Bài 18

TÍNH CHẤT CỦA KIM LOẠI DÃY ĐIỆN HOÁ CỦA KIM LOẠI

- Hiểu tính chất vật lí chung của kim loại.
- Biết tính chất hoá học đặc trưng và dãy điện hoá của kim loại.

I - TÍNH CHẤT VẬT LÍ

1. Tính chất vật lí chung

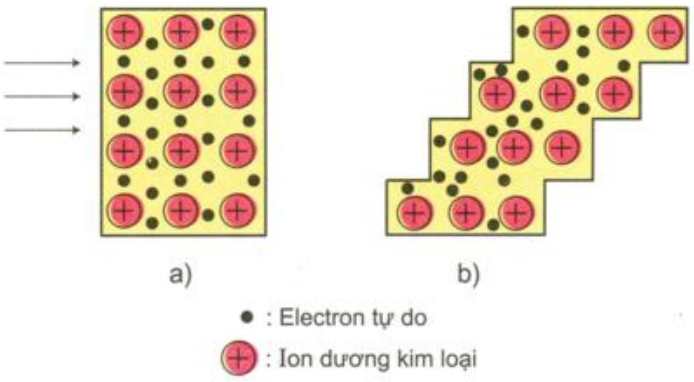
Ở điều kiện thường, các kim loại đều ở trạng thái rắn (trừ Hg), có tính dẻo, dẫn điện, dẫn nhiệt và có ánh kim.

2. Giải thích

a) Tính dẻo

Khác với phi kim, kim loại có tính dẻo : dễ rèn, dễ dát mỏng và dễ kéo sợi. Vàng là kim loại có tính dẻo cao, có thể dát thành lá mỏng đến mức ánh sáng có thể xuyên qua.

Kim loại có tính dẻo là vì các ion dương* trong mạng tinh thể kim loại có thể trượt lên nhau dễ dàng mà không tách ra khỏi nhau nhờ những electron tự do chuyển động dính kết chúng với nhau.



Hình 5.4. *Các lớp mạng tinh thể kim loại trước khi biến dạng (a) và sau khi biến dạng (b)*

* Trong mạng tinh thể, thời gian tồn tại của nguyên tử kim loại là cực ngắn, chỉ từ 10^{-14} đến 10^{-11} giây. Vì vậy có thể coi tinh thể kim loại chỉ gồm các ion dương.

b) Tính dẫn điện

Khi đặt một hiệu điện thế vào hai đầu dây kim loại, những electron chuyển động tự do trong kim loại sẽ chuyển động thành dòng có hướng từ cực âm đến cực dương, tạo thành dòng điện.

Kim loại dẫn điện tốt nhất là Ag, sau đó đến Cu, Au, Al, Fe,...

Ở nhiệt độ càng cao thì tính dẫn điện của kim loại càng giảm do ở nhiệt độ cao, các ion dương dao động mạnh cản trở dòng electron chuyển động.

c) Tính dẫn nhiệt

Tính dẫn nhiệt của các kim loại cũng được giải thích bằng sự có mặt các electron tự do trong mạng tinh thể.

Các electron trong vùng nhiệt độ cao có động năng lớn, chuyển động hỗn loạn và nhanh chóng sang vùng có nhiệt độ thấp hơn, truyền năng lượng cho các ion dương ở vùng này nên nhiệt lan truyền được từ vùng này đến vùng khác trong khối kim loại.
Thường các kim loại dẫn điện tốt cũng dẫn nhiệt tốt.

d) Ánh kim

Các electron tự do trong tinh thể kim loại phản xạ hầu hết những tia sáng nhìn thấy được, do đó kim loại có vẻ sáng lấp lánh gọi là ánh kim.

Tóm lại : Tính chất vật lí chung của kim loại gây nên bởi sự có mặt của các electron tự do trong mạng tinh thể kim loại.

Không chỉ các electron tự do trong tinh thể kim loại, mà đặc điểm cấu trúc mạng tinh thể kim loại, bán kính nguyên tử,... cũng ảnh hưởng đến tính chất vật lí của kim loại.

Ngoài những tính chất vật lí chung của kim loại như đã nói ở trên, kim loại còn có một số tính chất vật lí không giống nhau. Những kim loại khác nhau có khối lượng riêng, nhiệt độ nóng chảy và tính cứng khác nhau.

Kim loại có khối lượng riêng nhỏ nhất là Li (0,5 g/cm^3) và lớn nhất là Os (22,6 g/cm^3).

Kim loại có nhiệt độ nóng chảy thấp nhất là Hg (-39^oC) và cao nhất là W (3410^oC).

Kim loại mềm nhất là K, Rb, Cs (dùng dao cắt được) và cứng nhất là Cr (có thể cắt được kính).

II - TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Trong một chu kì, nguyên tử của các nguyên tố kim loại có bán kính tương đối lớn hơn và điện tích hạt nhân nhỏ hơn so với phi kim, số electron hoá trị ít, lực liên kết với hạt nhân của những electron này tương đối yếu nên chúng dễ tách khỏi nguyên tử. Vì vậy, tính chất hoá học chung của kim loại là tính khử.

$$M \rightarrow M^{n+} + ne$$

1. Tác dụng với phi kim

Nhiều kim loại có thể khử được phi kim đến số oxi hoá âm, đồng thời nguyên tử kim loại bị oxi hoá đến số oxi hoá dương.

a) Tác dụng với clo

Hầu hết các kim loại đều có thể khử trực tiếp clo tạo ra muối clorua.

Thí dụ : Dây sắt nóng đỏ cháy mạnh trong khí clo tạo ra khói màu nâu là những hạt chất rắn sắt(III) clorua.

$$2\overset{0}{Fe} + 3\overset{0}{Cl_2} \xrightarrow{t^o} 2\overset{+3\ -1}{FeCl_3}$$

Trong phản ứng này Fe đã khử clo từ số oxi hoá 0 ($\overset{0}{Cl_2}$) xuống clo có số oxi hoá −1 ($\overset{-1}{Cl}$).

b) Tác dụng với oxi

Hầu hết các kim loại có thể khử oxi từ số oxi hoá 0 ($\overset{0}{O_2}$) xuống số oxi hoá −2 ($\overset{-2}{O}$).

Thí dụ : Khi đốt, bột nhôm cháy mạnh trong không khí tạo ra nhôm oxit.

$$4\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{O_2} \xrightarrow{t^o} 2\overset{+3\ -2}{Al_2O_3}$$

c) Tác dụng với lưu huỳnh

Nhiều kim loại có thể khử lưu huỳnh từ số oxi hoá 0 ($\overset{0}{S}$) xuống số oxi hoá −2 ($\overset{-2}{S}$). Phản ứng cần đun nóng (trừ Hg).

Thí dụ : $\overset{0}{Fe} + \overset{0}{S} \xrightarrow{t^o} \overset{+2-2}{FeS}$

$\overset{0}{Hg} + \overset{0}{S} \longrightarrow \overset{+2-2}{HgS}$

2. Tác dụng với dung dịch axit

a) *Với dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng*

Nhiều kim loại có thể khử được ion H^+ trong dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng thành hiđro.

Thí dụ : $\overset{0}{Fe} + 2\overset{+1}{H}Cl \rightarrow \overset{+2}{Fe}Cl_2 + \overset{0}{H_2}\uparrow$

b) *Với dung dịch HNO_3, H_2SO_4 đặc*

Hầu hết kim loại (trừ Pt, Au) khử được $\overset{+5}{N}$ (trong HNO_3) và $\overset{+6}{S}$ (trong H_2SO_4) xuống số oxi hoá thấp hơn.

Thí dụ : $3\overset{0}{Cu} + 8\overset{+5}{H}NO_3\,(\text{loãng}) \rightarrow 3\overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 2\overset{+2}{NO}\uparrow + 4H_2O$

$\overset{0}{Cu} + 2H_2\overset{+6}{S}O_4\,(\text{đặc}) \xrightarrow{t^o} \overset{+2}{Cu}SO_4 + \overset{+4}{S}O_2\uparrow + 2H_2O$

Chú ý : HNO_3 và H_2SO_4 đặc, nguội làm thụ động hoá Al, Fe, Cr,...

3. Tác dụng với nước

Các kim loại ở nhóm IA và IIA của bảng tuần hoàn (trừ Be, Mg) có tính khử mạnh, có thể khử được H_2O ở nhiệt độ thường thành hiđro. Các kim loại còn lại có tính khử yếu hơn nên chỉ khử được H_2O ở nhiệt độ cao như Fe, Zn,... hoặc không khử được H_2O như Ag, Au,...

Thí dụ : $2\overset{0}{Na} + 2\overset{+1}{H}_2O \rightarrow 2\overset{+1}{Na}OH + \overset{0}{H_2}\uparrow$

4. Tác dụng với dung dịch muối

Kim loại mạnh hơn có thể khử được ion của kim loại yếu hơn trong dung dịch muối thành kim loại tự do.

Thí dụ : Ngâm một đinh sắt (đã làm sạch lớp gỉ) vào dung dịch $CuSO_4$, sau một thời gian màu xanh của dung dịch $CuSO_4$ bị nhạt dần và trên đinh sắt có lớp đồng màu đỏ bám vào.

$$\overset{0}{Fe} + \overset{+2}{Cu}SO_4 \rightarrow \overset{+2}{Fe}SO_4 + \overset{0}{Cu}\downarrow$$

III - DÃY ĐIỆN HOÁ CỦA KIM LOẠI

1. Cặp oxi hoá – khử của kim loại

Nguyên tử kim loại dễ nhường electron để trở thành ion kim loại, ngược lại ion kim loại có thể nhận electron để trở thành nguyên tử kim loại.

Thí dụ :

$$Ag^+ + 1e \rightleftarrows Ag$$

$$Cu^{2+} + 2e \rightleftarrows Cu$$

$$Fe^{2+} + 2e \rightleftarrows Fe$$

Các nguyên tử kim loại (Ag, Cu, Fe,...) đóng vai trò chất khử, các ion kim loại (Ag^+, Cu^{2+}, Fe^{2+},...) đóng vai trò chất oxi hoá.

Dạng oxi hoá và dạng khử của cùng một nguyên tố kim loại tạo nên cặp oxi hoá – khử của kim loại. *Thí dụ* ta có cặp oxi hoá – khử : Ag^+/Ag ; Cu^{2+}/Cu ; Fe^{2+}/Fe.

2. So sánh tính chất của các cặp oxi hoá - khử

Thí dụ : So sánh tính chất của hai cặp oxi hoá – khử Cu^{2+}/Cu và Ag^+/Ag. Thực nghiệm cho thấy Cu tác dụng được với dung dịch muối $AgNO_3$ theo phương trình ion rút gọn : $Cu + 2Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2Ag$

Trong khi đó, ion Cu^{2+} không oxi hoá được Ag. Như vậy, ion Cu^{2+} có tính oxi hoá yếu hơn ion Ag^+ và kim loại Cu có tính khử mạnh hơn kim loại Ag.

3. Dãy điện hoá của kim loại

Người ta đã so sánh tính chất của nhiều cặp oxi hoá – khử và sắp xếp thành dãy điện hoá của kim loại :

K^+ Na^+ Mg^{2+} Al^{3+} Zn^{2+} Fe^{2+} Ni^{2+} Sn^{2+} Pb^{2+} H^+ Cu^{2+} Ag^+ Au^{3+}

Tính oxi hoá của ion kim loại tăng

K Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb H_2 Cu Ag Au

Tính khử của kim loại giảm

4. Ý nghĩa của dãy điện hoá của kim loại

Dãy điện hoá của kim loại cho phép dự đoán chiều của phản ứng giữa 2 cặp oxi hoá – khử theo quy tắc α (anpha) : Phản ứng giữa 2 cặp oxi hoá – khử sẽ xảy ra theo chiều chất oxi hoá mạnh hơn sẽ oxi hoá chất khử mạnh hơn, sinh ra chất oxi hoá yếu hơn và chất khử yếu hơn.

Thí dụ : Phản ứng giữa 2 cặp Fe^{2+}/Fe và Cu^{2+}/Cu xảy ra theo chiều ion Cu^{2+} oxi hoá Fe tạo ra ion Fe^{2+} và Cu.

Cu^{2+}	+	Fe	→	Fe^{2+}	+	Cu
chất oxi hoá mạnh		chất khử mạnh		chất oxi hoá yếu		chất khử yếu

BÀI TẬP

1. Giải thích vì sao kim loại đều có tính chất vật lí chung là dẫn điện, dẫn nhiệt, dẻo và có ánh kim.
2. Tính chất hoá học cơ bản của kim loại là gì và vì sao kim loại lại có tính chất đó ?
3. Thuỷ ngân dễ bay hơi và rất độc. Nếu chẳng may nhiệt kế thuỷ ngân bị vỡ thì dùng chất nào trong các chất sau để khử độc thuỷ ngân ?

A. Bột sắt ;
B. Bột lưu huỳnh ;
C. Bột than ;
D. Nước.

4. Dung dịch $FeSO_4$ có lẫn tạp chất là $CuSO_4$. Hãy giới thiệu một phương pháp hoá học đơn giản để có thể loại được tạp chất. Giải thích việc làm và viết phương trình hoá học dạng phân tử và ion rút gọn.

5. Nhúng một lá sắt nhỏ vào dung dịch chứa một trong những chất sau : $FeCl_3$, $AlCl_3$, $CuSO_4$, $Pb(NO_3)_2$, NaCl, HCl, HNO_3, H_2SO_4 (đặc, nóng), NH_4NO_3.

Số trường hợp phản ứng tạo muối Fe(II) là

A. 3. B. 4. C. 5. D. 6.

6. Cho 5,5 gam hỗn hợp bột Al và Fe (trong đó số mol Al gấp đôi số mol Fe) vào 300 ml dung dịch $AgNO_3$ 1M. Khuấy kĩ cho phản ứng xảy ra hoàn toàn thu được m gam chất rắn. Giá trị của m là

A. 33,95 gam. B. 35,20 gam. C. 39,35 gam. D. 35,39 gam.

7. Hãy sắp xếp theo chiều giảm tính khử và chiều tăng tính oxi hoá của các nguyên tử và ion trong hai trường hợp sau đây :

a) Fe, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Zn, Zn^{2+}, Ni, Ni^{2+}, H, H^+, Hg, Hg^{2+}, Ag, Ag^+.

b) Cl, Cl^-, Br, Br^-, F, F^-, I, I^-.

8. Những tính chất vật lí chung của kim loại (dẫn điện, dẫn nhiệt, dẻo, ánh kim) gây nên chủ yếu bởi

A. cấu tạo mạng tinh thể của kim loại.

B. khối lượng riêng của kim loại.

C. tính chất của kim loại.

D. các electron tự do trong tinh thể kim loại.