

CHƯƠNG I

MỘT SỐ KIẾN THỨC VỀ PHẢN ỨNG HÓA HỌC CHIỀU PHẢN ỨNG

1. Khái niệm

Chất điện li mạnh và yếu

Phương trình ion của phản ứng xảy ra trong dung dịch nước

Hóa trị và số oxi hóa của nguyên tố

1. Phương pháp cân bằng phương trình phản ứng oxi hóa khử
2. Chiều và giới hạn phản ứng oxi hóa khử xảy ra trong dung dịch nước
3. Giải đồ thế khử và ứng dụng
4. Mối liên hệ giữa thế khử và năng lượng liên kết
5. Chiều phản ứng không đổi số oxi hóa trong dung dịch chất điện ly

CHIỀU PHẢN ỨNG

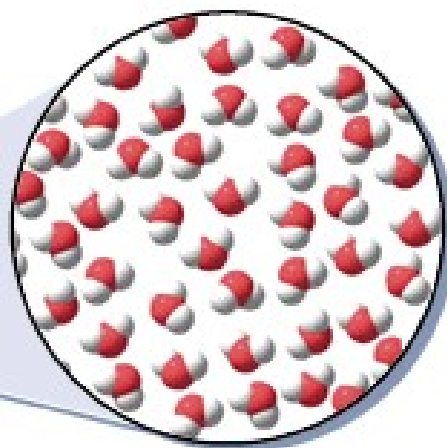
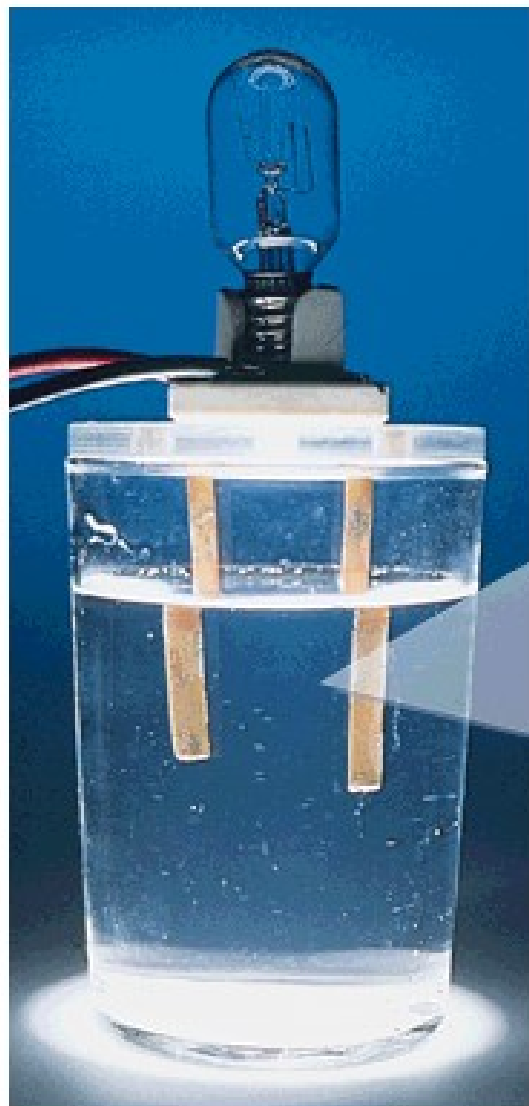
Oxi hóa khử

Trao đổi ion

1. Khái niệm

Chất điện li mạnh và yếu

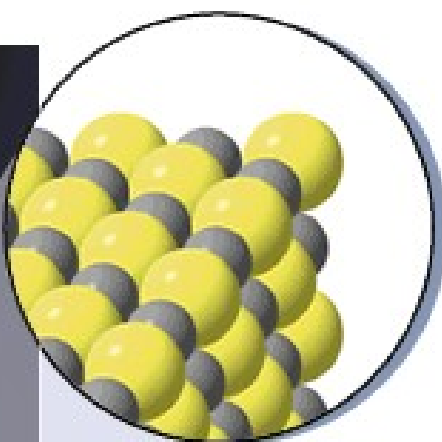
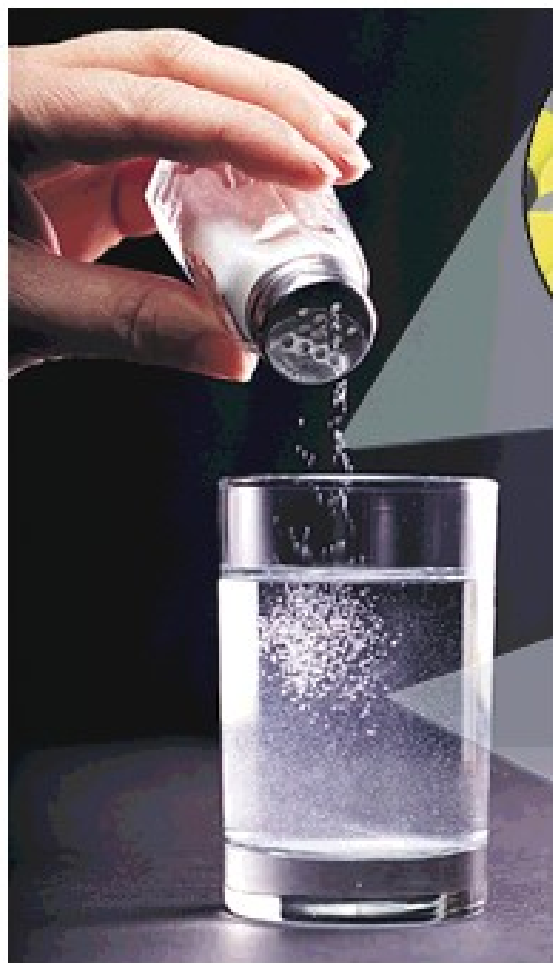
Conductivity of water and solutions



H₂O molecule



A model for the process of dissolving NaCl in water



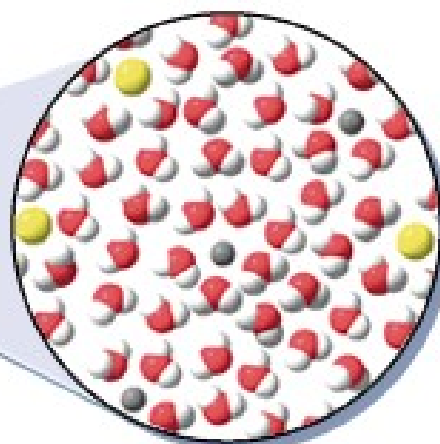
Na⁺ ion



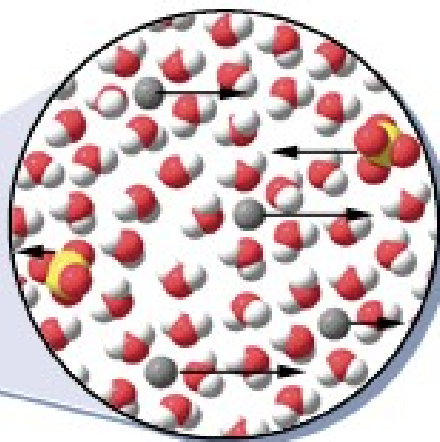
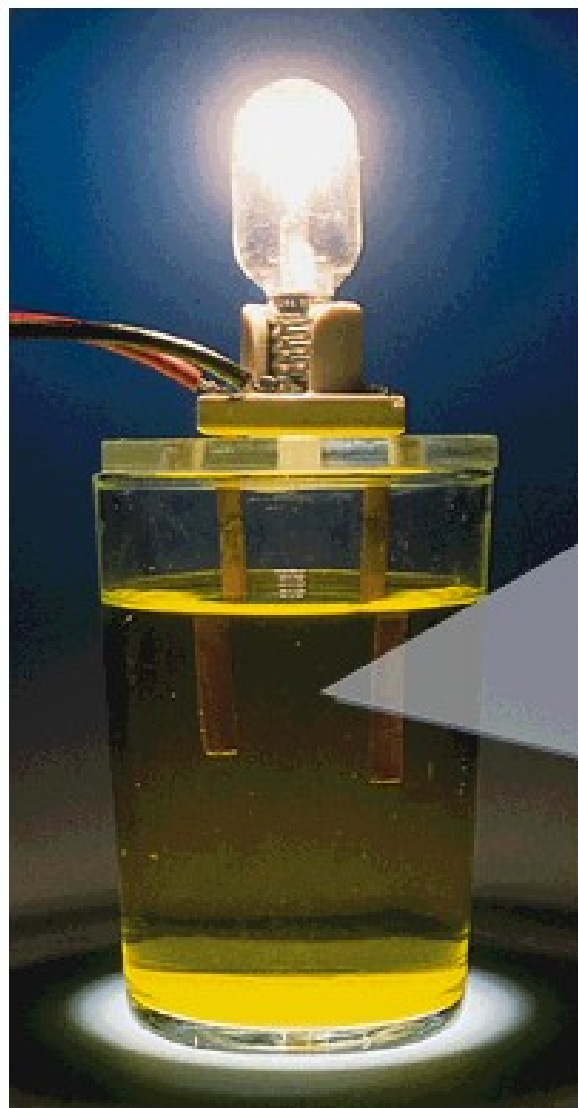
Cl⁻ ion



H₂O molecule



Conductivity of water and solutions

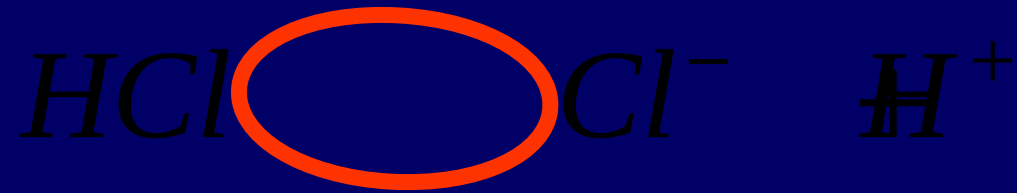


K^+ ion



CrO_4^{2-} ion





$$\alpha = \frac{n_{\text{phanly}}}{n_{\text{hoa tan}}} \quad 1$$

1. Chất điện li
2. Độ điện li α
3. Chất điện li mạnh
4. Chất điện li yếu
5. Quá trình thuận nghịch
6. Quá trình bất thuận nghịch
7. Cân bằng hóa học
8. Độ điện li biểu kiến



Axit mạnh

HX (X = Cl, Br, I): hidroaxit

$O_mX(OH)_n$ (m số nguyên tử O liên kết trực tiếp X, $m \geq 2$)

$$\alpha = \frac{n_{phanly}}{n_{hoa\ tan}}$$

1

Muối trung hòa



Phân tử không còn nhóm H axit hoặc nhóm OH bazơ

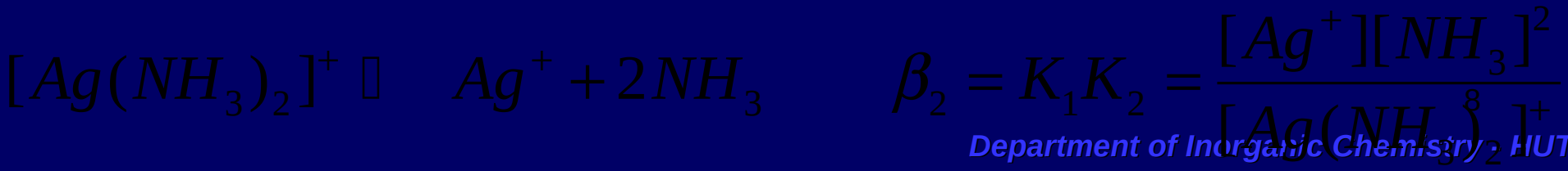
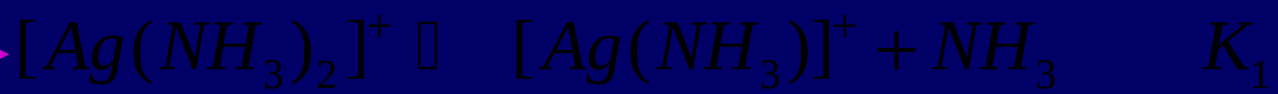


Bazơ mạnh

XOH (X = kim loại kiềm)

$X(OH)_2$ (X = Ba, Sr, Ca)

1. Axit yếu
2. Bazơ yếu
3. Muối trung hòa $Hg(CN)_2$, $HgCl_2$
4. Muối của axit và bazơ yếu
5. Phức chất



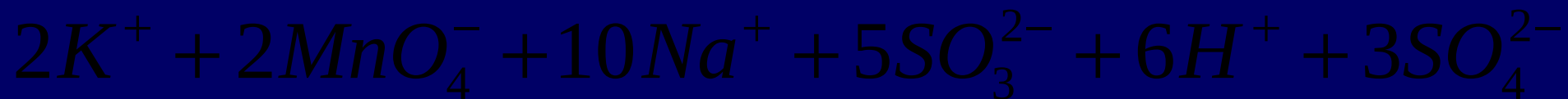
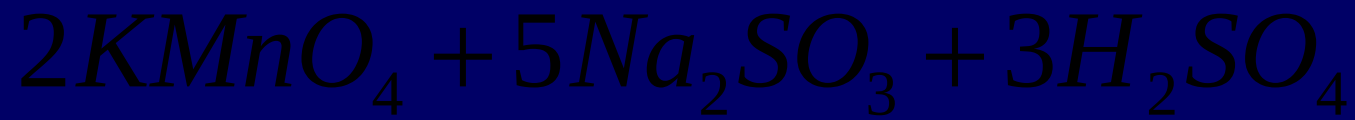
1. Khái niệm

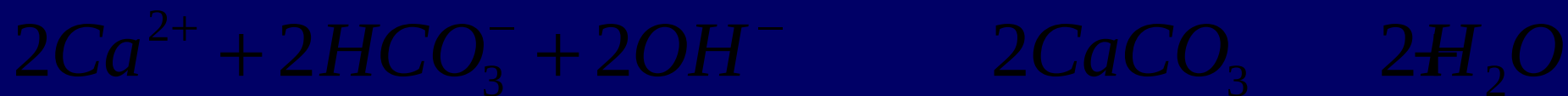
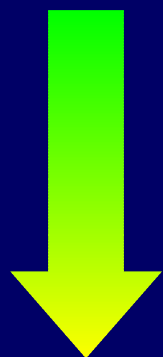
Chất điện li mạnh và yếu

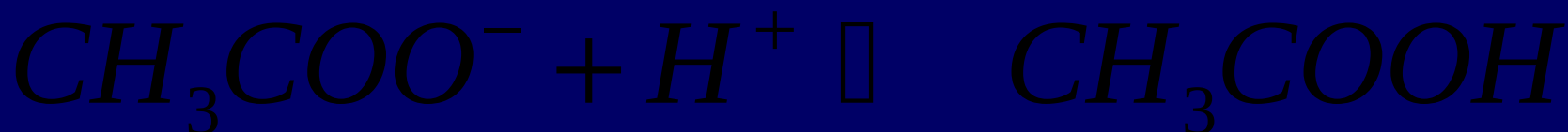
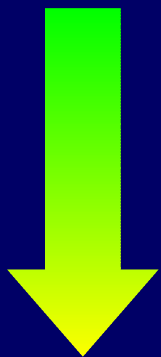
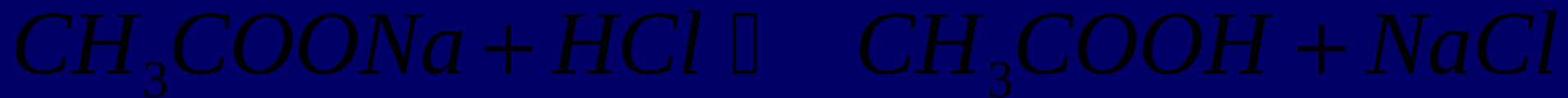
Phương trình ion của phản ứng xảy ra trong dung dịch nước

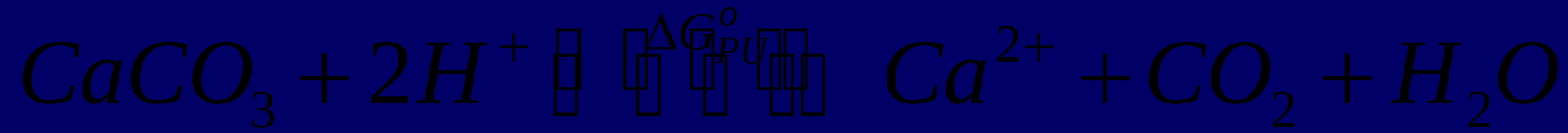
TRONG PHƯƠNG TRÌNH ION CHỈ CÓ MẶT:

- CHẤT KẾT TỦA
- CHẤT DỄ BAY HƠI
- CHẤT ĐIỆN LY YẾU Ở DẠNG PHÂN TỬ
- CHẤT ĐIỆN LY MẠNH Ở DẠNG ION



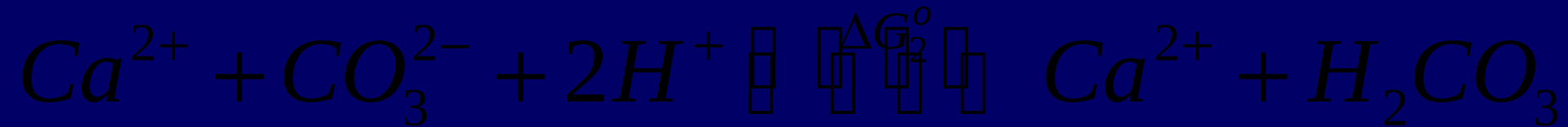






$$\Delta G_1^0$$

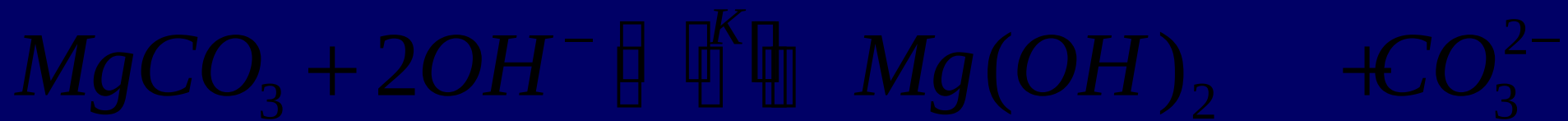
$$\Delta G_3^0$$



$$\Delta G_{PU}^0 = \Delta G_1^0 + \Delta G_2^0 + \Delta G_3^0$$

$$-RT \ln K = -RT \ln T_{CaCO_3} + RT \ln(K_1 K_2) - RT \ln K_3$$

$$K = T_{CaCO_3} \frac{K_3}{K_1 K_2} = 4,8 \cdot 10^{-9} \frac{600}{4 \cdot 10^{-7} \cdot 10^{-11}} \quad 14$$



$$\frac{T_{MgCO_3}}{T_{Mg(OH)_2}} = \frac{1}{K}$$

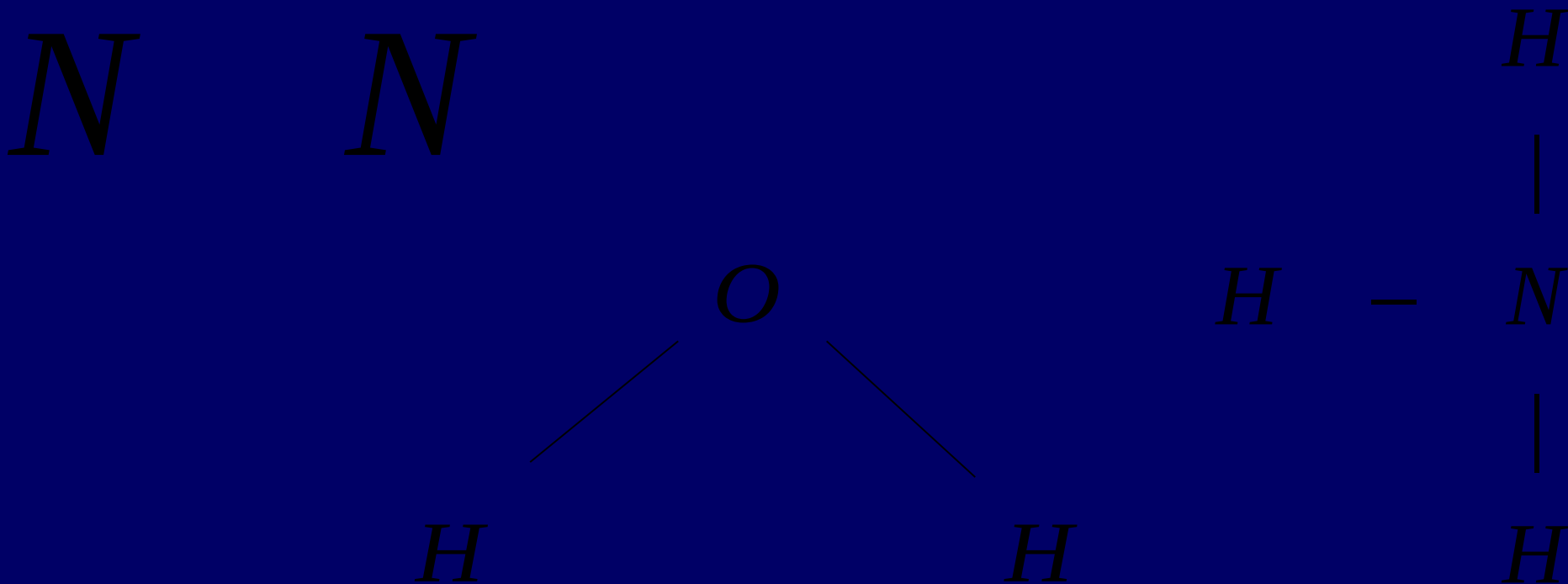
$$K = \frac{T_{MgCO_3}}{T_{Mg(OH)_2}} = \frac{10^{-5}}{5 \cdot 10^{-12}}$$

1. Khái niệm

Chất điện li mạnh và yếu

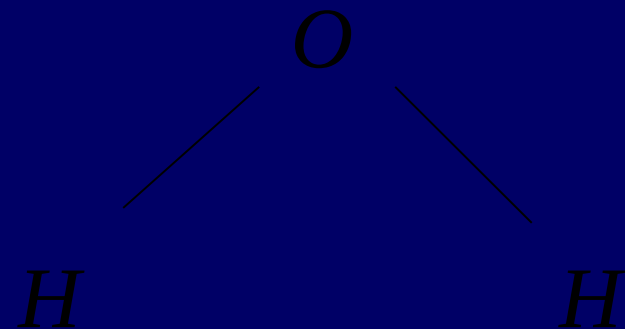
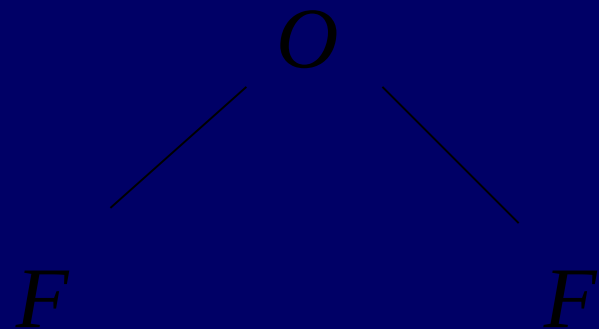
Phương trình ion của phản ứng xảy ra trong dung dịch nước

Hóa trị và số oxi hóa của nguyên tố



Hóa trị của nguyên tố: số cặp e liên kết của nguyên tố đó liên kết trực tiếp với các nguyên tử xung quanh trong phân tử

Số oxi hóa của nguyên tố: là điện tích ở ion nếu giả thiết các cặp e liên kết được chuyển hẳn cho các nguyên tử có độ âm điện lớn hơn liên kết với nó



Số oxi hóa của nguyên tố: có giá trị đại số khác với hóa trị

-Số OXH của nguyên tố trong đơn chất bằng 0

-Trong hợp chất, số OXH các nguyên tố sau luôn không đổi:

Kim loại kiềm:	số OXH bằng	+1
Kim loại IIA:	số OXH bằng	+2
Al:	số OXH bằng	+3
F:	số OXH bằng	-1

-Trong hợp chất có H:

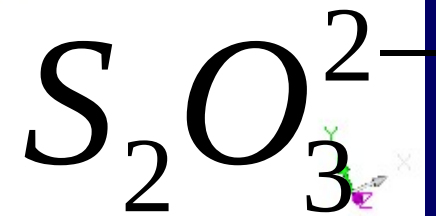
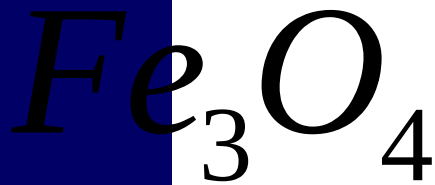
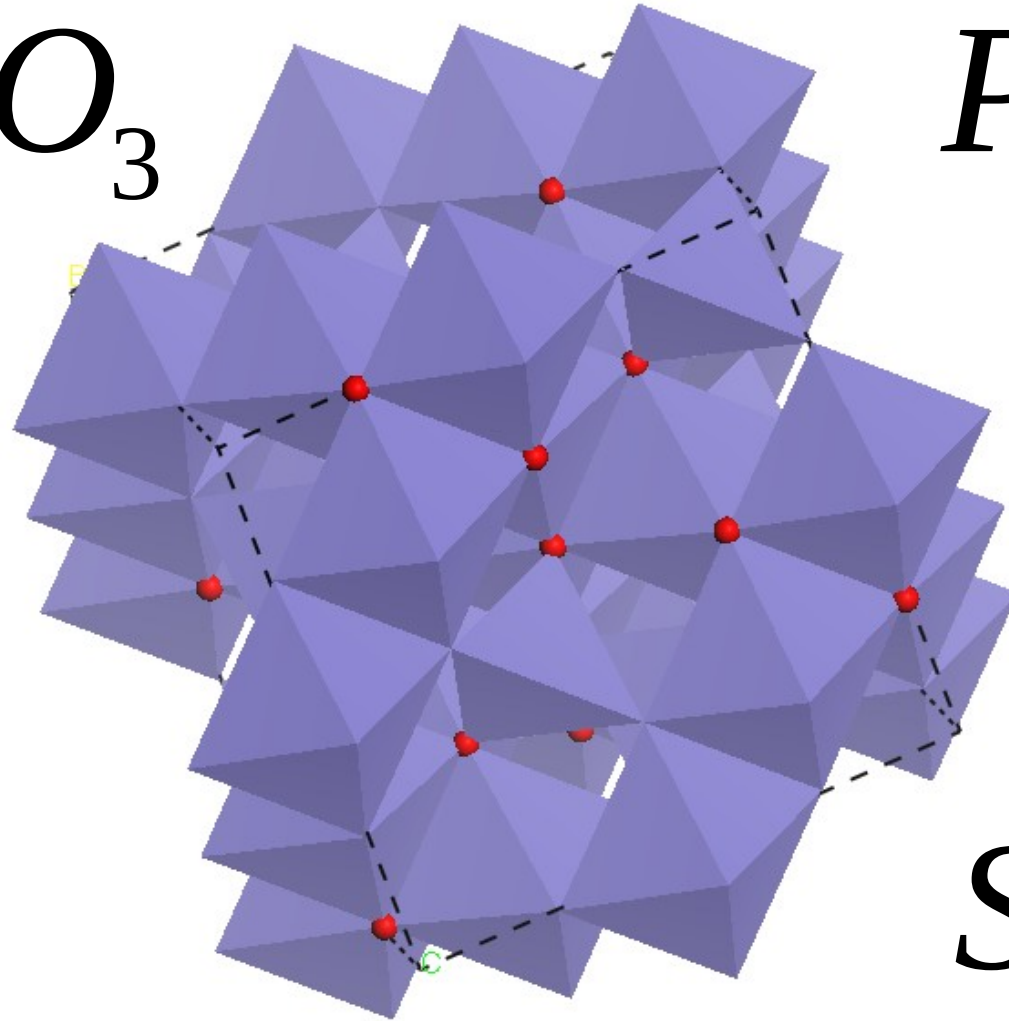
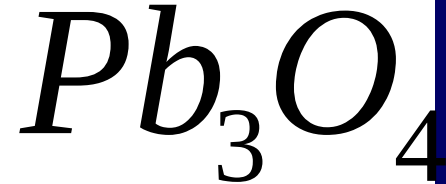
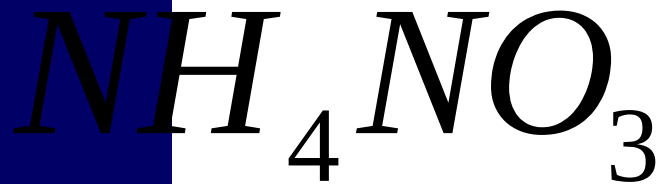
Hầu hết:	số OXH bằng	+1
Hidrua kim loại:	số OXH bằng	-1

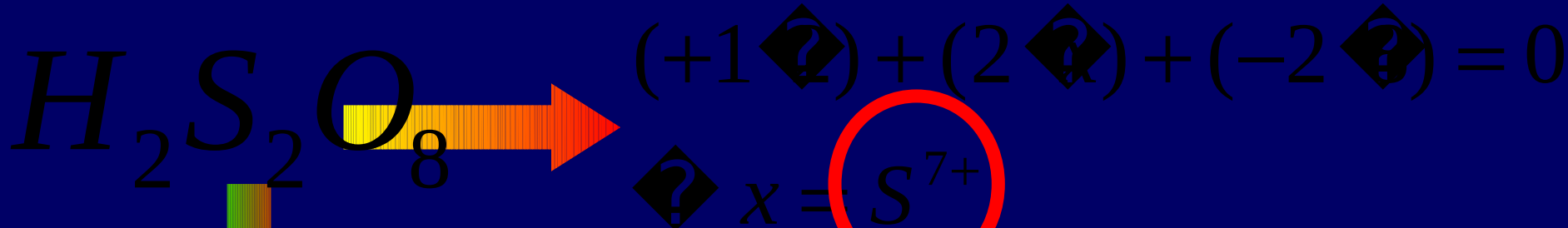
-Trong hợp chất có O:

Hầu hết:	số OXH bằng	-2
OF ₂ :	số OXH bằng	+2
H ₂ O ₂ :	số OXH bằng	-1

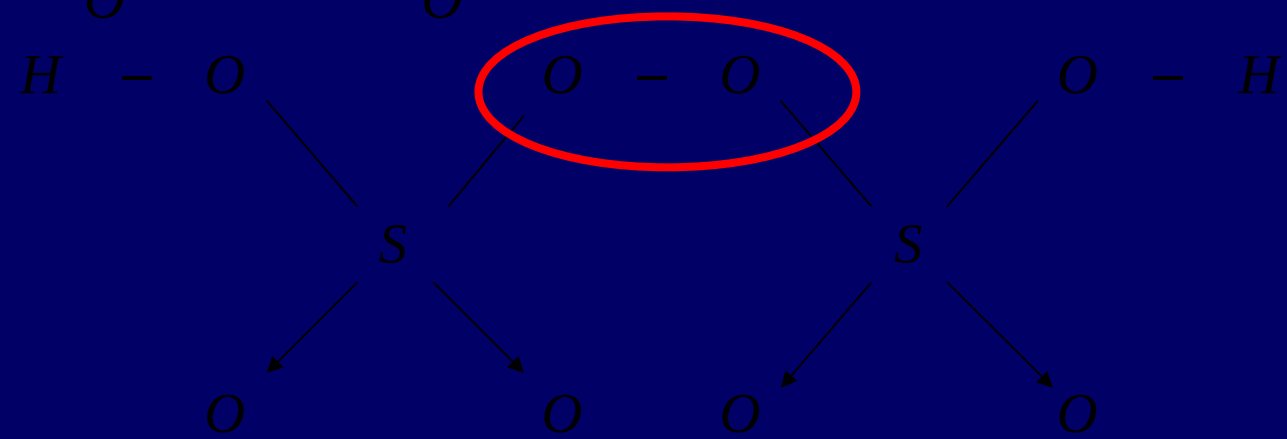
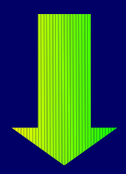
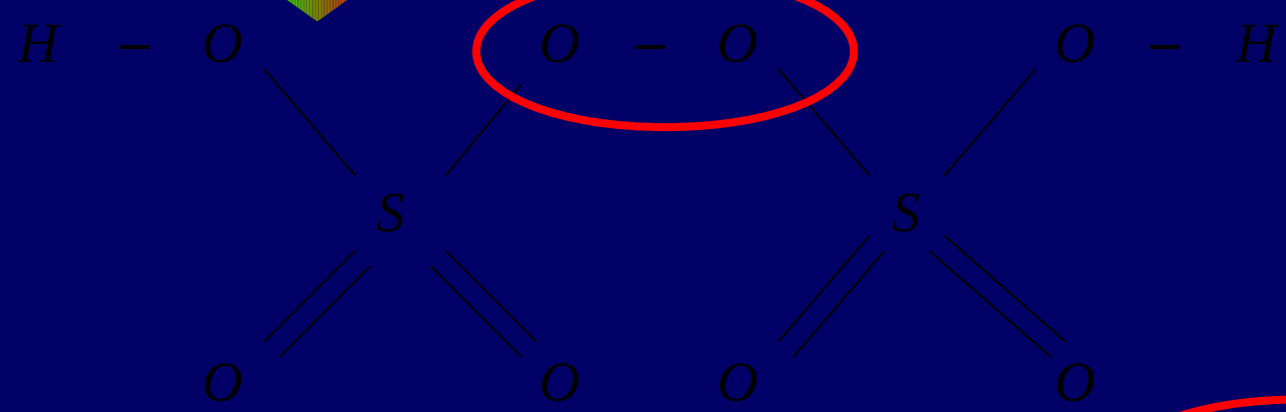
- Đảm bảo tính cân bằng điện tích trong phân tử và ion

HỢP CHẤT CÓ NGUYÊN TỐ MANG NHIỀU SỐ OXI HÓA



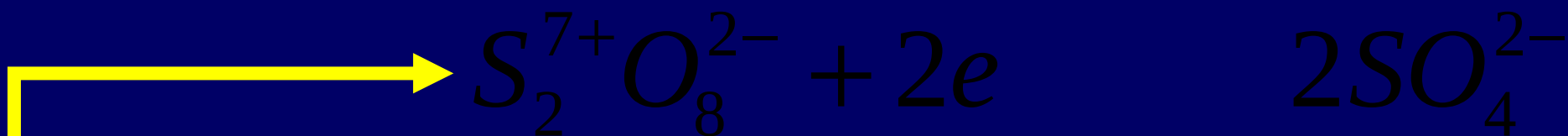


Axit peoxidisulfuric



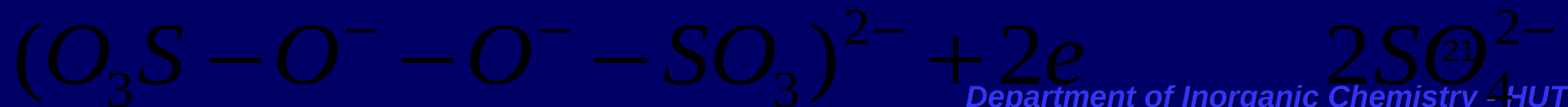
$(+1 \text{ ?}) + (2 \text{ ?}) + (-2 \text{ ?}) + (-1 \text{ ?}) = 0$

$\text{?} \times = S^{6+}$



S⁷⁺ số oxi hóa giả

S⁶⁺ số oxi hóa thật



1. Khái niệm

Chất điện li mạnh và yếu

Phương trình ion của phản ứng xảy ra trong dung dịch nước

Hóa trị và số oxi hóa của nguyên tố

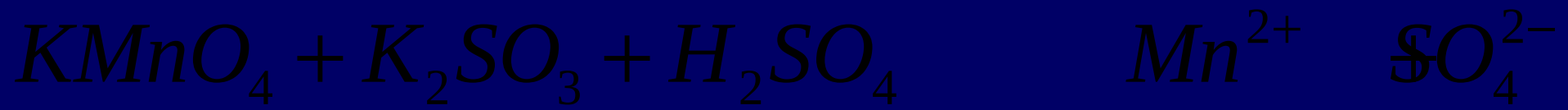
1. Phương pháp cân bằng phương trình phản ứng oxi hóa khử

PHÂN BIỆT KHÔNG CÓ MÔI TRƯỜNG THAM GIA



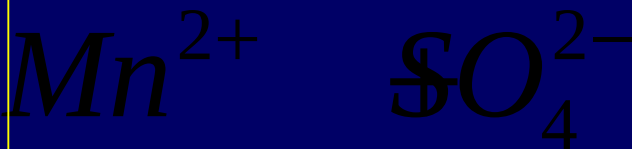
CÓ MÔI TRƯỜNG THAM GIA



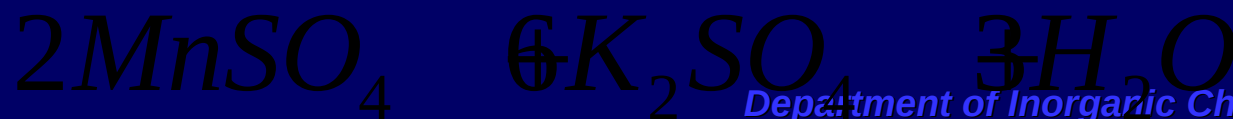




x 2



x 5



Nguyên tắc:

1. Phản ứng trong *môi trường axit* → có thể *thêm vế phải hoặc vế trái H^+* để cân bằng điện tích và sản phẩm không thể có OH^- .
2. Phản ứng trong *môi trường kiềm* → *thêm OH^-* .
3. Phản ứng trong *môi trường trung tính* → chỉ *thêm bên vế phải H^+ hoặc OH^-* .
4. Phản ứng không xảy ra sự phân ly các chất thành ion → cân bằng theo sự số e trao đổi giữa chất OXH và chất KH.

1. Khái niệm

Chất điện li mạnh và yếu

Phương trình ion của phản ứng xảy ra trong dung dịch nước

Hóa trị và số oxi hóa của nguyên tố

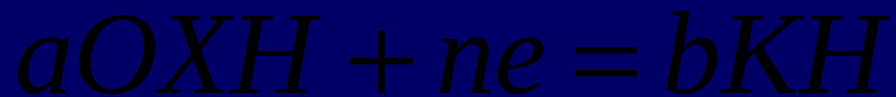
1. Phương pháp cân bằng phương trình phản ứng oxi hóa khử

2. Chiều và giới hạn phản ứng oxi hóa khử xảy ra trong dung dịch nước

Mối liên hệ giữa ΔG của phản ứng hóa học với các đại lượng nhiệt động khác

Công thức tính ΔG cho phản ứng oxi hóa-khử xảy ra trong dung dịch nước

$$\Delta G = -nFE = RT \ln \frac{\pi}{K} \quad \Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ} = -RT \ln K_p$$



$$\varepsilon_{OXH/KH} = \varepsilon_{OXH/KH}^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[OXH]^a}{[KH]^b}$$

n – số e trao đổi giữa chất OXH và chất KH trong phản ứng
 F – hằng số Faraday, $F \sim 96500$ C/mol

$E = \varepsilon_{OXH} - \varepsilon_{KH}$, ε_{OXH} thế khử của cặp OXH-KH có dạng OXH tham gia phản ứng
 ε_{KH} thế khử của cặp OXH-KH có dạng KH tham gia phản ứng

Mối liên hệ giữa ΔG của phản ứng hóa học với các đại lượng nhiệt động khác

Ở điều kiện chuẩn: $P = 1 \text{ atm}$, $C = 1\text{M}$

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ} = \sum_{sp} \Delta G_{sp,s}^{\circ} - \sum_{tg} \Delta G_{tg,s}^{\circ} \quad [J]$$

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K_p \quad \text{Phản ứng thuận nghịch}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_n \left(\frac{P}{\sum_{i=1}^n n_i} \right)^{\Delta n} = K_N P^{\Delta n}$$

$R = 0.082 \text{ latm/molK}$

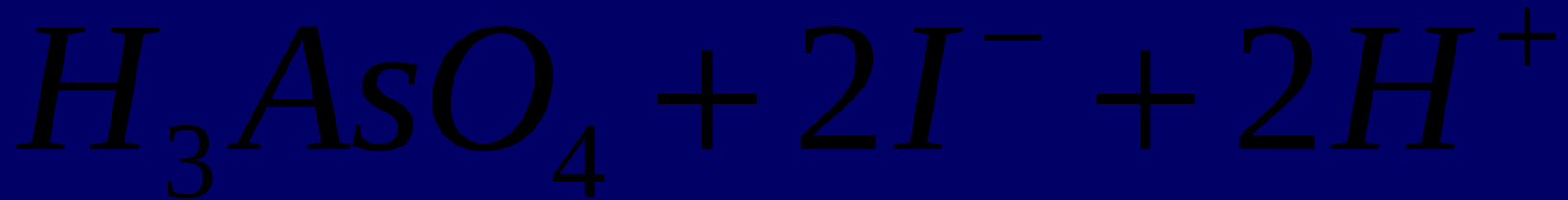
P – áp suất chung hệ phản ứng khi cân bằng [atm]

Σn_i – tổng số mol khí có mặt trong phản ứng khi cân bằng

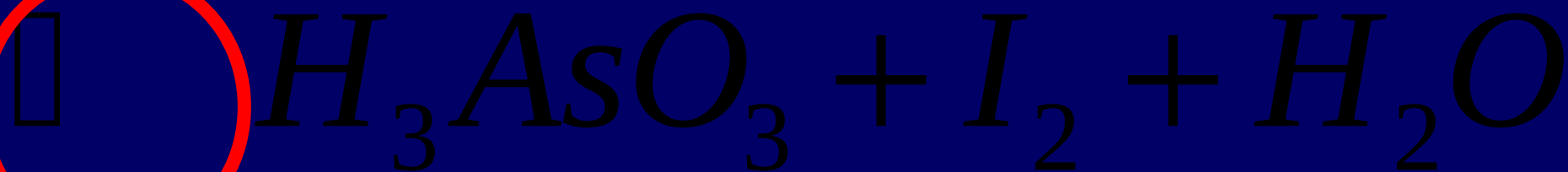
Δn – hiệu số mol khí của sản phẩm và số mol khí của chất tham gia

K_p, K_c – chỉ phụ thuộc vào nhiệt độ

$$\Delta n = 0 \Leftrightarrow K_p = K_c = K_n = K_N$$

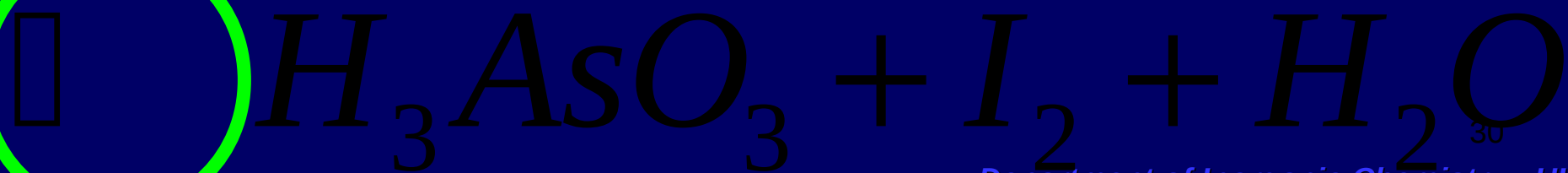
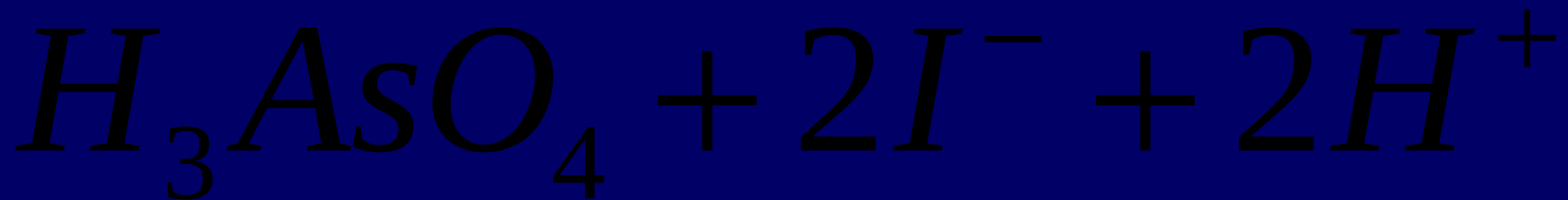


Axit asenic \leftrightarrow Axit aseno

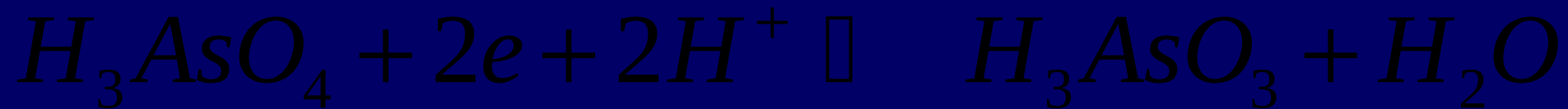


Phương pháp ion-electron:

tính thế khử của cặp OXH/KH phụ thuộc môi trường



$$\mathcal{E}_{H_3AsO_4/H_3AsO_3}^0 = 0.56V > \mathcal{E}_{I_2/I^-}^0 = 0.54V$$



$$\mathcal{E}_{H_3AsO_4/H_3AsO_3} = \mathcal{E}_{H_3AsO_4/H_3AsO_3}^0 + \frac{0.059}{2} \lg \frac{[H_3AsO_4][H^+]^2}{[H_3AsO_3]}$$

Thay đổi pH $[H^+] = 10^{-2} M$

$$\mathcal{E}_{H_3AsO_4/H_3AsO_3} = 0.56 + \frac{0.059}{2} \lg 10^{2-} = 0.442V$$

$$\mathcal{E}_{H_3AsO_4/H_3AsO_3} = 0.442V < \mathcal{E}_{I_2/I^-}^0 = 0.54V$$

1. Khái niệm

Chất điện li mạnh và yếu

Phương trình ion của phản ứng xảy ra trong dung dịch nước

Hóa trị và số oxi hóa của nguyên tố

1. Phương pháp cân bằng phương trình phản ứng oxi hóa khử
2. Chiều và giới hạn phản ứng oxi hóa khử xảy ra trong dung dịch nước
3. **Giải đồ thế khử và ứng dụng**

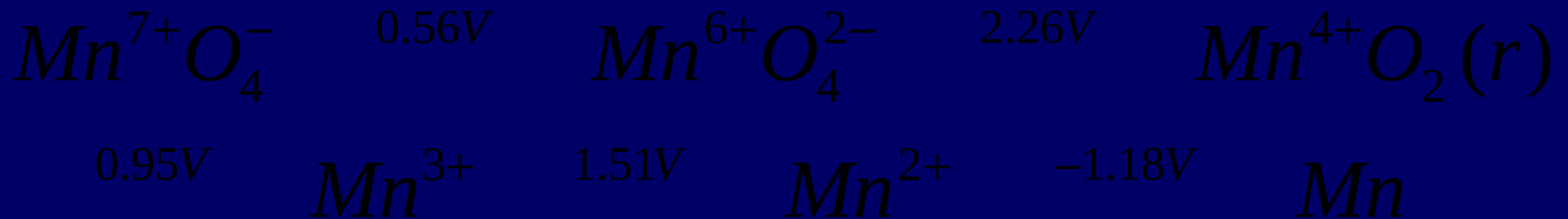
Ý nghĩa của Thế điện cực (thế khử) chuẩn

$$\varepsilon_{\text{OXH/KH}} = \varepsilon_{\text{OXH/KH}}^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{OXH}]^a}{[\text{KH}]^b}$$

Thế khử chuẩn: trong môi trường acid pH = 0
Thế khử chuẩn: trong môi trường bazo pH = 14

Thế khử chuẩn càng lớn thì chất oxi hóa sẽ càng mạnh và chất khử sẽ càng yếu

1. Sức điện động của pin = thế của điện cực dương – thế của điện cực âm.
2. Kim loại có thế điện cực chuẩn < 0 có thể tan trong dung dịch acid loãng giải phóng hydro.
3. Kim loại có thế điện cực chuẩn bé đẩy được kim loại có thế điện cực chuẩn lớn hơn ra khỏi dung dịch muối của nó.



1. Biết được chất không bền trong dung dịch

2. Tính thế khử của cặp OXH/KH chưa biết

3. Dự đoán sản phẩm phản ứng

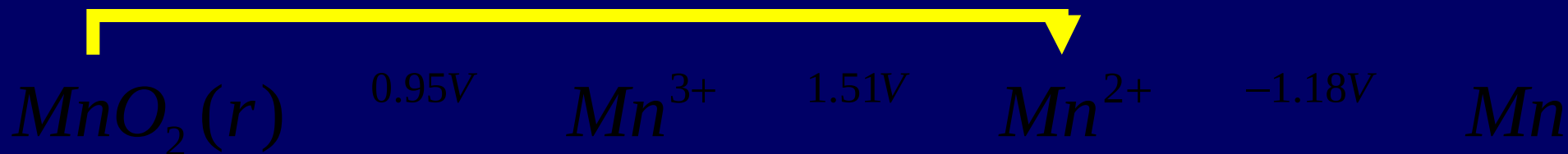
$$(0.56 \cdot 1 + 2.26 \cdot 2)/3 =$$

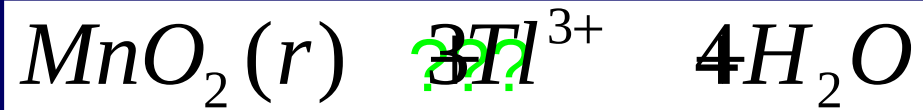
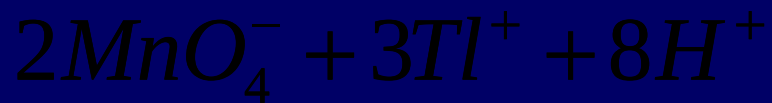
$$\mathbf{1.69 \text{ V}}$$



$$(0.95 \cdot 1 + 1.51 \cdot 1)/2 =$$

$$\mathbf{1.23 \text{ V}}$$





$$\varepsilon^0_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}} = 1.51\text{V} > \varepsilon^0_{\text{Tl}^{3+} / \text{Tl}^+} = 1.25\text{V}$$

$$\varepsilon^0_{\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2} = 1.69\text{V} > \varepsilon^0_{\text{Tl}^{3+} / \text{Tl}^+} = 1.25\text{V} > \varepsilon^0_{\text{MnO}_2 / \text{Mn}^{2+}} = 1.23\text{V}$$

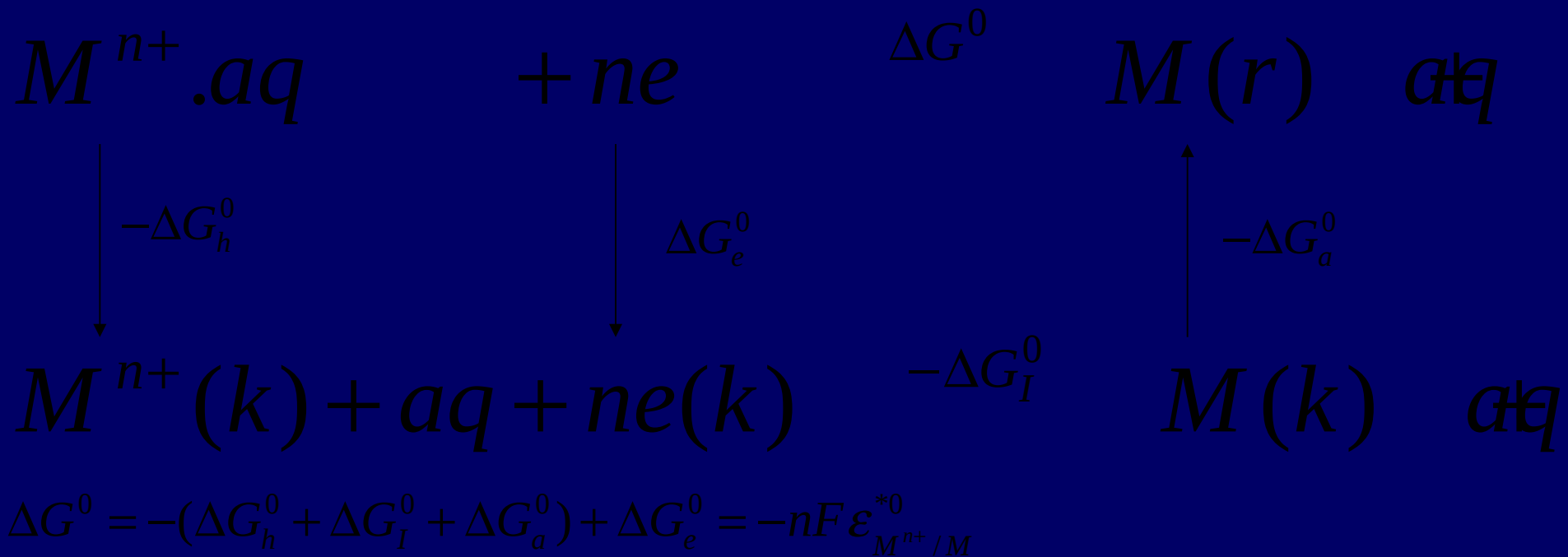
1. Khái niệm

Chất điện li mạnh và yếu

Phương trình ion của phản ứng xảy ra trong dung dịch nước

Hóa trị và số oxi hóa của nguyên tố

1. Phương pháp cân bằng phương trình phản ứng oxi hóa khử
2. Chiều và giới hạn phản ứng oxi hóa khử xảy ra trong dung dịch nước
3. Giải đồ thế khử và ứng dụng
4. Mối liên hệ giữa thế khử và năng lượng liên kết



$$\varepsilon_{M^{n+}/M}^{*0} = \frac{\Delta G_h^0 + \Delta G_I^0 + \Delta G_a^0}{nF} - \frac{\Delta G_e^0}{nF}$$

$$\varepsilon_{M^{n+}/M}^0 = \varepsilon_{M^{n+}/M}^{*0} - \varepsilon_{H^+/H_2}^{*0}$$

$$\varepsilon_{M^{n+}/M}^0 = \frac{\Delta G_h^0 + \Delta G_I^0 + \Delta G_a^0}{nF} - 4.44$$

ΔG_h^0 -biến thiên thế đẳng áp chuẩn hidrat hóa ion M^{n+}

ΔG_I^0 -biến thiên thế đẳng áp chuẩn ion hóa nguyên tử M

ΔG_a^0 -biến thiên thế đẳng áp chuẩn nguyên tử hóa kim loại

M

ΔG_e^0 -biến thiên thế đẳng áp chuẩn chuyển ne trong kim loại

rắn thành ne ở thể khí

ε^{*0} -thế khử chuẩn tuyệt đối cặp $M^{n+} \cdot aq / M(r)$

1. Khái niệm

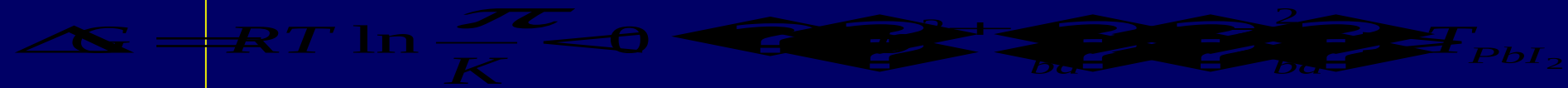
Chất điện li mạnh và yếu

Phương trình ion của phản ứng xảy ra trong dung dịch nước

Hóa trị và số oxi hóa của nguyên tố

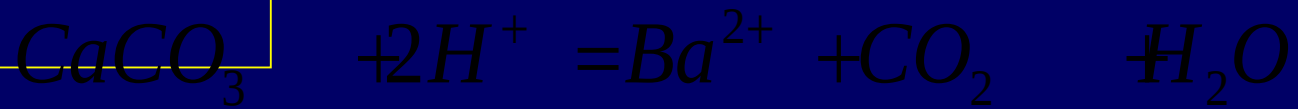
1. Phương pháp cân bằng phương trình phản ứng oxi hóa khử
2. Chiều và giới hạn phản ứng oxi hóa khử xảy ra trong dung dịch nước
3. Giải đồ thế khử và ứng dụng
4. Mối liên hệ giữa thế khử và năng lượng liên kết
5. Chiều phản ứng không đổi số oxi hóa trong dung dịch chất điện ly

Phản ứng tạo chất kết tủa



Phản ứng làm giảm nồng độ ion trong dung dịch

Phản ứng tạo chất bay hơi



Phản ứng tạo chất điện li yếu

