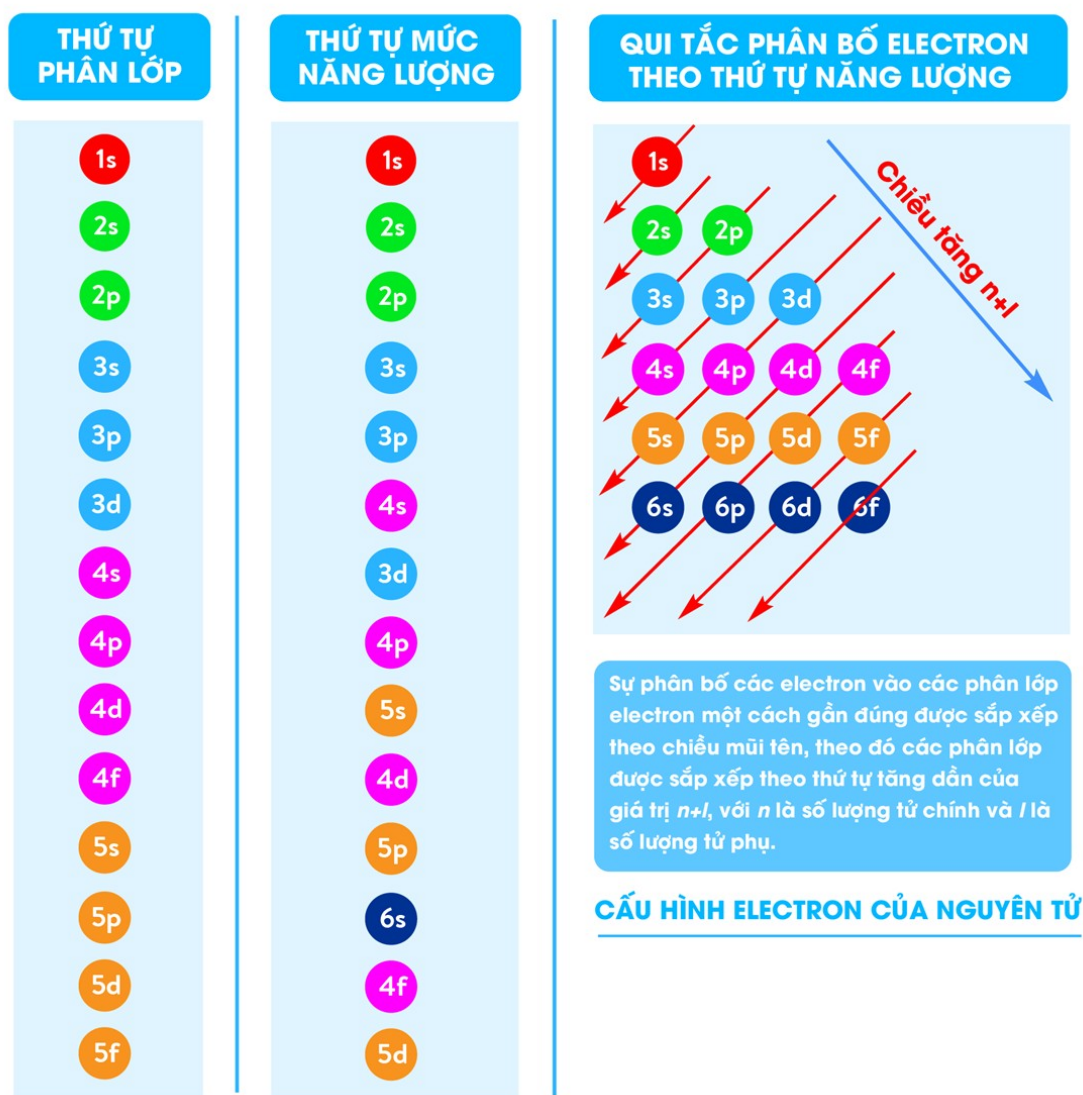
--	--	--	--	--	--	--

- Với **4 lớp đầu** (1, 2, 3, 4) **số phân lớp** trong mỗi lớp **bằng số thứ tự của lớp đó**.

III. Cấu hình electron nguyên tử

1. Nguyên lí bền vững



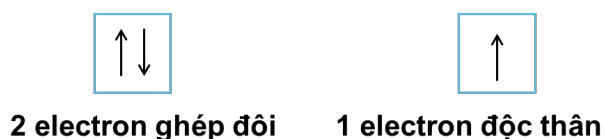


Hình. Mối quan hệ về mức năng lượng của các orbital trong những phân lớp khác nhau

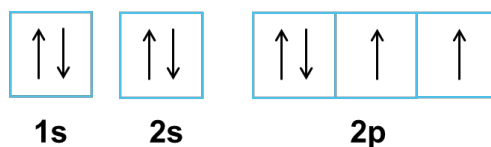
Nguyên lí:

Ở trạng thái cơ bản, các electron trong nguyên tử chiếm lần lượt những orbital có mức năng lượng từ thấp đến cao: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p ..

2. Tìm hiểu nguyên lí Pauli (Pau-li)



Hình. Electron ghép đôi và electron độc thân



Hình. Sự sắp xếp electron trên các orbital của nguyên tử oxygen

Nguyên lí Pauli: Mỗi orbital chỉ chứa **tối đa 2 electron** và có chiều tự quay **ngược nhau**.

3. Xác định số AO và số electron tối đa trong một phân lớp và trong mỗi lớp

Bảng. Tổng kết số AO, số e tối đa trên lớp và phân lớp

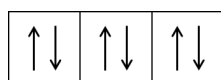
Lớp (n)	K (n = 1)	L (n = 2)	M (n = 3)	N (n = 4)
Số phân lớp	1 (1s)	2 (2s2p)	3 (3s3p3d)	4 (4s4p4d4f)
Số AO = n^2 ($n \leq 4$)	1	4	9	16
Số e tối đa = $2n^2$ ($n \leq 4$)	2	8	18	32

Tìm hiểu quy tắc Hund (Hun)

* Số e tối đa trên mỗi phân lớp: s^2, p^6, d^{10}, f^{14} → phân lớp **bão hòa**.

* Phân lớp chứa một nửa số electron tối đa: s^1, p^3, d^5, f^7 → phân lớp **bán bão hòa**.

* Phân lớp chứa chưa đủ số electron tối đa: $p^4, d^7, f^{10} \dots$ → phân lớp **chưa bão hòa**.



Phân lớp bão hòa



Phân lớp bán bão hòa



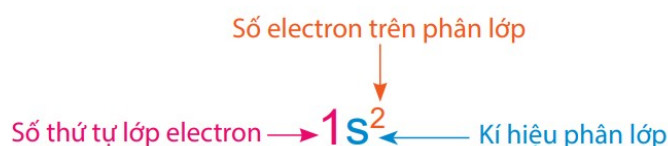
Phân lớp chưa bão hòa

Quy tắc Hund:

Trong cùng một phân lớp chưa bão hòa, các electron sẽ phân bố vào các orbital sao cho số electron độc thân là tối đa.

5. Tìm hiểu cách viết cấu hình electron nguyên tử

□ **Cấu hình electron** nguyên tử biểu diễn sự phân bố electron trong vỏ nguyên tử trên các phân lớp thuộc các lớp khác nhau.



Cách viết cấu hình electron:

Bước 1: Xác định số electron của nguyên tử.

Bước 2: Các electron được phân bố theo thứ tự các AO có mức năng lượng tăng dần, theo các nguyên lí và quy tắc phân bố electron trong nguyên tử.

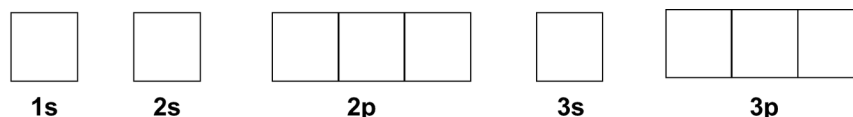
Bước 3: Viết cấu hình electron theo thứ tự các phân lớp trong một lớp và theo thứ tự của các lớp electron.

Trước tiên xác định số e (Z) cần viết	
* $Z \leq 20$: viết 1 dòng Điền các e theo thứ tự: $1s2s2p3s3p4s$ (trước phân lớp cuối thì điền s^2, p^6, phân lớp cuối còn lại bao nhiêu e thì điền bấy nhiêu e).	* $Z > 20$: viết 2 dòng - Năng lượng: $1s2s2p3s3p4s3d4p5s....$ - Cấu hình e: $1s2s2p3s3p3d4s4p5s....$ Lưu ý: - $d^4 \rightarrow d^5$ (bán bão hòa sớm) lấy 1e của 4s - $d^9 \rightarrow d^{10}$ (bão hòa sớm) lấy 1e của 4s

6. Biểu diễn cấu hình electron theo ô orbital

⇒ **Biết được số e độc thân.**

- Viết cấu hình electron nguyên tử.
- Biểu diễn mỗi AO là một ô vuông, các AO cùng một phân lớp viết liền nhau, các AO khác phân lớp viết tách nhau.



- Mỗi một e biểu diễn bằng một mũi tên và điền từ trái sang phải và theo yêu cầu:
 - Trong 1AO e đầu tiên biểu diễn bằng mũi tên quay lên.
 - 1 AO chứa tối đa 2 electron có chiều ngược nhau (Nguyên lí Pauli).
 - Trong mỗi phân lớp e được phân bố sao cho số e độc thân là tối đa (Quy tắc Hund).

Ví dụ: Cho các nguyên tố Sulfur (S) ($Z=16$); Iron (Fe) ($Z=26$); Chromium (Cr) ($Z=24$); Copper (Cu) ($Z=29$).Viết cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố trên?

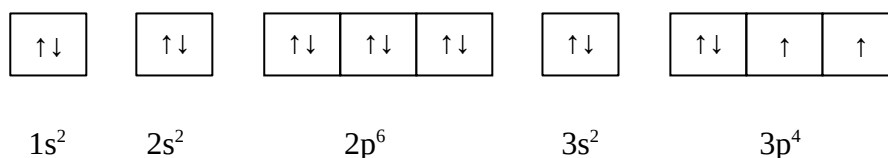
Biểu diễn cấu hình electron theo ô orbital ?

Hướng dẫn giải

***Nguyên tố S ($Z = 16$) :**

- Cấu hình electron: $1s^22s^22p^63s^23p^4$ hoặc $[\text{Ne}] 3s^23p^4$

- Biểu diễn theo ô AO:

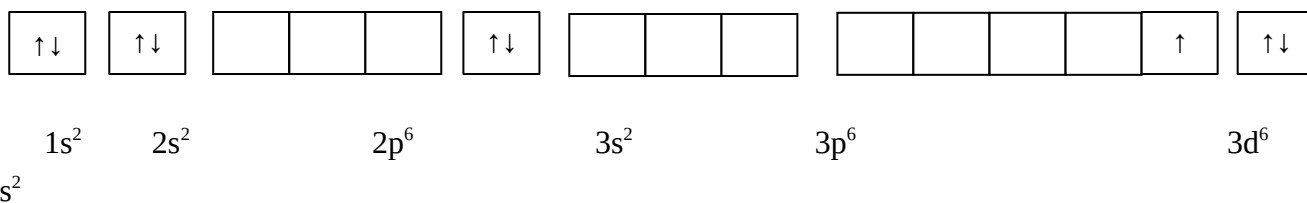


***Nguyên tố Fe ($Z = 26$):**

- Cấu hình electron: Năng lượng: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^6$ hoặc $[\text{Ar}]4s^23d^6$

Cấu hình e: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$ hoặc $[\text{Ar}]3d^64s^2$

- Biểu diễn theo ô AO:



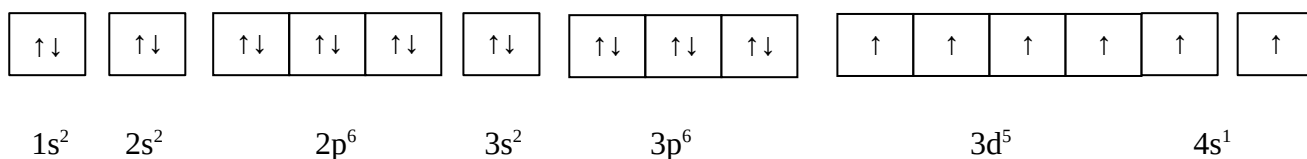
***Nguyên tố Cr (Z = 24):**

- Cấu hình electron: Năng lượng: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ hoặc [Ar] $4s^2 3d^4$

Cấu hình e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ (bán bão hòa sóm) => bền.

Hoặc [Ar] $3d^5 4s^1$

- Biểu diễn theo ô AO:



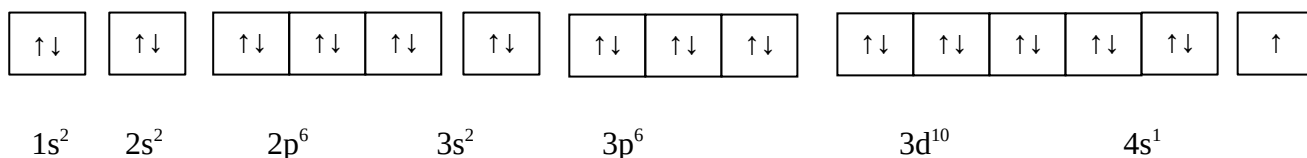
*** Nguyên tố Cu (Z = 29):**

- Cấu hình electron: Năng lượng: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ hoặc [Ar] $4s^2 3d^9$

Cấu hình e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ (bão hòa sóm) => bền.

Hoặc [Ar] $3d^{10} 4s^1$

- Biểu diễn theo ô AO:



7. Đặc điểm lớp e ngoài cùng (theo cấu hình e)

⇒ Có thể chứa tối đa 8 e.

Số e lớp ngoài cùng	1, 2, 3 e	4e	5, 6, 7 e	8e (He 2e)
Loại nguyên tố	KL (trừ H, He, B).	KL hoặc PK	PK	Khí hiếm

CHƯƠNG II: BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC

Bài 5: CẤU TẠO BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HÓA HỌC

NỘI DUNG

I. Lịch sử phát minh bảng tuần hoàn

Tính đến năm 2016 có 118 nguyên tố được xác định trong bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học

Năm 1869, nhà hoá học Mendeleev đã công bố bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học, trong đó, các nguyên tố đã được sắp xếp theo thứ tự tăng dần khối lượng nguyên tử.

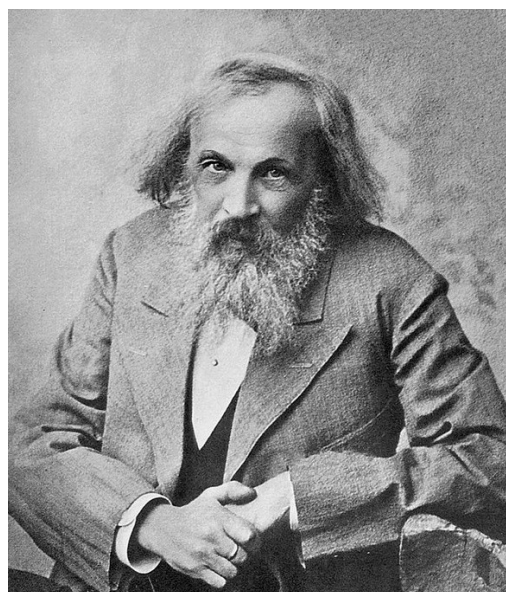
Bảng tuần hoàn hiện đại ngày nay được xây dựng trên cơ sở mối liên hệ giữa số hiệu nguyên tử và tính chất của nguyên tố, các nguyên tố được sắp xếp theo thứ tự tăng dần số hiệu nguyên tử.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

	Ti=50	Zr=90	?=180.		
	V=51	Nb=94	Ta=182.		
	Cr=52	Mo=96	W=186.		
	Mn=55	Rh=104,4	Pt=197,1.		
	Fe=56	Ru=104,4	Ir=198.		
	Ni=Co=59	Pd=106,8	Os=199.		
H=1	Cu=63,4	Ag=108	Hg=200.		
Be=9,1	Mg=24	Zn=65,2	Cd=112		
B=11	Al=27,1	?=68	Ur=116	Am=197?	
C=12	Si=28	?=70	Sn=118		
N=14	P=31	As=75	Sb=122	Bi=210?	
O=16	S=32	Se=79,1	Te=128?		
F=19	Cl=35,5	Br=80	I=127		
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133	Tl=204.
	Ca=40	Sr=87,6	Ba=137	Pb=207.	
	?=45	Ce=92			
	?Er=56	La=94			
	?Yt=60	Di=95			
	?In=75,8	Th=118?			

Д. Менделѣевъ



Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834 – 1907)

BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

(**) Nguồn: <https://iupac.org>

Nhóm

IA (1)

IIA (2)

IIIB (3)

IVB (4)

VB (5)

VIB (6)

VIIB (7)

VIIB (8)

VIIB (9)

VIIB (10)

VIIB (11)

VIIB (12)

VIIB (13)

VIIB (14)

VIIB (15)

VIIB (16)

VIIB (17)

VIIB (18)

VIIB (19)

VIIB (20)

VIIB (21)

VIIB (22)

VIIB (23)

VIIB (24)

VIIB (25)

VIIB (26)

VIIB (27)

VIIB (28)

VIIB (29)

VIIB (30)

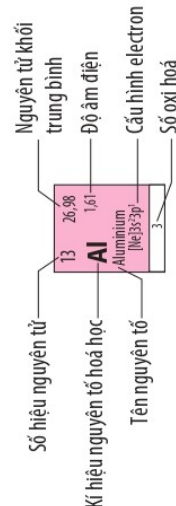
VIIB (31)

VIIB (32)

VIIB (33)

VIIB (34)

VIIB (35)



VIIIA (18)

VIIA (17)

VI A (16)

VA (15)

IVA (14)

IIIA (13)

IIIB (12)

IIIB (11)

IIIB (10)

IIIB (9)

IIIB (8)

IIIB (7)

IIIB (6)

IIIB (5)

IIIB (4)

IIIB (3)

IIIB (2)

IIIB (1)

IIIB (0)

IIIB (-1)

IIIB (-2)

IIIB (-3)

IIIB (-4)

IIIB (-5)

IIIB (-6)

IIIB (-7)

IIIB (-8)

IIIB (-9)

IIIB (-10)

IIIB (-11)

IIIB (-12)

IIIB (-13)

IIIB (-14)

IIIB (-15)

IIIB (-16)

IIIB (1)

IIIB (2)

IIIB (3)

IIIB (4)

IIIB (5)

IIIB (6)

IIIB (7)

IIIB (8)

IIIB (9)

IIIB (10)

IIIB (11)

IIIB (12)

IIIB (13)

IIIB (14)

IIIB (15)

IIIB (16)

IIIB (17)

IIIB (18)

IIIB (19)

IIIB (20)

IIIB (21)

IIIB (22)

IIIB (23)

IIIB (24)

IIIB (25)

IIIB (26)

IIIB (27)

IIIB (28)

IIIB (29)

IIIB (30)

IIIB (31)

IIIB (32)

IIIB (33)

IIIB (34)

IIIB (35)

IIIB (36)

IIIB (37)

IIIB (38)

IIIB (39)

IIIB (40)

IIIB (41)

IIIB (42)

IIIB (43)

IIIB (44)

IIIB (45)

IIIB (46)

IIIB (47)

IIIB (48)

IIIB (49)

IIIB (50)

IIIB (51)

IIIB (52)

IIIB (53)

IIIB (54)

IIIB (55)

IIIB (56)

IIIB (57)

IIIB (58)

IIIB (59)

IIIB (60)

IIIB (61)

IIIB (62)

IIIB (63)

IIIB (64)

IIIB (65)

IIIB (66)

IIIB (67)

IIIB (68)

IIIB (69)

IIIB (70)

IIIB (71)

IIIB (72)

IIIB (73)

IIIB (74)

IIIB (75)

IIIB (76)

IIIB (77)

IIIB (78)

IIIB (79)

IIIB (80)

IIIB (81)

IIIB (82)

IIIB (83)

IIIB (84)

IIIB (85)

IIIB (86)

IIIB (87)

IIIB (88)

IIIB (89)

IIIB (90)

IIIB (91)

IIIB (92)

IIIB (93)

IIIB (94)

IIIB (95)

IIIB (96)

IIIB (97)

IIIB (98)

IIIB (99)

IIIB (100)

IIIB (101)

IIIB (102)

IIIB (103)

IIIB (104)

IIIB (105)

IIIB (106)

IIIB (107)

IIIB (108)

IIIB (109)

IIIB (110)

IIIB (111)

IIIB (112)

IIIB (113)

IIIB (114)

IIIB (115)

IIIB (116)

IIIB (117)

IIIB (118)

IIIB (119)

IIIB (120)

IIIB (121)

IIIB (122)

IIIB (123)

IIIB (124)

IIIB (125)

IIIB (126)

IIIB (127)

IIIB (128)

IIIB (129)

IIIB (130)

IIIB (131)

IIIB (132)

IIIB (133)

IIIB (134)

IIIB (135)

IIIB (136)

IIIB (137)

IIIB (138)

IIIB (139)

IIIB (140)

IIIB (141)

IIIB (142)

IIIB (143)

IIIB (144)

IIIB (145)

IIIB (146)

IIIB (147)

IIIB (148)

IIIB (149)

IIIB (150)

IIIB (151)

IIIB (152)

IIIB (153)

IIIB (154)

IIIB (155)

IIIB (156)

IIIB (157)

IIIB (158)

IIIB (159)

IIIB (160)

IIIB (161)

IIIB (162)

IIIB (163)

IIIB (164)

IIIB (165)

IIIB (166)

IIIB (167)

IIIB (168)

IIIB (169)

IIIB (170)

IIIB (171)

IIIB (172)

IIIB (173)

IIIB (174)

IIIB (175)

IIIB (176)

IIIB (177)

IIIB (178)

IIIB (179)

IIIB (180)

IIIB (181)

IIIB (182)

IIIB (183)

IIIB (184)

IIIB (185)

IIIB (186)

IIIB (187)

IIIB (188)

IIIB (189)

IIIB (190)

IIIB (191)

IIIB (192)

IIIB (193)

IIIB (194)

IIIB (195)

IIIB (196)

IIIB (197)

IIIB (198)

IIIB (199)

IIIB (200)

IIIB (201)

IIIB (202)

IIIB (203)

IIIB (204)

IIIB (205)

IIIB (206)

IIIB (207)

IIIB (208)

IIIB (209)

IIIB (210)

IIIB (211)

IIIB (212)

IIIB (213)

IIIB (214)

IIIB (215)

IIIB (216)

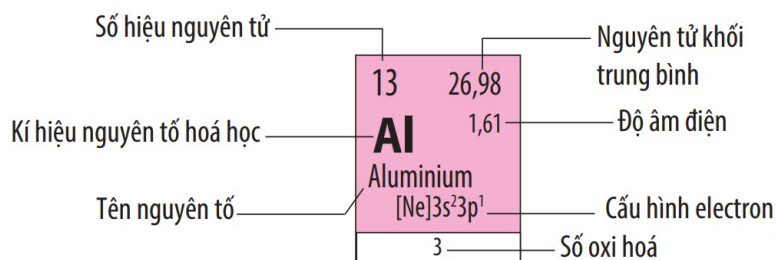
IIIB (217)

IIIB (218)

IIIB (219)

II. Bảng tuần hoàn các nguyên tố hóa học

1. Tìm hiểu ô nguyên tố



Hình. Ô nguyên tố aluminium

Kết luận:

Mỗi nguyên tố hoá học được xếp vào một ô trong bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học, gọi là **ô nguyên tố**.

Số thứ tự của một ô nguyên tố **bằng số hiệu nguyên tử** của nguyên tố hoá học trong ô đó.

$$\text{STT ô} = Z = \text{số p} = \text{số e} = \text{số ĐTHN}$$

2. Tìm hiểu chu kì

2	3 Li Lithium [He]2s ¹	4 Be Beryllium [He]2s ²	5 B Boron [He]2s ² 2p ¹	6 C Carbon [He]2s ² 2p ²	7 N Nitrogen [He]2s ² 2p ³	8 O Oxygen [He]2s ² 2p ⁴	9 F Fluorine [He]2s ² 2p ⁵	10 Ne Neon [He]2s ² 2p ⁶
3	11 Na Sodium [Ne]3s ¹	12 Mg Magnesium [Ne]3s ²	13 Al Aluminium [Ne]3s ² 3p ¹	14 Si Silicon [Ne]3s ² 3p ²	15 P Phosphorus [Ne]3s ² 3p ³	16 S Sulfur [Ne]3s ² 3p ⁴	17 Cl Chlorine [Ne]3s ² 3p ⁵	18 Ar Argon [Ne]3s ² 3p ⁶

Hình. Các nguyên tố thuộc chu kì 2 và chu kì 3

Kết luận:

Chu kì: là dãy các nguyên tố mà nguyên tử của chúng **có cùng số lớp e**, được xếp theo chiều ĐTHN tăng dần

$$\text{STT chu kì} = \text{số lớp e}$$

Loại chu kì	Chu kì nhỏ			Chu kì lớn			
Chu kì	1	2	3	4	5	6	7
Số nguyên tố	2	8	8	18	18	32	32

Bảng tuần hoàn có 118 nguyên tố gồm 90 nguyên tố kim loại, 20 nguyên tố phi kim, 8 nguyên tố khí hiếm.

3. Tìm hiểu về nhóm

a. Nhóm nguyên tố

- **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**.

- Gồm **8 nhóm A** được đánh số từ IA đến VIIIA.

- Gồm **8 nhóm B** được đánh số từ IIIB đến VIIIB, IB, IIB.

- Mỗi một cột là một nhó, riêng nhóm VIIB có 3 cột → Bảng tuần hoàn gồm 16 nhóm nhưng có 18 cột.

b. Xác định số thứ tự nhóm:

* Nhóm A:

Cấu hình e hóa trị tổng quát của nhóm A: $ns^a np^b$

- n: lớp e ngoài cùng.

- a, b: số e trên phân lớp s và p. ($a = 1 - 2$; $p = 0 - 6$)

STT nhóm A = số e lớp ngoài cùng (e hóa trị) = a + b

* **Nhóm B:** Cấu hình e hóa trị tổng quát của nguyên tố d: $(n-1)d^a ns^b$

STT nhóm B = Số e hóa trị = (a + b), nếu a = 10 thì chỉ lấy b

= số e lớp ngoài cùng + (số e lớp d sát ngoài cùng chưa bão hòa nếu có)

** Đặc biệt: số e hóa trị = 8, 9, 10 = nhóm VIIIB		
8 e hóa trị	9 e hóa trị	10 e hóa trị
Cột thứ nhất nhóm VIIIB	Cột thứ hai nhóm VIIIB	Cột thứ ba nhóm VIIIB

4. Phân loại nguyên tố dựa theo cấu hình electron và tính chất hoá học

a. Theo cấu hình electron:

Các nguyên tố s, p, d, f là những nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng điền vào phân lớp s, p, d, f tương ứng (**theo năng lượng**).

- Khối các nguyên tố s → cấu hình electron lớp ngoài cùng ns^{1-2} gồm :

+ Nhóm IA = Kim loại kiềm, ngoại trừ H.

+ Nhóm IIA = kim loại kiềm thổ.

- Khối các nguyên tố p → cấu hình electron lớp ngoài cùng $ns^2 np^{1-6}$ gồm các nguyên tố từ nhóm IIIA – VIIIA (trừ He).

⇒ **Các nhóm A gồm các nguyên tố s và nguyên tố p.**

- Khối các nguyên tố d

→ cấu hình electron phân lớp sát ngoài cùng và lớp ngoài cùng $(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$ gồm các nguyên tố thuộc nhóm B.

- Khối các nguyên tố f

→ cấu hình electron phân lớp sát ngoài cùng và lớp ngoài cùng $(n-2)f^{0-14}(n-1)d^{0-2}ns^2$ gồm các nguyên tố nhóm B xếp thành 2 hàng ở cuối bảng.

+ Họ Lanthanides

+ Họ Actinides

⇒ **Các nhóm B gồm các nguyên tố d và nguyên tố f (kim loại chuyển tiếp).**

b. Theo tính chất hóa học

Nhóm	I, II, IIIA Nguyên tố s	IVA Nguyên tố p	V, VI, VIIA Nguyên tố p	VIIIA Nguyên tố p (- He)	Nhóm B Nguyên tố d & f
Loại nguyên tố	KL(-H,-B)	KL hoặc PK	Thường PK	Khí hiếm	Kim loại

5. Nguyên tắc sắp xếp các nguyên tố trong bảng tuần hoàn

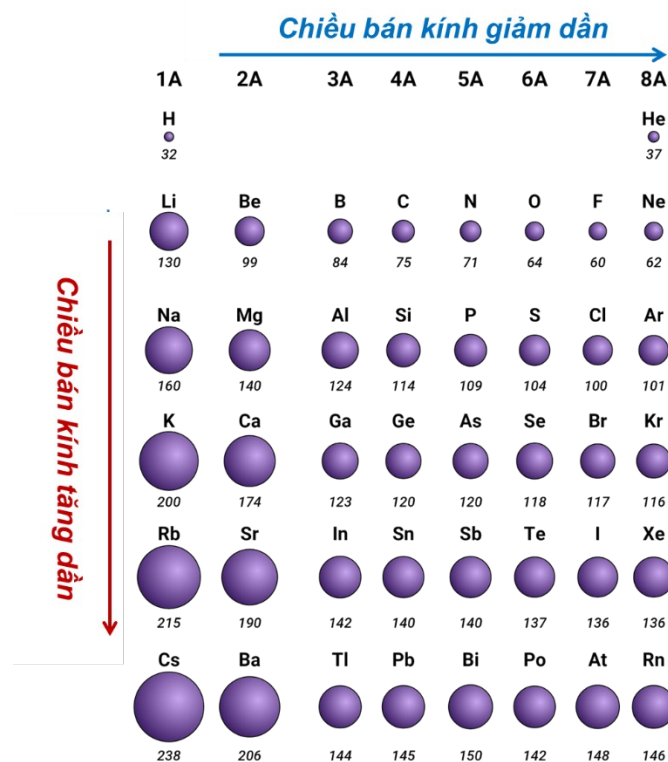
Nguyên tắc:

- 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 và cấu hình electron tương tự nhau được xếp cùng **một chu kỳ**.
- Các nguyên tố mà nguyên tử có **cấu hình electron tương tự** nhau được xếp cùng **một nhóm**.

Bài 6: XU HƯỚNG BIẾN ĐỔI MỘT SỐ TÍNH CHẤT CỦA NGUYÊN TỬ CÁC NGUYÊN TỐ, THÀNH PHẦN VÀ MỘT SỐ TÍNH CHẤT CỦA HỢP CHẤT TRONG MỘT CHU KÌ VÀ NHÓM

NỘI DUNG

I. Bán kính nguyên tử



Hình. Bán kính nguyên tử của một số nguyên tố được biểu diễn bằng pm ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$)

Kết luận:

Xu hướng biến đổi bán kính nguyên tử: Bán kính nguyên tử của các nguyên tố nhóm A có xu hướng biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân:

- Trong một chu kỳ, nguyên tử của các nguyên tố có cùng số lớp electron. Từ trái sang phải, điện tích hạt nhân nguyên tử tăng dần nên electron lớp ngoài cùng sẽ bị hạt nhân hút mạnh hơn, vì vậy bán kính nguyên tử của các nguyên tố có xu hướng giảm dần.

- Trong một nhóm, theo chiều từ trên xuống dưới, số lớp electron tăng dần nên bán kính nguyên tử có xu hướng tăng.

II. Độ âm điện

Độ âm điện (χ) của một nguyên tử đặc trưng cho khả năng hút electron của nguyên tử đó khi hình thành liên kết hóa học.

Kết luận:

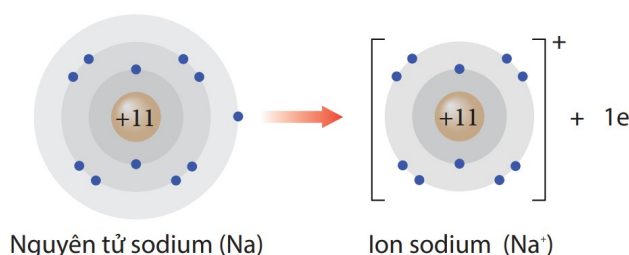
Xu hướng biến đổi độ âm điện: Độ âm điện của nguyên tử các nguyên tố nhóm A có xu hướng biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân:

- Trong một chu kì, theo chiều **tăng dần của điện tích hạt nhân**, **lực hút** giữa hạt nhân với các electron lớp ngoài cùng cũng **tăng** $\Rightarrow$ **độ âm điện** của nguyên tử các nguyên tố có xu hướng **tăng dần**.

- Trong một nhóm, theo chiều **tăng dần của điện tích hạt nhân**, **bán kính** nguyên tử **tăng** nhanh, **lực hút** giữa hạt nhân với các electron lớp ngoài cùng **giảm** $\Rightarrow$ **độ âm điện** của nguyên tử các nguyên tố có xu hướng **giảm dần**.

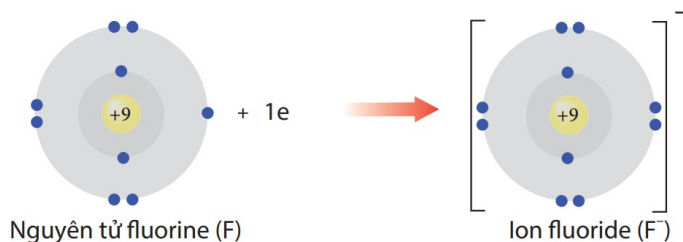
III. Tính kim loại, tính phi kim

- Tính **kim loại**: tính **dễ nhường electron** $\rightarrow$ càng **dễ nhường electron** thì tính kim loại càng mạnh (Cs là kim loại mạnh nhất).



Hình. Quá trình nhường, nhận electron của nguyên tử sodium

- Tính **phi kim**: tính **dễ nhận electron** $\rightarrow$ càng **dễ nhận electron** thì tính phi kim càng mạnh (F là phi kim mạnh nhất).



Hình. Quá trình nhường, nhận electron của nguyên tử fluorine (b)

Kết luận:

Xu hướng biến đổi tính kim loại, tính phi kim: Tính kim loại, tính phi kim của các nguyên tố nhóm A có xu hướng biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân:

- Trong một chu kì, theo chiều **tăng dần của điện tích hạt nhân**, **lực hút** giữa hạt nhân với các electron lớp ngoài cùng **tăng** $\Rightarrow$ **tính kim loại** của các nguyên tố **giảm dần**, tính phi kim tăng dần.

- Trong một nhóm, theo chiều **tăng dần của điện tích hạt nhân**, **lực hút** giữa hạt nhân với các electron lớp ngoài cùng **giảm** $\Rightarrow$ **tính kim loại** của các nguyên tố **tăng dần**, tính phi kim giảm dần.

IV. Tính acid – base của oxide và hydroxide

Kết luận:

Trong một chu kì, theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân, tính base của oxide và hydroxide tương ứng giảm dần, tính acid của chúng tăng dần.

Chu kì Nhóm		
	Bán kính nguyên tử ↓ Tính kim loại	Giá trị độ âm điện ↑ Tính phi kim
		Bán kính nguyên tử ← Tính kim loại Giá trị độ âm điện → Tính phi kim

*Chú thích: Chiều mũi tên là chiều tăng

Hình. Sơ đồ tóm tắt sự biến đổi các tính chất trong một chu kì và nhóm

Trong một chu kì	Trong một nhóm A
Z tăng	
↓ Số lớp e không tăng Lực hút giữa hạt nhân và e lớp ngoài cùng ↑ Bán kính nguyên tử ↓ Khó nhường e Tính kim loại ↓ Tính phi kim ↑	↓ Số lớp e tăng Lực hút giữa hạt nhân và e lớp ngoài cùng ↓ Bán kính nguyên tử ↑ Dễ nhường e Tính kim loại ↑ Tính phi kim ↓

Hình. Sơ đồ giải thích sự biến đổi tính chất trong nhóm và chu kì

Tính acid của oxide và hydroxide giảm dần

Tính base của oxide và hydroxide tăng dần

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Chu kì 2	Li	Be	B	C	N		
Oxide	Li₂O	BeO	B₂O₃	CO₂	N₂O₅		
Tính chất	Basic oxide	Oxide lưỡng tính	Acidic oxide	Acidic oxide	Acidic oxide		
Hydroxide	LiOH	Be(OH)₂	H₃BO₃	H₂CO₃	HNO₃		
Tính chất	Base mạnh	Hydroxide lưỡng tính	Acid yếu	Acid yếu	Acid mạnh		
Chu kì 3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Oxide	Na₂O	MgO	Al₂O₃	SiO₂	P₂O₅	SO₃	Cl₂O₇
Tính chất	Basic oxide	Basic oxide	Oxide lưỡng tính	Acidic oxide	Acidic oxide	Acidic oxide	Acidic oxide
Hydroxide	NaOH	Mg(OH)₂	Al(OH)₃	H₂SiO₃	H₃PO₄	H₂SO₄	HClO₄
Tính chất	Base mạnh	Base yếu	Hydroxide lưỡng tính	Acid yếu	Acid trung bình	Acid mạnh	Acid rất mạnh

Tính acid của oxide và hydroxide tăng dần



Tính base của oxide và hydroxide giảm dần

Hình. Tính acid – base của oxide & hydroxide cùng chu kì (chu kì 2 & 3)

Bài 7: ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN – Ý NGHĨA CỦA BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

NỘI DUNG

I. Định luật tuần hoàn

Bảng. Cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố nhóm A

Nhóm Chu kì	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H 1s ¹							He 1s ²
2	Li 2s ¹	Be 2s ²	B 2s ² 2p ¹	C 2s ² 2p ²	N 2s ² 2p ³	O 2s ² 2p ⁴	F 2s ² 2p ⁵	Ne 2s ² 2p ⁶
3	Na 3s ¹	Mg 3s ²	Al 3s ² 3p ¹	Si 3s ² 3p ²	P 3s ² 3p ³	S 3s ² 3p ⁴	Cl 3s ² 3p ⁵	Ar 3s ² 3p ⁶
4	K 4s ¹	Ca 4s ²	Ga 4s ² 4p ¹	Ge 4s ² 4p ²	As 4s ² 4p ³	Se 4s ² 4p ⁴	Br 4s ² 4p ⁵	Kr 4s ² 4p ⁶
5	Rb 5s ¹	Sr 5s ²	In 5s ² 5p ¹	Sn 5s ² 5p ²	Sb 5s ² 5p ³	Te 5s ² 5p ⁴	I 5s ² 5p ⁵	Xe 5s ² 5p ⁶
6	Cs 6s ¹	Ba 6s ²	Tl 6s ² 6p ¹	Pb 6s ² 6p ²	Bi 6s ² 6p ³	Po 6s ² 6p ⁴	At 6s ² 6p ⁵	Rn 6s ² 6p ⁶

Định luật tuần hoàn:

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 tử**.

II. Ý nghĩa của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học

□ Khi biết vị trí của một nguyên tố trong bảng tuần hoàn, có thể suy ra cấu tạo nguyên tử của nguyên tố đó và ngược lại. Từ đó, có thể suy ra những tính chất hoá học cơ bản của nó.

1. Mối quan hệ giữa vị trí và cấu tạo nguyên tử



Ví dụ 1: Từ cấu tạo nguyên tử (cấu hình e) $\Rightarrow$ Vị trí nguyên tố trong bảng tuần hoàn.

Cho nguyên tố chlorine Cl ($Z = 17$) có cấu hình electron: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Hướng dẫn giải

Vị trí của nguyên tố chlorine trong bảng tuần hoàn:

- Ô thứ 17 vì có $Z = 17$ hay có 17e.
- Chu kì 3 vì có 3 lớp electron.
- Nhóm A vì có e cuối cùng thuộc phân lớp p.
- Nhóm VIIA vì có 7 e lớp ngoài cùng.

Ví dụ 2: Từ vị trí nguyên tố trong bảng tuần hoàn $\Rightarrow$ cấu tạo nguyên tử (cấu hình electron).

Cho biết nguyên tố sulfur (S) ở ô số 16, nhóm VIA, chu kì 3. Hãy lí luận để viết cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố S và cho biết cấu tạo nguyên tử S ?

Hướng dẫn giải*** Lí luận tìm cấu hình electron của S:**

- S ở chu kì 3 $\rightarrow$ S có 3 lớp electron.
- S thuộc nhóm A $\rightarrow$ S có e cuối cùng thuộc phân lớp s hoặc p.
- S thuộc nhóm VIA $\rightarrow$ S có 6e hóa trị.
- Cấu hình e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

*** Cấu tạo nguyên tử S có:**

- 16 proton, 16 electron (do số proton = số electron = Z).
- 3 lớp electron (do số lớp electron bằng số thứ tự chu kì).
- 6 electron lớp ngoài cùng (do số electron lớp ngoài cùng bằng số thứ tự nhóm A).

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

(Khi biết $Z \rightarrow$ cấu hình electron $\rightarrow$ tính chất cơ bản của nguyên tố)

- Tính kim loại, phi kim
- Hóa trị cao nhất đối với oxygen
- Công thức oxide cao nhất.
- Tính chất của oxide cao nhất
- Công thức hydroxide tương ứng
- Tính chất hydroxide tương ứng

Ví dụ: Cho biết nguyên tố sulfur (S) ở ô số 16, nhóm VIA, chu kì 3. Hãy cho biết tính chất của tố sulfur (S)

Hướng dẫn giải

- S là phi kim (vì ở nhóm VIA)

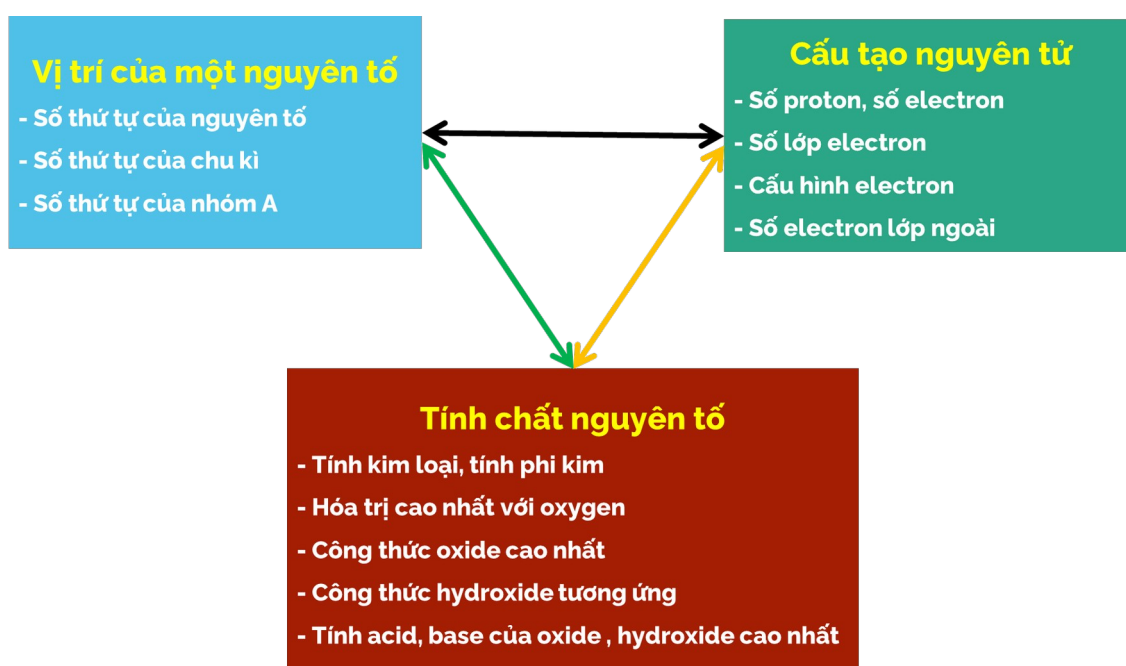
- Hóa trị cao nhất đối với oxygen: VI
- Công thức oxide cao nhất: SO_3
- Tính chất của oxide cao nhất: acidic oxide
- Công thức hydroxide tương ứng: H_2SO_4
- Tính chất hydroxide tương ứng: acid mạnh

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

Ví dụ: So sánh tính phi kim của p ($Z = 15$) với N ($Z = 7$) và s ($Z = 16$).

Hướng dẫn giải

Nguyên tố và N cùng nhóm nên N có tính phi kim mạnh hơn p, p và s cùng chu kì nên p có tính phi kim yếu hơn s.



Hình. Sơ đồ mối quan hệ giữa cấu hình electron, vị trí và tính chất của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn

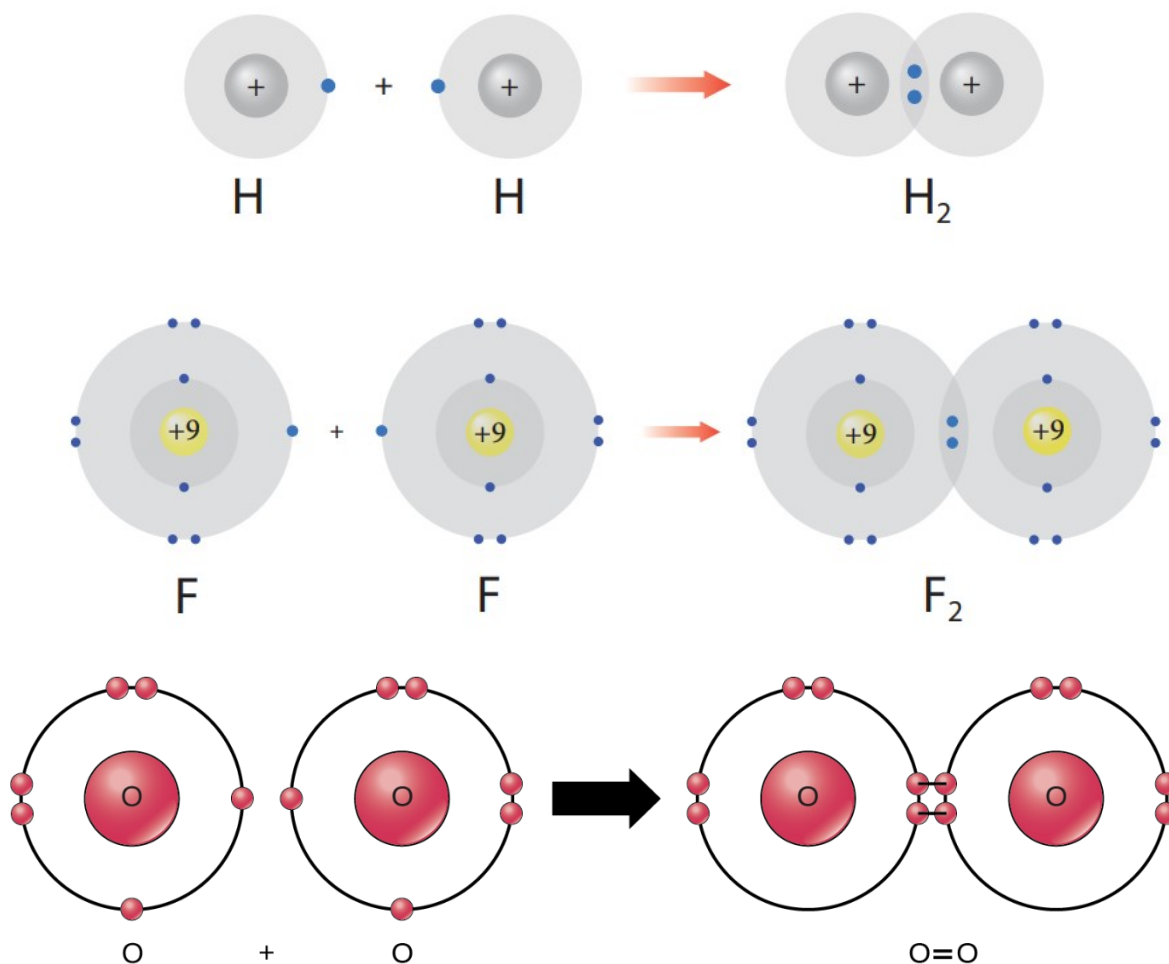
CHƯƠNG III: LIÊN KẾT HÓA HỌC

Bài 8: QUY TẮC OCTET

NỘI DUNG

I. Liên kết hóa học

□ Phân tử được tạo nên từ các nguyên tử bằng các **liên kết hoá học**.



Hình. Sự hình thành các phân tử

Cách biểu diễn electron hóa trị

* Trong các phản ứng hoá học, chỉ có các electron thuộc lớp ngoài cùng và phân lớp sát lớp ngoài cùng tham gia vào quá trình tạo thành liên kết (electron hoá trị).

* Các electron hoá trị của nguyên tử một nguyên tố được quy ước **biểu diễn bằng các dấu chấm** đặt xung quanh kí hiệu nguyên tố.

IA (1)	• Electron hoá trị							VIIIA (18)
H •	IIA (2)		IIIA (13)	IVA (14)	VA (15)	VIA (16)	VIIA (17)	He •
Li •	Be •		•B •	•C •	•N •	•O •	•F •	•Ne •
Na •	Mg •		•Al •	•Si •	•P •	•S •	•Cl •	•Ar •
K •	Ca •		•Ga •	•Ge •	•As •	•Se •	•Br •	•Kr •
Rb •	Sr •		•In •	•Sn •	•Sb •	•Te •	•I •	•Xe •
Cs •	Ba •		•Tl •	•Pb •	•Bi •	•Po •	•At •	•Rn •

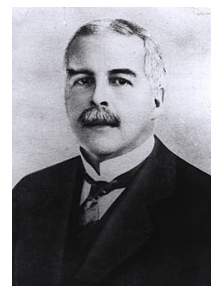
Hình. Biểu diễn electron hoá trị của các nguyên tố nhóm A

II. Quy tắc Octet

Phát biểu quy tắc Octet (bát tử):

Trong quá trình hình thành liên kết hoá học, nguyên tử của các nguyên tố nhóm A có **xu hướng tạo thành lớp vỏ ngoài cùng có 8 electron** tương ứng với khí hiếm gần nhất (hoặc 2 electron với khí hiếm helium).

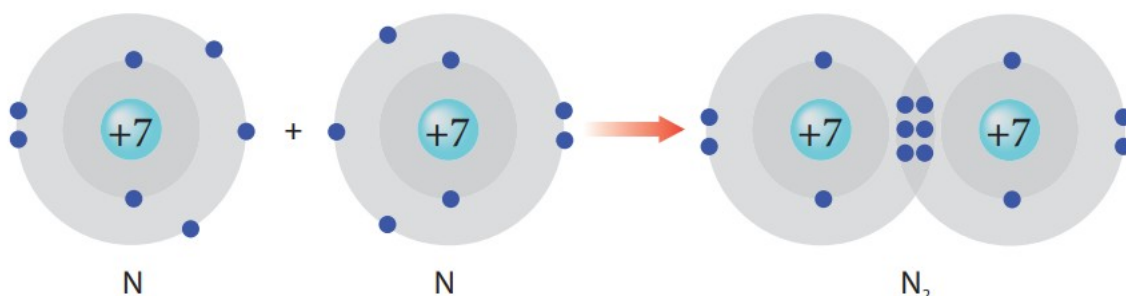
Quy tắc này do Lewis (Lê – uýt 1875 - 1946), nhà Hóa học, Vật lí người Mỹ đưa ra.



Lewis (Lê – uýt 1875 – 1946)

1. Tìm hiểu cách vận dụng quy tắc octet trong sự hình thành phân tử nitrogen (N_2)

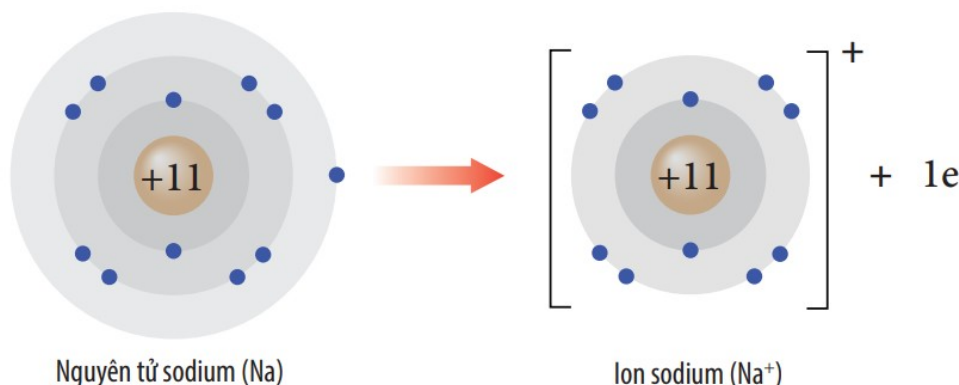
Ví dụ: liên kết giữa 2 nguyên tử nitrogen (N) trong phân tử nitrogen (N_2) được tạo thành do mỗi nguyên tử nitrogen đã góp chung 3 electron hoá trị, tạo nên 3 cặp electron chung.



Hình. Sự hình thành liên kết trong phân tử nitrogen

2. Tìm hiểu cách vận dụng quy tắc octet trong sự hình thành ion dương, ion âm

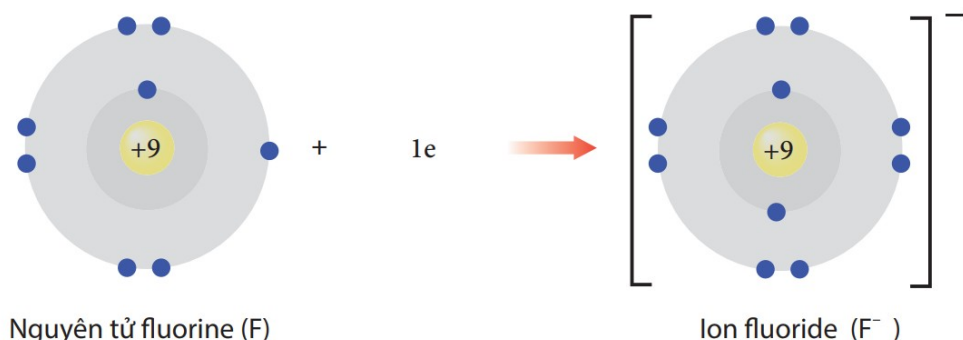
Ví dụ: Nguyên tử sodium (Na) có 1 electron ở lớp ngoài cùng. Nếu mất đi 1 electron này, nguyên tử sodium sẽ đạt được cấu hình electron bền vững.



Hình. Sự hình thành ion Na^+

⇒ Phần tử thu được **mang điện tích dương**, gọi là ion sodium, kí hiệu Na^+ .

Ví dụ: Nguyên tử fluorine có 7 electron ở lớp ngoài cùng. Khi nhận vào 1 electron, nguyên tử fluorine sẽ đạt được cấu hình electron bền vững.



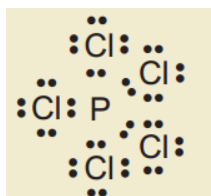
Hình. Sự hình thành ion F^-

⇒ Phần tử thu được **mang điện tích âm**, gọi là ion fluoride, kí hiệu F^- .

3. Hạn chế quy tắc Octet

Không phải trong mọi trường hợp, nguyên tử của các nguyên tố khi tham gia liên kết đều tuân theo quy tắc octet. Người ta nhận thấy một số phân tử có thể không tuân theo quy tắc octet. **Ví dụ:** NO , BH_3 , SF_6 , ... Với nguyên tử của các nguyên tố nhóm B, người ta áp dụng một quy tắc khác, tương ứng với quy tắc octet, là quy tắc 18 electron để giải thích xu hướng khi tham gia liên kết hoá học của chúng.

Ví dụ: Trong phân tử PCl_5 , lớp ngoài cùng của P có 10 electron.



Bài 9: LIÊN KẾT ION

NỘI DUNG

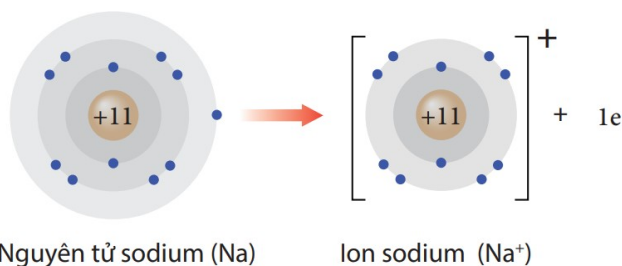
Khái niệm liên kết hóa học:

Liên kết hoá học là sự kết hợp giữa các nguyên tử tạo thành phân tử hay tinh thể bền vững hơn.

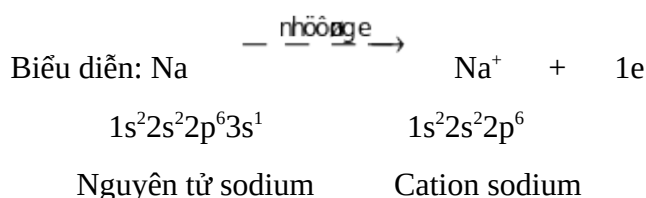
I. Ion và sự hình thành liên kết ion

1. Khái niệm ion

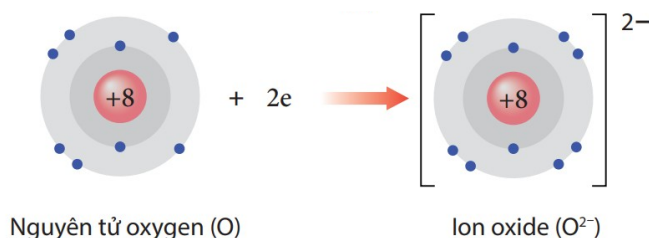
▢ **Ion dương (cation)**: Khi nguyên tử **nhường electron** thì trở thành ion dương.



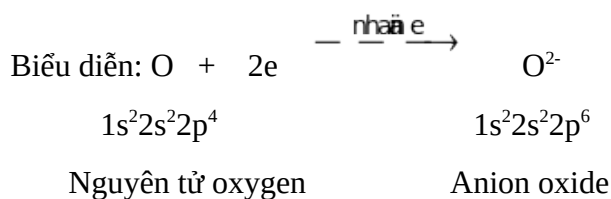
Hình. Minh họa quá trình hình thành ion Na^+



▢ **Ion âm (anion)**: Khi nguyên tử **nhận electron** thì trở thành ion âm.



Hình. Minh họa quá trình hình thành ion O^{2-}



▢ **Ion đơn nguyên tử** là ion chỉ có một nguyên tử (Cl^- , Na^+ , ...).

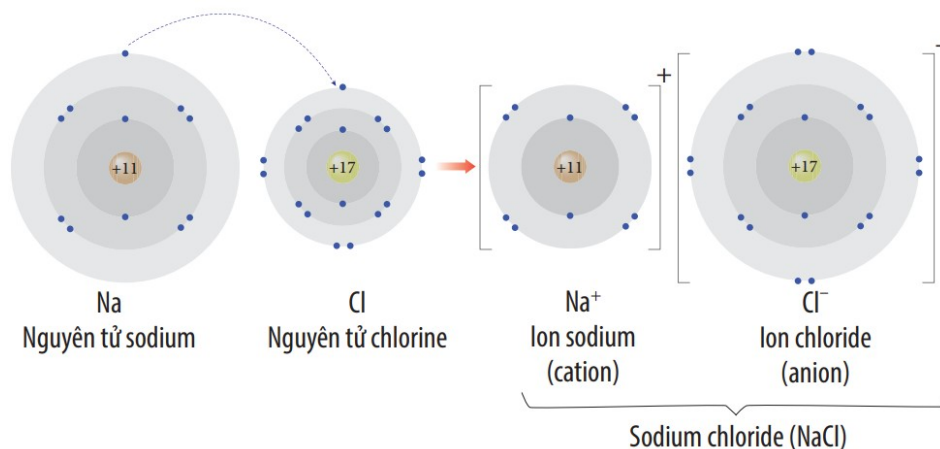
▢ **Ion đa nguyên tử** là ion có từ 2 nguyên tử trở lên (NO_3^- , SO_4^{2-} , ...).

2. Tìm hiểu về liên kết ion

▢ **Định nghĩa**: **Liên kết ion** là liên kết được hình thành bởi **lực hút tĩnh điện** giữa các ion mang điện tích **trái dấu**.

▢ **Đặc điểm:** Liên kết ion thường được hình thành khi **kim loại điển hình tác dụng với phi kim điển hình**.

Ví dụ: Khi cho sodium tác dụng với chlorine, ta thu được sodium chloride (NaCl).



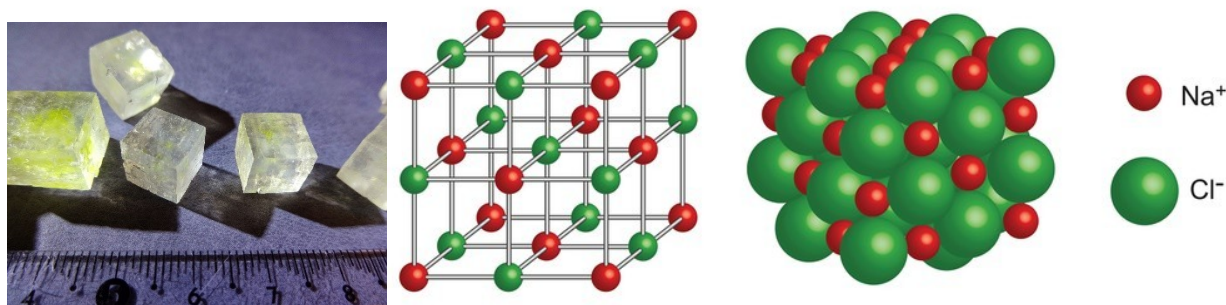
Hình. Minh họa sự hình thành liên kết ion trong phân tử NaCl

⇒ Phương trình hoá học: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$

II. Tinh thể ion

Các **ion** được sắp xếp theo **một trật tự nhất định** trong không gian theo kiểu mạng lưới, trong đó ở các nút của mạng lưới là những **ion dương và ion âm được sắp xếp luân phiên, liên kết chặt chẽ** với nhau do sự cân bằng giữa lực hút (các ion trái dấu hút nhau) và lực đẩy (các ion cùng dấu đẩy nhau), tạo thành mạng tinh thể ion.

Tìm hiểu về tinh thể NaCl và khái niệm ô mạng tinh thể



Hình. Tinh thể NaCl thực tế (trái) và mô hình ô mạng tinh thể NaCl (phải)

NaCl là hợp chất ion phổ biến và quen thuộc trong đời sống. Trong điều kiện thường, hợp chất này tồn tại dưới dạng tinh thể rắn, cứng, dễ tan trong nước và có nhiệt độ nóng chảy khá cao (801°C).

Ô mạng tinh thể là đơn vị nhỏ nhất của mạng tinh thể, hiển thị cấu trúc không gian ba chiều của toàn bộ tinh thể.

Do các hợp chất ion có cấu trúc tinh thể và lực hút tĩnh điện mạnh nên chúng thường tồn tại ở trạng thái rắn trong điều kiện thường.

Kết luận:

Trong điều kiện thường, các hợp chất ion thường tồn tại ở trạng thái **rắn, khó nóng chảy, khó bay hơi và không dẫn điện** ở trạng thái rắn. Hợp chất ion thường **dễ tan** trong nước, tạo thành dung dịch có khả năng dẫn điện.

Bài 10: LIÊN KẾT CỘNG HÓA TRỊ

NỘI DUNG

I. Sự hình thành liên kết cộng hóa trị

1. Khái niệm

□ **Liên kết cộng hoá trị** là liên kết được hình thành giữa hai nguyên tử bằng **một hay nhiều cặp electron chung**.

Ví dụ:

$\text{H} \cdot + \cdot \ddot{\text{Cl}}: \longrightarrow \text{H} : \ddot{\text{Cl}}:$	- Một cặp electron chung. - Biểu diễn bằng một gạch nối “–”, đó là liên kết đơn. - Liên kết trong phân tử HCl được biểu diễn là H–Cl.
$\cdot \ddot{\text{O}} \cdot + \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \longrightarrow \cdot \ddot{\text{O}} :: \ddot{\text{O}} \cdot$	- Hai cặp electron chung. - Biểu diễn bằng hai gạch nối “=”, đó là liên kết đôi. - Liên kết trong phân tử O₂ được biểu diễn là O=O.
$\cdot \ddot{\text{N}} \cdot + \cdot \ddot{\text{N}} \cdot \longrightarrow : \ddot{\text{N}} :: \ddot{\text{N}} :$	- Ba cặp electron chung. - Biểu diễn bằng ba gạch nối “≡”, đó là liên kết ba. - Liên kết trong phân tử N₂ được biểu diễn là N≡N.

2. Tìm hiểu cách viết công thức Lewis

Loại công thức	Công thức electron	Công Lewis	Công thức cấu tạo
Cách biểu diễn	Biểu diễn tất cả các electron dùng chung và riêng của mỗi nguyên tử theo quy tắc Octet.	Từ công thức electron thay cặp electron dùng chung bằng 1 gạch ngang (–). Giữ nguyên các electron riêng.	Từ công thức Lewis bỏ các electron riêng.
Ví dụ: O ₂	$\cdot \ddot{\text{O}} :: \ddot{\text{O}} \cdot$	$\ddot{\text{O}} = \ddot{\text{O}}$	$\text{O} = \text{O}$

Kết luận:

Liên kết cộng hoá trị thường được hình thành giữa các nguyên tử của **cùng một nguyên tố** hoặc giữa các nguyên tử của các nguyên tố **không khác nhau nhiều về độ âm điện**.

II. Liên kết cho – nhận

Khái niệm:

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

Liên kết này được biểu diễn bằng mũi tên (→) từ nguyên tử cho sang nguyên tử nhận.

III. Phân loại các loại liên kết dựa trên độ âm điện

Bảng. Phân loại các liên kết hóa học

LIÊN KẾT HÓA HỌC			
	Liên kết ion	Liên kết cộng hóa trị	
Khái niệm	Lực hút tĩnh điện giữa 2 ion trái dấu.	Sự góp chung 1 hay nhiều cặp e hóa trị giữa 2 nguyên tử.	
Phân loại	Cặp electron liên kết chuyển hẳn đến nguyên tử nhận electron tạo thành ion âm và nguyên tử nhường electron tạo thành ion dương.	Không phân cực Cặp e chung ở giữa hai nguyên tử.	Phân cực Cặp e chung lệch về nguyên tử có ĐÂĐ lớn hơn.
Nhận biết	KL _{điển hình} – PK _{điển hình} Ví dụ: NaCl, KF,...	PK – PK (2PK giống) Ví dụ: H ₂ , O ₂ ,...	PK – PK or H – PK (2PK khác nhau) Ví dụ: HCl, NO ₂ ,...
Hiệu ĐÂĐ	$\Delta\chi \geq 1,7$	$0 \leq \Delta\chi < 0,4$	$0,4 \leq \Delta\chi < 1,7$
Ví dụ	Phân tử K ₂ O có $\Delta\chi = 3,44 - 0,82 = 2,62$	Phân tử CH ₄ có $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35$	Phân tử HCl có $\Delta\chi = 3,16 - 2,20 = 0,96$

Ghi chú:

*ĐÂĐ: Độ âm điện

*PK: Phi kim

*KL: Kim loại

⇒ Liên kết cộng hoá trị phân cực có thể được coi là dạng trung gian giữa liên kết cộng hoá trị không phân cực và liên kết ion.

IV. Tính chất của các chất có liên kết cộng hoá trị

⇒ Tương tác giữa các phân tử có liên kết hoá trị yếu hơn nhiều so với các phân tử có liên kết ion.

Trạng thái: Các chất có liên kết cộng hoá trị có thể tồn tại ở các trạng thái rắn, lỏng và khí.

+ Khí: hydrogen, fluorine, carbon dioxide, chlorine,...

+ Lỏng: bromine, nước, alcohol,...

+ Rắn: sulfur, iodine, đường glucose, sucrose,...

Tính tan: Các chất có liên kết cộng hoá trị phân cực như ethanol, đường,... tan nhiều trong nước,... Các chất có liên kết cộng hoá trị không phân cực như iodine, hydrocarbon ít tan trong nước, tan trong benzene, carbon tetrachloride,...

Nhiệt độ nóng chảy: Hợp chất cộng hoá trị không có lực hút tĩnh điện mạnh như hợp chất ion nên chúng có nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi thấp.

Khả năng dẫn điện: Các chất có liên kết cộng hoá trị không phân cực không dẫn điện ở mọi trạng thái, còn các chất có liên kết cộng hoá trị phân cực mạnh có thể dẫn điện.

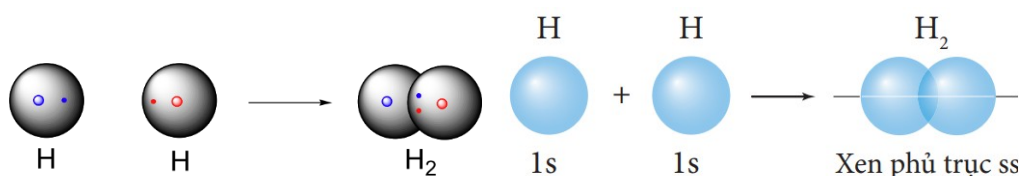
V. Sự hình thành liên kết σ , π và năng lượng liên kết

1. Tìm hiểu sự hình thành liên kết σ và liên kết π

Liên kết cộng hoá trị được hình thành khi các orbital nguyên tử của hai nguyên tố xen phủ lẫn nhau.

Hai cách là **xen phủ trực** và **xen phủ bên**, hình thành nên hai loại liên kết cộng hoá trị tương ứng là **liên kết σ** và **liên kết π** .

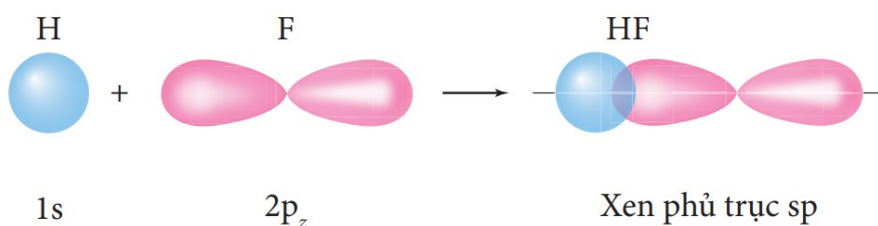
a) Xen phủ s – s



Hình. Sự xen phủ giữa hai AO $1s$ của hai nguyên tử hydrogen hình thành liên kết σ trong phân tử hydrogen

$\Rightarrow$ Vùng xen phủ có mật độ điện tích âm lớn, làm tăng lực hút của mỗi hạt nhân với vùng này và làm cân bằng lực đẩy giữa hai hạt nhân, để hai nguyên tử liên kết với nhau.

b) Xen phủ s – p



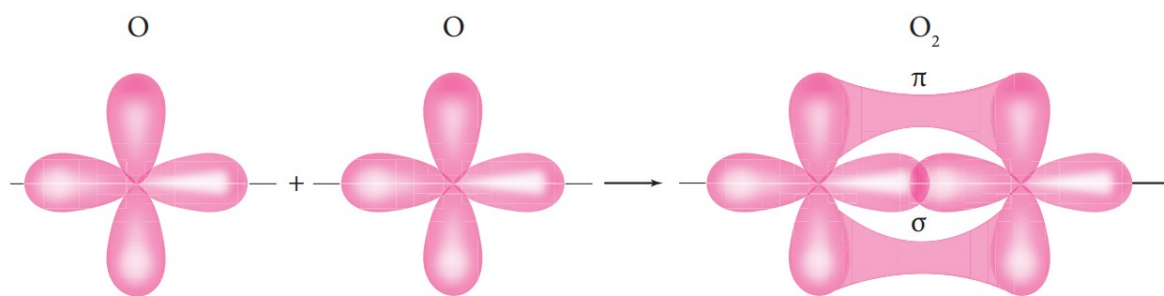
Hình. Sự xen phủ giữa AO $1s$ của nguyên tử hydrogen và AO $2p$ của nguyên tử fluorine hình thành liên kết σ trong phân tử hydrogen fluoride

$\Rightarrow$ Phân tử HF tạo thành khi orbital $1s$ của nguyên tử H ($1s^1$) xen phủ với orbital $2p$ của nguyên tử F ($2s^2 2p^5$) theo trục liên kết, tạo liên kết cộng hoá trị giữa H và F , vùng xen phủ càng lớn thì liên kết càng bền.

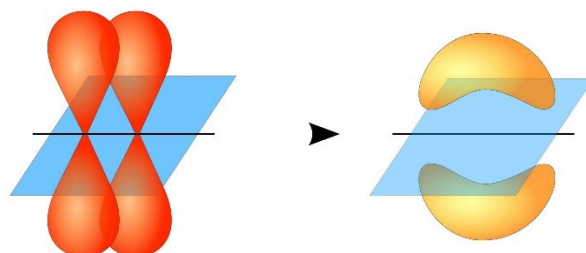
c) Xen phủ p – p



Hình. Sự xen phủ giữa hai AO $2p$ của hai nguyên tử fluorine hình thành liên kết σ trong phân tử fluorine

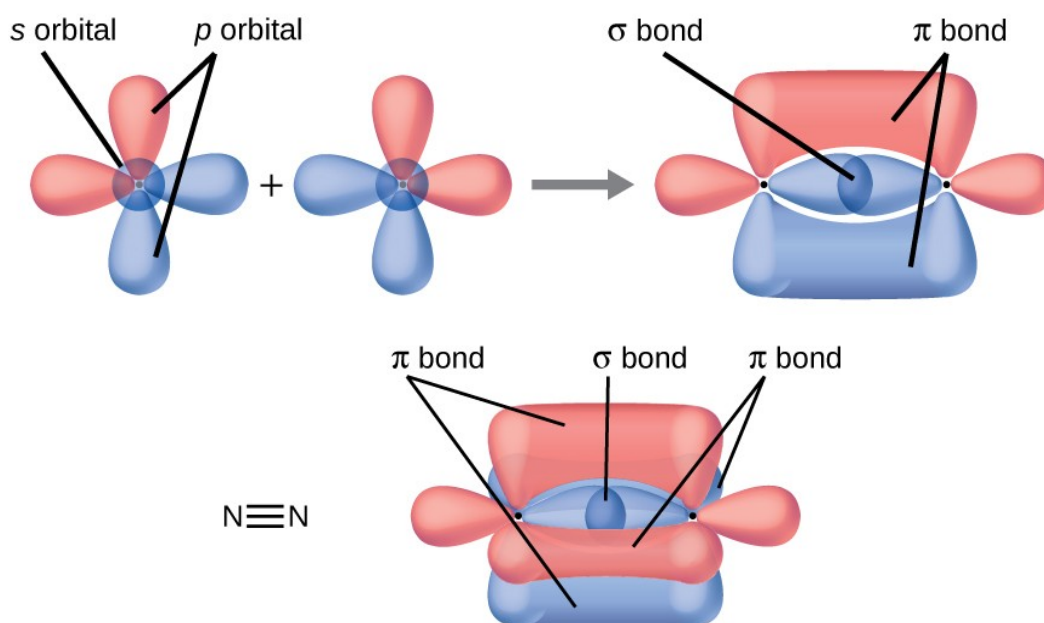


Xen phủ trực pp và xen phủ bên pp



Hình. Sự xen phủ giữa các orbital hình thành liên kết σ và liên kết π trong phân tử oxygen
Ở những liên kết đôi và ba (như trong phân tử N_2 , C_2H_4 ,...), ngoài liên kết σ còn có liên kết π .

- Liên kết đôi gồm một liên kết σ và một liên kết π .
- Liên kết ba gồm một liên kết σ và hai liên kết π .



Kết luận:

Liên kết σ	Liên kết π
do sự xen phủ trực của hai orbital	do sự xen phủ bên của hai orbital
Vùng xen phủ nằm trên đường nối tâm hai nguyên tử.	Vùng xen phủ nằm hai bên đường nối tâm hai nguyên tử

2. Tìm hiểu khái niệm năng lượng liên kết (E_b)

Ví dụ 1: Cho các phương trình phản ứng sau: $H_2(g) \rightarrow 2H(g)$ với $E_b = 432 \text{ kJ/mol}$ (1)

→ Ta nói năng lượng liên kết E_b trong phân tử H_2 là 432 kJ/mol.

→ Nghĩa cần cung cấp 432 kJ để phá vỡ 1 mol khí H_2 thành các nguyên tử ở thể khí.

Ví dụ 2: Tổng năng lượng liên kết trong phân tử CH_4 là 1 660 kJ/mol.

$CH_4(g) \rightarrow C(g) + 4H(g)$ với $E_b = 1\,660 \text{ kJ/mol}$ (2)

→ Do đó, năng lượng liên kết trung bình của một liên kết C–H là $1\,660/4 = 415 \text{ kJ/mol}$.

Kết luận:

(1) **Năng lượng của một liên kết hoá học** là năng lượng cần thiết để **phá vỡ 1 mol liên kết** đó ở thể khí, tạo thành các nguyên tử ở thể khí. Giá trị năng lượng của một liên kết hoá học là thước **đo độ bền liên kết**.

(2) **Đối với các phân tử nhiều nguyên tử**, tổng năng lượng liên kết trong phân tử bằng năng lượng cần cung cấp để phá vỡ hoàn toàn 1 mol phân tử đó ở thể khí thành các nguyên tử ở thể khí.

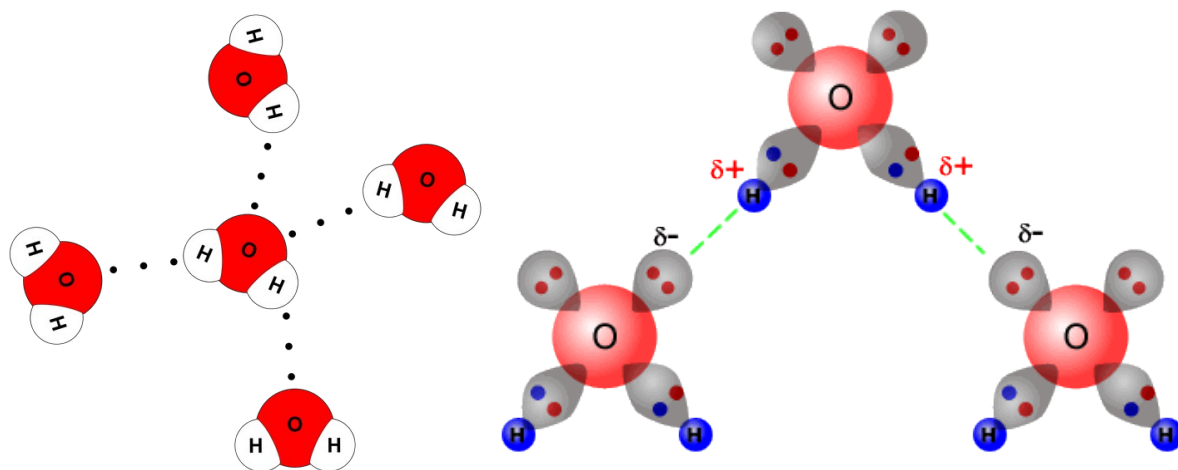
Bài 11: LIÊN KẾT HYDROGEN VÀ TƯƠNG TÁC VAN DER WAAL

NỘI DUNG

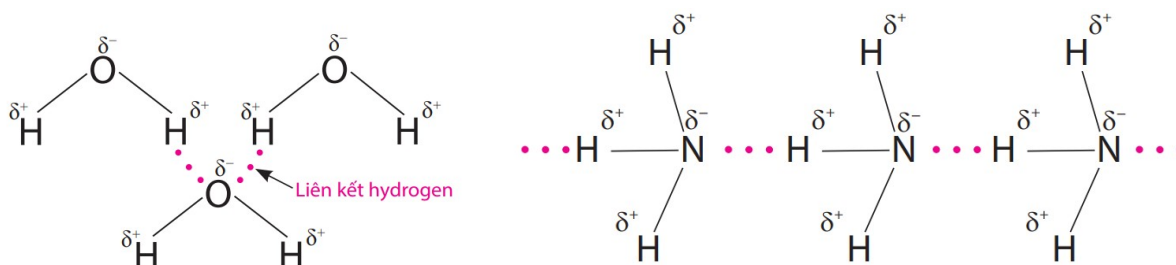
I. Liên kết hydrogen

1. Tìm hiểu về liên kết hydrogen

Lực hút tĩnh điện giữa nguyên tử H mang một phần điện tích dương (lĩnh động) của phân tử H_2O này với nguyên tử oxygen mang một phần điện tích âm của phân tử H_2O khác, tạo thành liên kết yếu giữa các phân tử nước, gọi là **liên kết hydrogen**, thường được biểu diễn bằng **dấu ba chấm** (...)



Hình. Liên kết hydrogen giữa các phân tử nước



Hình. Liên kết hydrogen giữa các phân tử nước (trái) và ammonia (phải)

Kết luận:

□ **Liên kết hydrogen** là một loại **liên kết yếu**, được hình thành **giữa nguyên tử H** (đã liên kết với một nguyên tử có độ âm điện lớn, thường là F, O, N) **với một nguyên tử khác có độ âm điện lớn** (thường là F, O, N) còn cặp electron hoá trị chưa tham gia liên kết.

2. Tìm hiểu vai trò, ảnh hưởng của liên kết hydrogen tới tính chất vật lí của nước

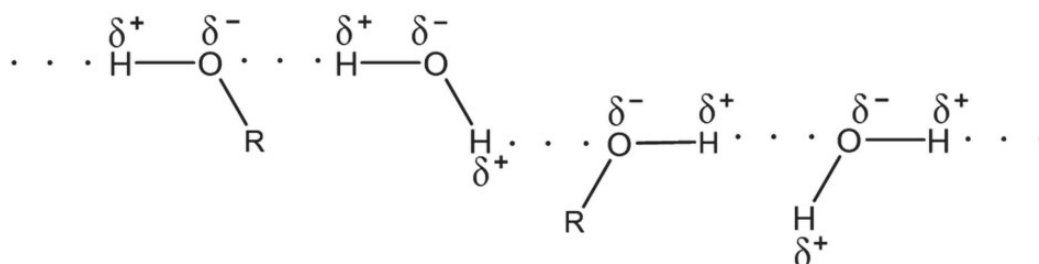
Nhận xét:

Các hợp chất có liên kết hydrogen đều có **nhệt độ sôi cao** hơn và **tan tốt** hơn trong nước.

Nước là một hợp chất có **nhệt độ nóng chảy** và **nhệt độ sôi cao hơn** so với nhiều **hợp chất** có cùng cấu trúc phân tử nhưng **không tạo được liên kết hydrogen**.

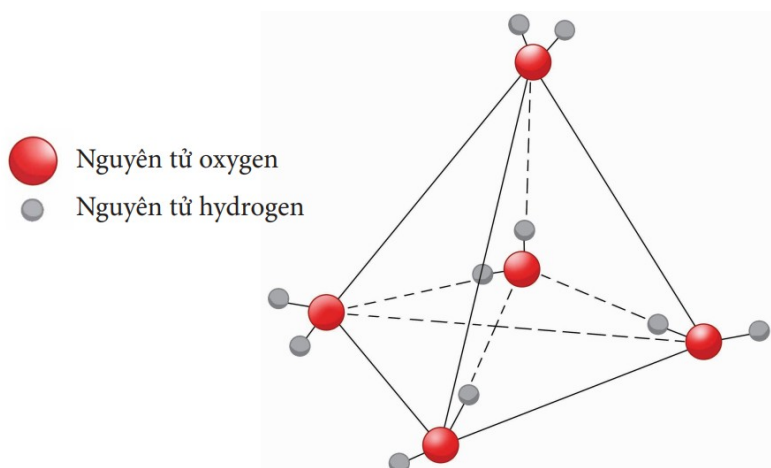
Nước còn là một **dung môi tốt**, không chỉ hoà tan được nhiều hợp chất ion, mà còn hoà tan được nhiều hợp chất có liên kết cộng hoá trị phân cực.

Hầu hết các **phản ứng hoá học quan trọng** đối với sự sống đều **diễn ra ở môi trường nước bên trong** tế bào.



Hình. Liên kết hydrogen giữa alcohol và nước

Nước ở **trạng thái rắn** có **thể tích lớn** hơn khi ở trạng thái lỏng. Đó là do **nước đá** có cấu trúc tinh thể phân tử **với bốn phân tử H_2O phân bố ở bốn đỉnh** của một **tứ diện đều**, bên trong là **cấu trúc rỗng** $\Rightarrow$ Điều này lí giải tại sao **nước đá nổi được trên mặt nước lỏng**.



Hình. Cấu trúc của tinh thể phân tử nước đá

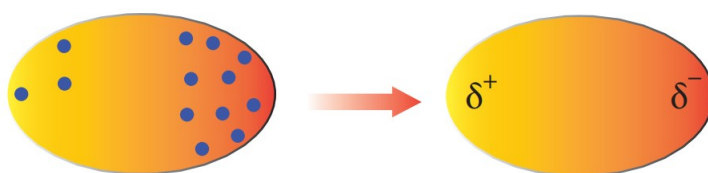
Kết luận:

Nhờ có **liên kết hydrogen** mà ở điều kiện thường **nước ở thể lỏng**, có **nhệt độ sôi cao** ($100\text{ }^{\circ}\text{C}$).

II. Tương tác Van der Waals

Khi các electron di chuyển tập trung về một phía bất kì của phân tử sẽ hình thành nên các **lưỡng cực tạm thời**.

Các phân tử có lưỡng cực tạm thời cũng có thể làm các phân tử lân cận xuất hiện các **lưỡng cực cảm ứng**.



Hình. Lưỡng cực tạm thời được hình thành do sự phân bố không đồng đều của các electron trong phân tử

Kết luận:

- Tương tác **van der Waals** là **lực tương tác yếu** giữa các phân tử, được hình thành do sự xuất hiện của các **lưỡng cực tạm thời** và **lưỡng cực cảm ứng**.
- Tương tác van der Waals làm **tăng nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi** của các chất. Khi khối lượng phân tử tăng, **kích thước phân tử tăng thì tương tác van der Waals tăng**.

Halogen	F₂	Cl₂	Br₂	I₂
Khối lượng mol (g/mol)	38,0	70,9	159,8	253,8
Tổng số electron	18	34	70	106
Nhiệt độ sôi (°C)	-188,1	-34,1	59,2	185,5
Nhiệt độ nóng chảy (°C)	-219,6	-101,0	-7,3	113,6

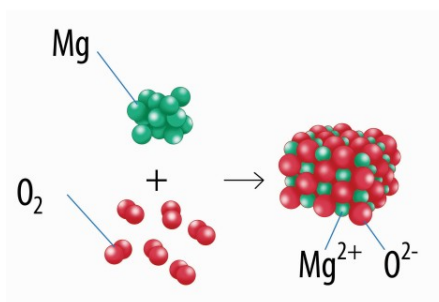
CHƯƠNG IV: PHẢN ỨNG OXI HÓA – KHỬ

Bài 12: PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ VÀ ỨNG DỤNG

NỘI DUNG

I. Số oxi hóa

1. Khái niệm



Hình. Magnesium phản ứng với oxygen

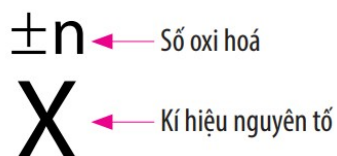


Hình. Công thức electron của hydrogen chloride

Kết luận:

Số oxi hoá của một nguyên tử trong phân tử là **điện tích** của nguyên tử nguyên tố đó nếu giả định cặp electron chung thuộc hẳn về nguyên tử của nguyên tố có độ âm điện lớn hơn.

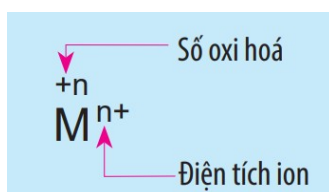
Cách biểu diễn số oxi hoá:



→ Số oxi hoá được viết ở dạng số đại số, dấu viết trước, số viết sau và viết ở phía trên, chính giữa kí hiệu nguyên tố.

Ví dụ: $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$, $\overset{+2}{\text{Mg}}\overset{-2}{\text{O}}$, $\overset{+1}{\text{K}}\overset{-1}{\text{Cl}}$, $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+1}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}}$

Lưu ý: Sự khác nhau giữa kí hiệu số oxi hoá và kí hiệu điện tích của ion M trong hình sau:



Để biểu diễn số oxi hoá thì viết **dấu trước, số sau**, còn để biểu diễn điện tích của ion thì viết số trước, dấu sau.

Nếu điện tích là 1+ (hoặc 1-) có thể viết đơn giản là + (hoặc -) thì đối với số oxi hóa **phải viết đầy đủ cả dấu và chữ** (+1 hoặc -1).

2. Xác định số oxi hoá của nguyên tử các nguyên tố

Quy tắc 1: Số oxi hoá của nguyên tử trong các đơn chất bằng 0.

Ví dụ: $\overset{0}{\text{Cl}}_2$, $\overset{0}{\text{O}}_2$, $\overset{0}{\text{Na}}$, $\overset{0}{\text{C}}$,

Quy tắc 2: Trong một phân tử, tổng số oxi hoá của các nguyên tử bằng 0.

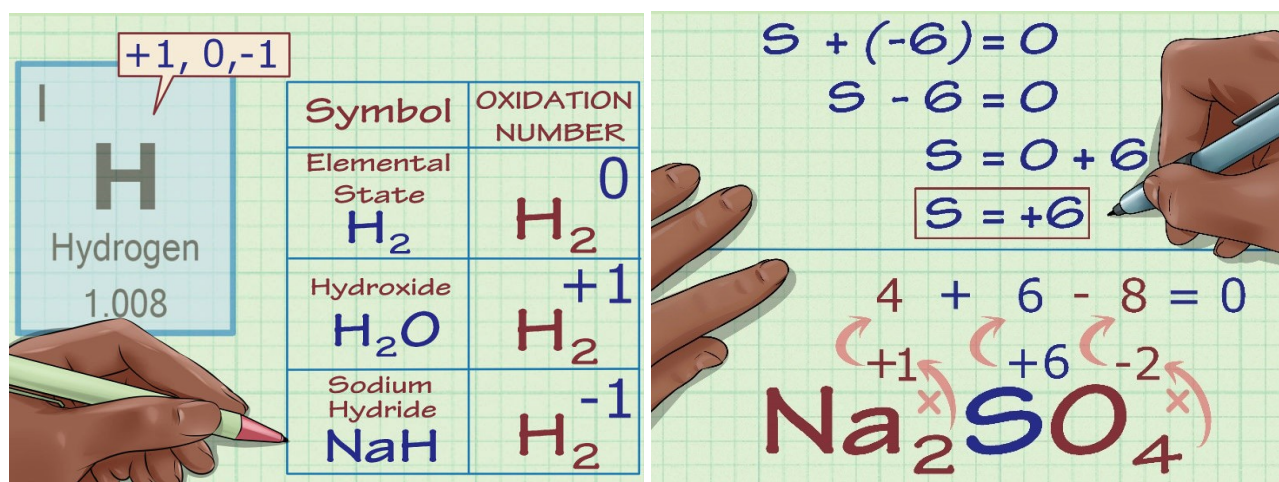
Ví dụ: Tổng số oxi hoá của các nguyên tử trong phân tử NH_3 là: $(-3) + 3 \times (+1) = 0$.

Quy tắc 3: Trong các ion, số oxi hoá của nguyên tử (đối với ion đơn nguyên tử) hay tổng số oxi hoá các nguyên tử (đối với ion đa nguyên tử) bằng điện tích của ion đó.

Ví dụ: Số oxi hoá của nguyên tử Na, Cl trong Na^+ , Cl^- lần lượt bằng +1, -1; số oxi hoá của nguyên tử C và O trong CO_3^{2-} lần lượt bằng +4 và -2.

Quy tắc 4: Trong đa số các hợp chất, số oxi hoá của hydrogen bằng +1, trừ các hydride kim loại (như NaH, CaH_2 , ...). Số oxi hoá của oxygen bằng -2, trừ OF_2 và các peroxide, superoxide (như H_2O_2 , Na_2O_2 , KO_2 , ...). Kim loại kiềm (nhóm IA) luôn có số oxi hoá +1, kim loại kiềm thổ (nhóm IIA) có số oxi hoá +2. Nhôm (aluminium) có số oxi hoá +3. Số oxi hoá của nguyên tử nguyên tố fluorine trong các hợp chất bằng -1.

Nguyên tử	Hydrogen	Oxygen	Kim loại kiềm (IA)	Kim loại kiềm thổ (IIA)	Aluminium
Số oxi hóa	+1	-2	+1	+2	+3
Ngoại lệ	$\overset{-1}{\text{NaH}}, \overset{-1}{\text{CaH}_2}, \dots$	$\overset{+2}{\text{OF}_2}, \overset{-1}{\text{H}_2\text{O}_2}, \dots$			
* Nhóm nguyên tử: $\text{SO}_4 = -2$; $\text{NO}_3 = -1$; $\text{PO}_4 = -3$; $\text{SO}_3 = -2$; $\text{OH} = -1$; $\text{AlO}_2 = -1$; $\text{ZnO}_2 = -2$					



Hình. Ví dụ về cách xác định số oxi hóa

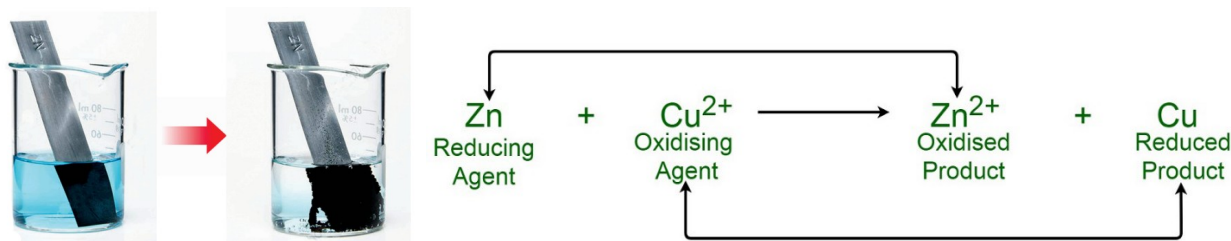
Kết luận:

Bảng. Tóm tắt số oxi hóa

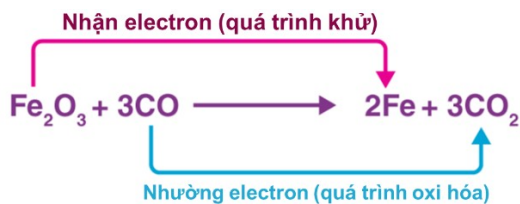
Xác định số oxi hoá	Số oxi hóa
Đơn chất	0
Phân tử	Tổng số oxi hóa bằng 0
Ion đơn nguyên tử	Điện tích của ion
Ion đa nguyên tử	Tổng số oxi hoá các nguyên tử bằng điện tích của ion
Ion fluoride	-1
Oxygen trong hợp chất (trừ OF ₂ và các peroxide, superoxide)	-2
Hydrogen trong hợp chất (trừ các hydride)	+1

II. Phản ứng oxi hóa – khử

Ví dụ: Cho kim loại Zn phản ứng với dung dịch CuSO₄



Hình. Kim loại Zn phản ứng với dung dịch CuSO₄

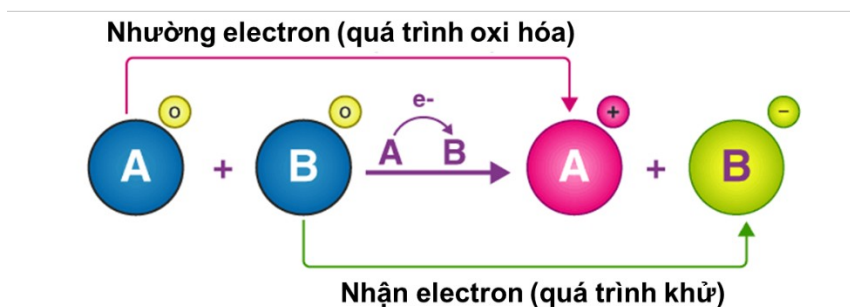


Hình. Minh họa phản ứng oxi hóa – khử

Kết luận:

Bảng. Phân biệt chất khử và chất oxi hóa

Chất khử	Chất oxi hóa
Nhường electron	Nhận electron
Số oxi hóa tăng	Số oxi hóa giảm
Bị oxi hóa	Bị khử



Hình. Minh họa quá trình khử và oxi hóa

▢ **Phản ứng oxi hoá – khử** là phản ứng hoá học, trong đó có **sự chuyển dịch electron** giữa các chất phản ứng hay có sự thay đổi số oxi hoá của một số nguyên tử trong phân tử.

▢ Trong phản ứng oxi hoá – khử **luôn xảy ra đồng thời** quá trình oxi hoá và quá trình khử.

▢ Một chất **có thể** vừa là chất khử vừa là chất oxi hóa.

*** Cách nhận biết phản ứng oxi hóa – khử:**

- Phải có sự thay đổi số oxi hóa của 1 hay một số nguyên tố trước và sau phản ứng.

- Có mặt đơn chất trong phản ứng $\Rightarrow$ phản ứng oxi hóa – khử.

III. Lập phương trình hóa học của phản ứng oxi hóa – khử

1. Nguyên tắc cân bằng

Phương pháp này dựa vào sự bảo toàn e : $\sum e \text{ nhường} = \sum e \text{ nhận}$.

Các bước thực hiện:

Bước 1: Xác định số oxi hoá của các nguyên tử có sự thay đổi số oxi hoá trong phản ứng, từ đó xác định chất oxi hoá, chất khử.

Bước 2: Viết quá trình oxi hoá và quá trình khử.

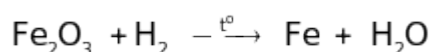
Bước 3: Xác định (và nhân) hệ số thích hợp vào các quá trình sao cho $\sum e \text{ nhường} = \sum e \text{ nhận}$.

Bước 4: Đặt các hệ số vào sơ đồ phản ứng. Cân bằng số lượng nguyên tử của các nguyên tố còn lại dựa trên các định luật bảo toàn (bảo toàn nguyên tố) và theo trình tự sau:

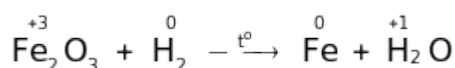
Kim loại (ion dương) $\rightarrow$ gốc acid (ion âm) $\rightarrow$ môi trường (acid, base) $\rightarrow$ nước (cân bằng hydrogen).

2. Một số ví dụ

Ví dụ 1: Cân bằng phương trình phản ứng oxi hóa – khử đơn giản, không có môi trường



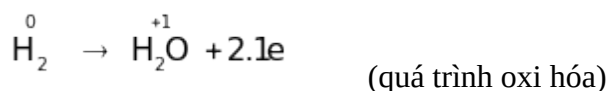
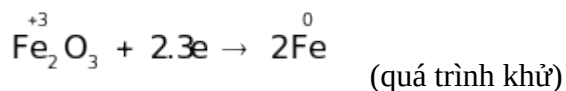
Bước 1 : Xác định số oxi hóa, chất oxi hóa, chất khử



Chất oxi hóa: $\overset{+3}{\text{Fe}}$ (trong Fe_2O_3)

Chất khử: $\overset{0}{\text{H}_2}$

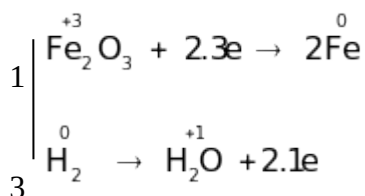
Bước 2: Viết các quá trình oxi hóa, khử



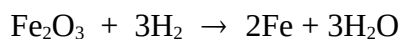
• **Chú ý :** Khi chất oxi hóa (khử) có chỉ số lớn hơn 1 trong phân tử thì phải thêm hệ số (bằng chỉ số trong phân tử) vào quá trình khử (oxi hóa) tương ứng. Ở ví dụ trên : $\overset{+3}{\text{Fe}}$, $\overset{0}{\text{H}}$ có chỉ số là 2 trong phân tử tương ứng Fe_2O_3 , H_2 do vậy cần thêm hệ số 2 vào quá trình khử, oxi hóa.

Bước 3: Tìm hệ số cho hai quá trình oxi hóa và khử

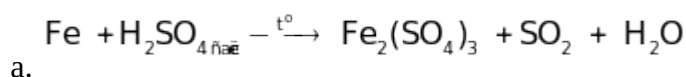
Bội số chung nhỏ nhất (BSCNN) = 6 do đó hệ số mỗi quá trình như sau



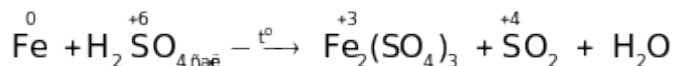
Bước 4: Đặt hệ số chất oxi hóa, chất khử vào phương trình



Ví dụ 2: Cân bằng phương trình phản ứng oxi hóa – khử trong đó chất oxi hóa (khử) còn có vai trò làm môi trường



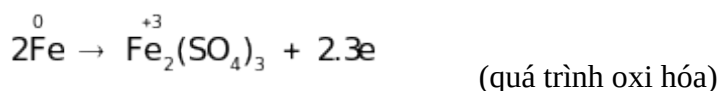
a. **Bước 1:** Xác định số oxi hóa, chất oxi hóa, chất khử



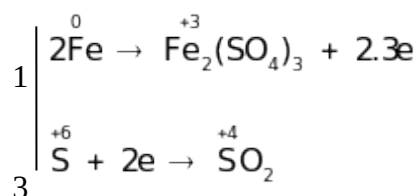
Chất oxi hóa : $\overset{+6}{\text{S}}$ (trong H_2SO_4)

Chất khử: $\overset{0}{\text{Fe}}$

Bước 2: Viết quá trình oxi hóa, quá trình khử



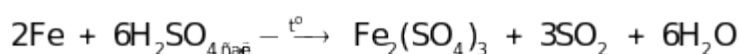
Bước 3: Tìm hệ số cho hai quá trình oxi hóa và khử



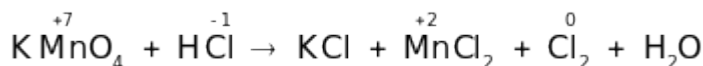
Bước 4: Đặt hệ số các chất vào phương trình

Do H_2SO_4 vừa đóng vai trò là chất oxi hóa vừa đóng vai trò là môi trường (tạo muối) nên hệ số của nó trong phương trình không phải là hệ số của quá trình khử mà phải cộng thêm phần tham gia làm môi trường (cộng thêm phần tham gia tạo muối). Vì vậy trong những phản ứng dạng này, ta thường đặt hệ số vào phương trình theo thứ tự sau :

Chất khử $\rightarrow$ Sản phẩm oxi hóa $\rightarrow$ Sản phẩm khử $\rightarrow$ Acid (H_2SO_4 , HNO_3) $\rightarrow$ Nước.



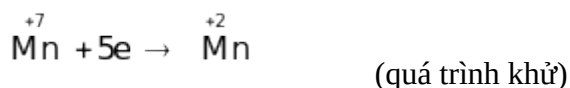
b. **Bước 1:** Xác định số oxi hóa, chất oxi hóa, chất khử



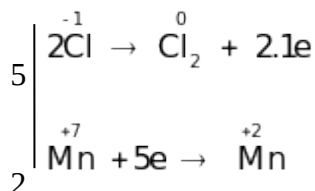
Chất oxi hóa : $\overset{+7}{\text{Mn}}$ (trong KMnO_4)

Chất khử : $\overset{-1}{\text{Cl}}$ (trong HCl)

Bước 2: Viết quá trình oxi hóa, quá trình khử



Bước 3: Tìm hệ số cho hai quá trình oxi hóa và khử



Bước 4 : Đặt hệ số các chất vào phương trình :

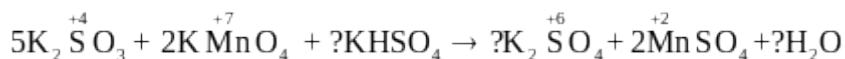
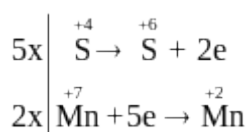
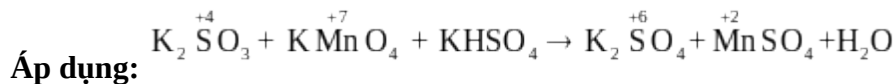
Do HCl vừa đóng vai trò là chất khử vừa đóng vai trò là môi trường (tạo muối) nên hệ số của nó trong phương trình không phải là hệ số của quá trình oxi hóa mà phải cộng thêm phần tham gia làm môi trường (cộng thêm phần tham gia tạo muối). Vì vậy trong những phản ứng dạng này, ta thường đặt hệ số vào phương trình theo thứ tự sau:

Chất oxi hóa $\rightarrow$ Sản phẩm khử $\rightarrow$ Sản phẩm oxi hóa $\rightarrow$ Các kim loại còn lại (K) $\rightarrow$ Chất khử
(HCl, HBr) $\rightarrow$ Nước.



Ví dụ 3: Phản ứng không xác định rõ môi trường

Cách giải quyết: Có thể cân bằng nguyên tố bằng phương pháp đại số khi đã xác định hệ số của các chất thay đổi số oxi hóa hoặc qua trung gian phương trình ion thu gọn.



Đặt các hệ số hợp thức của KHSO_4 , K_2SO_4 và H_2O là a, b, c.

Bảo toàn nguyên tố K: $12 + a = 2b$

Bảo toàn nguyên tố H: $a = 2c$

Bảo toàn nguyên tố S: $5 + a = b + 2$

$\Rightarrow$ Giải hệ : $a=6$; $b=9$; $c=3$

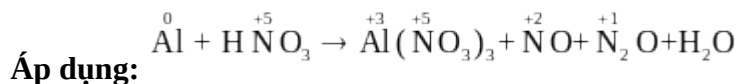


Ví dụ 4: Phản ứng có nguyên tố tăng hay giảm nhiều nấc

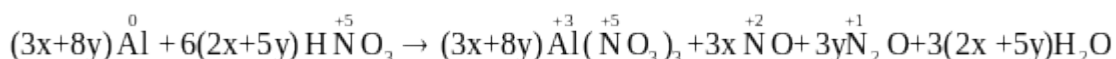
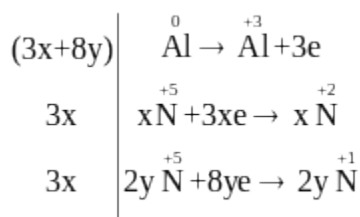
Cách giải quyết:

+ Cách 1: Viết mọi phương trình thay đổi số oxi hóa, đặt ẩn số cho từng nấc tăng, giảm số oxi hóa

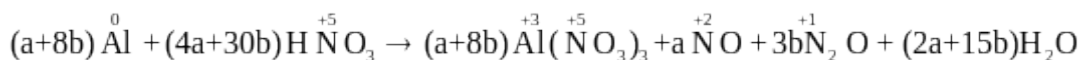
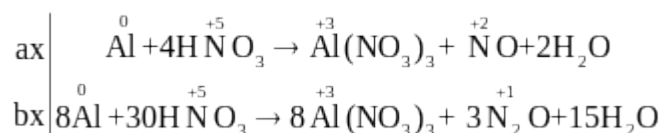
+ Cách 2: Tách ra thành hai hay nhiều phản ứng với từng nấc số oxi hóa tăng, hay giảm (**có lợi trong việc giải toán**). Nhân hệ số trước khi gom các phản ứng lại.



Cách 1:



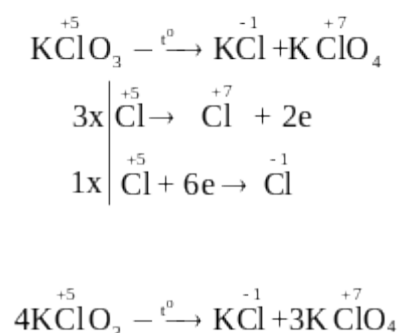
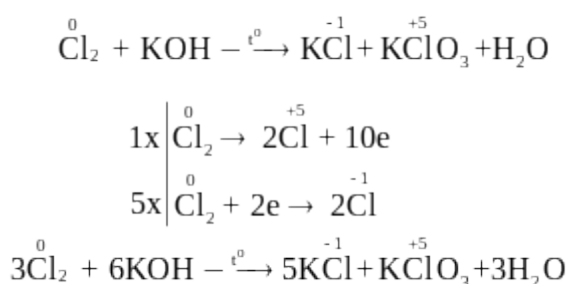
Cách 2: Tách thành 2 phương trình:



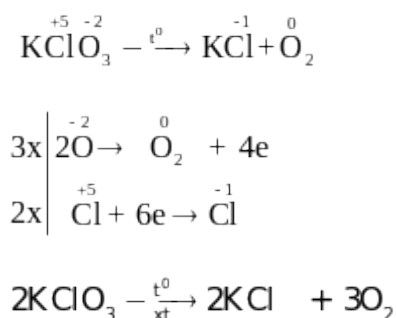
Nhận xét:

- + Nếu là giải toán, cứ để nguyên các phương trình để tính toán, không cần gom lại.
- + Với 2 phương trình trên ta có liên hệ: $a=3x$; $b=y$.
- + Tùy theo đề bài cho tỉ lệ số mol của NO và N₂O thì ta mới xác định được hệ số của NO và N₂O.

Ví dụ 5: Phản ứng tự oxi hóa – tự khử: Trong đó 1 chất vừa là chất oxi hóa vừa là chất khử → ghi hệ số sơ khởi bên chất tạo thành.



Ví dụ 6: Phản ứng nội oxi hóa - khử: Trong cùng 1 chất mà nguyên tố này đóng vai trò là oxi hóa, nguyên tố kia đóng vai trò là chất khử → ghi hệ số sơ khởi bên chất tạo thành.



Một số chất là chất khử hay chất oxi hóa còn phụ thuộc vào môi trường tiến hành phản ứng:

Chất	Môi trường tiến hành phản ứng	Sản phẩm sau phản ứng
$\overset{+7}{\text{K Mn O}_4}$	Môi trường axit (H_2SO_4)	$\overset{+2}{\text{Mn}}$ ($\text{MnCl}_2, \text{MnSO}_4$)
	Môi trường trung tính (H_2O)	$\overset{+4}{\text{Mn}}$ (MnO_2, KOH)
	Môi trường bazơ	$\overset{+6}{\text{Mn}}$ (K_2MnO_4)
$\overset{+7}{\text{K}_2 \text{Cr}_2 \text{O}_7}$	Môi trường axit (H_2SO_4)	$\overset{+3}{\text{Cr}}$ $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

Ví dụ:

- Môi trường acid: $10\text{FeSO}_4 + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\quad} 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\quad} \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$

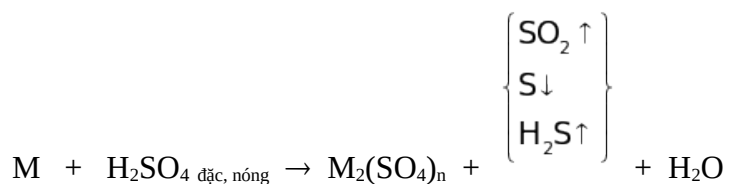
- Môi trường H_2O : $3\text{C}_2\text{H}_4 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad} 3\text{CH}_2(\text{OH}) - \text{CH}_2\text{OH} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$

- Môi trường kiềm: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KOH}_{\text{đặc}} \xrightarrow{\quad} \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

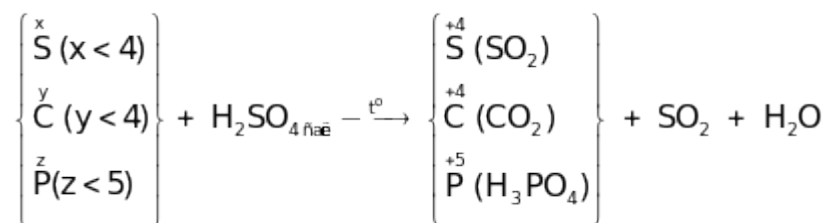
3. Xác định sản phẩm oxi hóa – khử

Để xác định đúng sản phẩm của phản ứng oxi – hóa khử ta cần nắm vững những nội dung sau :

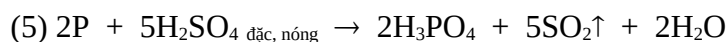
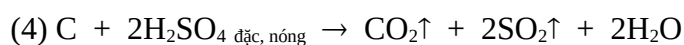
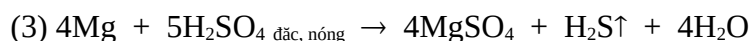
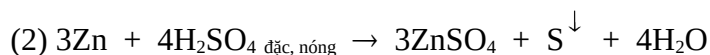
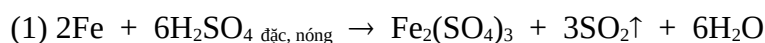
- Với H_2SO_4 đặc tùy theo bản chất của chất khử và nồng độ của acid mà S^{+6} có thể bị khử xuống các trạng thái oxi hóa khác nhau: S^{+4} (SO_2), S^0 (S), S^{-2} (H_2S).



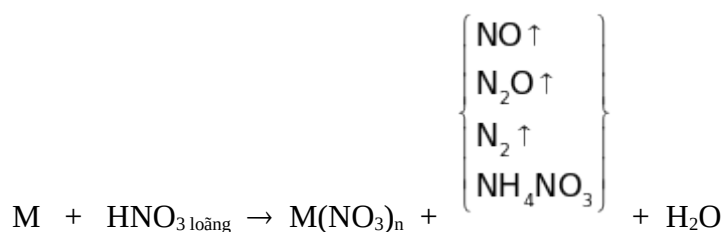
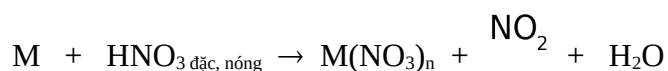
(M là kim loại, n số oxi hóa cao của kim loại)



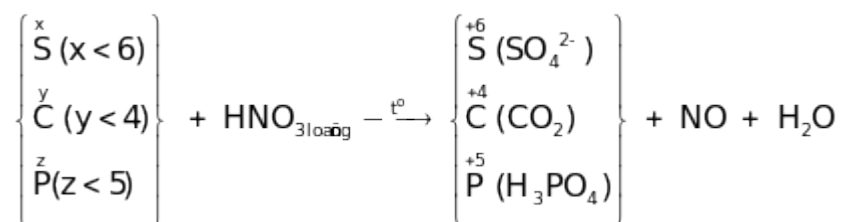
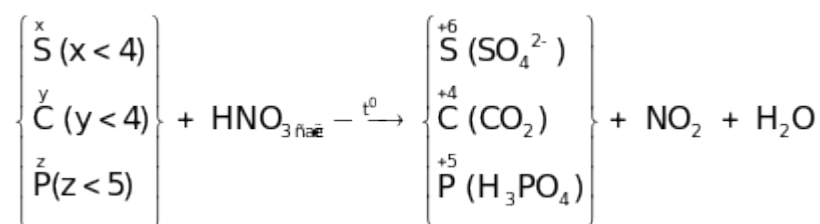
Ví dụ:



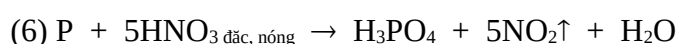
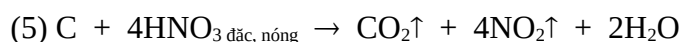
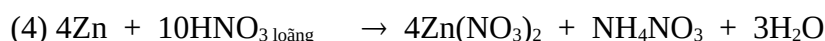
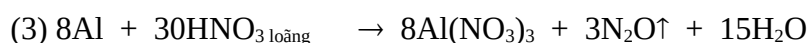
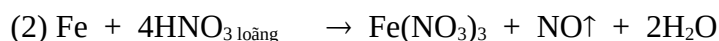
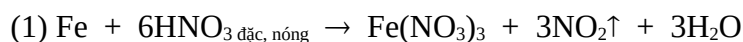
- Với HNO_3 tùy theo bản chất của chất khử và nồng độ của axit mà N^{+5} bị khử xuống các trạng thái oxi hóa khác nhau: N^{+4} (NO_2), N^{+2} (NO), N^{+1} (N_2O), N^0 (N_2), N^{-3} (NH_4NO_3).



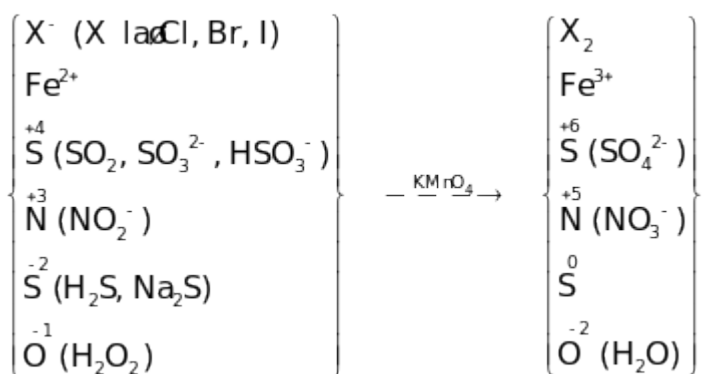
(M là kim loại, n số oxi hóa cao của kim loại)



Ví dụ:



- Các chất khử khi bị oxi hóa bởi KMnO_4 thì số oxi hóa biến đổi như sau:



- Với KMnO_4 tùy theo môi trường xảy ra phản ứng mà Mn^{+7} bị khử xuống các trạng thái oxi hóa khác nhau:

- + Môi trường acid (H^+) : $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ (tồn tại ở dạng muối Mn^{2+})
- + Môi trường trung tính (H_2O) : $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$ (tồn tại ở dạng MnO_2)
- + Môi trường kiềm (OH^-) : $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$ (tồn tại ở dạng K_2MnO_4)

Ví dụ:

- (1) $2\text{KMnO}_4 + 10\text{KI} + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + 5\text{I}_2 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
- (2) $2\text{KMnO}_4 + 6\text{KI} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 3\text{I}_2 + 8\text{KOH}$
- (3) $2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

IV. Ý nghĩa của phản ứng oxi hóa – khử

1. Tìm hiểu về sự cháy của nhiên liệu

Gas (thành phần chính là hỗn hợp propane (C_3H_8) và butane (C_4H_{10}) được hoá lỏng) được sử dụng làm **nhiên liệu** trong nấu nướng.

Gas cháy trong không khí, xảy ra phản ứng **oxi hoá – khử**, trong đó các hydrocarbon bị oxi hoá và oxygen bị khử, tạo thành **sản phẩm carbon dioxide và nước**.

Các phản ứng này **toả nhiệt lớn** và lượng nhiệt này thường được dùng để **nấu chín thức ăn**.

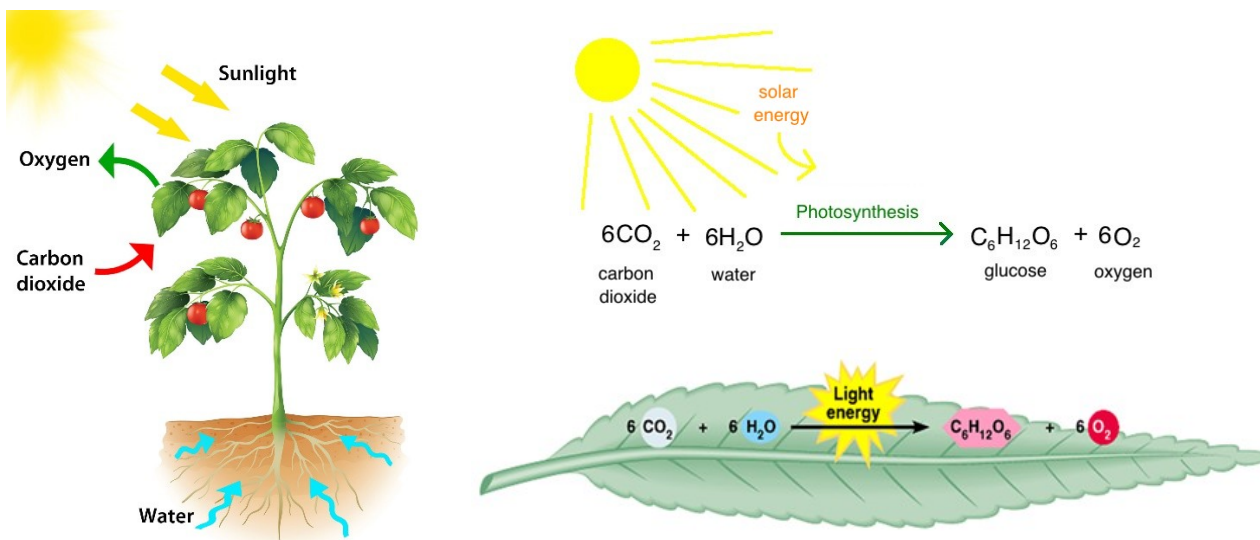


Hình. Gas cháy trong không khí toả nhiệt lớn

2. Mô tả một số phản ứng oxi hoá – khử quan trọng gắn liền với cuộc sống

a) Quang hợp ở thực vật

Quá trình quang hợp xảy ra khi có điều kiện **ánh sáng mặt trời**, khi đó **carbon dioxide** và **hơi nước** được **diệp lục hấp thụ**, tạo sản phẩm **glucose** ($C_6H_{12}O_6$) để tổng hợp carbohydrate và **giải phóng oxygen**.



Hình. Quá trình quang hợp của cây xanh

b) Luyện kim

Kỹ thuật điều chế kim loại đòi hỏi áp dụng phản ứng oxi hoá khử như luyện **chromium**, **gang thép**, **nhôm (aluminium)**, ...

Sản xuất gang xảy ra qua nhiều giai đoạn, trong đó phản ứng chính là **khí CO khử iron (III) oxide ở nhiệt độ cao**, tạo **thành iron nóng chảy và khí carbon dioxide**.

Phương trình hóa học: $Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$



Hình. Sản xuất gang

c) Điện hoá

Các quá trình oxi hoá – khử xảy ra có **sự tham gia của dòng điện** hoặc phát sinh dòng điện như: mạ điện, mạ nhúng nóng; hoạt động pin – ắc quy; điện phân;...

Pin dùng thông dụng hiện nay là **pin kiềm** (hay pin alkaline). Thành phần **gồm zinc, manganese dioxide** và dung dịch **potassium hydroxide**. Trong môi trường kiềm, kẽm (zinc) phản ứng với manganese dioxide tạo sản phẩm zinc oxide, manganese(III) oxide và sinh ra dòng điện trong pin.



Hình. Ắc quy và pin

Kết luận:

- Một số phản ứng oxi hoá – khử quan trọng **gắn liền với cuộc sống** như sự cháy của than, củi; sự cháy của xăng, dầu trong các động cơ đốt trong; các quá trình điện phân; các phản ứng xảy ra trong pin, ắc quy; ...
- Một số phản ứng oxi hoá – khử là **cơ sở của quá trình sản xuất** trong các ngành công nghiệp nặng; sản xuất các hoá chất cơ bản; sản xuất phân bón; thuốc bảo vệ thực vật; dược phẩm; ...

CHƯƠNG V: NĂNG LƯỢNG HÓA HỌC

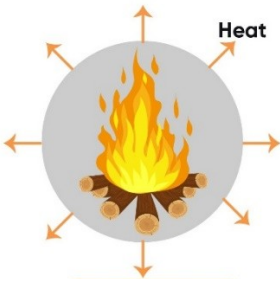
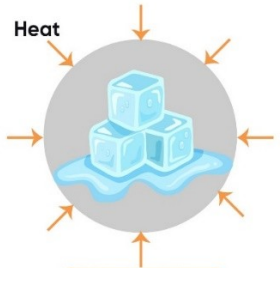
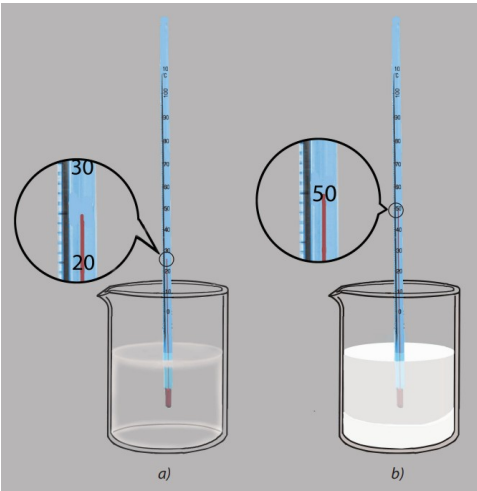
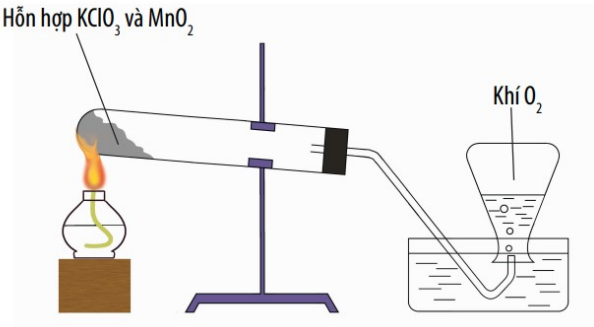
Bài 13: ENTHALPY TẠO THÀNH VÀ BIẾN THIÊN ENTHALPY CỦA PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

NỘI DUNG

I. Phản ứng thu nhiệt, phản ứng tỏa nhiệt

Bảng. So sánh đặc điểm phản ứng thu nhiệt và tỏa nhiệt

	Phản ứng tỏa nhiệt	Phản ứng thu nhiệt
Khái niệm	Phản ứng tỏa nhiệt là phản ứng hoá học trong đó có sự giải phóng nhiệt năng ra môi trường.	Phản ứng thu nhiệt là phản ứng hoá học trong đó có sự hấp thụ nhiệt năng từ môi trường.

		
Hình ảnh	 Hình. Vô số phản ứng với nước	 Hình. Nhiệt phân potassium chlorate Phương trình phản ứng $2\text{KClO}_3(s) \xrightarrow{\text{MnO}_2, t^\circ} 3\text{O}_2(g) + 2\text{KCl}(s)$
Ví dụ	- Sự đốt cháy các loại nhiên liệu như xăng, dầu, cồn, khí gas,... xảy ra nhanh, tỏa nhiều nhiệt, dễ gây hỏa hoạn, thậm chí gây nổ mạnh, rất khó kiểm soát. Vì vậy, khi sử dụng chúng cần tuân thủ nghiêm ngặt các nguyên tắc phòng cháy. - Vào những ngày trời lạnh, nhiều người hay ngồi bên bếp lửa để sưởi. Khi than, củi cháy, không khí xung quanh ấm hơn do phản ứng tỏa nhiệt	Những lúc nóng nực, pha viên sủi vitamin C vào nước để giải khát, khi viên sủi tan, thấy nước trong cốc mát hơn, đó là do xảy ra phản ứng thu nhiệt.  Hình. Hoà tan viên vitamin C sủi vào cốc nước

II. Biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng

1. Tìm hiểu về biến thiên enthalpy của phản ứng

Biến thiên enthalpy của phản ứng (hay nhiệt phản ứng) được **kí hiệu** $\Delta_r H^\circ_{298}$, thường tính theo đơn vị **kJ hoặc kcal**.

Biến thiên enthalpy của phản ứng là **lượng nhiệt toả ra hay thu** vào của một phản ứng hoá học trong quá trình đẳng áp (áp suất không đổi).

Điều kiện chuẩn: áp suất 1 bar (đối với chất khí), nồng độ 1 mol/L (đối với chất tan trong dung dịch) và thường chọn nhiệt độ 25°C (hay 298 K).

2. Tìm hiểu về phương trình nhiệt hoá học

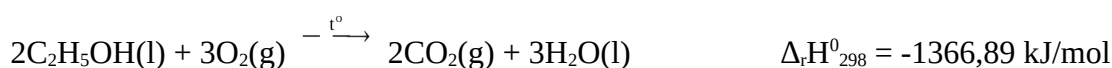
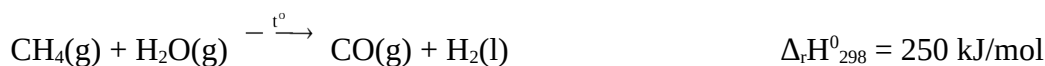
Dấu của biến thiên enthalpy cho biết phản ứng toả nhiệt hay thu nhiệt:

$\Delta_r H > 0$: phản ứng thu nhiệt.

$\Delta_r H < 0$: phản ứng tỏa nhiệt.

Giá trị tuyệt đối của biến thiên enthalpy càng lớn thì nhiệt lượng tỏa ra hay thu vào của phản ứng càng nhiều.

Ví dụ: Xét 2 phản ứng



Kết luận:

Phương trình nhiệt hoá học là phương trình phản ứng hoá học có **kèm theo nhiệt** phản ứng và **trạng thái** của các chất đầu (cđ) và sản phẩm (sp).

III. Enthalpy tạo thành (nhiệt tạo thành)

□ **Enthalpy tạo thành** (hay nhiệt tạo thành) được kí hiệu $\Delta_f H$, thường tính theo đơn vị kJ/mol hoặc kcal/mol.

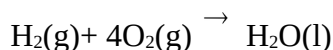
□ Enthalpy tạo thành của một chất là nhiệt kèm theo phản ứng tạo thành 1 mol chất đó từ các đơn chất bền nhất.

□ Enthalpy tạo thành trong điều kiện chuẩn được gọi là **enthalpy tạo thành chuẩn** (hay nhiệt tạo thành chuẩn) và được kí hiệu là $\Delta_f H_{298}^0$.

☞ Nhiệt tạo thành chuẩn của các **đơn chất** ở dạng **bền vững nhất bằng không**.

Ví dụ: $\Delta_f H_{298}^0 (\text{O}_2)(\text{g}) = 0 \text{ kJ/mol}$.

Ví dụ 1: Nước lỏng được tạo thành từ khí hydrogen và khí oxygen theo phản ứng:



Ở điều kiện chuẩn, cứ 1 mol $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ tạo thành từ 1 mol $\text{H}_2(\text{g})$ và $\frac{1}{2}$ mol $\text{O}_2(\text{g})$ giải phóng nhiệt lượng là 285,8 kJ.

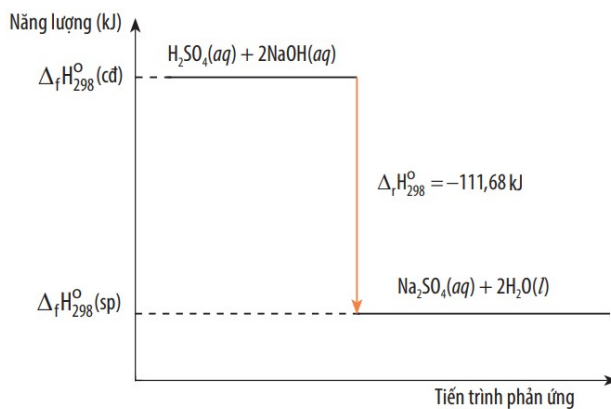
Như vậy nhiệt tạo thành của nước lỏng: $\Delta_f H_{298}^0 (\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$.

Ví dụ 2: Phản ứng $\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g})$ có biến thiên enthalpy:

$\Delta_f H_{298}^0 (\text{NO}(\text{g})) = +90,3 \text{ kJ/mol}$.

Giá trị $\Delta_f H_{298}^0 > 0$, tức phản ứng này là phản ứng thu nhiệt.

IV. Ý nghĩa của dấu và giá trị $\Delta_r H^0_{298}$



Hình. Sơ đồ biểu diễn biến thiên enthalpy của phản ứng toả nhiệt

Kết luận:

- Phản ứng toả nhiệt: $\sum \Delta_f H^0_{298}(\text{sp}) < \sum \Delta_f H^0_{298}(\text{cd}) \rightarrow \Delta_r H^0_{298} < 0$
- Phản ứng thu nhiệt: $\sum \Delta_f H^0_{298}(\text{sp}) > \sum \Delta_f H^0_{298}(\text{cd}) \rightarrow \Delta_r H^0_{298} > 0$
- Thường các phản ứng có $\Delta_r H^0_{298} < 0$ thì xảy ra thuận lợi.

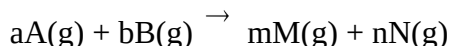
Bài 14: TÍNH BIẾN THIÊN ENTHALPY CỦA PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

NỘI DUNG

I. Xác định biến thiên enthalpy của phản ứng dựa vào năng lượng liên kết

Ở điều kiện chuẩn: $\Delta_r H_{298}^0 = \sum E_b(\text{cđ}) - \sum E_b(\text{sp})$

Cho phản ứng tổng quát ở điều kiện chuẩn:



Tính $\Delta_r H_{298}^0$ của phản ứng khi biết các giá trị năng lượng liên kết (E_b) theo công thức:

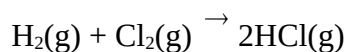
$$\Delta_r H_{298}^0 = a \times E_b(A) + b \times E_b(B) - m \times E_b(M) - n \times E_b(N) \quad (1)$$

Tính biến thiên enthalpy của phản ứng dựa vào năng lượng liên kết được áp dụng cho phản ứng trong đó các chất đều có liên kết cộng hoá trị ở thể khí khi biết giá trị năng lượng liên kết của tất cả các chất trong phản ứng.

*** Bảng năng lượng liên kết của một số liên kết công hóa trị**

Liên kết	E_b (kJ/ mol)	Liên kết	E_b (kJ/ mol)
H – H	432	C – Cl	339
H – Cl	427	C – O	358
H – F	565	C = O	745
H – N	391	N – O	201
H – C	413	N = O	607
H – O	467	N $\equiv$ O	631
O – O	204	N = N	418
O = O	498	N $\equiv$ N	945
C – C	347	F – F	159
C = C	614	Cl – Cl	243
C $\equiv$ C	839	Br – Br	193

Ví dụ 1: Tính biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng



Hướng dẫn giải

Bước 1: Tính năng lượng cần thiết để phá vỡ 1 mol H – H và 1 mol Cl – Cl

Tổng năng lượng thu vào để phá vỡ các liên kết: $E_b(H-H) + E_b(Cl-Cl) = 432 + 243 = 675 \text{ kJ}$

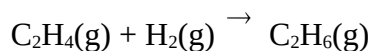
Bước 2: Tính năng lượng toả ra khi hình thành 2 mol H – Cl

Tổng năng lượng toả ra để hình thành liên kết: $2 \times E_b(H-Cl) = 2 \times 427 = 854 \text{ kJ}$

Bước 3: Tính biến thiên enthalpy của phản ứng theo công thức (1) $\Delta_r H_{298}^0 = 675 - 854 = -179 \text{ kJ}$

Do $\Delta_r H_{298}^0 < 0$ nên phản ứng toả nhiệt.

Ví dụ 2: Xác định biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng



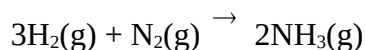
biết $E_{\text{b}}(\text{H}-\text{H}) = 436 \text{ kJ/mol}$, $E_{\text{b}}(\text{C}-\text{H}) = 418 \text{ kJ/mol}$, $E_{\text{b}}(\text{C}-\text{C}) = 346 \text{ kJ/mol}$, $E_{\text{b}}(\text{C}=\text{C}) = 612 \text{ kJ/mol}$.

Hướng dẫn giải

Biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng là:

$$\begin{aligned}\Delta_r H_{298}^0 &= E_{\text{b}}(\text{C}=\text{C}) + 4E_{\text{b}}(\text{C}-\text{H}) + E_{\text{b}}(\text{H}-\text{H}) - E_{\text{b}}(\text{C}-\text{C}) - 6E_{\text{b}}(\text{C}-\text{H}) \\ &= 612 + 4.418 + 436 - 346 - 6.418 = -134 \text{ kJ}\end{aligned}$$

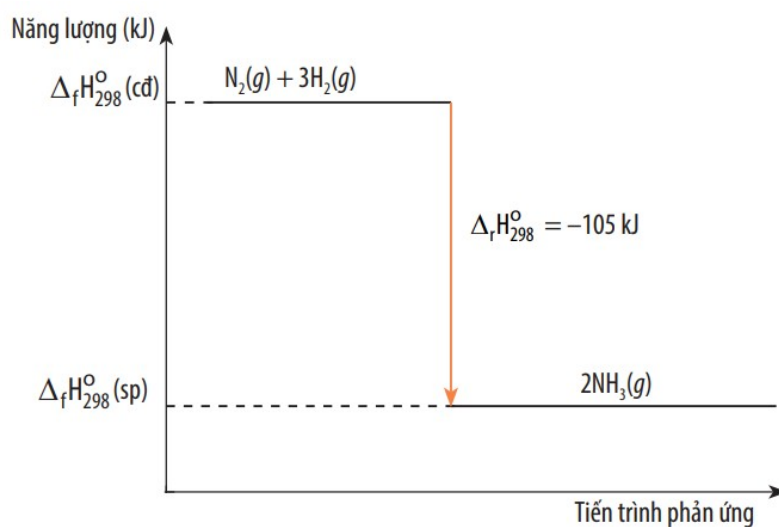
Ví dụ 3: Tính biến thiên enthalpy của phản ứng tạo thành ammonia (sử dụng năng lượng liên kết). Cho biết phản ứng thu nhiệt hay toả nhiệt và vẽ sơ đồ biểu diễn biến thiên enthalpy của phản ứng.



Hướng dẫn giải

$$\begin{aligned}\Delta_r H_{298}^0 &= 3 \times E_{\text{b}}(\text{H}_2) + E_{\text{b}}(\text{N}_2) - 2 \times 3 \times E_{\text{b}}(\text{NH}_3) \\ &= 3 \times E_{\text{b}}(\text{H}-\text{H}) + E_{\text{b}}(\text{N} \equiv \text{N}) - 2 \times 3 \times E_{\text{b}}(\text{N}-\text{H}) \\ &= 3 \times 432 + 945 - 2 \times 3 \times 391 = -105 \text{ kJ}.\end{aligned}$$

Do $\Delta_r H_{298}^0 < 0$ nên phản ứng toả nhiệt.



Hình. Sơ đồ biểu diễn biến thiên enthalpy

II. Xác định biến thiên enthalpy của phản ứng dựa vào enthalpy tạo thành

▣ **Biến thiên enthalpy** của phản ứng được xác định bằng **hiệu số** giữa tổng nhiệt tạo thành các chất sản phẩm (sp) và tổng nhiệt tạo thành của các chất đầu (cd).

Ở điều kiện chuẩn: $\Delta_r H_{298}^0 = \sum \Delta_f H_{298}^0 (\text{sp}) - \sum \Delta_f H_{298}^0 (\text{cd})$

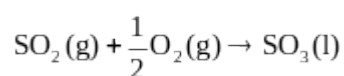
Trong tính toán cần lưu ý đến hệ số của các chất trong phương trình hoá học.

Cho phương trình hoá học tổng quát: $aA + bB \rightarrow mM + nN$

Có thể tính được biến thiên enthalpy chuẩn của một phản ứng hoá học ($\Delta_r H_{298}^0$) khi biết các giá trị $\Delta_f H_{298}^0$ của tất cả các chất đầu và sản phẩm theo **công thức sau**:

$$\Delta_r H_{298}^0 = m \times \Delta_f H_{298}^0 (M) + n \times \Delta_f H_{298}^0 (N) - a \times \Delta_f H_{298}^0 (A) - b \times \Delta_f H_{298}^0 (B) \quad (2)$$

Ví dụ 1: Xác định biến thiên enthalpy của phản ứng sau ở điều kiện chuẩn:

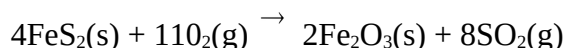


biết nhiệt tạo thành $\Delta_f H_{298}^0$ của $\text{SO}_2(\text{g})$ là $-296,8 \text{ kJ/mol}$, của $\text{SO}_3(\text{l})$ là $-441,0 \text{ kJ/mol}$.

Hướng dẫn giải

$$\begin{aligned} \Delta_r H_{298}^0 &= \Delta_f H_{298}^0 (\text{SO}_3(\text{l})) - [\Delta_f H_{298}^0 (\text{SO}_2(\text{g})) + \frac{1}{2} \Delta_f H_{298}^0 (\text{O}_2(\text{g}))] \\ &= -441,0 - (-296,8 + 0 \cdot \frac{1}{2}) = -144,2(\text{kJ}) \end{aligned}$$

Ví dụ 2: Xác định biến thiên enthalpy của phản ứng sau ở điều kiện chuẩn:



biết nhiệt tạo thành $\Delta_f H_{298}^0$ của các chất $\text{FeS}_2(\text{s})$, $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ và $\text{SO}_2(\text{g})$ lần lượt là $-177,9 \text{ kJ/mol}$, $-825,5 \text{ kJ/mol}$ và $-296,8 \text{ kJ/mol}$.

Hướng dẫn giải

Tổng nhiệt tạo thành các chất đầu là:

$$\begin{aligned} \sum \Delta_f H_{298}^0 (\text{cd}) &= \Delta_f H_{298}^0 (\text{FeS}_2(\text{s})) \cdot 4 + \Delta_f H_{298}^0 (\text{O}_2(\text{g})) \cdot 11 \\ &= (-177,9) \cdot 4 + 0 \cdot 11 = -711,6(\text{kJ}) \end{aligned}$$

Tổng nhiệt tạo thành các chất sản phẩm là:

$$\begin{aligned} \sum \Delta_f H_{298}^0 (\text{sp}) &= \Delta_f H_{298}^0 (\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})) \cdot 2 + \Delta_f H_{298}^0 (\text{SO}_2(\text{g})) \cdot 8 \\ &= (-825,5) \cdot 2 + (-296,8) \cdot 8 = -4025,4(\text{kJ}) \end{aligned}$$

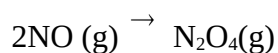
Vậy, biến thiên enthalpy của phản ứng:

$$\Delta_r H_{298}^0 = \sum \Delta_f H_{298}^0 (\text{sp}) - \sum \Delta_f H_{298}^0 (\text{cd}) = -4025,4 - (-711,6) = -3313,8(\text{kJ})$$

Ví dụ 3: Cho enthalpy tạo thành chuẩn của các chất tương ứng trong phương trình.

Chất	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	$\text{NO}_2 (\text{g})$
$\Delta_f H^0_{298} (\text{kJ/mol})$	9,16	33,20

Tính biến thiên enthalpy của phản ứng sau:



Theo công thức (2), ta có:

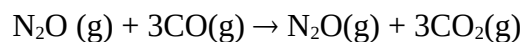
$$\begin{aligned}\Delta_r H^0_{298} &= \Delta_f H^0_{298} (\text{N}_2\text{O}_4) - 2 \times \Delta_f H^0_{298} (\text{NO}_2) \\ &= 9,16 - 2 \times 33,20 \\ &= -57,24 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Do $\Delta_r H^0_{298} < 0$ nên phản ứng tỏa nhiệt.

Ví dụ 4: Cho nhiệt tạo thành chuẩn của các chất tương ứng trong phương trình.

Chất	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	$\text{CO} (\text{g})$	$\text{N}_2\text{O} (\text{g})$	$\text{CO}_2 (\text{g})$
$\Delta_f H^0_{298} (\text{kJ/mol})$	9,16	-110,50	82,05	-393,50

Tính biến thiên enthalpy của phản ứng sau:



Theo công thức (2), ta có:

$$\begin{aligned}\Delta_r H^0_{298} &= \Delta_f H^0_{298} (\text{N}_2\text{O}) + 3 \times \Delta_f H^0_{298} (\text{CO}_2) - \Delta_f H^0_{298} (\text{N}_2\text{O}_4) - 3 \times \Delta_f H^0_{298} (\text{CO}) \\ &= 82,05 + 3 \times (-393,50) - 9,16 - 3 \times (-110,50) \\ &= -776,11 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Do $\Delta_r H^0_{298} < 0$ nên phản ứng tỏa nhiệt.

CHƯƠNG VI: TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG

Bài 15: PHƯƠNG TRÌNH TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG VÀ HẰNG SỐ TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG

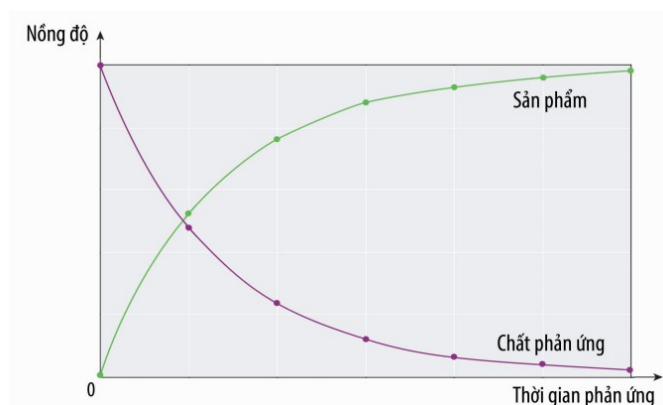
NỘI DUNG

I. Tốc độ phản ứng

1. Khái niệm

Khi phản ứng hoá học xảy ra, lượng **chất đầu giảm** dần theo thời gian, trong khi lượng **chất sản phẩm tăng dần** theo thời gian.

Khái niệm **tốc độ phản ứng hoá học** dùng để đánh giá mức độ xảy ra **nhANH hay chẬM** của một phản ứng



Hình. Đồ thị biểu diễn sự thay đổi nồng độ chất phản ứng (màu tím) và sản phẩm (màu xanh) theo thời gian

Kết luận:

- **Tốc độ phản ứng** của phản ứng hoá học là đại lượng đặc trưng cho **sự biến thiên nồng độ** của một trong các chất phản ứng hoặc sản phẩm trong một đơn vị thời gian.
- **Kí hiệu** là v , có đơn vị: (đơn vị nồng độ)/(đơn vị thời gian).
- **Đơn vị:** (đơn vị nồng độ)/(đơn vị thời gian)⁻¹ ví dụ: mol.L⁻¹.s⁻¹ hay M.s⁻¹; s là giây.
- **Tốc độ trung bình** của phản ứng là tốc độ được tính trong một khoảng thời gian phản ứng.

2. Tính tốc độ trung bình của phản ứng hoá học

Cho phản ứng tổng quát: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

Biểu thức tốc độ trung bình của phản ứng:

$$\bar{v} = -\frac{1}{a} \times \frac{\Delta C_A}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \times \frac{\Delta C_B}{\Delta t} = -\frac{1}{c} \times \frac{\Delta C_C}{\Delta t}$$

Trong đó:

v : tốc độ trung bình của phản ứng;

$\Delta C = C_2 - C_1$: sự biến thiên nồng độ;

$\Delta t = t_2 - t_1$: biến thiên thời gian;

C_1, C_2 là nồng độ của một chất tại 2 thời điểm tương ứng t_1, t_2 .

Ví dụ: Trong phản ứng hoá học: $\text{Mg(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$

Sau 40 giây, nồng độ của dung dịch HCl giảm từ 0,8 M về còn 0,6 M. Tính tốc độ trung bình của phản ứng theo nồng độ HCl trong 40 giây.

Hướng dẫn giải

Thời gian phản ứng: $\Delta t = 40$ (s); biến thiên nồng độ dung dịch HCl là $\Delta C = 0,6 - 0,8 = -0,2$ (M); hệ số cân bằng của HCl trong phương trình hóa học là 2.

Tốc độ trung bình của phản ứng trong 40 giây là:

$$v_{\text{tb}} = - \frac{1}{2} \frac{\Delta C_{\text{HCl}}}{\Delta t} = - \frac{1}{2} \frac{(0,6 - 0,8)}{40} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ M.s}^{-1}$$

II. Biểu thức tốc độ phản ứng

Định luật tác dụng khối lượng

Năm 1864, hai nhà bác học Guldberg (Gâu-bốc) và Waage (Qua-ge) khi nghiên cứu sự phụ thuộc của tốc độ vào nồng độ đã đưa ra định luật tác dụng khối lượng: Ở nhiệt độ không đổi, tốc độ phản ứng tỉ lệ với tích số nồng độ các chất tham gia phản ứng với số mũ thích hợp.

Xét phản ứng: $aA + bB \rightleftharpoons dD + eE$

• Mỗi quan hệ giữa nồng độ và tốc độ tức thời của phản ứng hoá học được biểu diễn bằng biểu thức:

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$$

Trong đó: v : tốc độ tại thời điểm nhất định

k : hằng số tốc độ phản ứng, chỉ phụ thuộc vào bản chất của phản ứng và nhiệt độ.

C_A, C_B : nồng độ của các chất A, B tại thời điểm đang xét.

• Khi nồng độ chất phản ứng bằng đơn vị (1 M) thì $k = v$, vậy k là tốc độ của phản ứng và được gọi là **tốc độ riêng**, đây là ý nghĩa của hằng số tốc độ phản ứng.

• Hằng số k chỉ phụ thuộc vào bản chất của chất phản ứng và nhiệt độ.

Ví dụ: Xét phản ứng: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ (1)

Từ thực nghiệm, xác định được mối liên hệ giữa tốc độ phản ứng (1) và nồng độ các chất tham

gia phản ứng:

$$v = k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$$

Trong đó: C_{NO} và C_{O_2} là nồng độ mol của NO và O_2 tại thời điểm đang xét.

v: tốc độ tại thời điểm đang xét.

k: hằng số tốc độ phản ứng, **chỉ** phụ thuộc vào nhiệt độ

Xét tại thời điểm $C_{\text{NO}} = 1 \text{ M}$ và $C_{\text{O}_2} = 1 \text{ M}$, khi đó $V = k$. Như vậy: hằng số tốc độ k là tốc độ phản ứng khi nồng độ của tất cả các chất đều bằng đơn vị.

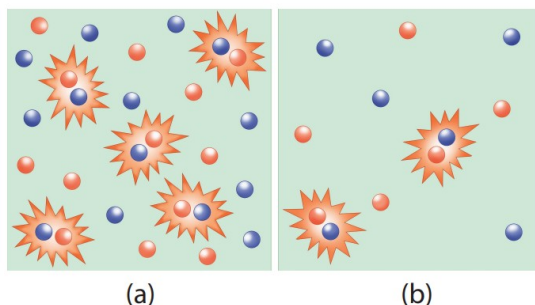
BÀI 16: YẾU TỐ ẢNH HƯỞNG ĐẾN TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

NỘI DUNG

I. Ảnh hưởng của nồng độ

Kết luận:

- Khi **tăng nồng độ** chất phản ứng, **tốc độ phản ứng tăng**.
- Nồng độ của các chất phản ứng tăng làm **tăng số va chạm hiệu quả** nên tốc độ phản ứng tăng.

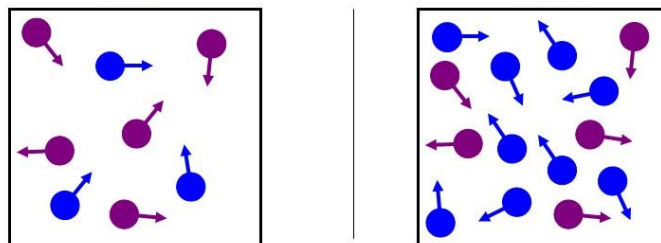


Hình. Hình minh họa chất phản ứng có nồng độ lớn (a) và nồng độ bé (b)

Giải thích:

- Ảnh hưởng của nồng độ đến tốc độ phản ứng có thể giải thích như sau: trong quá trình phản ứng, các hạt (phân tử, nguyên tử hoặc ion) luôn chuyển động không ngừng và va chạm với nhau. Những va chạm có năng lượng đủ lớn phá vỡ liên kết cũ và hình thành liên kết mới dẫn tới phản ứng hoá học, được gọi là va chạm hiệu quả.

- Khi nồng độ chất phản ứng tăng lên, số va chạm giữa các hạt tăng lên, làm số va chạm hiệu quả cũng tăng lên và dẫn đến tốc độ phản ứng tăng.



Hình. Nồng độ thấp (trái) và nồng độ cao (phải)

II. Ảnh hưởng của nhiệt độ

Kết luận:

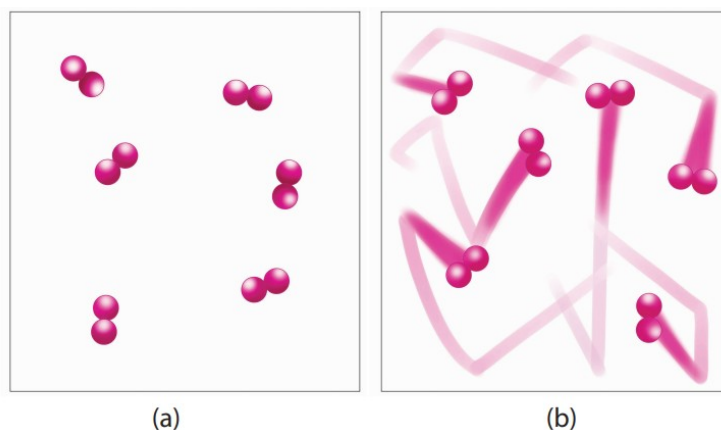
- Khi **tăng nhiệt độ**, **tốc độ phản ứng tăng**.
- Mối quan hệ giữa nhiệt độ và tốc độ phản ứng hoá học được biểu diễn bằng công thức:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Trong đó: $\gamma = 2 \rightarrow 4$ (nếu tăng 10°C): hệ số nhiệt độ **Van't Hoff**.

v_1, v_2 là tốc độ phản ứng ở 2 nhiệt độ t_1 và t_2 .

- + Quy tắc **Van't Hoff** chỉ gần đúng trong khoảng **nhiệt độ không cao**.
- + Giá trị γ càng lớn thì ảnh hưởng của nhiệt độ đến tốc độ phản ứng càng mạnh.



Hình. Minh họa chuyển động của chất phản ứng khi chưa đun nóng (a) và được đun nóng (b)

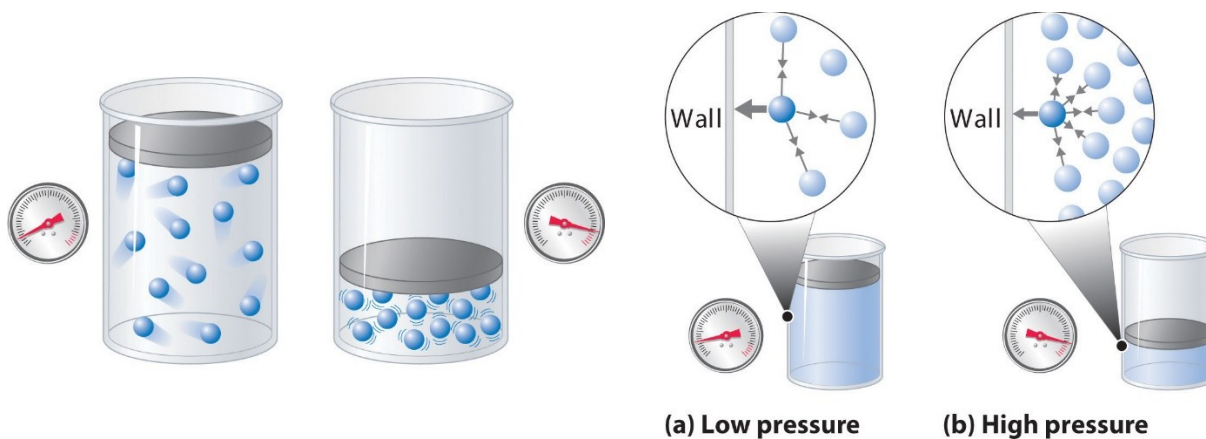
Giải thích:

- Ở nhiệt độ thường, các chất phản ứng chuyển động với tốc độ nhỏ; khi **tăng nhiệt độ**, các chất sẽ chuyển động với tốc độ lớn hơn, dẫn đến tăng số **va chạm hiệu quả** nên tốc độ phản ứng tăng.
- Thực nghiệm, khi nhiệt độ tăng lên 10°C , tốc độ của phần lớn các phản ứng tăng từ 2 đến 4 lần.
- Số lần tăng này được gọi là hệ số nhiệt độ Van't Hoff (Van-hốp), kí hiệu là γ .

III. Ảnh hưởng của áp suất

Kết luận:

- Đối với phản ứng có **chất khí** tham gia, **tốc độ phản ứng tăng khi tăng áp suất**.



Hình. Ảnh hưởng của áp suất đến tốc độ phản ứng

Giải thích:

- Trong phản ứng hóa học có sự tham gia chất khí, áp suất có ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng.
- Trong hỗn hợp khí, **nồng độ mỗi khí tỉ lệ thuận với áp suất** của nó. Khi nén hỗn hợp khí (giảm thể tích) thì nồng độ mỗi khí tăng lên. Việc tăng áp suất hỗn hợp khí cũng tương tự như tăng nồng độ, sẽ làm tốc độ phản ứng tăng.
- Việc thay đổi áp suất không làm ảnh hưởng đến tốc độ của phản ứng không có chất khí tham gia.



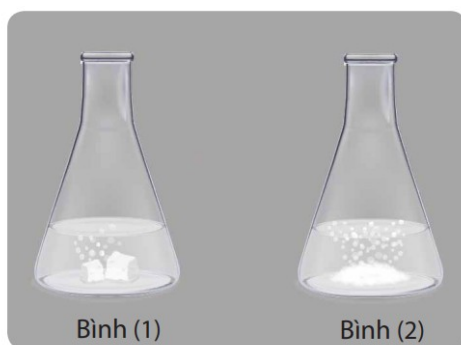
Hình. Minh họa khi tăng áp suất của các chất khí tham gia phản ứng

IV. Ảnh hưởng của bề mặt tiếp xúc

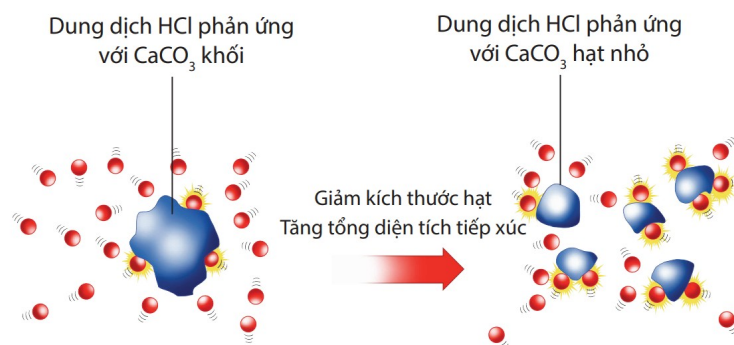
Kết luận:

- Khi tăng diện tích bề mặt tiếp xúc của chất phản ứng, tốc độ phản ứng tăng.

Phương trình hoá học của phản ứng: $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$



Hình. Minh họa thí nghiệm nghiên cứu ảnh hưởng của bề mặt tiếp xúc đến tốc độ phản ứng

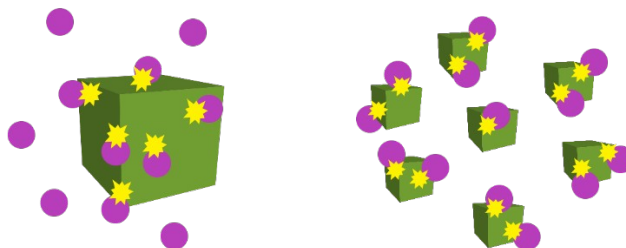


Hình. Minh hoạ dung dịch HCl phản ứng với CaCO_3 có kích thước khác nhau

Giải thích:

- Khi tăng diện tích bề mặt tiếp xúc, số va chạm giữa các chất đều tăng lên, số va chạm hiệu quả cũng tăng theo, dẫn đến tốc độ phản ứng tăng.

- Nếu kích thước hạt càng nhỏ thì tổng diện tích bề mặt càng lớn, nên có thể tăng diện tích tiếp xúc bằng cách đập nhỏ hạt. Ngoài ra, có thể tăng diện tích bề mặt của một khối chất bằng cách tạo nhiều đường rãnh, lỗ xốp trong lòng khối chất đó (tương tự như miếng bọt biển). Khi đó diện tích bề mặt bao gồm diện tích bề mặt trong và diện tích bề mặt ngoài.



Hình. Ảnh hưởng của bề mặt tiếp xúc

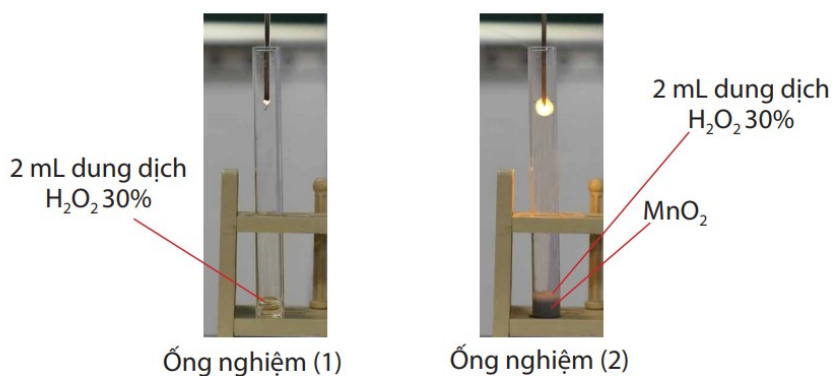
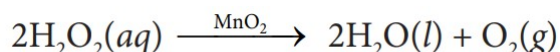
V. Ảnh hưởng của chất xúc tác

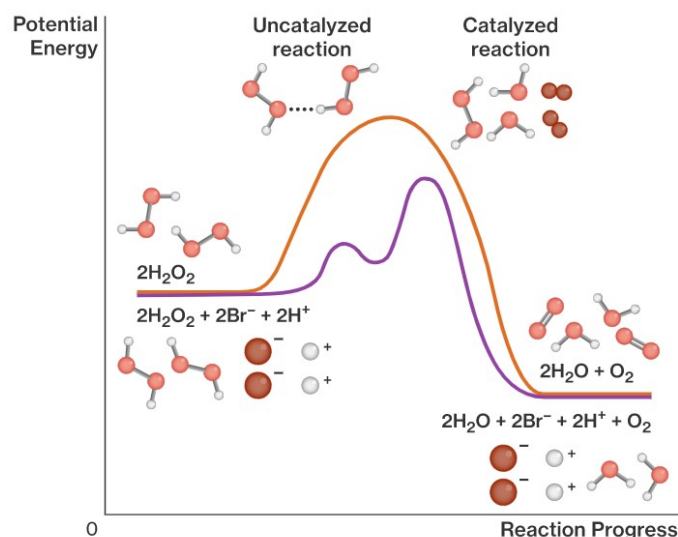
Chất xúc tác, được ghi trên mũi tên trong phương trình hoá học.

Kết luận:

• Chất xúc tác làm **tăng tốc độ** của phản ứng hoá học, nhưng vẫn được **bảo toàn về chất và lượng** khi kết thúc phản ứng.

Phương trình hoá học của phản ứng:





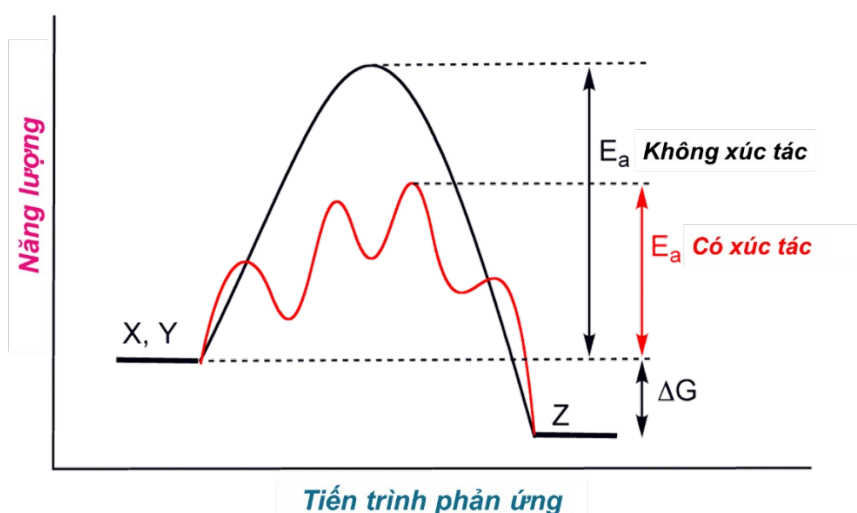
Hình. Thí nghiệm nghiên cứu ảnh hưởng của xúc tác đến tốc độ phản ứng

Giải thích:

- Ảnh hưởng của xúc tác đến tốc độ phản ứng được giải thích dựa vào năng lượng hoạt hoá. Đây là năng lượng tối thiểu cần cung cấp cho các hạt (nguyên tử, phân tử hoặc ion) để va chạm giữa chúng gây ra phản ứng hoá học.

- Khi có xúc tác, phản ứng sẽ xảy ra qua nhiều giai đoạn. Mỗi giai đoạn đều có năng lượng hoạt hoá thấp hơn so với phản ứng không xúc tác. Do đó số hạt có đủ năng lượng hoạt hoá sẽ nhiều hơn, dẫn đến tốc độ phản ứng tăng lên.

- Sau phản ứng, khối lượng, bản chất hoá học của chất xúc tác không đổi, tuy nhiên, kích thước, hình dạng hạt, độ xốp,... có thể thay đổi.



Hình. Năng lượng hoạt hóa khi không có xúc tác và có xúc tác

VI. Ý nghĩa thực tiễn của tốc độ phản ứng trong đời sống và sản xuất

Kết luận:

Kiểm soát tốc độ các phản ứng diễn ra trong đời sống, sản xuất khi vận dụng các yếu tố ảnh hưởng như: nồng độ, nhiệt độ, áp suất, bề mặt tiếp xúc và chất xúc tác giúp mang lại các giá trị hiệu quả.



Dùng bình chứa oxygen thay cho bình không khí để đốt cháy acetylene, ứng dụng trong đèn xì acetylene

⇒ tăng nồng độ oxi ⇒ tốc độ phản ứng tăng.



Thực phẩm nấu trong nồi áp suất sẽ nhanh chín hơn so với khi nấu ở áp suất thường

⇒ tăng áp suất ⇒ tốc độ phản ứng tăng.



Các chất đốt rắn như than củi nếu dùng cùng một khối lượng mà có kích thước nhỏ sẽ cháy nhanh hơn.

⇒ tăng diện tích tiếp xúc ⇒ tốc độ phản ứng tăng.



Bảo quản thức ăn trong tủ lạnh để thức ăn lâu bị ôi thiu.

⇒ giảm nhiệt độ ⇒ tốc độ phản ứng giảm.



Rắc men vào tinh bột đã được nấu chín (cơm, ngô, khoai, sắn, ...) để ủ rượu

⇒ dùng chất xúc tác ⇒ tốc độ phản ứng tăng.

Bảng. Tóm tắt yếu tố ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng

						e
--	--	--	--	--	--	---

II. Trạng thái tự nhiên của các halogen

□ **Halogen** trong tự nhiên **không tồn tại ở dạng đơn chất**, chủ yếu tồn tại dưới **dạng muối** của các **ion halide** (F^- , Cl^- , Br^- , I^-).

Ion fluoride được tìm thấy trong các khoáng chất như fluorite (CaF_2); fluorapatite ($Ca_5(PO_4)_3F$) và cryolite (Na_3AlF_6).

Ion chloride có nhiều trong nước biển, trong quặng halite ($NaCl$, thường gọi là muối mỏ), sylvite (KCl).

Ion bromide có trong quặng bromargyrite ($AgBr$); ion iodide trong iodargyrite (AgI), ... các ion này cũng có trong nước biển và các mỏ muối.



(a) Fluorite



(b) Sylvite



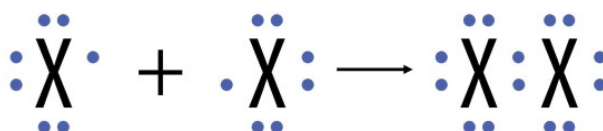
(c) Cryolite

Hình. Một số khoáng chất chứa ion halide

III. Cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố halogen. Đặc điểm cấu tạo phân tử halogen

Lớp **electron ngoài cùng** của nguyên tử các nguyên tố halogen đều có **7 electron**: phân lớp s có 2 electron, phân lớp p có 5 electron.

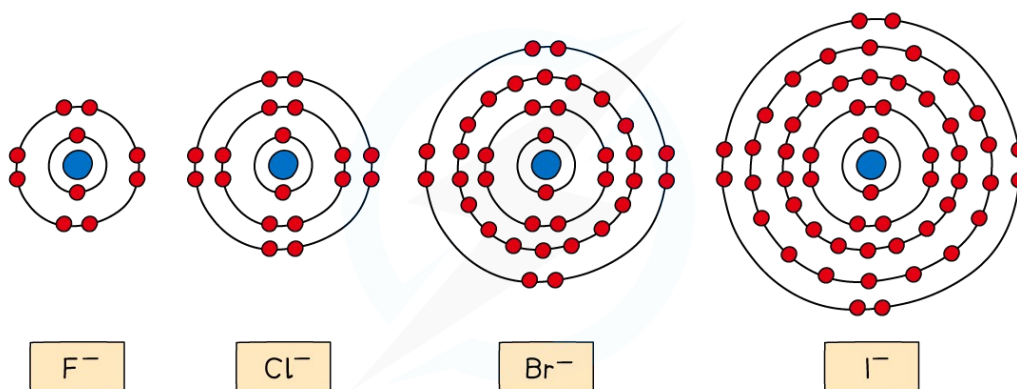
Do có 7 electron ở lớp ngoài cùng, chưa đạt cấu hình bền vững như khí hiếm, nên ở trạng thái tự do, **hai nguyên tử halogen góp chung một cặp electron** để hình thành phân tử.



Với X là kí hiệu các nguyên tố halogen. Công thức cấu tạo của phân tử halogen: $X - X$.

Dễ **nhận thêm 1 electron** để đạt được cấu hình electron bền của khí hiếm gần nhất. Do vậy, **số oxi hoá** đặc trưng của các halogen trong hợp chất là **-1**.

Tuy nhiên, khi liên kết với các nguyên tố có độ âm điện lớn, các halogen có thể có các số oxi hoá dương: **+1, +3, +5, +7** (trừ fluorine có độ âm điện lớn nhất, nên **fluorine luôn có số oxi hoá bằng -1** trong mọi hợp chất).



Hình. Cấu hình ion halide

Kết luận:

Đơn chất halogen tồn tại ở dạng phân tử X_2 , liên kết trong phân tử là **liên kết cộng hoá trị không phân cực**.

IV. Tính chất vật lí halogen

Các halogen **ít tan** trong nước, **tan nhiều trong dung môi hữu cơ không phân cực** như hexane (C_6H_{14}), carbon tetrachloride (CCl_4), ...

Bromine gây **bong sâu** khi tiếp xúc với da. Hít thở không khí có chứa halogen với nồng độ vượt ngưỡng cho phép làm tổn hại niêm mạc tế bào đường hô hấp, gây co thắt phế quản, khó thở.

Ở nhiệt độ cao, **iodine thăng hoa**, chuyển từ thể rắn sang thể hơi dưới áp thường.

Bảng. Một số đặc điểm của các nguyên tố nhóm halogen

	F (Z = 9)	Cl (Z = 17)	Br (Z = 35)	I (Z = 53)
Đơn chất (X_2)	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Màu sắc	Lục nhạt	Vàng lục	Nâu đỏ	Tím đen
Cấu hình e lớp ngoài cùng	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$
Bán kính nguyên tử (nm)	0,072	0,100	0,114	0,133
Nguyên tử khối trung bình	18,99	35,45	79,90	126,90
Độ âm điện	3,98	3,16	2,96	2,66
Thể (20°C)	Khí	Khí	Lỏng	Rắn
Nhiệt độ nóng chảy (°C)	-220	-101	-7	114
Nhiệt độ sôi (°C)	-188	-35	59	184
Độ tan trong nước ở 25°C (mol/ lít)	Phản ứng mãnh liệt với nước	0,0620	0,2100	0,0013

Kết luận:

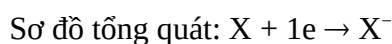
- Từ fluorine đến iodine:

- Trạng thái tập hợp của đơn chất ở 20°C thay đổi: fluorine và chlorine ở thể khí, bromine ở thể lỏng, iodine ở thể rắn.
- Màu sắc đậm dần từ fluorine đến iodine.
- Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi tăng dần.

• **Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi** của đơn chất halogen bị ảnh hưởng bởi tương tác van der Waals giữa các phân tử. Từ fluorine đến iodine, khối lượng phân tử và bán kính nguyên tử tăng, làm tăng tương tác van der Waals, dẫn đến nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi tăng.

V. Tính chất hóa học của halogen

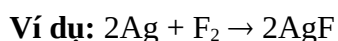
Halogen có cấu hình **electron lớp ngoài cùng là $ns^2 np^5$** , nên nguyên tử có **xu hướng nhận thêm 1 electron** hoặc dùng chung electron với nguyên tử khác để đạt cấu hình electron bền vững của khí hiếm tương ứng.



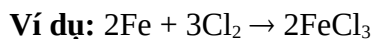
Tính chất hoá học đặc trưng của halogen là **tính oxi hoá mạnh**, tính oxi hoá **giảm dần từ fluorine đến iodine**.

1. Tác dụng với kim loại

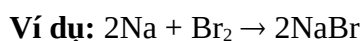
Fluorine tác dụng được với tất cả kim loại.



Chlorine tác dụng với hầu hết các kim loại (trừ Au, Pt).

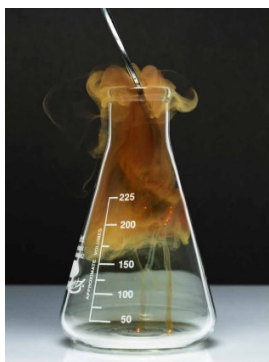


Bromine phản ứng với nhiều kim loại, nhưng khả năng phản ứng yếu hơn so với fluorine và chlorine.



Iodine phản ứng với kim loại yếu hơn so với bromine, chlorine và fluorine.

Ví dụ: trong phản ứng với aluminium, bromine phản ứng mạnh ở điều kiện thường, iodine cần nước làm xúc tác để phản ứng xảy ra: $2Al + 3I_2 \xrightarrow{H_2O} 2AlI_3$



Chlorine phản ứng với dây sắt nóng đỏ

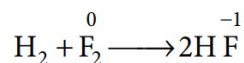


Iodine phản ứng với bột nhôm, xúc tác nước

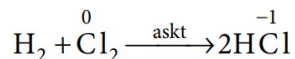
Hình. Thí nghiệm halogen phản ứng với kim loại

2. Tác dụng với hydrogen

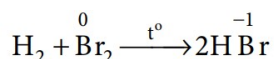
Fluorine phản ứng nổ mạnh ngay cả trong bóng tối, nhiệt độ rất thấp (-252°C);



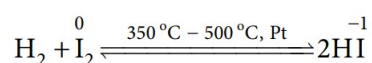
Chlorine phản ứng trong điều kiện cần chiếu sáng hoặc đun nóng;



Bromine phản ứng khi đun nóng $200 - 400^{\circ}\text{C}$;



Iodine phản ứng khó khăn hơn, cần đun nóng $350 - 500^{\circ}\text{C}$, chất xúc tác Pt và phản ứng xảy ra thuận nghịch.



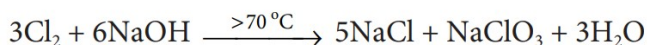
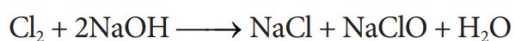
Bảng. Năng lượng liên kết của HX

Năng lượng liên kết (E_b)	H – F	H – Cl	H – Br	H – I
kJ/mol	565	427	363	295

3. Tác dụng với dung dịch kiềm

Halogen phản ứng với dung dịch kiềm, **sản phẩm** tạo thành **phụ thuộc vào nhiệt độ** phản ứng.

Ví dụ: chlorine phản ứng với dung dịch NaOH ở nhiệt độ thường và nhiệt độ trên 70°C :

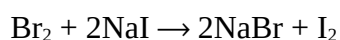
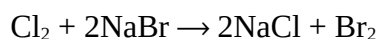


Dung dịch hỗn hợp **NaCl và NaClO** được gọi là **nước Javel**, có **tính oxi hoá mạnh** nên được dùng làm **chất tẩy màu** và **sát trùng**.

Phản ứng của chlorine với dung dịch kiềm được dùng để sản xuất các chất tẩy rửa, sát trùng, tẩy trắng trong ngành dệt, da, bột giấy, ... như calcium hypochlorite ($\text{Ca}(\text{ClO})_2$); calcium oxychloride (CaOCl_2), ...

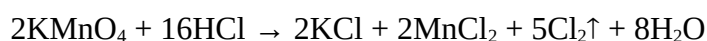
4. Tác dụng với dung dịch muối halide

Phương trình hoá học của các phản ứng:



5. Tính tẩy màu của khí chlorine ẩm

Phương trình hoá học của phản ứng điều chế khí Cl_2 :



Bảng. Tóm tắt tính chất hóa học của halogen

	Flo (F₂)	Clo (Cl₂)	Brom (Br₂)	Iot (I₂)
TCHH	Tính oxi hóa mạnh nhất (chỉ có tính oxi hóa).	Tính oxi hóa và tính khử	Tính oxi hóa và tính khử	*Tính oxi hóa I ₂ < Br ₂ < Cl ₂ < F ₂
Tác dụng với kim loại	Các halogen phản ứng với kim loại thể hiện các mức độ khác nhau, tạo muối halide.			
	F ₂ oxi hóa tất cả các kim loại $2\overset{0}{\text{Ag}} + \overset{0}{\text{F}_2} \rightarrow 2\overset{+1}{\text{Ag}}\overset{-1}{\text{F}}$ Silver fluoride $2\overset{0}{\text{Au}} + 3\overset{0}{\text{F}_2} \rightarrow 2\overset{+3}{\text{Au}}\overset{-1}{\text{F}_3}$ Gold fluoride	Ở nhiệt độ thường or không cao lắm $2\overset{0}{\text{Na}} + \overset{0}{\text{Cl}_2} \rightarrow 2\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$ Sodium chloride $2\overset{0}{\text{Fe}} + 3\overset{0}{\text{Cl}_2} \rightarrow 2\overset{+3}{\text{Fe}}\overset{-1}{\text{Cl}_3}$ Iron (III) chloride	Ở nhiệt độ cao $2\overset{0}{\text{Na}} + \overset{0}{\text{Br}_2} \rightarrow 2\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Br}}$ Sodium bromide $2\overset{0}{\text{Fe}} + 3\overset{0}{\text{Br}_2} \rightarrow 2\overset{+3}{\text{Fe}}\overset{-1}{\text{Br}_3}$ Iron (III) bromide	Ở nhiệt độ cao hoặc xúc tác. $2\overset{0}{\text{Na}} + \overset{0}{\text{I}_2} \rightarrow 2\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{I}}$ Sodium iodide $3\overset{0}{\text{I}_2} + 2\overset{0}{\text{Al}} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\overset{+3}{\text{Al}}\overset{-1}{\text{I}_3}$ Aluminium iodide
Tác dụng với hydroge	* Pứ nổ mạnh với H ₂ trong bóng tối và t ⁰ rất thấp. $\overset{0}{\text{H}_2} + \overset{0}{\text{F}_2} \xrightarrow[\text{bóng tối}]{-252^\circ\text{C}} 2\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{F}}$ Hydrogen fluoride	Cần ánh sáng (ánh sáng mặt trời or ánh sáng cháy Mg) hoặc đun nóng $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{askt}} 2\text{HCl}$ Hydrogen chloride	Ở t ⁰ cao (200-400 ⁰ C) $\overset{0}{\text{H}_2} + \overset{0}{\text{Br}_2} \xrightarrow{\text{t}^0} 2\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Br}}$ Hydrogen bromide	Ở t ⁰ cao (350-500 ⁰ C) xt: Pt, pứ thuận nghịch. $\overset{0}{\text{H}_2} + \overset{0}{\text{I}_2} \xrightleftharpoons[\text{Pt}]{\text{t}^0} 2\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{I}}$ Hydrogen iodide
NLLK (E_b)	HF: 565 KJ/mol	HCl: 427 KJ/mol	HBr: 363 KJ/mol	HI: 295 KJ/mol
Tác dụng với nước	Oxi hóa được nước, pứ mãnh liệt ở nhiệt độ thường.	Chlorine tan vừa phải → nước clo màu vàng nhạt , 1 phần Chlorine tác dụng chậm với nước	Phản ứng rất chậm với nước. Br ₂ : vừa khử vừa oxi hóa HCl: hydrochloric	Hầu như I ₂ không tác dụng với nước.

		Cl_2 : vừa khử vừa oxi hóa HCl : hydrochloric acid $HClO$: hypochlorous acid	acid $HClO$: hypochlorous acid	
	* HClO: Hypochlorous acid có tính oxi hoá mạnh nên chlorine trong nước có khả năng diệt khuẩn, tẩy màu và được ứng dụng trong khử trùng nước sinh hoạt. ⇒ Khí chlorine ẩm có tính tẩy màu do Cl_2 phản ứng với nước tạo HClO và HCl.			
	- Halogen phản ứng với dung dịch kiềm, sản phẩm tạo thành phụ thuộc vào nhiệt độ phản ứng. $X_2 + 2NaOH \rightarrow NaX + NaXO + H_2O$ $3X_2 + 6NaOH \xrightarrow{t^o} 5NaX + KXO_3 + 3H_2O$ ($X_2 : Cl_2, Br_2, I_2$) ⇒ Đây là những phản ứng tự oxi hóa - khử - Ví dụ, chlorine phản ứng với dung dịch NaOH ở nhiệt độ thường và nhiệt độ trên 70°C: $Cl_2 + 2NaOH \rightarrow \underset{\text{Nước Javel}}{NaCl} + NaClO + H_2O$ - Nước Javel (chứa NaClO (sodium hypochlorite), NaCl và một phần NaOH dư) được dùng làm chất tẩy rửa, khử trùng. - Khi đun nóng, Cl_2 phản ứng với dung dịch kiềm tạo thành muối chlorate: $3Cl_2 + 6NaOH \xrightarrow{>70^oC} 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$ $3Cl_2 + 6KOH \xrightarrow{>70^oC} 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$ Potassium chlorate ($KClO_3$) là chất oxi hoá mạnh, được sử dụng chế tạo thuốc nổ, hỗn hợp đầu que diêm,...			
	Tác dụng với muối halide - Chlorine có thể oxi hoá ion Br^- trong dung dịch muối bromide và ion I^- trong dung dịch muối iodide, bromine có thể oxi hoá ion I^- trong dung dịch muối iodide. $Cl_2 + 2NaBr \rightarrow 2NaCl + Br_2$ $Cl_2 + 2NaI \rightarrow 2NaCl + I_2$ $Br_2 + 2NaI \rightarrow 2NaBr + I_2$ - Trong công nghiệp, phản ứng giữa chlorine và ion bromide được ứng dụng để điều chế bromine từ nước biển.			

VI. Ứng dụng của halogen

Ứng dụng của fluorine trong sản xuất kem đánh răng



Fluorine:

- Sản xuất các chất dẻo ma sát thấp, như teflon phủ trên bề mặt chảo chống dính
- Một số hợp chất khác của fluorine như cryolite dùng trong sản xuất nhôm;
- Sodium fluoride sử dụng như một loại thuốc trừ sâu, chống gián;
- Một số muối fluoride khác được thêm vào thuốc đánh răng, tạo men răng, ...

Ứng dụng chlorine trong sản xuất dung môi hữu cơ



Chlorine:

- Là chất oxi hoá mạnh, được sử dụng làm chất tẩy trắng và khử trùng nước.
- Sản xuất các dung môi như carbon tetrachloride (CCl_4), chloroform (CHCl_3), 1,2-dichloroethylene ($\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$), ...

Ứng dụng của bromine trong sản xuất phim cuộn



Bromine:

- Được sử dụng để điều chế thuốc an thần, thuốc trừ sâu, thuốc nhuộm, mực in;
- Silver bromide (AgBr) là chất nhạy với ánh sáng, dùng để tráng phim ảnh, phụ gia chống ăn mòn cho xăng, ...

Iodine dùng làm muối ăn



Iodine:

- Là nguyên tố vi lượng cần thiết cho dinh dưỡng của con người, thiếu iodine có thể gây nên tác hại cho sức khỏe như gây bệnh bướu cổ, thiếu năng trí tuệ, hỗn hợp ethanol và iodine là chất sát trùng phổ biến.
- Các hợp chất iodide được sử dụng làm chất xúc tác, dược phẩm và thuốc nhuộm.

Bài 18: HYDROGEN HALIDE VÀ MỘT SỐ PHẢN ỨNG CỦA ION HALIDE

NỘI DUNG

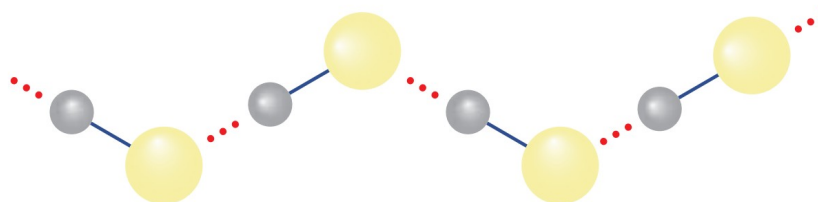
I. Tính chất vật lí của hydrogen halide

Hydrogen halide là hợp chất của hydrogen với halogen, công thức tổng quát là HX , với X là halogen. Hậu tố “**ide**” trong hydrogen halide được thay thế từ hậu tố “**ine**” của tên halogen.

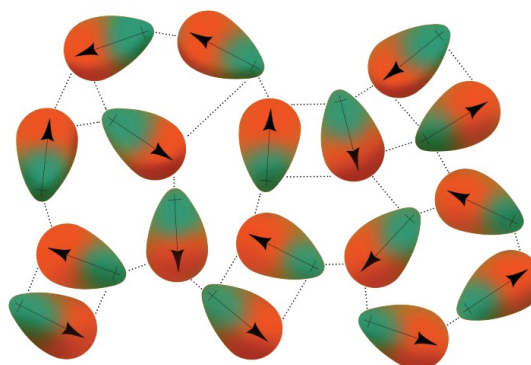
Bảng. Bảng mô tả đặc điểm, tính chất vật lí của hydrogen halide (HX)

Hydrogen halide	HF	HCl	HBr	HI
Tên hợp chất	Hydrogen fluoride	Hydrogen chloride	Hydrogen bromide	Hydrogen iodide
Thể, 20 °C	Khí	Khí	Khí	Khí
Màu sắc	Không màu	Không màu	Không màu	Không màu
Nhiệt độ sôi (°C)	20	-85	-67	-35
Độ tan trong nước ở 0 °C (%)	vô hạn	42	68	70
Độ dài liên kết H-X (Å)	0,92	1,27	1,41	1,61
Bán kính ion halide (nm)	0,133	0,181	0,196	0,220

Ở điều kiện thường, hydrogen halide tồn tại ở **thể khí**, **tan tốt** trong nước, **tạo thành dung dịch hydrohalic acid** tương ứng.



Hình. Liên kết hydrogen giữa các phân tử HF



Hình. Tương tác van der Waals giữa các phân tử HX

Kết luận:

- **Nhiệt độ sôi** của các hydrogen halide **tăng dần từ HCl đến HI**. Nguyên nhân là do khối lượng phân tử tăng, làm tăng năng lượng cần thiết cho quá trình sôi; đồng thời, sự tăng kích thước và số electron trong phân tử, dẫn đến tương tác van der Waals giữa các phân tử tăng.

- Các phân tử hydrogen fluoride **hình thành liên kết hydrogen liên phân tử**, loại liên kết này **bền** hơn tương tác van der Waals, nên nhiệt độ sôi của hydrogen fluoride cao bất thường so với các hydrogen halide còn lại.

II. Tìm hiểu tính acid của các hydrohalic acid

Các hydrogen halide **tan trong nước, tạo thành hydrohalic acid** tương ứng.

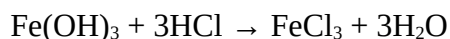
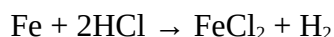
Tính acid của các hydrohalic acid **tăng dần từ hydrofluoric acid đến hydroiodic acid**.

Hydrofluoric acid (**HF**) là **acid yếu**, nhưng có tính chất đặc biệt là **ăn mòn thủy tinh**, phương trình hoá học của phản ứng: $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Các dung dịch **HCl, HBr, HI** là những **acid mạnh**, có đầy đủ tính chất hoá học chung của acid:

- + Làm quỳ tím chuyển sang màu đỏ;
- + Tác dụng với kim loại đứng trước hydrogen trong dãy hoạt động hoá học;
- + Tác dụng với basic oxide, base và một số muối.

Minh họa phản ứng:



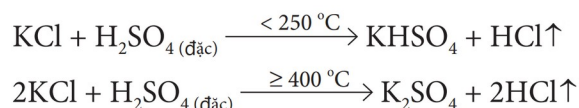
Ngoài ra hydrohalic acid còn có tính khử, ví dụ: $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$

III. Tính khử của các ion halide

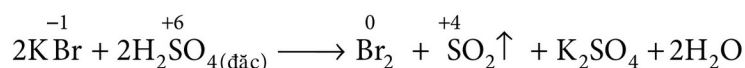
Trong ion halide, các halogen có **số oxi hoá thấp nhất là -1**, do đó ion halide chỉ thể hiện tính khử trong phản ứng oxi hoá - khử.

Tính khử của các **ion halide tăng** theo chiều $\text{F}^- < \text{Cl}^- < \text{Br}^- < \text{I}^-$.

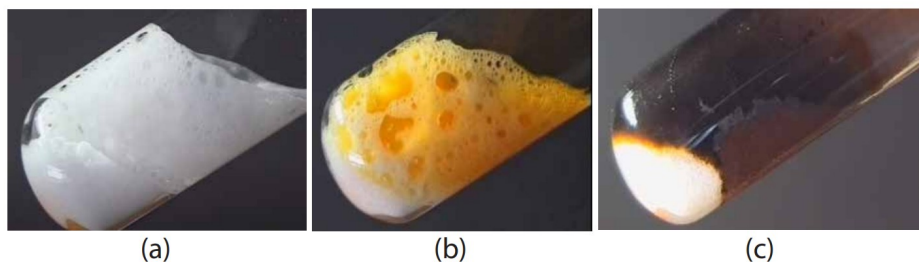
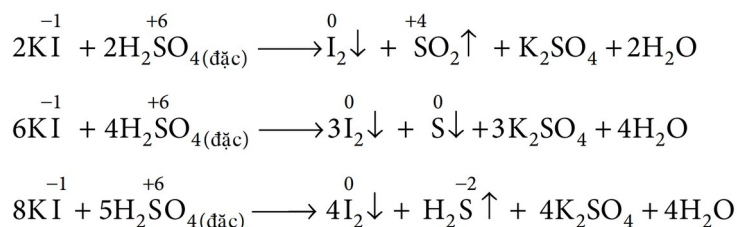
Khi **đun nóng các muối khan halide với chất oxi hoá mạnh**, như dung dịch H_2SO_4 đặc, ion chloride không khử được H_2SO_4 đặc nên **chỉ xảy ra phản ứng trao đổi**.



Ion bromide khử H_2SO_4 đặc thành SO_2 và Br^- bị oxi hoá thành Br_2 , sản phẩm có màu vàng đậm.



Ion iodide có thể khử H_2SO_4 đặc thành H_2S , S, SO_2 tùy vào điều kiện phản ứng và I^- bị oxi hoá thành I_2 có màu đen tím.

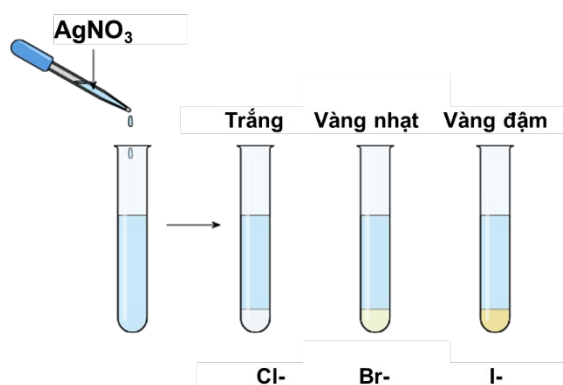


Hình. Các muối KCl (a), KBr (b), KI (c) phản ứng với dung dịch H_2SO_4 đặc

IV. Nhận biết ion halide trong dung dịch

Hầu hết các muối halide đều **dễ tan** trong nước, trừ một số muối không tan như silver chloride, silver bromide, silver iodide và một số muối ít tan như lead chloride, lead bromide.

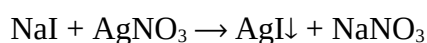
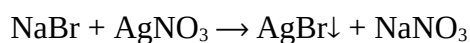
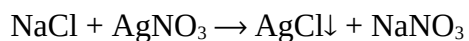
Phân biệt các ion F^- , Cl^- , Br^- và I^- bằng cách **cho dung dịch silver nitrate** (AgNO_3) vào dung dịch muối của chúng.



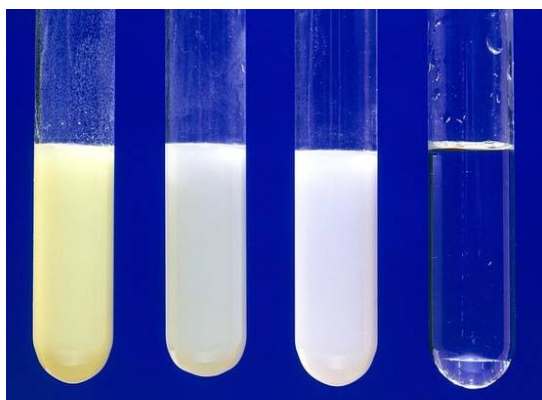
Bảng. Nhận biết ion halide trong dung dịch

	F^- (NaF)	Cl^- (NaCl)	Br^- (NaBr)	I^- (NaI)
Dd $AgNO_3$	Không hiện tượng	Kết tủa trắng $AgCl$	Kết tủa vàng nhạt $AgBr$	Kết tủa vàng đậm AgI

Phương trình hoá học của các phản ứng:



Dung dịch NaF không phản ứng với dung dịch $AgNO_3$.



Hình. Màu của kết tủa silver iodide, silver bromide, silver chloride

V. Ứng dụng của các hydrogen halide

Hydrogen fluoride:

Dùng để tẩy cặn trong các thiết bị trao đổi nhiệt; chất xúc tác trong nhà máy lọc dầu, công nghệ làm giàu uranium, sản xuất dược phẩm, ...

Hydrogen chloride:

Dùng để loại bỏ gỉ thép; sản xuất chất tẩy rửa nhà vệ sinh, các hợp chất vô cơ và hữu cơ phục vụ đời sống, sản xuất, ...

Hydrogen bromide:

Làm chất xúc tác cho các phản ứng hữu cơ, tổng hợp chất chống cháy chứa nguyên tố bromine như tetrabromobisphenol A, điều chế nhựa epoxy, sản xuất các vi mạch điện tử, ...

Hydrogen iodide:

Dùng làm chất khử phổ biến trong các phản ứng hoá học; sản xuất iodine và alkyl iodide, ...