স্বাগতম

আজকের ক্লাসের শিক্ষার্থীবৃন্দ

পরিচিতি

পরিমল চন্দ্র দে

বিএসসি (অনার্স) , এমএসসি (রসায়ন)

রাজশাহী বিশ্ববিদ্যালয় ,রাজশাহী

চিফ ইন্সট্রাক্টর ও বিভাগীয় প্রধান(নন-টেক)

শেরপুর পলিটেকনিক ইনস্টিটিউট , শেরপুর

।

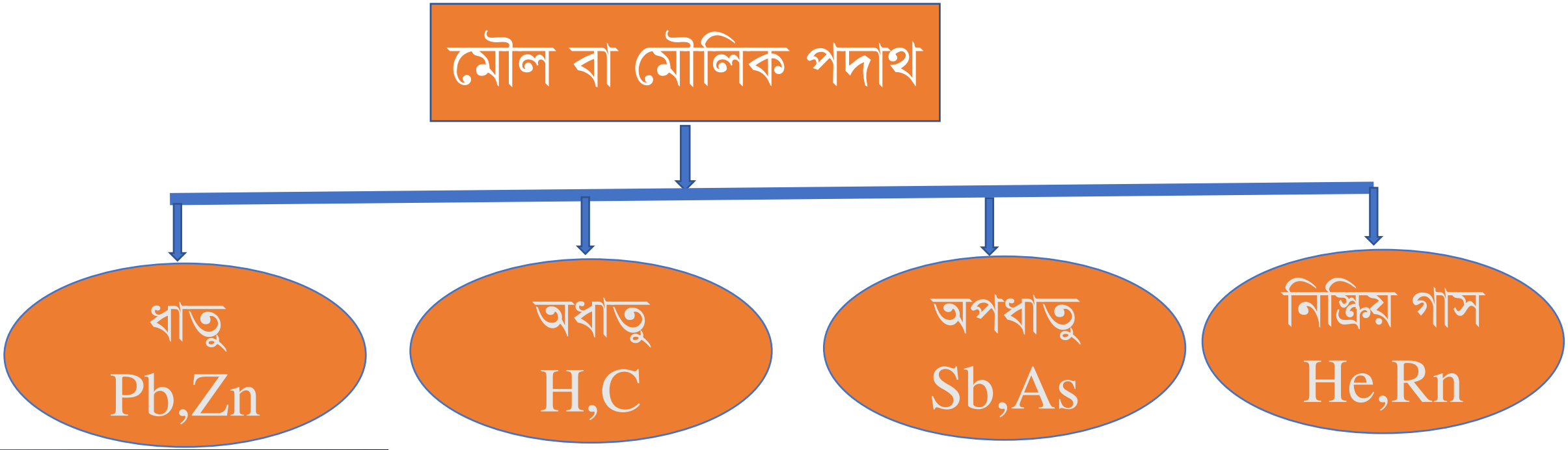
আজকের পাঠের বিষয়ঃ- ১ম অধ্যায় (পারমাণবিক গঠন)

১.১ মৌল, পরমাণু ও অণুর সংজ্ঞা

১.৩ অণু ও পরমাণুর মধ্যে পার্থক্য

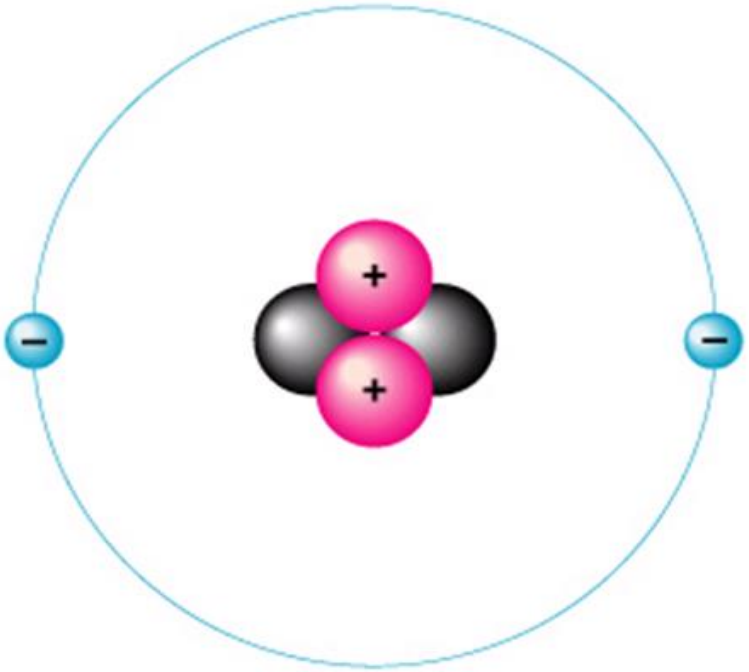
১.২ আণবিক ভর,পারমাণবিক সংখ্যা, ভরসংখ্যা, মোল এবং অ্যাভোগেড্রো সংখ্যা।

১.১মৌল বা মৌলিক পদার্থ ঃ যে পদার্থকে বিশ্লেষণ করলে শুধু এক প্রকার পদার্থ পাওয়া যায় ।

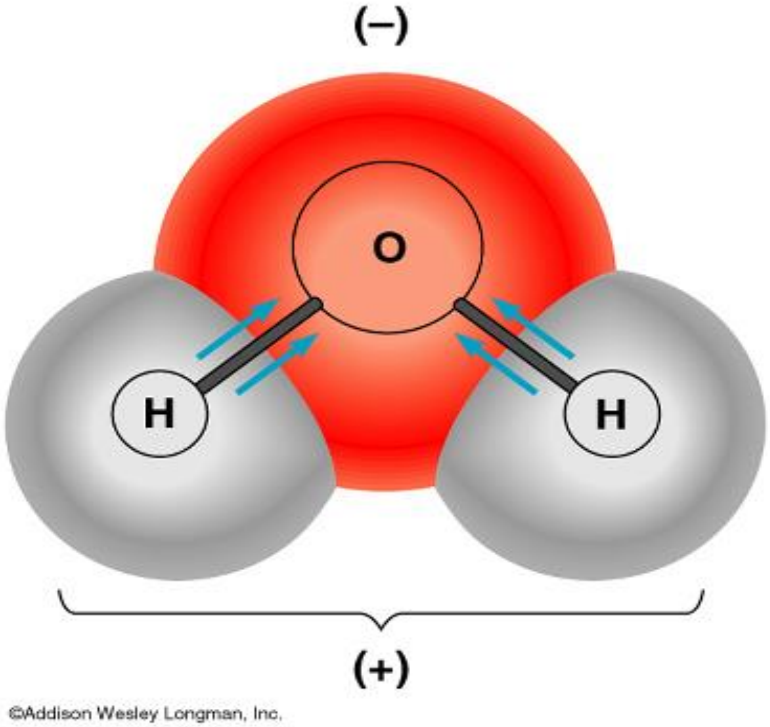


পরমাণু: মৌলিক পদার্থের ক্ষুদ্রতম কণা হলো পরমাণু যার স্বাধীন অস্তিত্ব নাই।

অণু: মৌলিক ও যৌগিক পদার্থের ক্ষুদ্রতম কণা হলো অণু যার স্বাধীন অস্তিত আছে।



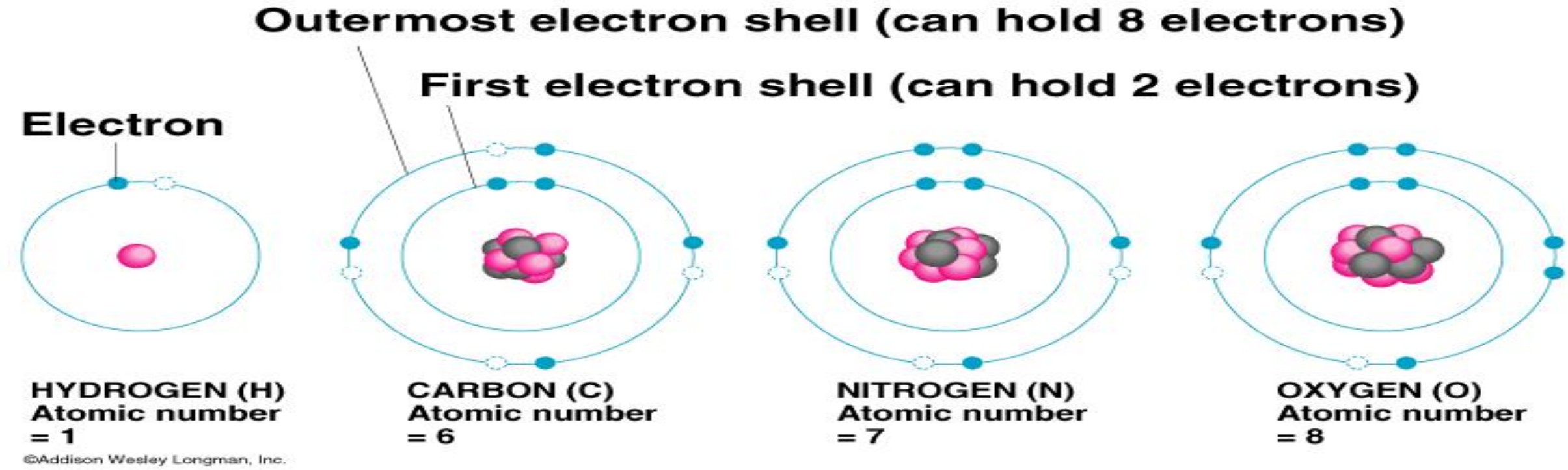
He
Atom



১.৩ অণু ও পরমাণুর মধ্যে পার্থক্য

অণু	পরমাণু
(১) মৌলিক ও যৌগিক পদার্থের বৈশিষ্ট রক্ষাকারী ক্ষুদ্রতম কণা।	(১) শুধু মৌলিক পদার্থের বৈশিষ্ট রক্ষাকারী ক্ষুদ্রতম কণা।
(২) পরমাণুতে বিভাজিত হয়।	(২) মৌলিক কণিকায় বিভাজিত হয়।
(৩) সরাসরি রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অংশগ্রহণ করে না।	(৩) সরাসরি রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অংশগ্রহণ করে
(৪) স্বাধীন সত্তা আছে।	(৪) স্বাধীন সত্তা নাই।
(৫) সংখ্যা অনির্দিষ্ট।	(৫) সংখ্যা নির্দিষ্ট।

- ❖ পারমাণবিক সংখ্যা= পরমাণুর কেন্দ্রে অবস্থিত প্রোটন সংখ্যা
- ❖ ভরসংখ্যা = প্রোটন সংখ্যা + নিউট্রন সংখ্যা
- ❖ আইসোটোপ: যেসব পরমাণুর প্রোটন সংখ্যা সমান তারা হলো পরস্পরের আইসোটোপ
- ❖ আইসোটোন: যেসব পরমাণুর নিউট্রন সংখ্যা সমান তারা হলো পরস্পরের আইসোটোন
- ❖ আইসোবার: যেসব পরমাণুর ভর সংখ্যা সমান তারা হলো পরস্পরের আইসোবার



১.২ পারমানবিক সংখ্যা, ভর সংখ্যা, আইসোটোপ, আইসোটন ও আইসোবার

- পারমানবিক সংখ্যা: পরমাণুর নিউক্লিয়াসে অবস্থিত প্রোটন সংখ্যা হলো পারমানবিক সংখ্যা , একে Z দ্বারা প্রকাশ করা হয় ।
- ভর সংখ্যা: পরমাণুর নিউক্লিয়াসে অবস্থিত প্রোটন ও নিউট্রন সংখ্যার সমষ্টি হলো ভর সংখ্যা , একে A দ্বারা প্রকাশ করা হয় ।
- আইসোটোপ: যে সব পরমাণুর প্রোটন সংখ্যা সমান তারাই হলো আইসোটোপ, এরা হলো এক মৌলের বিভিন্ন ভরের পরমাণু।
- আইসোটোন: যে সব পরমাণুর নিউট্রন সংখ্যা সমান তারাই হলো আইসোটোন।
- আইসোবার: যে সব পরমাণুর ভর সংখ্যা সমান তারাই হলে আইসোবার।

পরমাণু	ভরসংখ্যা (A)	পারমানবিক সংখ্যা (Z)	প্রোটন সংখ্যা (P)	নিউট্রন সংখ্যা (n)	ইলেকট্রন সংখ্যা (e)	চার্জ
Na	23	11	11	12	11	0
Na^+	23	11	11	12	10	+1
Cl	35	17	17	18	17	0
Cl^-	35	17	17	18	18	-1

❑ **মোল:** গ্রামে প্রকাশিত আণবিক বা পারমাণবিক ভরকে যথাক্রমে গ্রাম আণবিক ভর বা গ্রাম পারমাণবিক ভর বলে। এই গ্রাম আণবিক ভর বা গ্রাম পারমাণবিক ভরই হলো মোল। যে কোন পদার্থের এক মোলে সমান সংখ্যক কনা ($N=6.023 \times 10^{23}$ টি) বর্তমান থাকে , কাজেই মোল হলো পদার্থের সেই পরিমাণ যার মধ্যে 6.023×10^{23} সংখ্যক কণা (অ্যাভোগেড্রো সংখ্যা) বর্তমান থাকে।

অ্যাভোগেড্রো সংখ্যা: প্রত্যেক পদার্থের এক মোলে সমান সংখ্যক কণা থাকে, এই সংখ্যাকে অ্যাভোগেড্রো সংখ্যা বলে। অ্যাভোগেড্রো সংখ্যা এর মান $N=6.023 \times 10^{23}$ কণা/মোল।

স্বাগতম

আজকের ক্লাসের শিক্ষার্থীবৃন্দ

পরিচিতি

পরিমল চন্দ্র দে

বিএসসি (অনার্স) , এমএসসি (রসায়ন)

রাজশাহী বিশ্ববিদ্যালয় ,রাজশাহী

চিফ ইন্সট্রাক্টর ও বিভাগীয় প্রধান(নন-টেক)

শেরপুর পলিটেকনিক ইনস্টিটিউট , শেরপুর

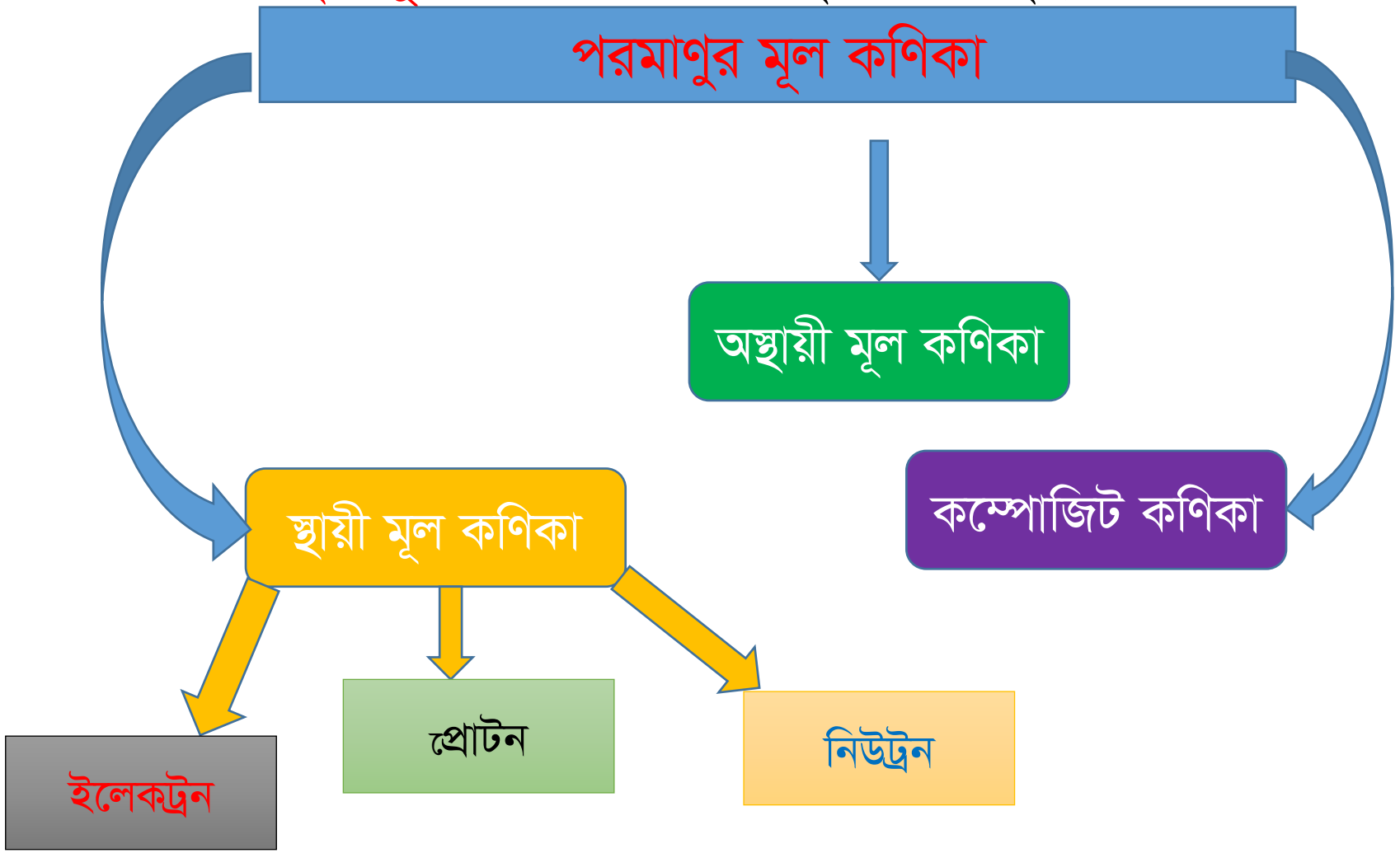
।

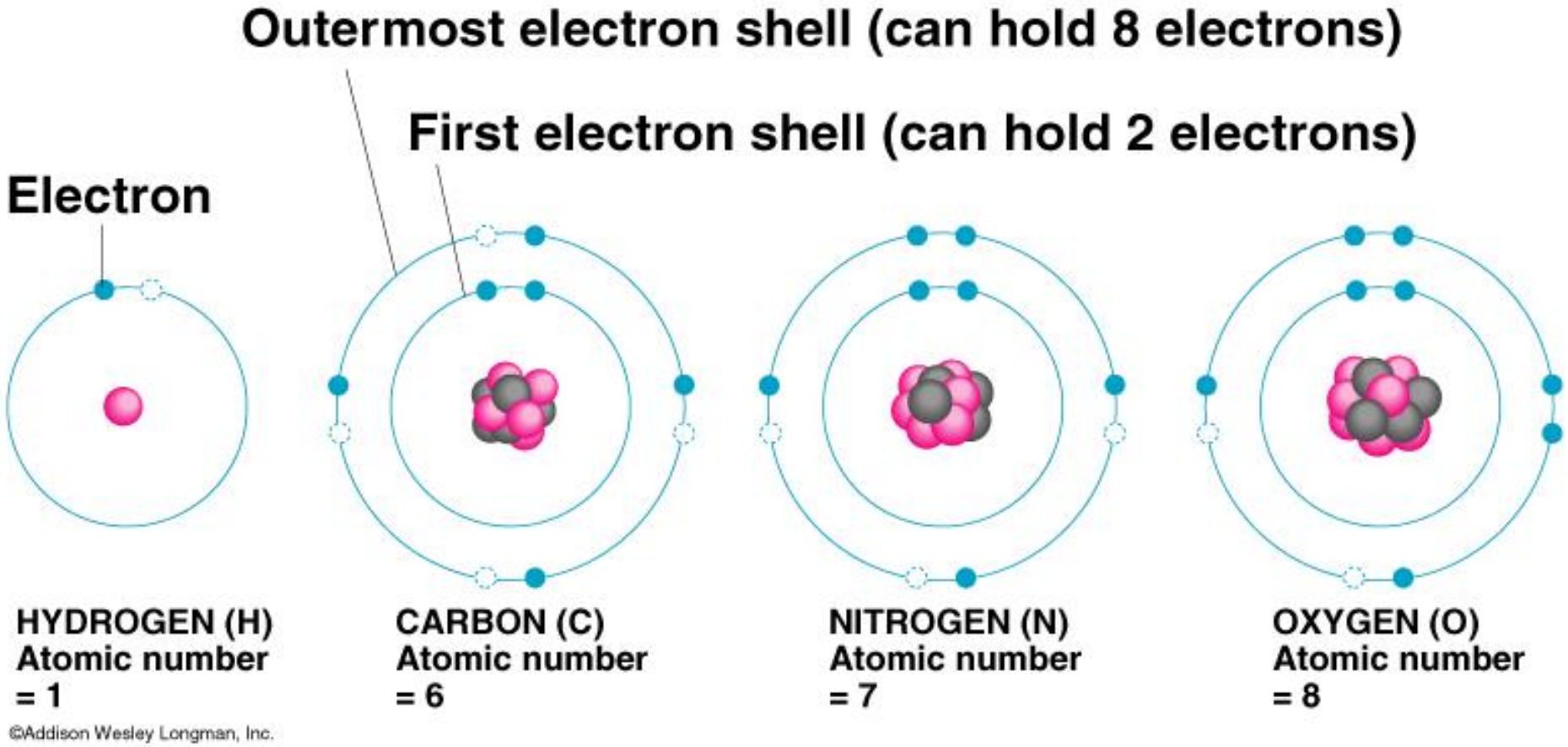
আজকের পাঠের বিষয়ঃ- ১ম অধ্যায় (পারমাণবিক গঠন)

১.৪ পরমাণুর মূল কণিকার বর্ণনা

১.৫ আইসোটোপ, আইসোটোণ ও আইসোবার এর সংজ্ঞা

১.৪ পরমাণুর মূল কণিকা: পরমাণু যেসব সুক্ষ্ম কণিকা সমন্বয়ে গঠিত তাই





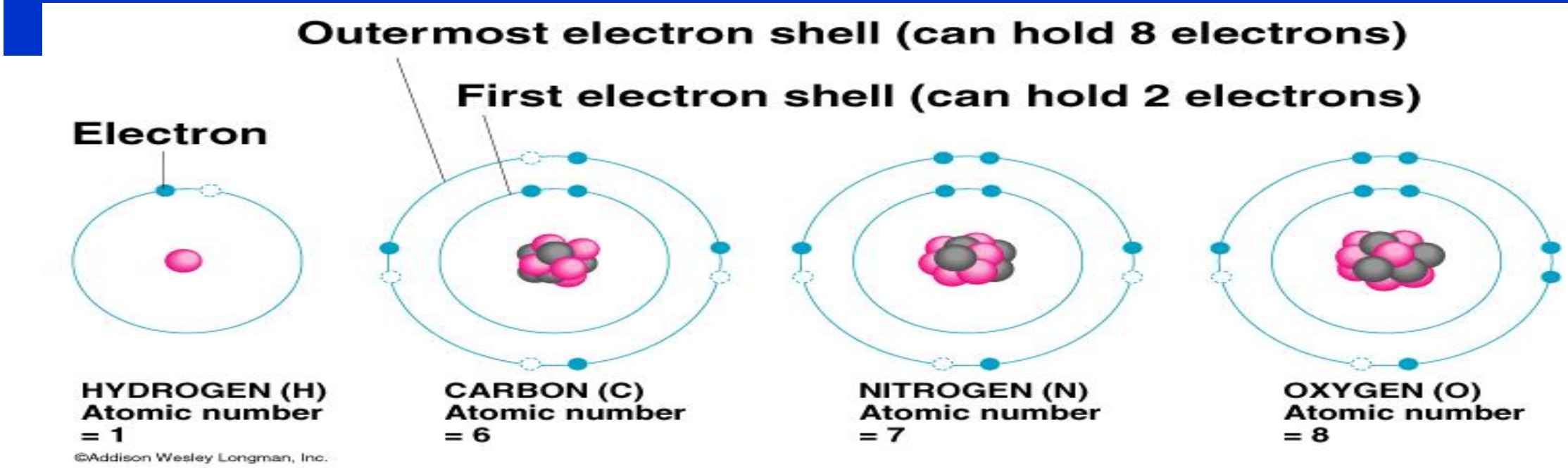
Proton

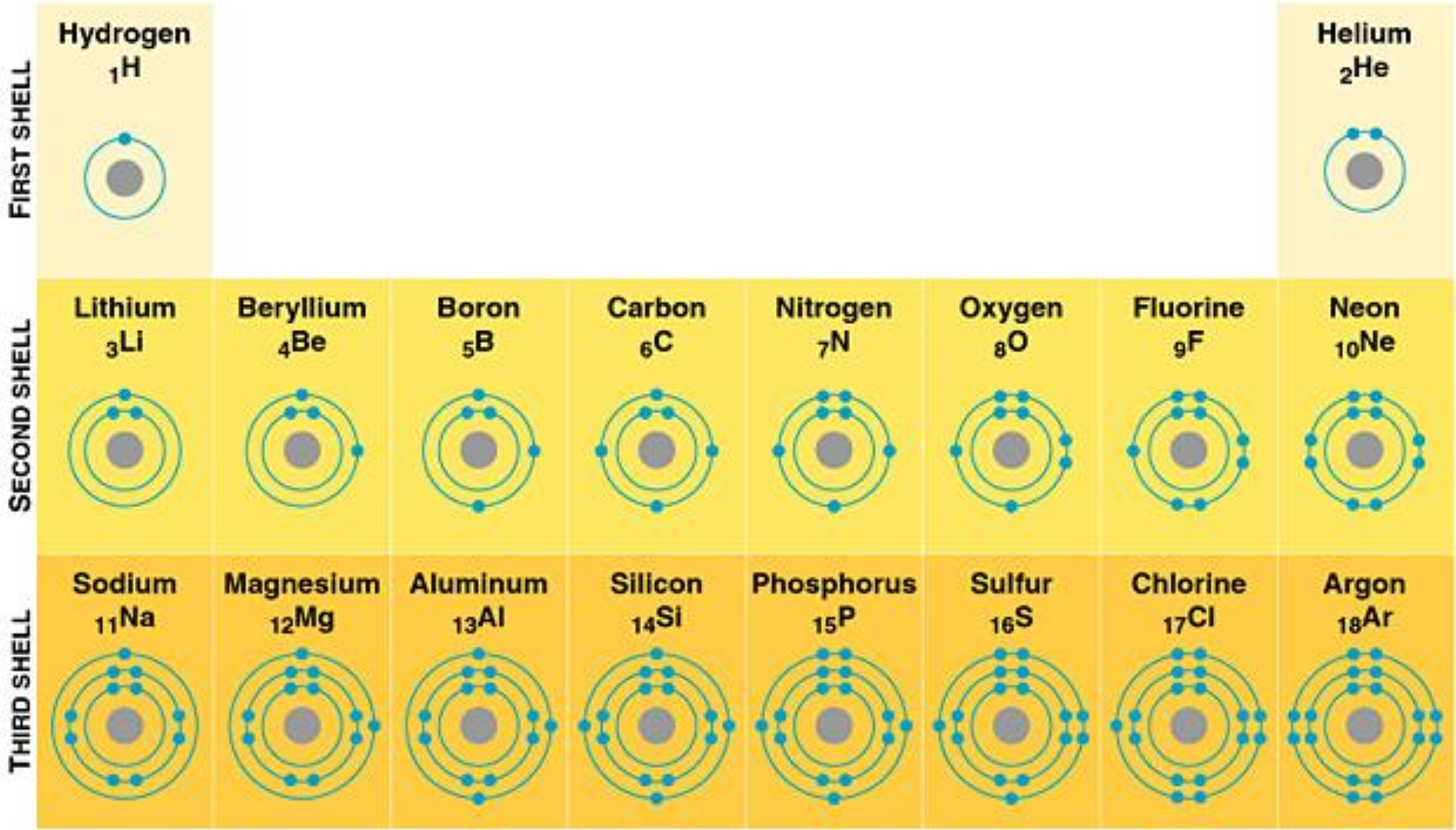
Electron

Neutron

কণিকা	আবিষ্কার ও আবিষ্কারক	অবস্থান	ভর (গ্রাম)	চার্জ
ইলেকট্রন	১৮৯৭খ্রিঃ, জে.জে. থমসন	নিউক্লিয়াসের বাইরে	9.1085×10^{-28}	-1.6×10^{-19}
প্রোটন	১৯১৯ খ্রিঃ, রাদারফোর্ড	নিউক্লিয়াসে	1.673×10^{-24}	$+1.6\times10^{-19}$
নিউট্রন	১৯৩২ খ্রিঃ, জেমস চ্যাডউইক	নিউক্লিয়াসে	1.675×10^{-24}	০০

- ১.৫:
- পারমাণবিক সংখ্যা= পরমাণুর কেন্দ্রে অবস্থিত প্রোটন সংখ্যা
- ভরসংখ্যা = প্রোটন সংখ্যা + নিউট্রন সংখ্যা
- আইসোটোপ: যেসব পরমাণুর প্রোটন সংখ্যা সমান তারা হলো পরস্পরের আইসোটোপ
- আইসোটোন: যেসব পরমাণুর নিউট্রন সংখ্যা সমান তারা হলো পরস্পরের আইসোটোন
- আইসোবার: যেসব পরমাণুর ভর সংখ্যা সমান তারা হলো পরস্পরের আইসোবার





©1999 Addison Wesley Longman, Inc.

১.৫পারমানবিক সংখ্যা, ভর সংখ্যা, আইসোটোপ, আইসোটন ও আইসোবার

- পারমানবিক সংখ্যা: পরমাণুর নিউক্লিয়াসে অবস্থিত প্রোটন সংখ্যা হলো পারমানবিক সংখ্যা , একে Z দ্বারা প্রকাশ করা হয় ।
- ভর সংখ্যা: পরমাণুর নিউক্লিয়াসে অবস্থিত প্রোটন ও নিউট্রন সংখ্যার সমষ্টি হলো ভর সংখ্যা , একে A দ্বারা প্রকাশ করা হয় ।
- আইসোটোপ: যে সব পরমাণুর প্রোটন সংখ্যা সমান তারাই হলো আইসোটোপ, এরা হলো এক মৌলের বিভিন্ন ভরের পরমাণু।
- আইসোটোন: যে সব পরমাণুর নিউট্রন সংখ্যা সমান তারাই হলো আইসোটোন।
- আইসোবার: যে সব পরমাণুর ভর সংখ্যা সমান তারাই হলে আইসোবার।

পরমাণু	ভরসংখ্যা (A)	পারমানবিক সংখ্যা (Z)	প্রোটন সংখ্যা (P)	নিউট্রন সংখ্যা (n)	ইলেকট্রন সংখ্যা (e)	চার্জ
Na	23	11	11	12	11	0
Na^+	23	11	11	12	10	+1
Cl	35	17	17	18	17	0
Cl^-	35	17	17	18	18	-1

$$^{A}_{Z}X^{m\mp}_{n}$$

শিখনফল

- ❑ মৌল ও মৌলের শ্রেণী বিভাগ
- ❑ অণু- পরমাণুর তফাৎ
- ❑ মৌলিক কনিকা , স্থায়ী মৌলিক কনিকার বিবরন।
- ❑ পারমানবিক সংখ্যা, ভর সংখ্যা, আইসোটোপ, আইসোটন ও আইসোবার কী ?

অধ্যায়-১
পরমাণুর গঠণ

১.৭ কোয়ান্টাম সংখ্যা, অরবিট এবং অরবিটাল

কোয়ান্টাম সংখ্যা: পরমাণুতে অবস্থিত ইলেকট্রনের শক্তিস্তরের আঁকার, আকৃতি, ত্রিমাত্রিকদিক ও ঘুর্ণন প্রকাশক সংখ্যাকে কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে।

কোয়ান্টাম সংখ্যা ৪ প্রকারঃ

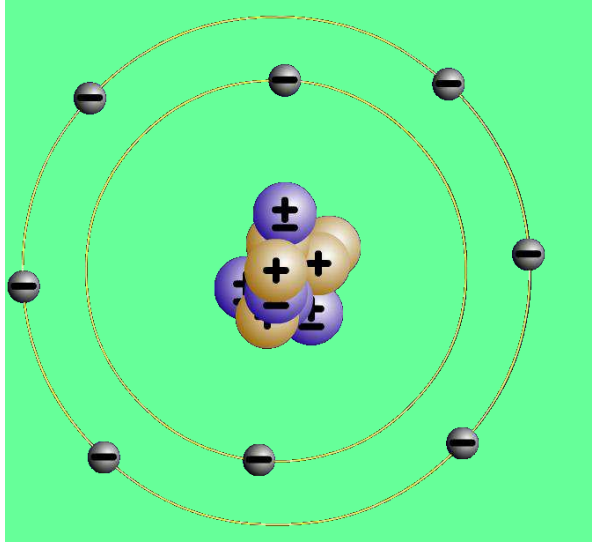
১। প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (Principal Quantum Number)

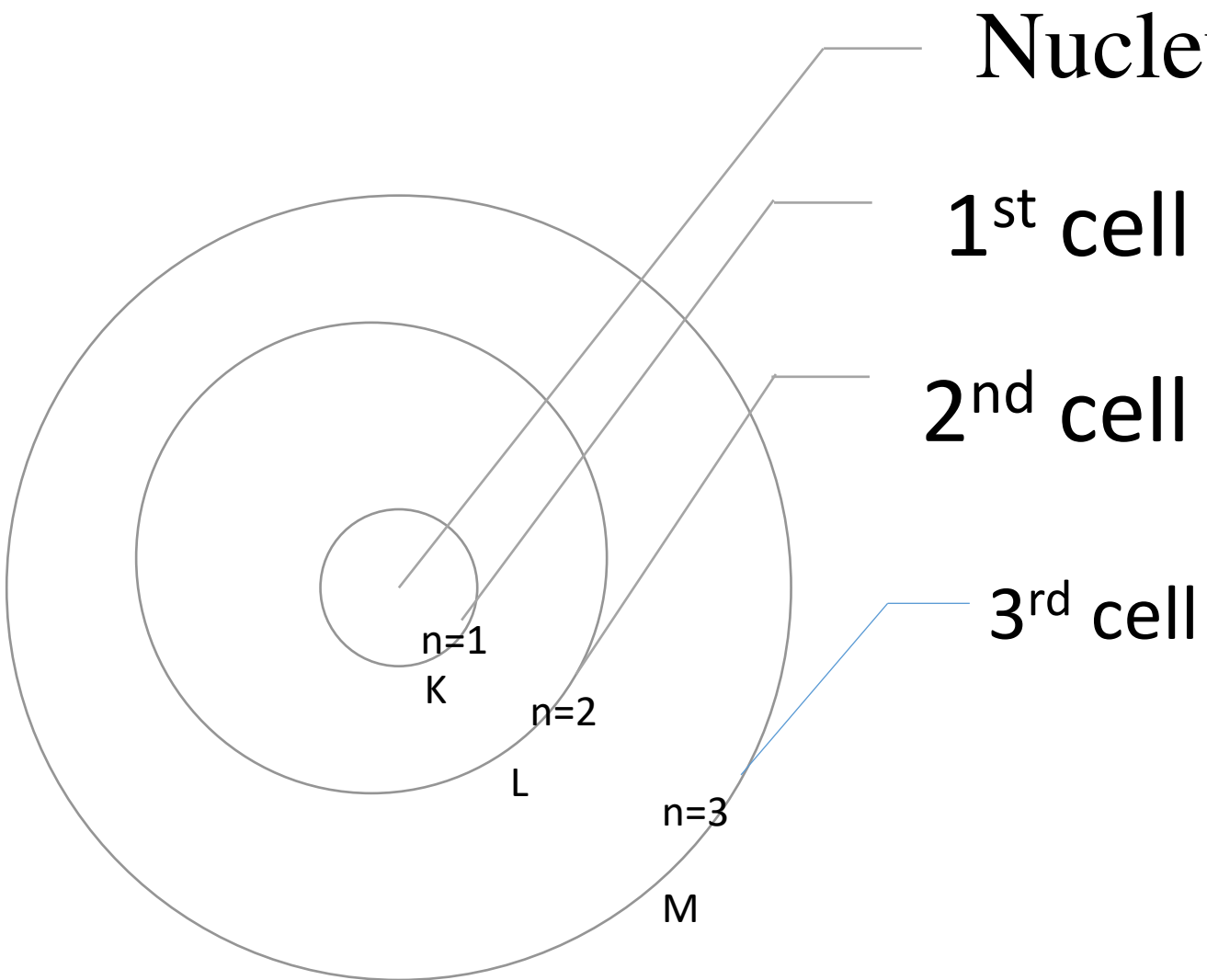
২। সহকারি কোয়ান্টাম সংখ্যা (Azimuthal Quantum Number)

৩। চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (Magnetic Quantum Number)

৪। ঘূর্ণন কোয়ান্টাম সংখ্যা (Spin Quantum Number)

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (Principal Quantum Number): বোরের পরমাণু মডেল অনুসারে পরমাণুর ইলেকট্রনসমুহ নিউক্লিয়াসকে কেন্দ্র করে কতগুলো নির্দিষ্ট বৃত্তাকার কক্ষপথে বা শক্তিস্তরে আবর্তন করে। কোন একটি ইলেকট্রন কোন্ প্রধান শক্তিস্তরে থেকে নিউক্লিয়াসের চর্তুরদিকে আবর্তন করে তা যে কোন্টাম সংখ্যার মাধ্যমে প্রকাশ করা হয় তাকে প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে।




Nucleus
1st cell
2nd cell
3rd cell
n=1
K
n=2
L
n=3
M

সহকারি কোয়ান্টাম সংখ্যা (Azimuthal Quantum Number): পরমানুতে ইলেট্রন আবর্তনের প্রতিটি প্রধান শক্তিস্তর নির্দিষ্ট সংখ্যক উপশক্তিস্তরে বিভক্ত। কোন ইলেকট্রন একটি প্রধান শক্তিস্তরের কোন উপশক্তিস্তরে রয়েছে তা যে কোয়ান্টাম সংখ্যা দ্বারা প্রকাশ করা হয় তাকে সহকারি কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। একে l দ্বারা প্রকাশ করা হয়। l এর মান n এর মানের ওপর নির্ভর করে। n এর যে কোন মানের জন্য l এর মান হবে ০ থেকে (n-1) পর্যন্ত।

n= 1 হলে l= 0 হয় এবং উপস্তরের সংখ্যা হয় ১টি (s)

n= 2 হলে l= 0,1 হয় এবং উপস্তরের সংখ্যা হয় ২টি (s,p)

n= 3 হলে l= 0,1,2 হয় এবং উপস্তরের সংখ্যা হয় ৩টি(s,p,d)

n= 4 হলে l= 0,1,3 হয় এবং উপস্তরের সংখ্যা হয় ৪টি(s,p,d,f)

চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (Magnetic Quantum Number): পরমাণুর নিউক্লিয়াস ধনাত্বক চার্জবাহী এবং ইলেকট্রন ঋনাত্বক চার্জবাহী হওয়ায় পরমাণুর অভ্যন্তরে বিদ্যুৎ ক্ষেত্র সৃষ্টি হয় এবং এর প্রভাবে চৌম্বকক্ষেত্রের সৃষ্টি হয়। চৌম্বকক্ষেত্রের প্রভাবে ইলেকট্রনের কক্ষপথের অরিয়েনটেশন বা ত্রিমাত্রিক দিকবিন্যাস ঘটে। এ বিন্যাসসমুহ প্রকাশ করার জন্য যে কোয়ান্টাম সংখ্যা ব্যবহার করা হয় তাকে চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যাকে m দ্বারা প্রকাশ করা হয়। m এর মান l এর মানের উপর নির্ভর করে। l এর যে কোন মানের জন্য m মান হবে - l থেকে + l পর্যন্ত।

l= ০(s) হলে m= 0
l= 1(p) হলে m= -1,0,+1
l= 2(d) হলে m= -2,-1,0, +1, +2
l= 3 (f) হলে m= -3,-2,-1,0,+1,+2,+3

ঘূর্ণন কোয়ান্টাম সংখ্যা (Spin Quantum Number): ইলেকট্রন নিজ অক্ষের উপর ঘড়ির কাঁটার আবর্তনের দিকে বা বিপরীত দিকে লাটিমের মত ঘুরতে ঘুরতে নিউক্লিয়াসকে পরিভ্রমণ করে। নিজস্ব অক্ষের চর্তুদিকে ইলেকট্রনের ঘুর্ণনের এ দিক প্রকাশকারী কোয়ান্টাম সংখ্যাকে ঘূর্ণন কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। একে S দ্বারা প্রকাশ করা হয়। S এর দুইটি মান $+\frac{1}{2}$ এবং $-\frac{1}{2}$ ।

অরবিট: পরমাণুতে নিউক্লিয়াসের চর্তুদিকে ইলেকট্রন আবর্তনের জন্য যে সুনির্দিষ্ট বৃত্তাকার স্থির কক্ষপথ রয়েছে এগুলোকে অরবিট বলে। যে কোন অরবিটের ইলেকট্রন ধারন ক্ষমতা হলো $2n^2$

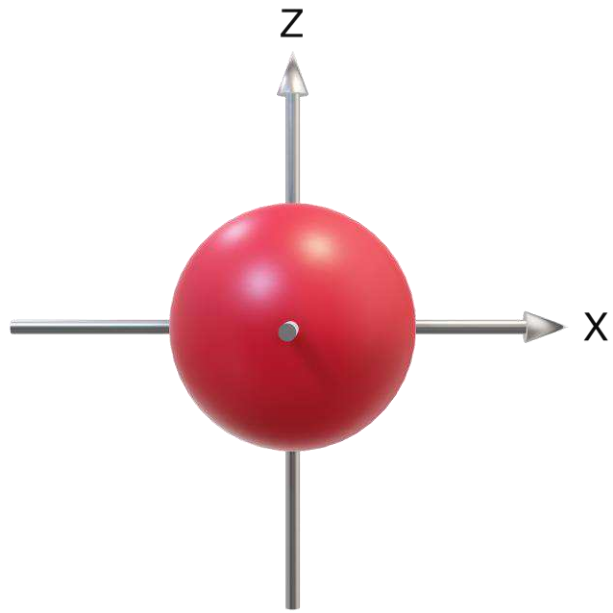
অরবিটাল: অরবিটাল হলো তরঙ্গ ফাংশন যার দ্বারা পরমাণুতে ইলেকট্রনের অবস্থান বর্ণনা করা যায়। অথবা নিউক্লিয়াসের চারদিকে যে ত্রিমাত্রিক স্থানে কোন নির্দিষ্ট শক্তির ইলেকট্রন বপ্রাপ্তির সম্ভাবনা সবচেয়ে বেশি থাকে তাকে অরবিটাল বলে। অরবিটাল ৪ প্রকার যথা s,p,d,f.

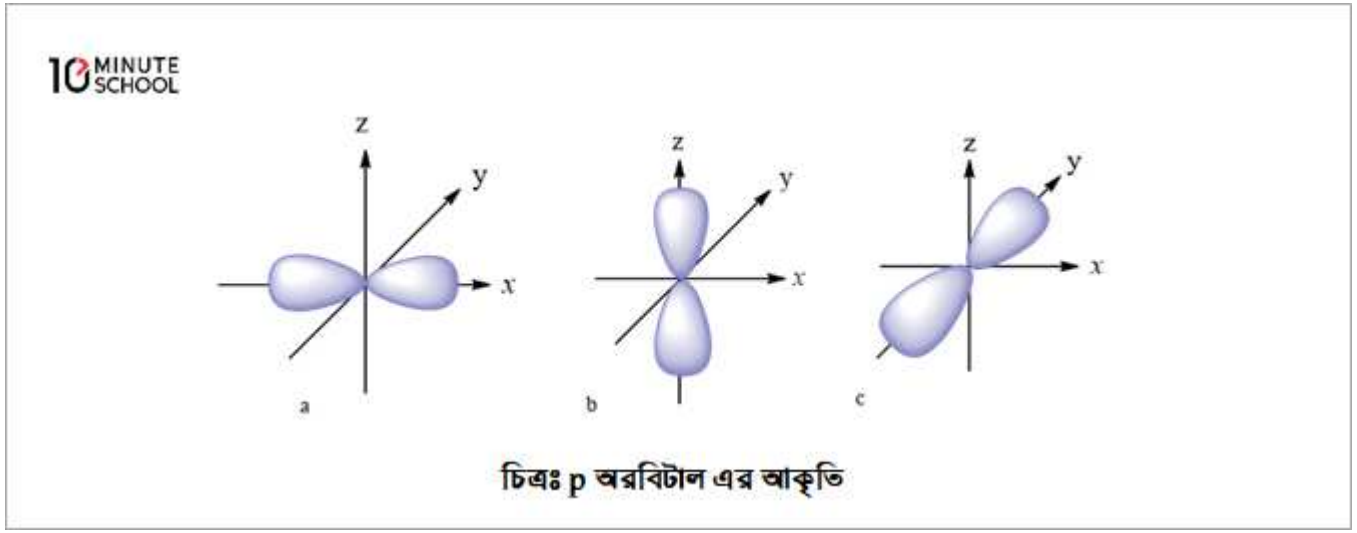
10 MINUTE SCHOOL

অরবিট (কক্ষ)	অরবিটাল (কক্ষক)
১। অরবিট শব্দটির উৎস হলো বোর পরমাণু মডেল	১। নিউক্লিয়াসের চারদিকে নির্দিষ্ট শক্তিযুক্ত e^- মেঘের উচ্চ ঘনত্ব $(90-95)\%$ বিশিষ্ট ত্রিমাত্রিক অঞ্চল সমূহকে অরবিটাল বলে।
২। এটি একটী দ্বিমাত্রিক ধারণা।	২। এটি একটি ত্রিমাত্রিক ধারণা।
৩। অরবিটসমূহ বৃত্তাকার।	৩। বিভিন্ন অরবিটালের আকৃতি বিভিন্ন ধরনের। যেমন : S অরবিটাল গোলক আকৃতির। P অরবিটাল ডাম্বেল আকৃতির d অরবিটাল ডাবল ডাম্বেল আকৃতির।
৪। অরবিটসমূহ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা n এর সাথে সম্পর্কিত।	৪। অরবিটাল সমূহ প্রধান ও সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যার সাথে সম্পর্কিত, তবে চৌম্বকীয় কোয়ান্টাম সংখ্যা দ্বারা এদেরকে সুনির্দিষ্ট ভাবে চিহ্নিত করা যায়।
৫। অরবিটসমূহ কে K, L, M, N দ্বারা নির্দেশ করা হয়।	৫। অরবিটাল সমূহকে অক্ষসহ যেমন $2P_x, 2P_y, 2P_z$ এভাবে প্রকাশ করা হয়।
৬। সর্বোচ্চ e^- সংখ্যা হল $2n^2$	৬। সর্বোচ্চ e^- সংখ্যা ২ টি।
৭। ইলেকট্রনকে কণা হিসেবে গণ্য করা হয়।	৭। ইলেকট্রনকে তরঙ্গ হিসেবে গণ্য করা হয়।

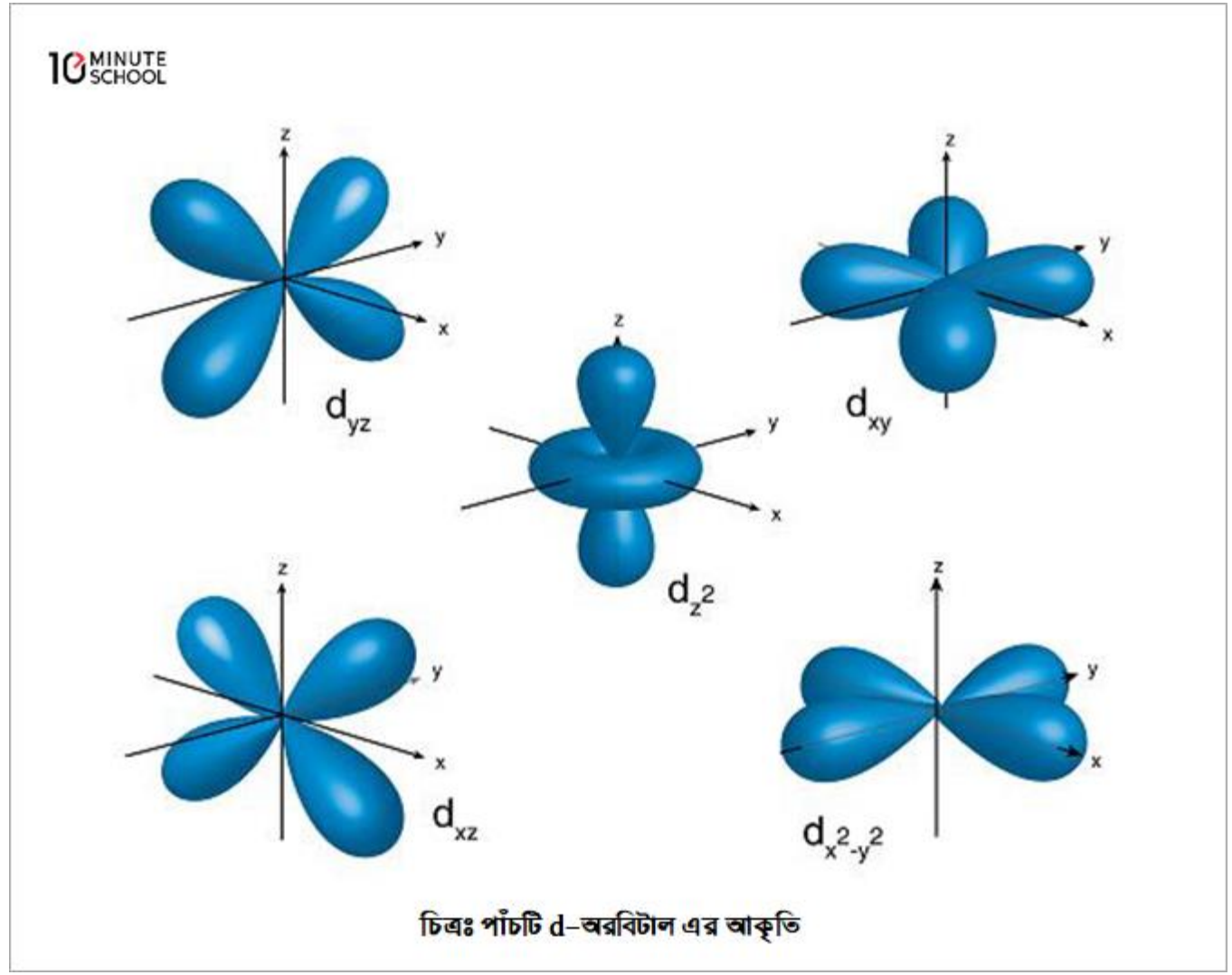
অরবিট ও অরবিটালের পার্থক্য

চিত্রঃ s অরবিটাল এর আকৃতি





চিত্রঃ p অরবিটাল এর আকৃতি



চিত্রঃ পাঁচটি d–অরবিটাল এর আকৃতি

পরিচিতি

পরিমল চন্দ্র দে

বিএসসি (অনার্স) , এমএসসি (রসায়ন)

রাজশাহী বিশ্ববিদ্যালয় ,রাজশাহী

চিফ ইন্সট্রাক্টর ও বিভাগীয় প্রধান(নন-টেক)

শেরপুর পলিটেকনিক ইনস্টিটিউট , শেরপুর

।

অধ্যায় -১: পারমানবিক গঠণ ও রাসায়নিক বন্ধন

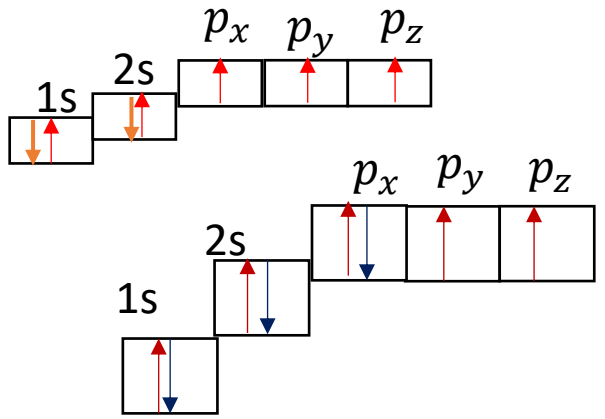
১.৩ হুন্ডের নীতি, আফবাউ নীতি ও পলির বর্জননীতি অনুযায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস

হুন্ডের নীতি: সমশক্তি বিশিষ্ট অরবিটালসমুহে ইলেকট্রন এমনভাবে প্রবেশ করে যাতে সর্বাধিক সংখ্যক অযুগ্ম ইলেকট্রন থাকে। অর্থাৎ একই শক্তির অরবিটালসমুহে ইলেকট্রন প্রথমে একটি একটি করে প্রবেশ করে এবং পরে প্রাপ্যতা অনুসারে প্রত্যেক অরবিটালে আরো একটি করে ইলেকট্রন বিপরীত স্পিনে স্থান নেয়। যেমন p এর ৩টি অরবিটাল p_x, p_y ও p_z এর শক্তি সমান কাজেই এ অরবিটালগুলোতে প্রথমে ১টি করে ও পরে প্রাপ্যতা সাপেক্ষে আরো ১টি বিপরীত স্পিনে ইলেকট্রন প্রবেশ করবে।

হুন্ডের নীতি অনুসারে ইলেকট্রন বিন্যাস দেখান হলো:

N $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ d

O $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$



আফবাউ নীতি: Aufbau কথার অর্থ building up. এ নীতি অনুসারে ইলেকট্রনসমুহ বিভিন্ন অরবিটালে তাদের শক্তির উচ্চ ক্রমানুসারে প্রবেশ করে। অর্থাৎ ইলেকট্রনসমুহ প্রথমে নিম্ন শক্তির অরবিটাল পূর্ণ করে ও ক্রমান্বয়ে উচ্চ শক্তির অরবিটালে স্থান নেয়। অরবিটালসমুহের শক্তি হিসাবে প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা n ও সহকারি কোয়ান্টাম সংখ্যা l এর মান বিবেচনা করা হয়। যে অরবিটালের (n + l) এর মান কম তাতে আগে ইলেকট্রন যাবে। যেমন:

1s এর ক্ষেত্রে (n+l) =1+0 =1

2s এর ক্ষেত্রে (n+l) = 2+0 = 2 , সুতরাং 1s ও 2s অরবিটালের ক্ষেত্রে ইলেকট্রন আগে 1s যাবে ও পরে 2s যাবে।

২টি অরবিটালের (n+l) এর মান একই হলে ইলেকট্রন আগে সেই অরবিটালে যাবে যার n এর মান কম। যেমন: 3d ও 4p উভয়ের শক্তি অর্থাৎ (n+l) এর মান সমান হওয়ায় ইলেকট্রন আগে 3d যাবে এবং পরে 4p যাবে। বিভিন্ন অরবিটালের শক্তিক্রম হলো নিম্নরূপ:

1s<2s<2p<3s<3p<4s<3d<4p<5s<4d<5p<6s<4f<5d<6p<7s<5f<6d<7p

আফবাউ নীতি অনুসাওে ইলেকট্রন বিন্যাসঃ

C(6) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$

Cl(17) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Cr(24) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

Cu(29) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

পলির বর্জননীতি: কোন পরমানুর যে কোন ২টি ইলেকট্রনের জন্য ৪টি কোয়ান্টাম সংখ্যার মান কখনো একই হতে পারে না। যেমন-

He এর ১ম ইলেকট্রনের জন্য n=1, l=0, m=0, S=$+\frac{1}{2}$

He এর ২য় ইলেকট্রনের জন্য n=1, l=0, m=0, S= $-\frac{1}{2}$

বাড়ীর কাজ:

- আফবাউ নীতি, হুন্ডের নীতি ও পলির বর্জননীতি ব্যাখ্যা কর।
- আফবাউ নীতি অনুসারে Na, Cl, Cr, Fe, Co,Cu, Zn,Na^+, Cl^-, Fe^{2+}, Fe^{3+} এর ইলেকট্রন বিন্যাস কর।

স্বাগতম

পরিচিতি

পরিমল চন্দ্র দে

বিএসসি (অনার্স) , এমএসসি (রসায়ন)

রাজশাহী বিশ্ববিদ্যালয় ,রাজশাহী

চিফ ইন্সট্রাক্টর ও বিভাগীয় প্রধান(নন-টেক)

শেরপুর পলিটেকনিক ইনস্টিটিউট , শেরপুর

।

অধ্যায়-২: প্রতীক, যোজনী ও সংকেত

২.১ প্রতীক, যোজনী ও সংকেত এর সংগা

২.২ যোজনীর তারতম্যের আলোচনা

২.৩ সক্রিয় ও সুপ্ত যোজ্যতার বর্ণনা

২.৪ যৌগমূলক এর বর্ণনা

২.১ প্রতীক, যোজ্যতা ও সংকেত

- **প্রতীক:** প্রতীক হলো মৌলের পূর্ণ নামের সংক্ষিপ্ত রূপ।
- **প্রতীক লেখার নিয়ম:** মৌলের ল্যাটিন বা ইংরেজি নামের প্রথম অক্ষর অথবা প্রথম দুইটি অক্ষর ইংরেজিতে লিখে প্রতীক প্রকাশ করা হয়।

নিয়ম -১: এক বর্ণ বিশিষ্ট প্রতীক ইংরেজি বড় হাতের অক্ষরে লিখতে হয়।

Element	Symbol
Hydrogen	H
Oxygen	O
Nitrogen	N
Carbon	C

নিয়ম-২: দুই বর্ণ বিশিষ্ট প্রতীকে প্রথম বর্ণটি বড় এবং দ্বিতীয় বর্ণটি ছোট হাতের ইংরেজি অক্ষরে লিখতে হয়।

Element	Symol
Chlorine	Cl
Calcium	Ca
Berilium	Be
Barium	Ba

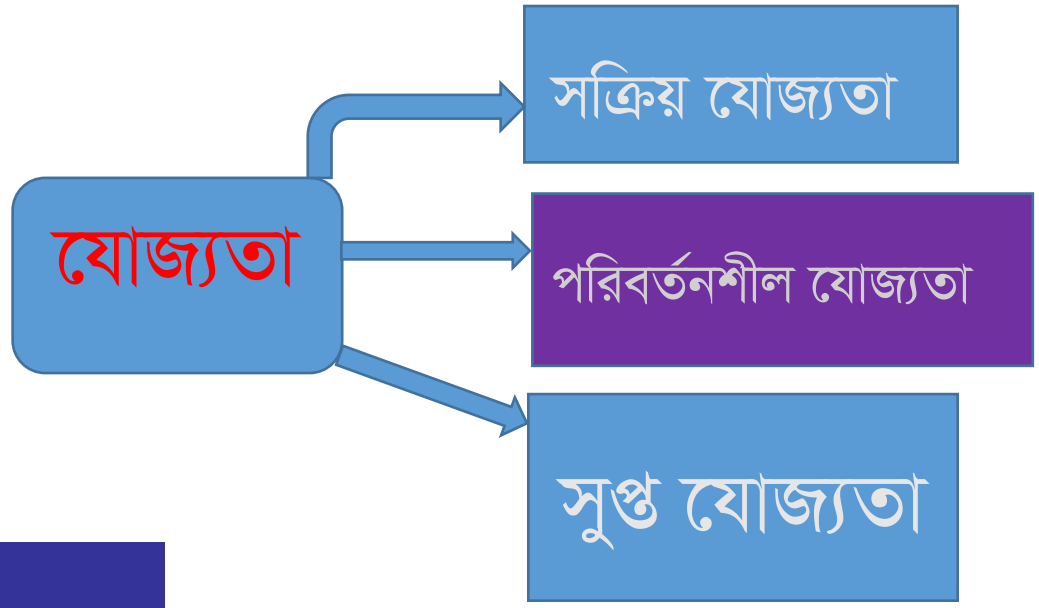
নিয়ম- ৩: একাধিক মৌলের নামের আদ্যাক্ষর একই হলে একটি আদ্যাক্ষর দ্বারা এবং বাকিগুলো আদ্যাক্ষরের সাথে উল্লেখযোগ্যরূপে উচ্চারিত অপর একটি ইংরেজি বর্ণ সহযোগে প্রতীক প্রকাশ করা হয়।

Element	Symbol
Carbon	C
Cobult	Co
Cromium	Cr
Cadmium	Cd

নিয়ম-৪: কিছু মৌলের প্রতীক ল্যাটিন নামানুসারে হয়ে থাকে।

Element	Latin name	Symbol
Sodium	Natrium	Na
Potassium	Kalium	K
Copper	Cuprum	Cu
Lead	Plumbum	Pb
Silver	Argentum	Ag
Iron	Ferrum	Fe

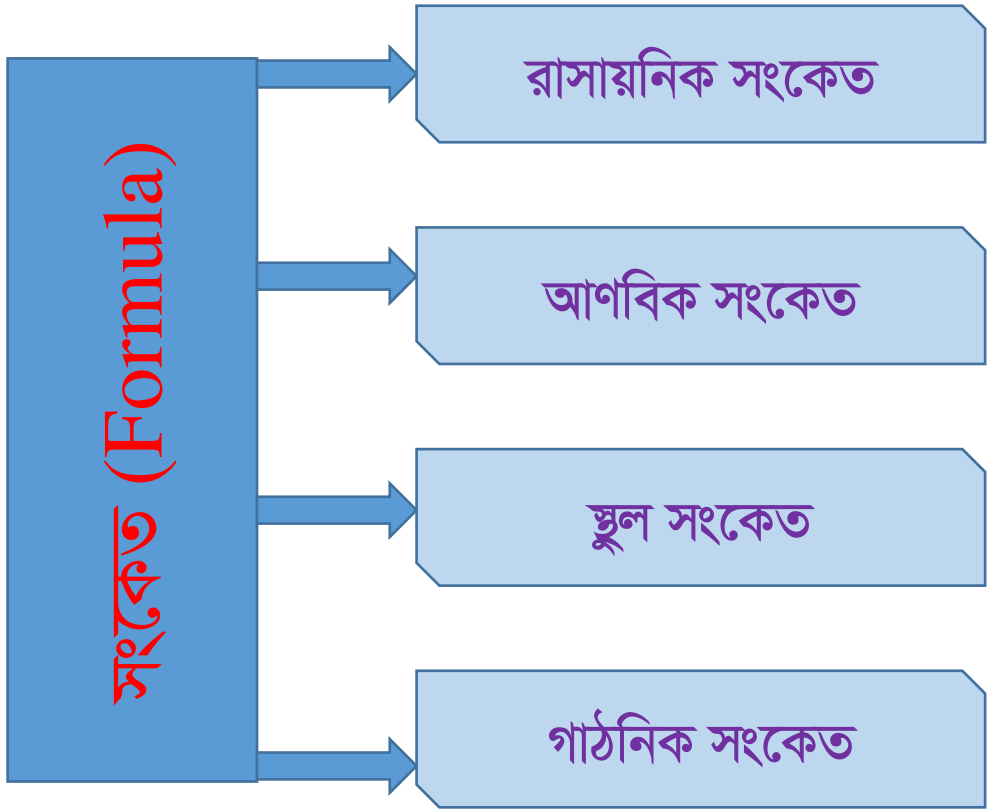
যোজ্যতা: অণু গঠনকালে কোন মৌলের একটি পরমাণু যত সংখ্যক ইলেকট্রন গ্রহন,বর্জন বা শেয়ার করে **ইলেকট্রনের** সেই সংখ্যাই ঐ মৌলের যোজ্যতা।



CO

CO_2

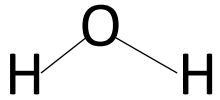
সংকেত (Formula): মৌলিক বা যৌগিক পদার্থের অণুকে প্রতীক সহযোগে প্রকাশকে সংকেত বলে।

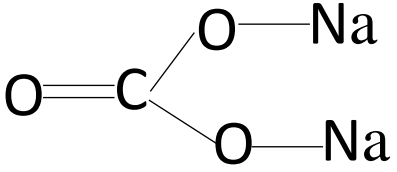


A_nB_m $CaCl_2$

H_2O, H_2O_2, Na_2CO_3 ,C_6H_6 ,C_2H_2

CH, HO,

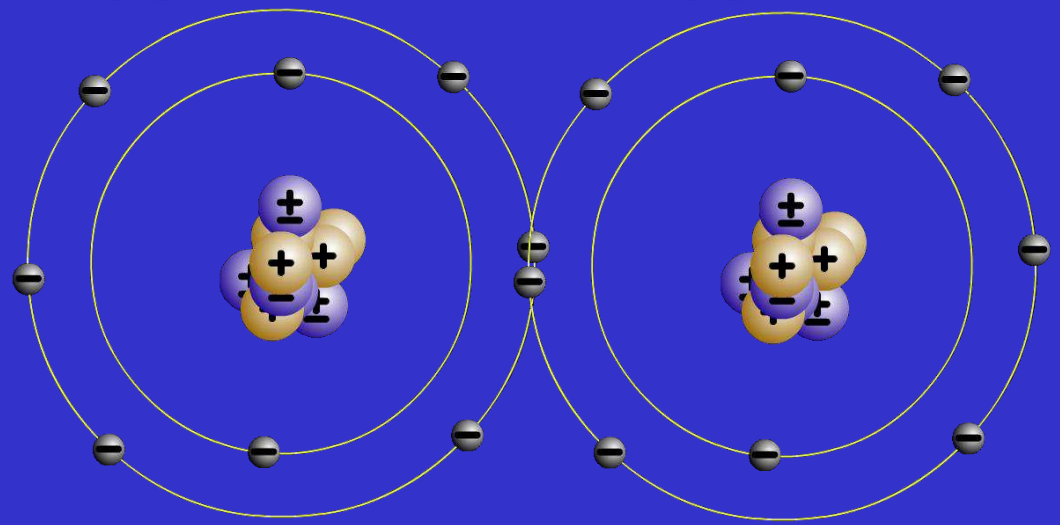




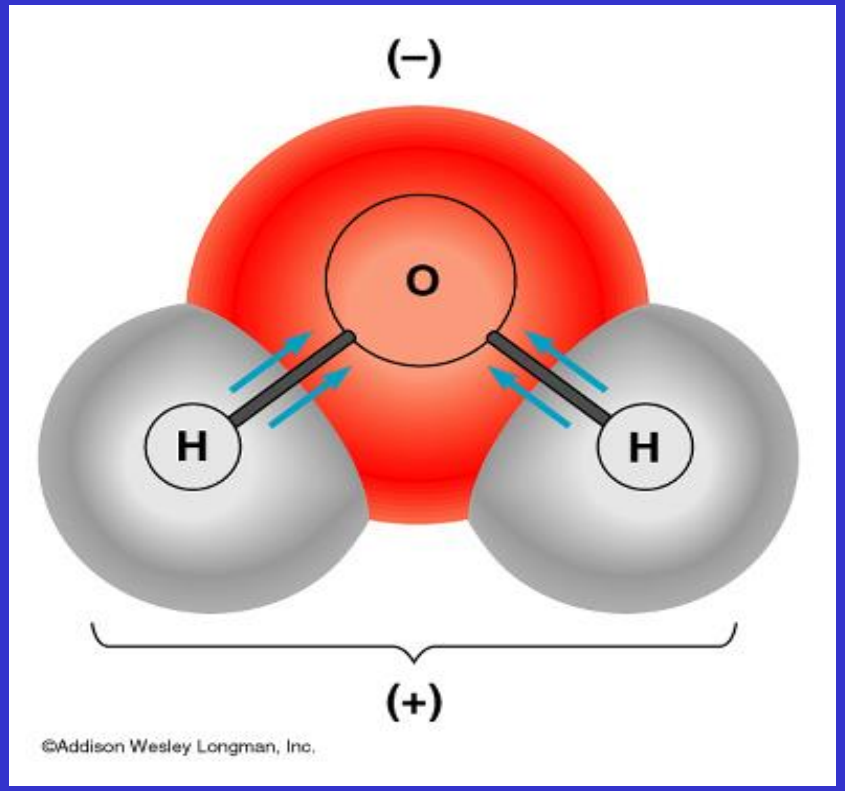
Formation of Molecule

Oxygen Atom

Oxygen Atom

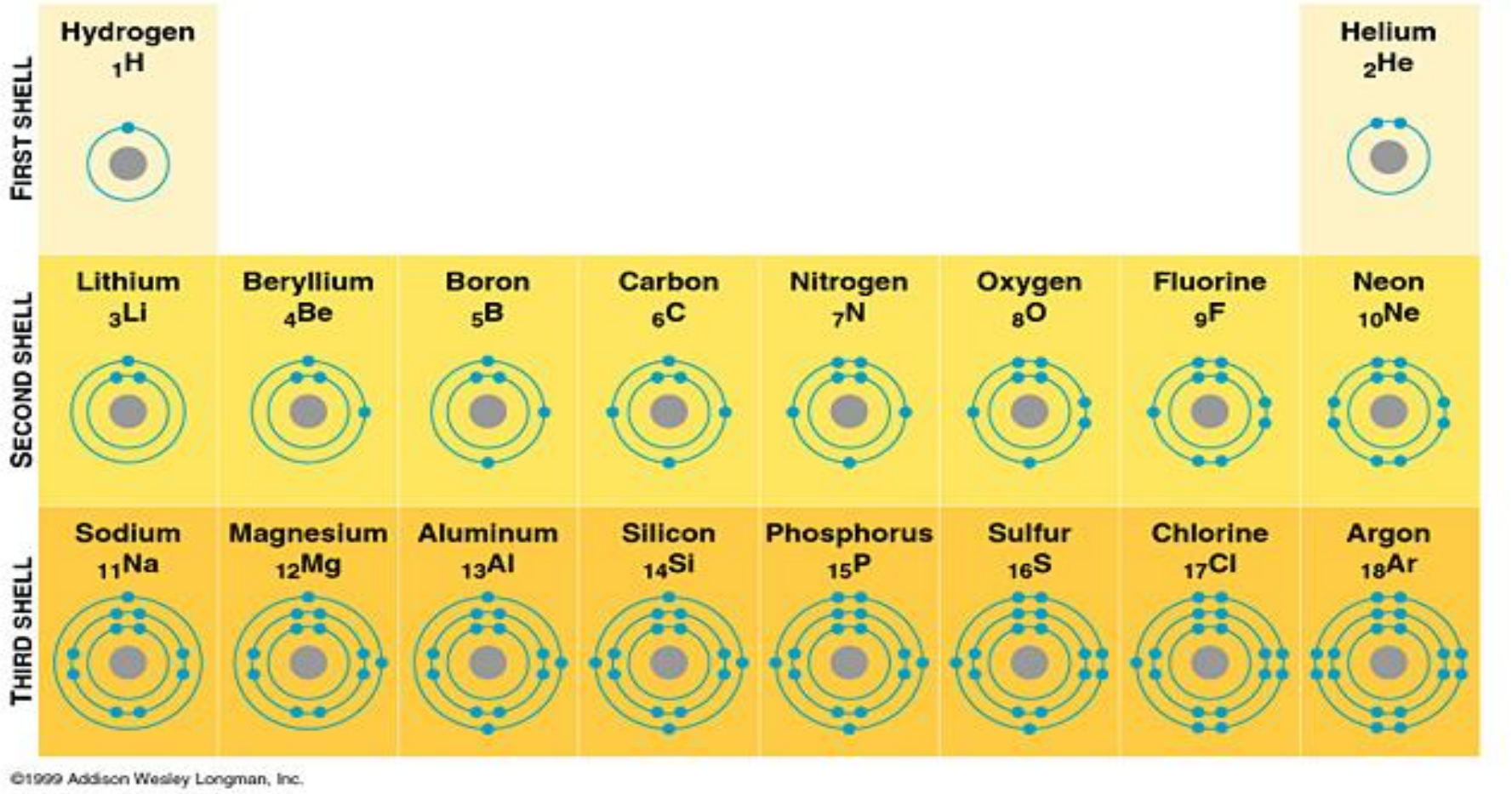


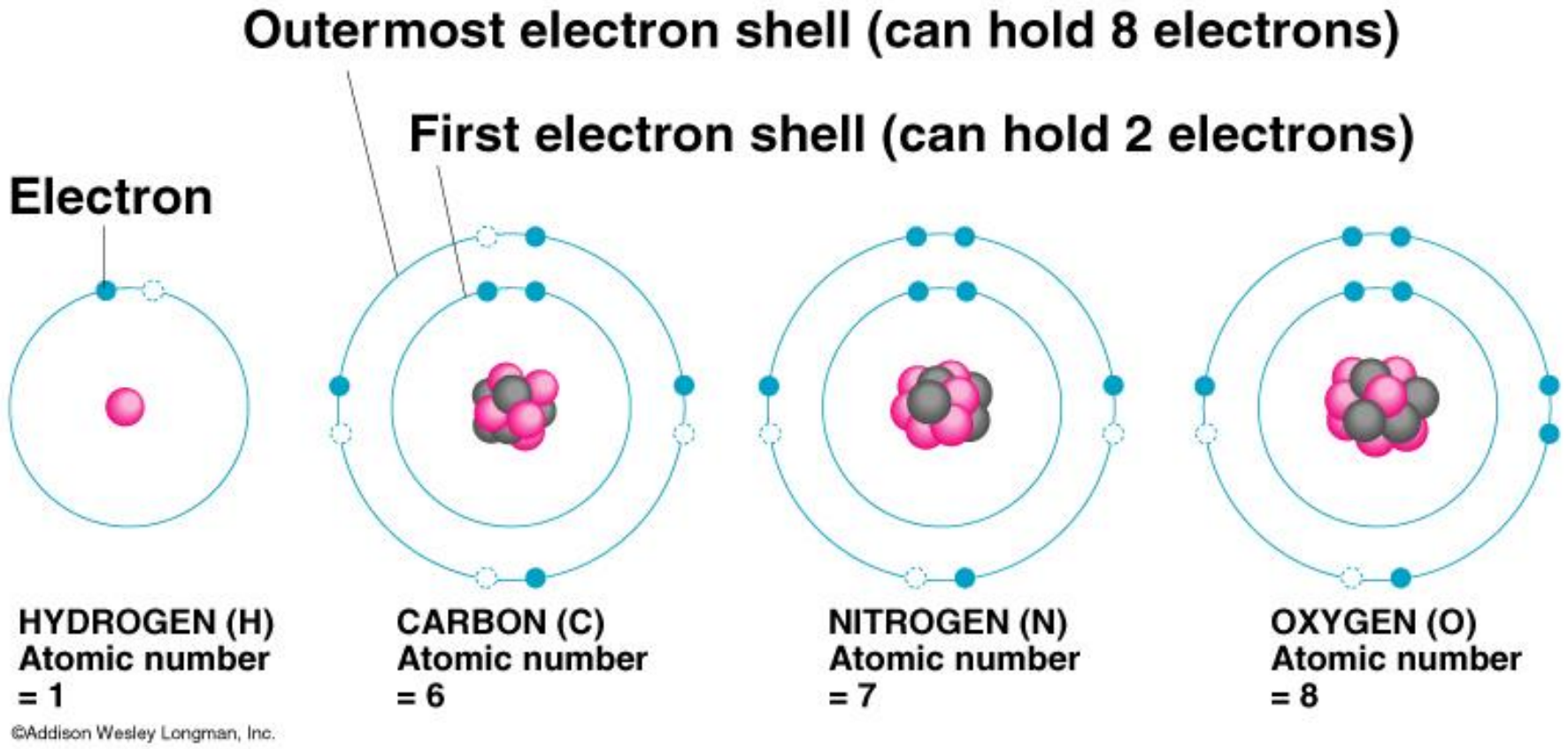
Oxygen Molecule



Water Molecule

১.৬ অষ্টকনীতিঃ কোন পরমাণুর বহিস্থস্তরে ইলেক্ট্রন সংখ্যা ৮ বা অষ্টক পূর্ণ করার প্রবনতাকে অষ্টকনীতি বলে।

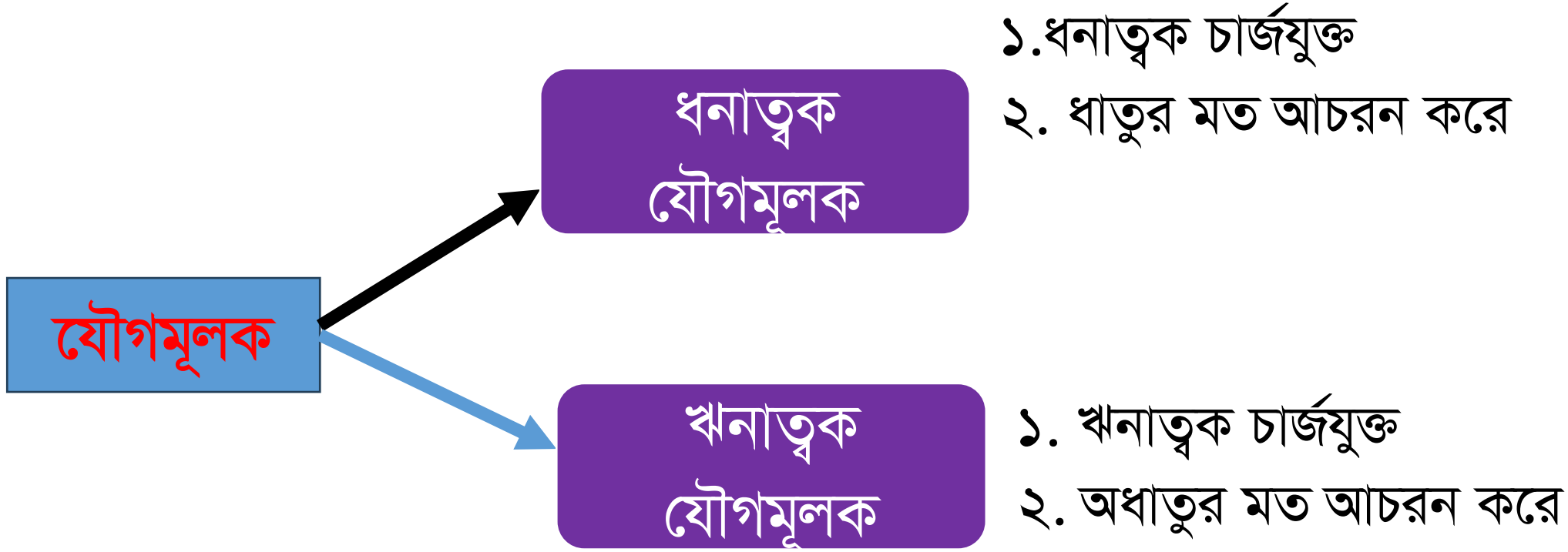




অষ্টকনীতি: প্রত্যেক পরমাণুর বাইরের কক্ষে ৮টি করে ইলেকট্রন পুরন করার প্রবনতাই অষ্টকনীতি

- ✓C এর প্রবনতা ৪টি ইলেকট্রন গ্রহণ
- ✓N এর প্রবনতা ৩টি ইলেকট্রন গ্রহণ
- ✓O এর প্রবনতা ২টি ইলেকট্রন গ্রহণ

২.৪ যৌগমূলক: ২ বা ততোধিক প্রকার পরমাণু মিলিত হয়ে যদি একটি পরমাণুগুচ্ছ তৈরি করে এবং রাসায়নিক বিক্রিয়ায় একটি মাত্র পরমাণুর ন্যায় আচরন করে তাই হলো যৌগমূলক।



- যোজনীর আধুনিক সংগা লিখ।
- অষ্টকণীতি কী ব্যাখ্যা কর।

ধন্যবাদ

অধ্যায়-৪: রাসায়নিক বন্ধন

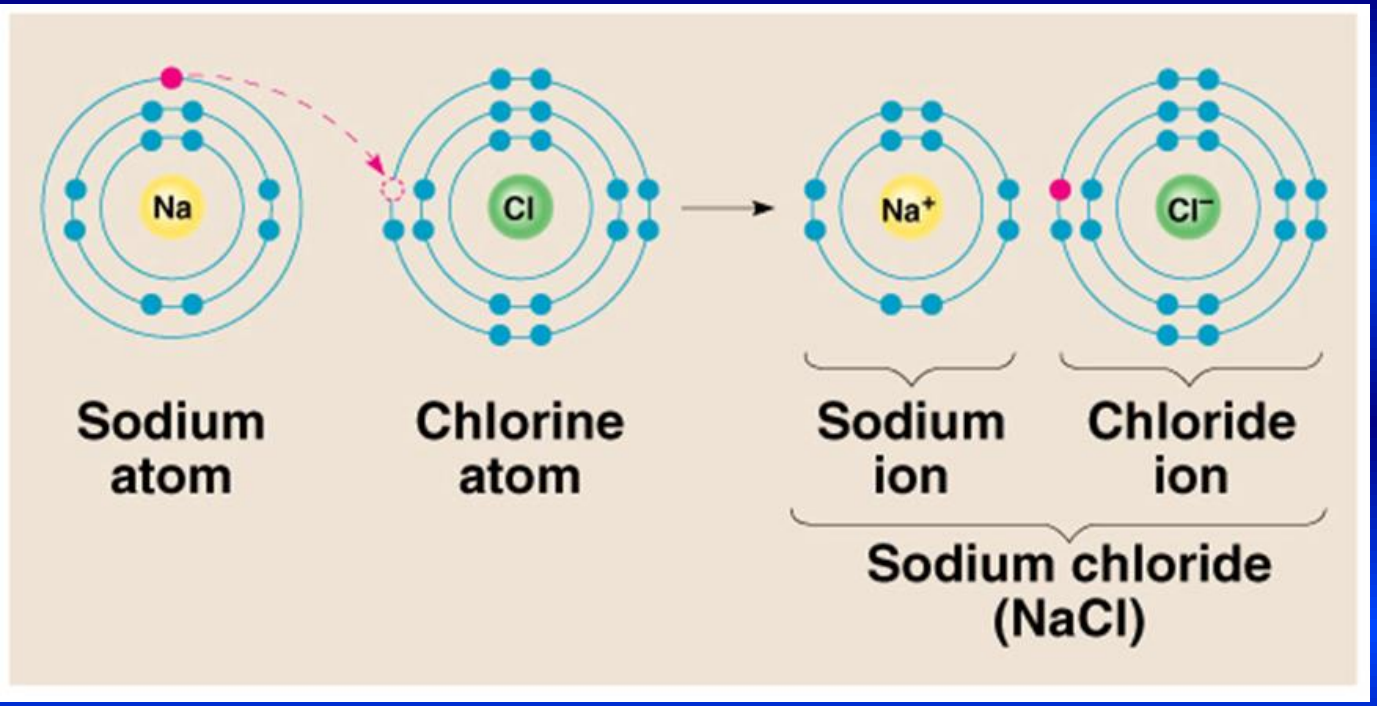
আজকের পাঠের বিষয়ঃ- ৪র্থ অধ্যায়

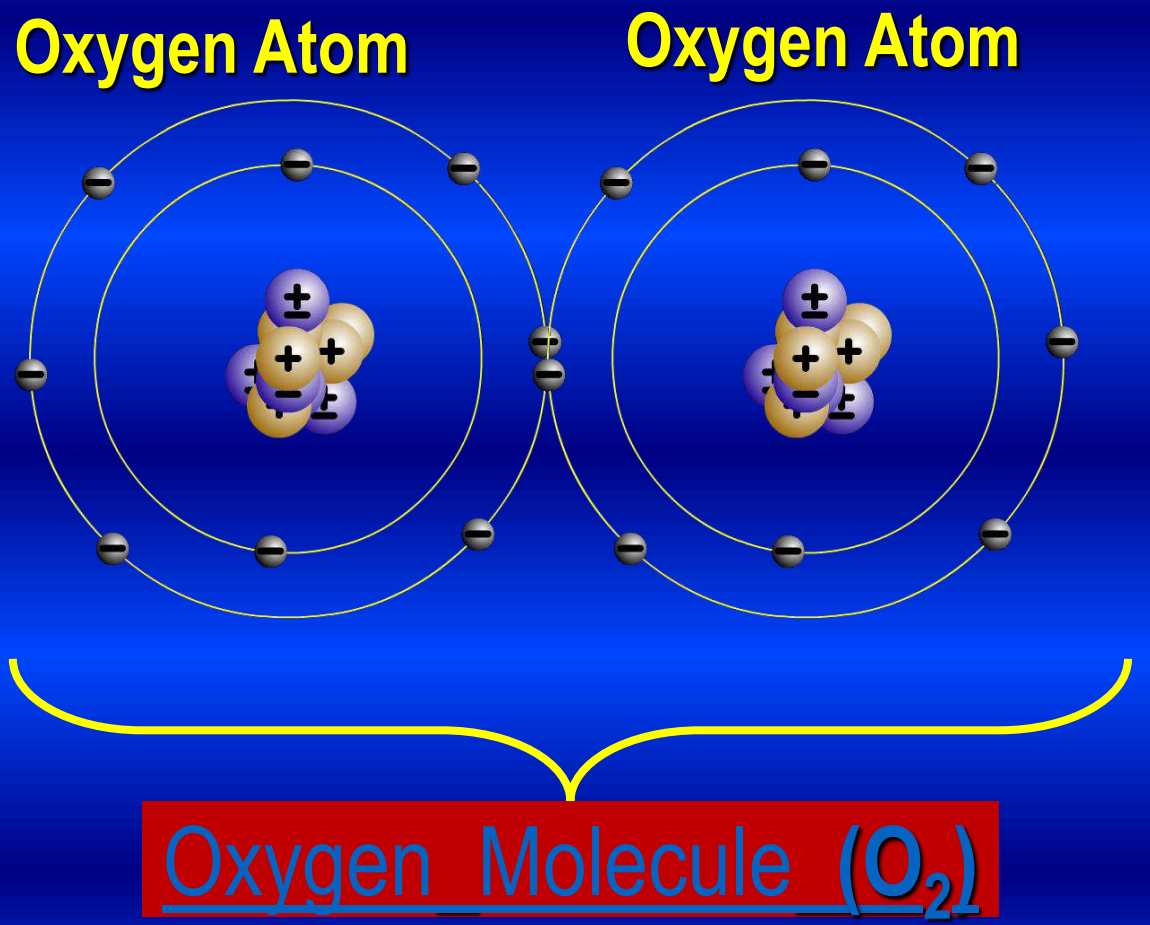
৪.১ রাসায়নিক বন্ধনের সংজ্ঞা

৪.২ অষ্টকনীতির সংজ্ঞা

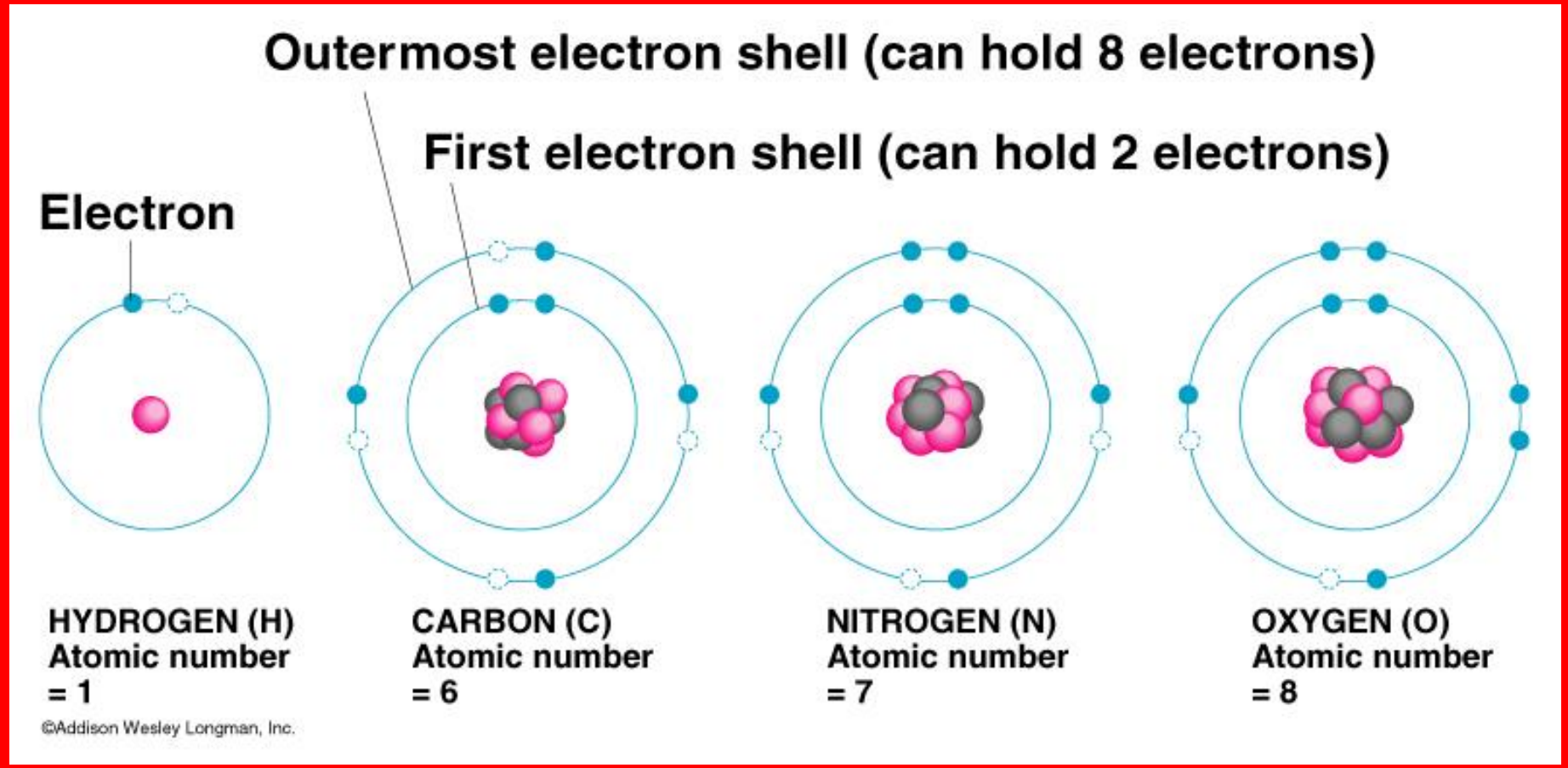
৪.৩ আয়নিক বন্ধনের বর্ণনা

রাসায়নিক বন্ধন : ইলেকট্রন গ্রহণ, বর্জন বা শেয়ারিং এর মাধ্যমে যে শক্তি দ্বারা অণুতে পরমাণুসমুহ যুক্ত থাকে তার নাম রাসায়নিক বন্ধন ।





রাসায়নিক বন্ধন
আয়নিক বন্ধন
সমযোজী বন্ধন
সন্নিবেশসমযোজী বন্ধন
হাইড্রোজেন বন্ধন
ধাতব বন্ধন
সিগমা বন্ধন
পাই বন্ধন



অষ্টকনীতি: প্রত্যেক পরমাণুর বাইরের কক্ষে ৮টি করে ইলেকট্রন পুরন করার প্রবনতাই অষ্টকনীতি

✓N এর প্রবনতা ৩টি ইলেকট্রন গ্রহণ

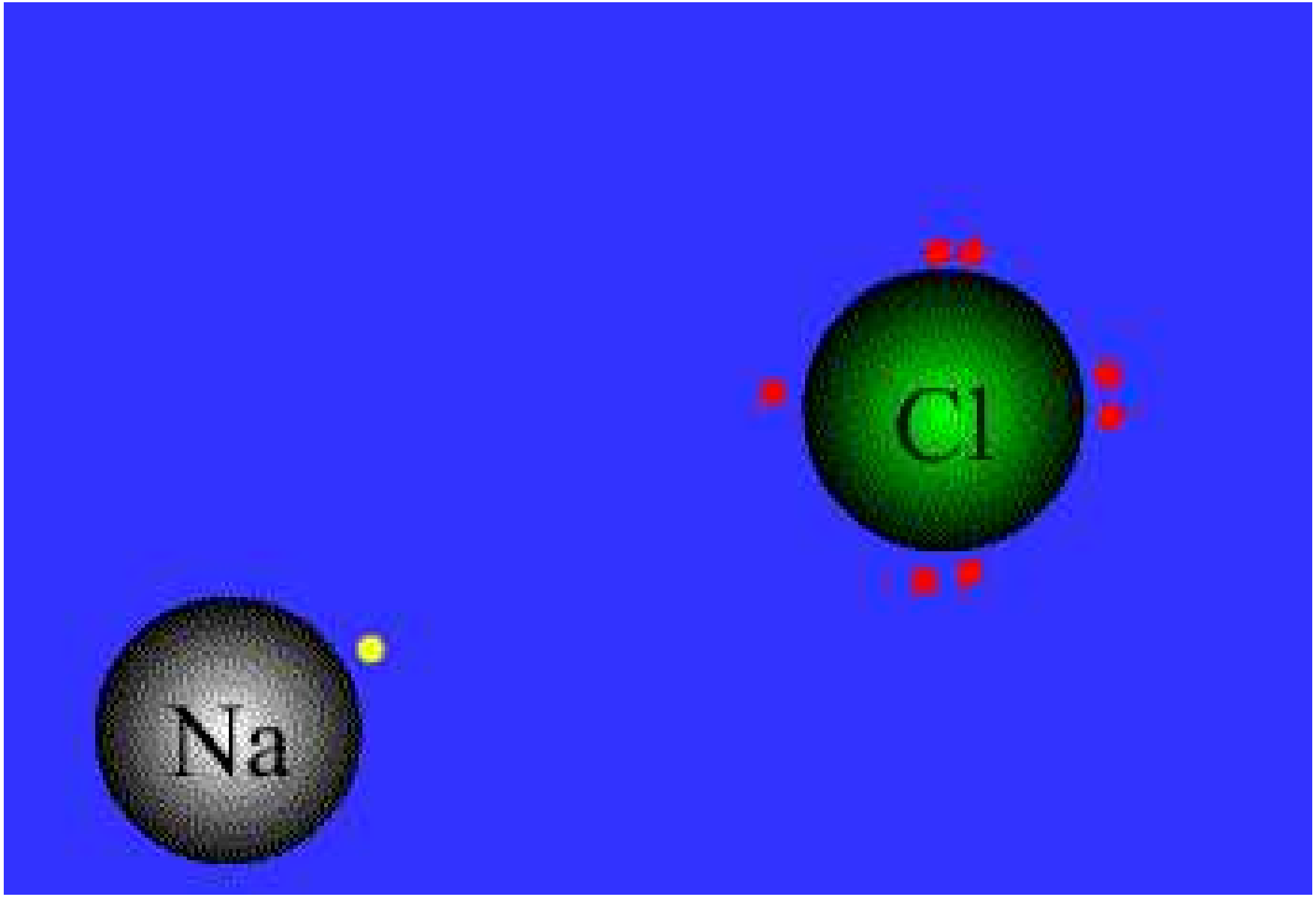
✓C এর প্রবনতা ৪টি ইলেকট্রন গ্রহণ

✓O এর প্রবনতা ২টি ইলেকট্রন গ্রহণ

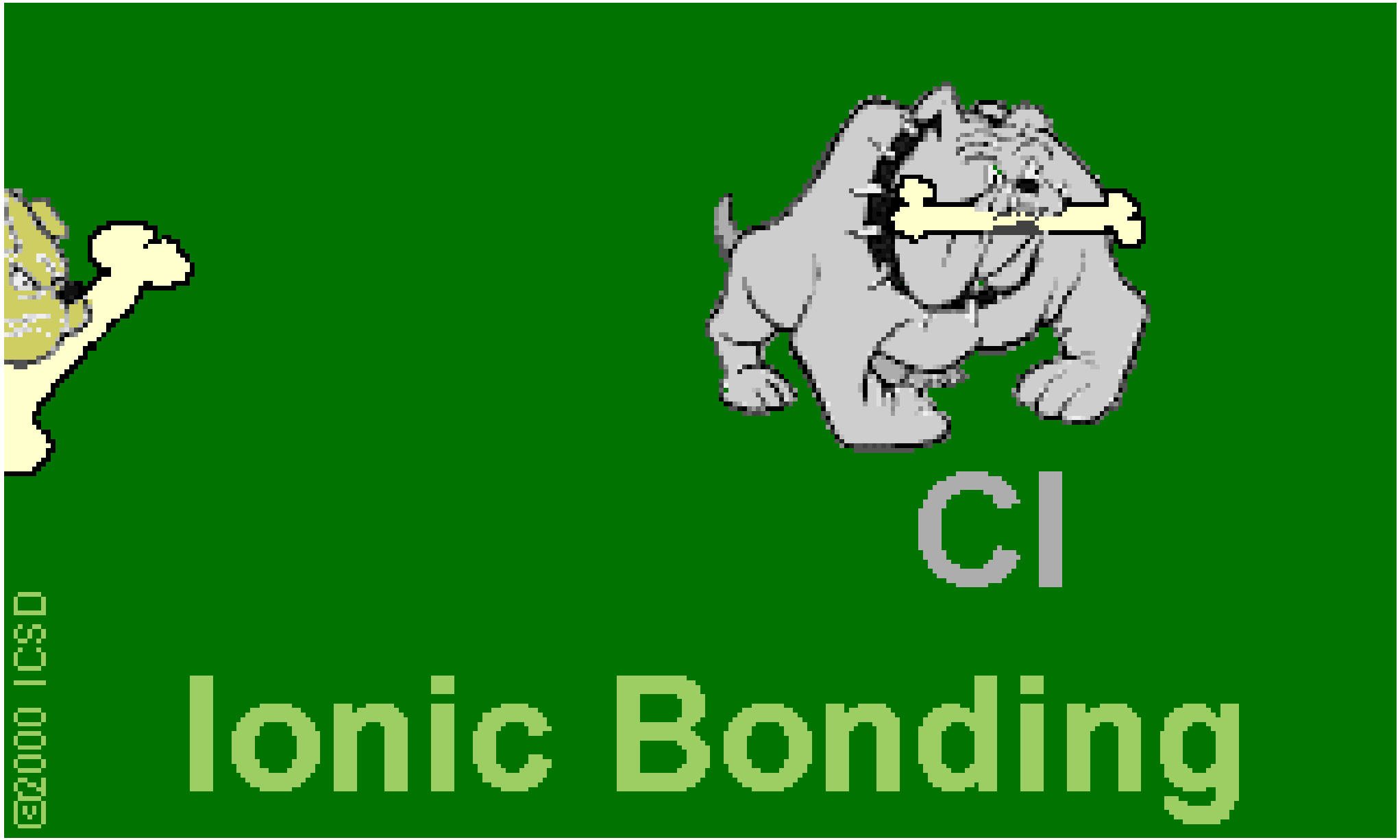
আয়নিক বন্ধন: ধাতু- অধাতুর পরমাণু ইলেকট্রন ত্যাগ ও গ্রহণ করে দুই বিপরীতধর্মী আয়ণ সৃষ্টির মাধ্যমে যে বন্ধনে আবদ্ধ হয় তাই হলো আয়নিক বন্ধন।

আয়নিক যৌগের বৈশিষ্ট্য:

- কেলাস গঠন
- উচ্চ গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাংক
- পোলার দ্রাবকে দ্রবণীয়
- কঠিন অবস্থায় তড়িৎ অপরিবাহী এবং গলিত/ দ্রবণীয় অবস্থায় তড়িৎ পরিবাহী
- সমরূপতা


Cl
Na

Ionic Bonds: One Big Greedy Thief Dog!



অধ্যায়-৪: রাসায়নিক বন্ধন

আজকের পাঠের বিষয়ঃ- ৪র্থ অধ্যায়

৪.৩ সমযোজী ও সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধনের বর্ণনা

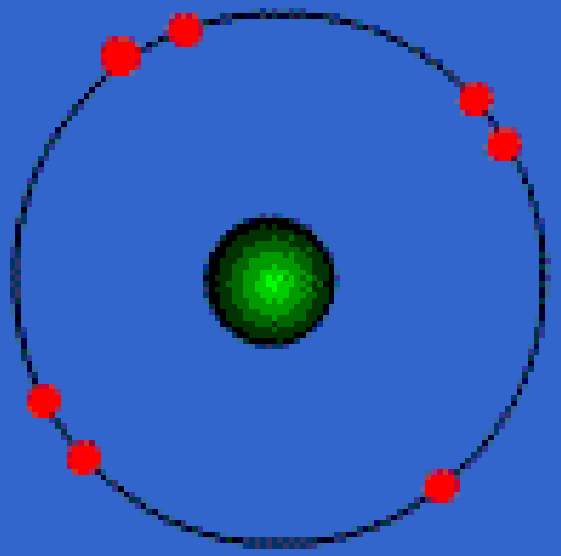
৪. আয়নিক ও সমযোজী যৌগের পার্থক্য

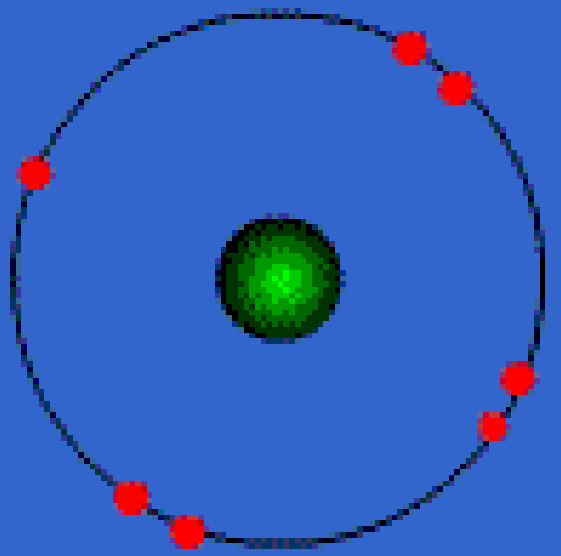
সমযোজী বন্ধন: একই বা ভিন্ন প্রকার অধাতু পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে যে বন্ধন তৈরি হয় তা হলো সমযোজী বন্ধন ।

সমযোজী যৌগের বৈশিষ্ট্য:

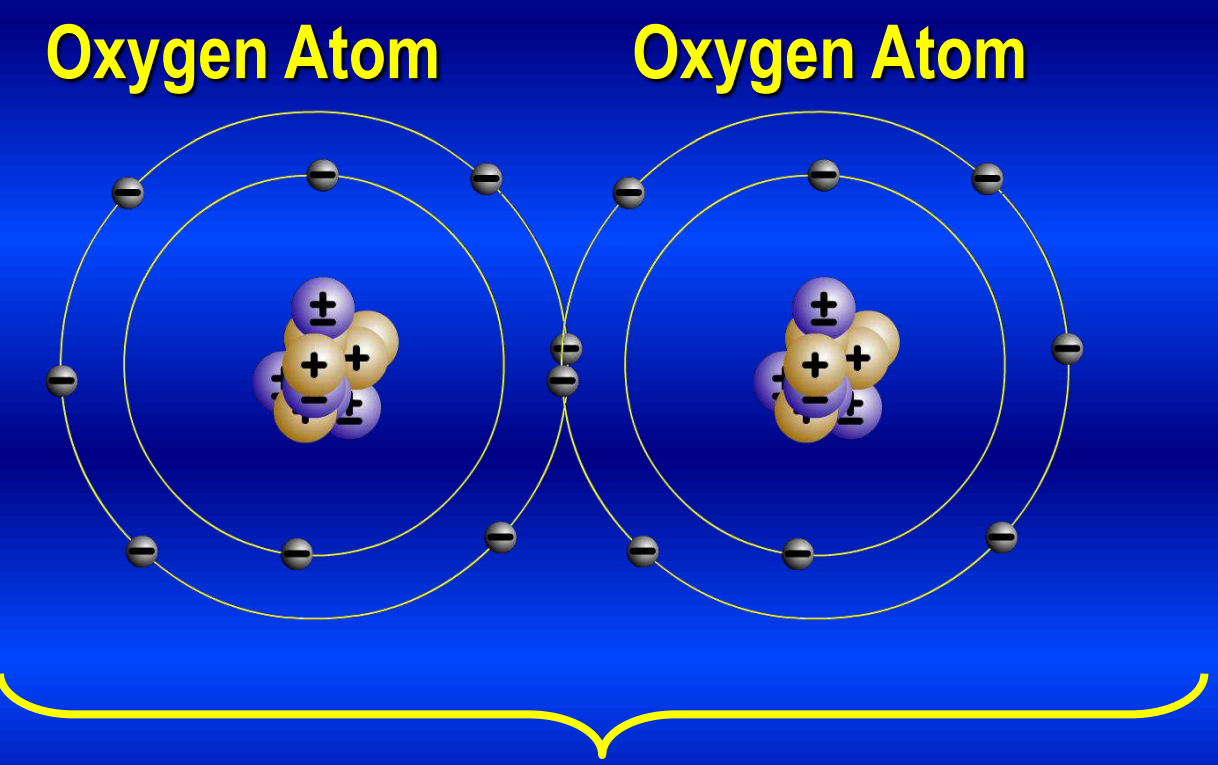
- গলনাঙ্ক, স্ফুটনাঙ্ক আয়নিক যৌগের তুলনায় কম
- সাধারনত অপোলার, তবে বন্ধনে আবদ্ধ পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্বকতার পার্থক্য বেশী হলে পোলার হয়
- সাধারনত অপোলার দ্রাবকে দ্রবণীয়
- তড়িৎ অপরিবাহী
- সমানুতা দেখায়

সমযোজী বন্ধন

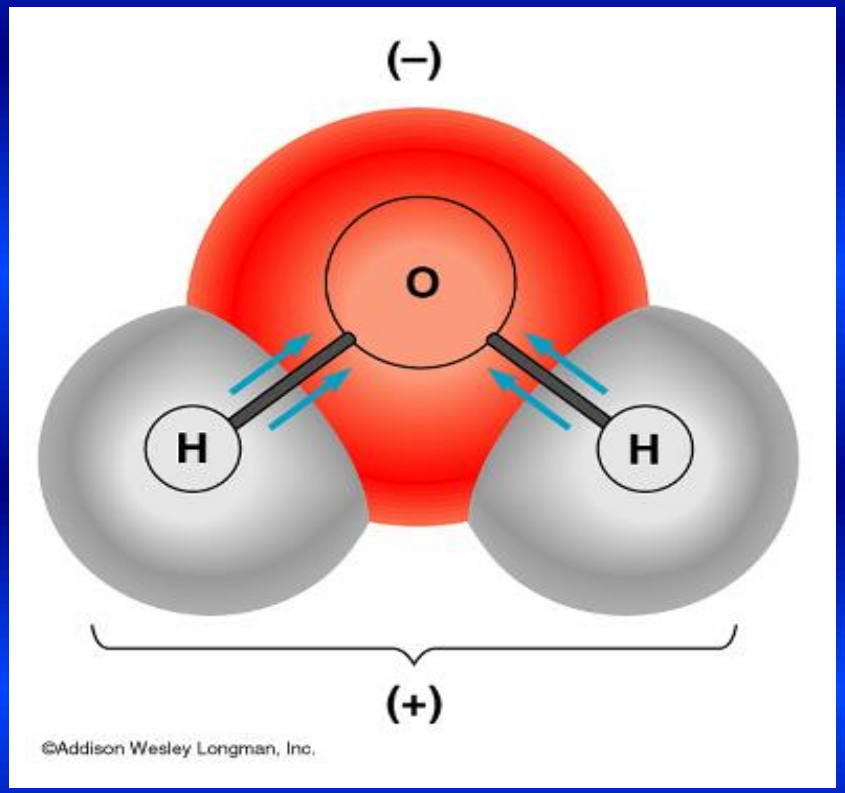




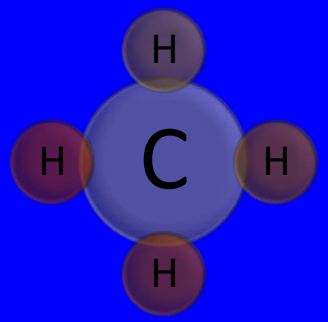
2. Covalent bonds- Two atoms share one or more pairs of outer-shell electrons.

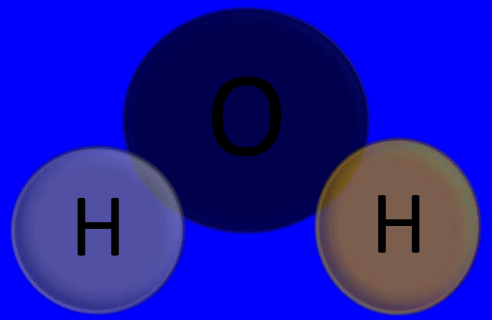


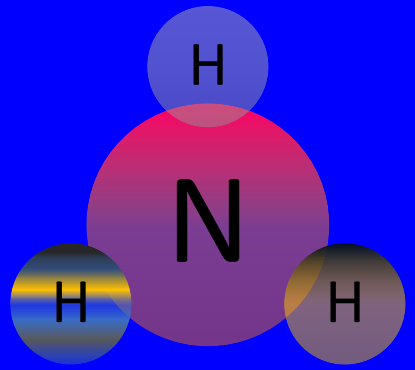
Oxygen Molecule



Water Molecule







$\mathrm{C} \rightarrow 1s^2\,2s^2 2p^2$

$\mathrm{O} \rightarrow 1s^2\,2s^2 2p^4$

$\mathrm{N} \rightarrow 1s^2\,2s^2 2p^3$

সন্নিবেশসমযোজী বন্ধন: সমযোজী বন্ধন গঠনে প্রয়োজনীয় ইলেকট্রন জোড় বন্ধনে আবদ্ধ উভয় পরমাণু থেকে না এসে একটি মাত্র পরমাণু থেকে আসলে উক্ত বন্ধনকে সন্নিবেশসমযোজী বন্ধন বলে।

সন্নিবেশসমযোজী বন্ধনের শর্ত:

- দাতা পরমাণুর মুক্তজোড় ইলেকট্রন থাকবে
- গ্রহীতা পরমাণুর অন্তত: একজোড়া ইলেকট্রন গ্রহণ ক্ষমতা থাকবে

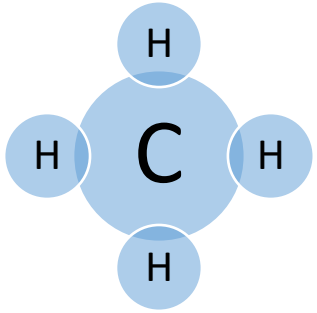
$$NH_3 + H^+ = NH_4^+$$

৪.৫ আয়নিক ও সমযোজি যৌগের পার্থক্য

আয়নিক যৌগ	সমযোজি যৌগ
১। ধনাত্বক ও ঋনাত্বক আয়নের সমন্বয়ে গঠিত।	১। চার্জ বিহীন অথবা আংশিক চার্জিত বা পোলার হয়।
২। গলনাংক ও স্ফুটনাংক উচ্চ হয় ।	২। গলনাংক ও স্ফুটনাংক নিম্ন হয় ।
৩। কঠিন অবস্থায় তড়িৎ পরিবহন করে না, কিন্তু গলিত অবস্থায় তড়িৎ পরিবহন করে।	৩। অপোলার হলে তড়িৎ পরিবহন করে না কিন্তু পোলার হলে আংশিক তড়িৎ পরিবহন করে।
৪। বিক্রিয়ার গতিবেগ উচ্চ ।	৪। বিক্রিয়ার গতিবেগ সাধারনত নিম্ন।
৫। এদের কেলাসে সমরূপতা ধর্ম দেখা যায়। NaF, MgO	৫। এদের যৌগে সমানুতা দেখা যায়।

বাড়ীর কাজঃ

- আয়নিক বন্ধন কী? আয়নিক বন্ধন গঠণ উদাহরণ সহ ব্যাখ্যা কর।
- সমযোজী বন্ধন কাকে বলে? সমযোজী বন্ধন গঠণ উদাহরণ সহ ব্যাখ্যা কর।
- $\mathrm{NaCl}, \mathrm{CaO}, H_2\mathrm{O}, \mathrm{N}H_3, \mathrm{C}H_4, \mathrm{N}H_4^+$ এ কি ধরনের বন্ধন আছে ব্যাখ্যা কর।



আয়নিক সাম্যাবস্থা: যে অবস্থায় এসিড-ক্ষারক বিক্রিয়ার সম্মুখ ও পশ্চাৎমুখী বিক্রিয়ার গতিবেগ সমান হয় এবং বিক্রিয়ার অগ্রগতি স্থির হয়ে যায় তাকে অম্ল-ক্ষারক সাম্যাবস্থা বলে। অম্ল-ক্ষারক সাম্যাবস্থায় মুলত হাইড্রোজেন আয়ন (H^+)ও হাইড্রোকক্সাইড আয়নের(OH^-) মধ্যে সাম্যাবস্থা বিরাজ করে, তাই এ অবস্থাকে আয়নিক সাম্যাবস্থা বলে।

$$H^+ + OH^- \leftrightharpoons H_2O$$

২.১ অম্ল, ক্ষারক, লবণ ও লবণের শ্রেণিবিন্যাস

অম্ল বা এসিড (Acid): যে সব যৌগের অণুতে প্রতিস্থাপনীয় হাইড্রোজেন আছে এবং ঐ প্রতিস্থাপনীয় হাইড্রোজেন ধাতু বা ধাতুর ন্যায় ক্রিয়াশিল মুলক দ্বারা আংশিক বা সম্পুর্ণভাবে প্রতিস্থাপিত হয়ে লবণ ও পানি উৎন্ন করে তাকে এসিড বলে। যেমন- HCl, H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4 etc.

আরহেনিয়াস মতবাদ: এসিড হলো সেসব পদার্থ যারা জলীয় দ্রবণে হাইড্রোজেন আয়ন দেয়।

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$

ব্রনস্টেড-লাউরি মতবাদ বা প্রোটনীয় মতবাদ: যে সব পদার্থ (যৌগ বা আয়ন) অন্য পদার্থকে প্রোটন (H^+) দান করে তাই এসিড। $HCl + H_2O \leftrightharpoons H_3O^+ + Cl^-$

এসিড ক্ষার এসিড ক্ষার

এসিডের ধর্ম:

- জলীয় দ্রবণে হাইড্রোজেন আয়ন (H^+) দেয়।
- নীল লিটাসকে লাল করে।
- বেশি দুর্বল প্রকৃতির না হলে এসিডের জলীয় দ্রবণ টক স্বাদক্ যুক্ত হয়।
- ক্ষারকের সাথে বিক্রিয়া কর লবণ ও পানি উৎপন্ন করে।
- হাইড্রোজেন অপেক্ষা অধিক সক্রিয় ধাতু যেমন- Mg, Zn, Fe, Al এর সাথে বিক্রিয়া করে হাইড্রোজেন গ্যাস উৎপন্ন করে ।

এসিডের শ্রেণিবিভাগ:

উৎস অনুসারে এসিড ২ প্রকার: (ক) অজৈব এসিড (খ) জৈব এসিড

শক্তি অনুসারে এসিড ২ প্রকার: (ক) তীব্র এসিড (খ) মৃদু বা দুর্বল এসিড

গঠন অনুসারে এসিড ২ প্রকার: (ক) হাইড্রাসিড (খ) অক্সি এসিড

ক্ষারকত্ব অনুসারে এসিড ৩ প্রকার: (ক) এক ক্ষারকীয় এসিড (খ) দ্বি-ক্ষারকীয় এসিড (গ) ত্রি- ক্ষারকীয় এসিড

ক্ষারক: ধাতুর অক্সাইড ও হাইড্রোক্সাইড সমুহকে ক্ষারক বলে। যেমন- $Na_2O, K_2O, CaO, CuO, MgO, NaOH, KOH, Ca(OH)_2$ ইত্যাদি।

আদি সংজ্ঞা: ধাতু বা ধাতুর ন্যায় ক্রিয়াশীল মূলকের যে সমস্ত অক্সাইড বা হাইড্রোক্সাইড এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে তাকে ক্ষারক বলে।

$$CaO + 2\mathrm{HCl} = CaCl_2 + H_2O$$

আরহেনিয়াস মতবাদ: যে সব পদার্থ জলীয় দ্রবণে হাইড্রোক্সাইড (OH^-) আয়ন দেয় তাদেরকে ক্ষারক বলে। যেমন- $NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na^+ + OH^-$

প্রোটনীয় মতবাদ: যে সব পদার্থ প্রোটন (H^+) গ্রহণে সক্ষম তাদেরকে ক্ষারক বলে।

$$OH^- + \mathrm{HCl} \leftrightharpoons H_2O + Cl^-$$

ক্ষার: যে সব ক্ষারক পানিতে অধিক মাত্রায় দ্রবনীয় তাদেরকে ক্ষার বলে। যেমন- $NaOH, KOH, Ca(OH)_2$ ইত্যাদি।

ক্ষারকের ধর্ম:

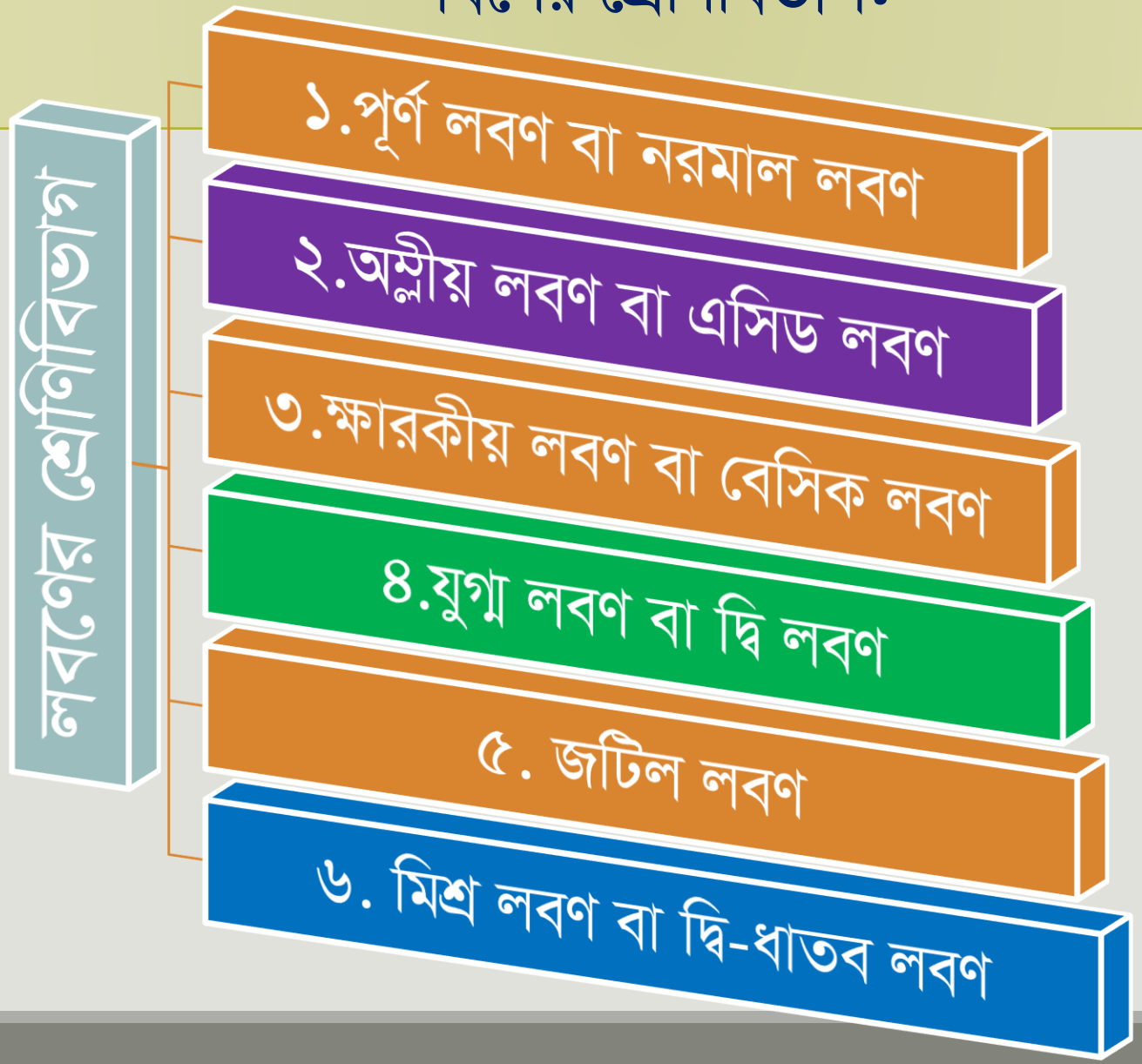
- ❑ এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ ও পানি তৈরি করে।
- ❑ জলীয় দ্রবণে হাইড্রোক্সাইড (OH^-) আয়ন দেয়।
- ❑ ক্ষারকের জলীয় দ্রবণ লাল লিটমাসকে নীল করে।
- ❑ ক্ষারকের জলীয় দ্রবণ সাবানের ন্যায় পিচ্ছিল হয়।
- ❑ ক্ষারকের জলীয় দ্রবণ বিদ্যুৎ পরিবাহী।

লবণ: এসিড ও ক্ষারক এর বিক্রিয়ায় পানি ছাড়া যে পদার্থ তৈরি হয় তাকে লবণ বলে। **অথবা** এসিডের প্রতিস্থাপনীয় হাইড্রোজেন আংশিক বা পূর্ণভাবে ধাতু বা ধাতুর ন্যায় ক্রিয়াশীল মূলক দ্বারা প্রতিস্থাপন করলে যে যৌগ পাওয়া যায় তাকে লবণ বলে। যেমন-
NaCl, KCl, $ZnCl_2$, $ZnSO_4$, $CaCl_2$, $NaHCO_3$ ইত্যাদি।

লবণের ধর্ম:

- ❖ লবণে ধনাত্বক ও ঋনাত্বক দুই ধরনের মূলক থাকে।
- ❖ লবণের বর্ণ নির্ভর করে লবণের অম্লীয় ও ক্ষারকীয় মূলকের উপর।

লবণের শ্রেণিবিভাগঃ


লবণের শ্রেণিবিভাগ
১.পূর্ণ লবণ বা নরমাল লবণ
২.অম্লীয় লবণ বা এসিড লবণ
৩.ক্ষারকীয় লবণ বা বেসিক লবণ
৪.যুগ্ম লবণ বা দ্বি লবণ
৫. জটিল লবণ
৬. মিশ্র লবণ বা দ্বি-ধাতব লবণ

২.২ pH, pOHএবং pH স্কেল।

pH: pH হলো potenz H- ion. কোন দ্রবণের হাইড্রোজেন আয়নের(H^+) ঘনমাত্রার লগারিদমের ঋনাত্বক মানকে pH বলে। $pH = -\log [H^+]$

$$pH = -\log [H^+]$$

Or, $-pH = \log [H^+]$

Or, $10^{-pH} = [H^+]$..... (1)

সমীরণ (1) অনুসারে কোন দ্রবণের H^+ঘনমাত্রা 10^{-3} গ্রাম আয়ন প্রতি লিটার হলে $pH = -\log 10^{-3} = -(-3)\log 10 = 3\times 1 = 3$ আবার H^+ঘনমাত্রা দশগুণ বাড়ানো হলে অর্থাৎ 10^{-2} গ্রাম আয়ন প্রতি লিটারে উন্নীত করলে pH =2 হয়।

pOH: কোন দ্রবণের হাইড্রোক্সাইড আয়নের(OH^-) ঘনমাত্রার লগারিদমের ঋনাত্বক মানকে pOH বলে। $pOH = -\log [OH^-]$

pH স্কেল

25^0C তাপমাত্রায় পানির আয়নিক গুনফল $= 1 \times 10^{-14}$ ধরা হয়।

অর্থাৎ $= 10^{-14}$

বা, $\log [H^+] + \log [OH^-] = -14$

বা, $- pH - pOH [H^+] \times [OH^-] = -14$

বা, $pH + pOH = 14$

বিশুদ্ধ পানির বিয়োজন থেকে শুধু H^+ও OH^- তৈরি হয়। যেহেতু এক অণু পানির বিয়োজনে শুধু একটি H^+ও OH^-একটি তৈরি হয়, সেহেতু বিশুদ্ধ পানিতে তাদের ঘনমাত্রা সমান। অর্থাৎ

$[H^+] = [OH^-]$

$[H^+] \times [OH^-] = [H^+]^2 = 10^{-14}$

$\therefore [H^+] = 10^{-7}$

$pH = 7$

সুতরাং বিশুদ্ধ পানির pH মান 7 । বিশুদ্ধ পানিতে এসিড যোগ করলে এসিডের বিয়োজন থেকে H^+ঘনমাত্রা বৃদ্ধি পায় , ফলে pH মান 7 থেকে কম হয়। আবার ক্ষারক যোগ করলে OH^- ঘনমাত্রা বৃদ্ধি পায় , ফলে pH মান 7 থেকে বেশি হয় ।

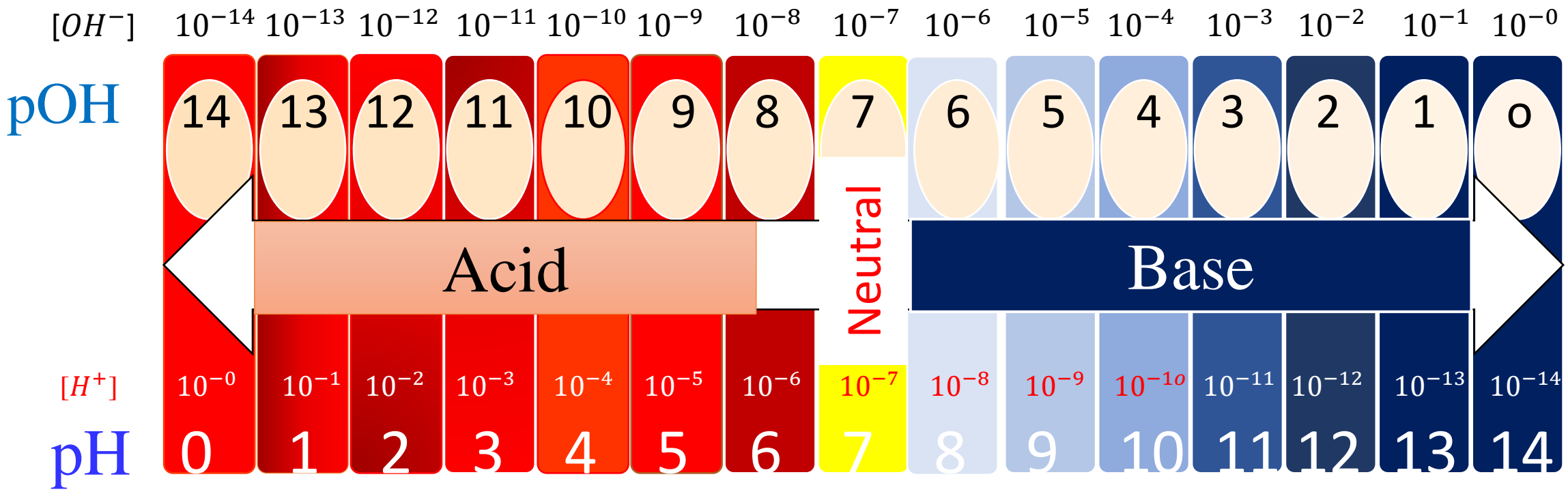
∴ দ্রবণের pH = 7 হলে নিরপেক্ষ দ্রবণ।

দ্রবণের pH < 7 হলে অম্লীয় দ্রবণ।

দ্রবণের pH > 7 হলে ক্ষারকীয় দ্রবণ।

আমরা জানি, 1M HCl দ্রবণে $[H^+]$ = 1mole H^+L^{-1}

∴ 1M HCl দ্রবণের pH = -log1= 0, যেহেতু 1M HCl দ্রবণের pH = 0 সেহেতু pOH = 14। আবার 1M NaOH দ্রবণের pOH = 0 এবং pH = 14 । পরীক্ষাগারে আমরা সাধারনত 1M ঘনমাত্রার চেয়ে বেশি ঘনমাত্রার দ্রবণ ব্যবহার করি না তাই pH স্কেল pH মান 0 থেকে 14 বিবেচনা করা হয়।


$[OH^-]$
10^{-14} 10^{-13} 10^{-12} 10^{-11} 10^{-10} 10^{-9} 10^{-8} 10^{-7} 10^{-6} 10^{-5} 10^{-4} 10^{-3} 10^{-2} 10^{-1} 10^{-0}
pOH
14 13 12 11 10 9 8 7 6 5 4 3 2 1 o
Acid
Neutral
Base
$[H^+]$
10^{-0} 10^{-1} 10^{-2} 10^{-3} 10^{-4} 10^{-5} 10^{-6} 10^{-7} 10^{-8} 10^{-9} 10^{-10} 10^{-11} 10^{-12} 10^{-13} 10^{-14}
pH
0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14

pH এর ব্যবহার

২.৩ এসিডের ক্ষারকত্ব এবং ক্ষারকের অম্লত্ব (Basicity of an Acid and Acidity of an Base)

এসিডের ক্ষারকত: কোন এসিডের ক্ষারক নিরপেক্ষন বা প্রশমন করার ক্ষমতাকে ঐ এসিডের ক্ষারকত্ব বলে। কোন এসিডের ক্ষারকত্ব ঐ এসিডের প্রতিস্থাপনীয় হাইড্রোজেন পরমানুর সংখ্যা দ্বারা পরিমাপ করা হয়।

(ক) এক ক্ষারকীয় এসিড: একটি প্রতিস্থাপন যোগ্য হাইড্রোজেন পরমানুর থাকবে। যেমন- HCl, HBr, HNO_3 ইত্যাদি।

(খ) দ্বি- ক্ষারীয় এসিড: দুইটি প্রতিস্থাপন যোগ্য হাইড্রোজেন পরমানুর থাকবে। যেমন- H_2SO_4, H_2SO_3, H_2CO_3 ইত্যাদি।

(গ) ত্রি-ক্ষারীয় এসিড: তিনটি প্রতিস্থাপন যোগ্য হাইড্রোজেন পরমানুর থাকবে। যেমন- H_3PO_4, H_3PO_3, H_3BO_3 ইত্যাদি।

কিছু অম্লধর্মী অক্সাইড আছে যারা এসিডের মত আচরণ করে। যেমন- CO_2, SO_2, SO_3 ইত্যাদি।

এদের ক্ষারকতা নিরুপনে এর এক মোলকে প্রশমন করতে যত মোল এক অম্লীয় ক্ষারক (NaOH) লাগে তা নির্নয় করতে হয়।যেমন-

$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$ অর্থাৎ CO_2 এর ক্ষারকত্ব হলো ২।

ক্ষারকের অম্লত্ব : কোন ক্ষারকের এসিড নিরপেক্ষন বা প্রশমন করার ক্ষমতাকে ঐ ক্ষারকের অম্লত্ব বলে। হাইড্রোক্সাইড মূলক সম্বলিত ক্ষারকের অম্লত্ব এর অণুতে বর্তমান হাইড্রোক্সাইড মূলকের সংখ্যা দ্বারা নিরুপন করা হয়।

(ক) এক অ্যাসিডীয় ক্ষারক: একটি মাত্র হাইড্রোক্সাইড মূলক সম্বলিত ক্ষারক। যেমন- NaOH, KOH ইত্যাদি।

(খ) দ্বি- অ্যাসিডীয় ক্ষারক: দুইটি হাইড্রোক্সাইড মূলক সম্বলিত ক্ষারক। যেমন- $Ca(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ইত্যাদি।

(গ) ত্রি- অ্যাসিডীয় ক্ষারক: তিনটি হাইড্রোক্সাইড মূলক সম্বলিত ক্ষারক। যেমন- $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Bi(OH)_3$ইত্যাদি।

যে ক্ষারকের অণুতে হাইড্রোক্সাইড মূলক থাকে না তার অম্লতা নিরূপনে এর এক মোলকে সম্পূর্ণরূপে প্রশমন করতে যত মোল এক ক্ষারীয় এসিড (HCl) প্রয়োজন হয় সেই সংখ্যা দ্বারা প্রকাশ করা হয়। যেমন-

$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$ অর্থাৎ CaO এর অম্লতা হলো ২।

২.৪ নরমালিটি, মোলারিটি, মোলালিটি এবং আয়তনিক বিশ্লেষণ।

নরমালিটি: কোন দ্রবণের প্রতি লিটারে দ্রবিভুত দ্রবের গ্রাম তুল্যভরের সংখ্যাকে ঐ দ্রবণের নরমালিটি বলে। নরমাল দ্রবণকে N দ্বারা প্রকাশ করা হয়।

নরমালিটির সমীকরণ: যদি v লিটার দ্রবণে m গ্রাম দ্রব দ্রবিভুত থাকে এবং দ্রবটির তুল্যভর E হয়, তবে v লিটার দ্রবণে দ্রবটির গ্রাম তুল্যভরের সংখ্যা হবে $= \frac{m}{E}$ । সুতরাং 1লিটার দ্রবণে দ্রবিভুত দ্রবের গ্রাম তুল্যভরের সংখ্যা হবে $= \frac{m}{vE}$

$$\therefore N = \frac{m}{vE} = \frac{solute\ in\ gram}{volume\ of\ solution\ in\ litre \times Equivalent\ weight\ of\ solute}$$

0.1 N Na_2CO_3 দ্রবণ প্রস্তুতকরণ:

Na_2CO_3 তুল্যভর 53 কাজেই 250 মিলি 0.1N Na_2CO_3 দ্রবণ তৈরির জন্য প্রয়োজনীয় Na_2CO_3 এর পরিমান হলো $= \frac{53\times250\times0.1}{1000}$ গ্রাম $= 1.325$ গ্রাম

প্রস্তুত প্রনালী:

- একটি ফানেল ও ১টি ২৫০ মিলি আয়তন মাপন ফ্লাক্স যথাযথ ভাবে পরিস্কার করে ফ্লাস্কের মুখে ফানেলটি স্থাপন করতে হবে।
- নিক্তির সাহায্যে 1.325 গ্রাম বা এর খুব কাছাকাছি পরিমান Na_2CO_3 পরিমাপ করে ফ্লাস্কের মুখে স্থাপিত ফানেলে ঢেলে পাতিত পানি দ্বারা খুব সাবধানে ধুয়ে ফ্লাস্কে নিয়ে নিতে হবে যাতে বাইরে পরে না যায় বা ফানেলে লেগে না থাকে।
- এবার খুব সাবধানে পাতিত পানি ফ্লাস্কে ঢেলে এর নির্দেশিত দাগে উন্নিত করতে হবে যাতে পানির U আকৃতির নিম্নতল ফ্লাস্কের নির্দেশিত দাগ স্পর্শ করে।
- এখন ভালভাবে ঝাঁকিয়ে Na_2CO_3 মিশ্রিত করলেই দ্রবণ প্রস্তুত হয়ে যাবে।

প্রস্তুত দ্রবণের প্রকৃত ঘনমাত্রা $= \frac{Taken\ weight\ of Na_2CO_3 \times Expected\ Concentration}{Weight\ of Na_2CO_3\ should\ be\ taken}$

$= \frac{1.32\times0.1}{1.325} = 0.099$ N

মোলারিটি: স্থির উষ্ণতায় প্রতি লিটার দ্রবণে দ্রবিভুত দ্রবের মোল সংখ্যাকে ঐ দ্রবণের মোলারিটি বলে। মোলার দ্রবণের ঘনমাত্র কে M দ্বারা প্রকাশ করা হয়।

$$\text{মোলারিটি} = \frac{W}{M_1 V} \text{ মোলার (M)}$$

$$= \frac{n}{V}$$

এখানে, n= দ্রবের মোল সংখ্যা ।

V= দ্রবণের আয়তন লিটার এককে।

W= দ্রবের ভর গ্রাম এককে। M_1= দ্রবের আণবিক ভর।

মোলালিটি: ১০০০ গ্রাম দ্রাবকে দ্রবিভুত দ্রবের মোল সংখ্যাকে সংশ্লিষ্ট দ্রবণের মোলালিটি বলে। মোলাল দ্রবণের ঘনমাত্রাকে m দ্বারা প্রকাশ করা হয়।

$$\text{মোলালিটি (m)} = \frac{n}{W_1}$$

$$= \frac{W_2}{W_1 M_2}$$

এখানে, n= দ্রবের মোল সংখ্যা , W_1= দ্রাবকের ভর কিলোগ্রাম এককে

W_2= দ্রবের ভর গ্রাম এককে, M_2= দ্রবের আণবিক ভর।

টাইট্রেশন ও নির্দেশক:

নির্দেশক: যে সব পদার্থ নিজেদের বর্ন পরিবর্তনের মাধ্যমে দ্রবণের প্রকৃতি বা টাইট্রেশনের সমাপ্তি বিন্দু নির্দেশ করে তাদেরকে নির্দেশক বলে।

নির্দেশকের নাম	অম্লীয় দ্রবণে বর্ণ	ক্ষারকীয় দ্রবণে বর্ণ	নিরপেক্ষ দ্রবণে বর্ণ
১. লিটমাস	লাল	নীল	বেগুনি
২. মিথাইল অরেঞ্জ	গোলাপি লাল	হলুদ	কমলা
৩. মিথাইল রেড	লাল	হলুদ	কমলা
৪. ফেনফ্থ্যালিন	বর্ণহীন	বেগুনি	বর্ণহীন

টাইট্রেশন: উপযুক্ত নির্দেশকের উপস্থিতিতে আয়তনিক বিশ্লেষণে জানা ঘনমাত্রার একটি নির্দিষ্ট পরিমান দ্রবণের সাথে অজানা ঘনমাত্রার দ্রবণের বিক্রিয়া ঘটিয়ে অজানা ঘনমাত্রার দ্রবণের পরিমান নির্নয়ের মাধ্যমে উক্ত দ্রবণের ঘনমাত্রা নির্নয়ের পদ্ধতিকে টাইট্রেশন বলে।

২.৬ বফার দ্রবণ ও এর ক্রিয়াকৌশল:

যে দ্রবণে সামান্য পরিমান এসিড বা ক্ষারক যোগ করলে দ্রবণের pH মানের কোন পরিবর্তন হয় না তাকে বাফার দ্রবণ বলে।

বাফার দ্রবণ দুই প্রকার , যথা-

(ক) অম্লীয় বাফার: মৃদু এসিড ও সবল ক্ষারের সহিত বিক্রিয়ায় সৃষ্ট উহার লবণ; ($CH_3COOH + CH_3COONa$)

(খ) ক্ষারীয় বাফার: মৃদু ক্ষারক ও সবল এসিডের সহিত বিক্রিয়ায় সৃষ্ট উহার লবণ; ($NH_4OH + NH_4Cl$)

বাফার দ্রবণের ক্রিয়াকৌশল:

$CH_3COOH \leftrightharpoons CH_3COO^- + H^+$ (সামান্য বিয়োজিত)

$CH_3COONa \longrightarrow CH_3COO^- + Na^+$ (সম্পুর্ন বিয়োজিত)

বহিরাগত H^+অপসারণ: $H^+ + CH_3COO^- \longrightarrow CH_3COOH$

বিক্রিয়ায় মৃদু তড়িৎ বিশ্লেষ্য CH_3COOH তৈরি হওয়ায় দ্রবণের **pH**অপরিবর্তিত থাকে।

বহিরাগত OH^-অপসারণ: $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$

বিক্রিয়ায় মৃদু তড়িৎ বিশ্লেষ্য H_2O তৈরি হওয়ায় দ্রবণের **pH**অপরিবর্তিত থাকে।