MCQ

৫০ নম্বর

১. ক. গ্রুপ ১৭, পর্যায় ৩

ব্যাখ্যা: $l = 1 \Rightarrow$ p-উপস্তর, $n = 3 \Rightarrow 3p$। হুন্ডের নিয়মে 3p-এর পূরণ ক্রম: প্রথমে $m = -1, 0, +1$ এ সমমুখী স্পিন $(+\frac{1}{2})$, এরপর পুনরায় $m = -1, 0, +1$ এ জোড়বদ্ধ স্পিন $(-\frac{1}{2})$। $m = 0, s = -\frac{1}{2}$ পাওয়া মানে এটি পঞ্চম ইলেকট্রন, অর্থাৎ $3p^5$। তাহলে $X = [Ne]3s^2 3p^5 = Cl\,(Z = 17)$ — গ্রুপ ১৭, পর্যায় ৩।

২. ঘ. Cr (Z = 24)

ব্যাখ্যা: স্বাভাবিক আউফবাউ অনুসারে যোজনী ইলেকট্রন ৬টি হলে $3d^4 4s^2$ হওয়ার কথা, কিন্তু এতে 4s পূর্ণ থাকে যা শর্তে নিষেধ। অর্ধপূর্ণ 3d-এর অতিরিক্ত স্থিতিশীলতার জন্য ব্যতিক্রমীভাবে $Cr = [Ar]3d^5 4s^1$ গঠিত হয় — এখানে 4s অপূর্ণ $(4s^1)$ অথচ মোট যোজনী ইলেকট্রন $5 + 1 = 6$টি।

৩. ক. $n = 2, l = 2, m = 0, s = -\frac{1}{2}$

ব্যাখ্যা: l-এর মান 0 থেকে $(n - 1)$ পর্যন্ত হতে পারে। $n = 2$-এর জন্য সর্বোচ্চ $l = 1$; তাই $l = 2$ ($n = 2$-এর সাপেক্ষে) অসম্ভব।

৪. ক. Co, ৯টি

ব্যাখ্যা: M^{2+} গঠনে সাধারণত প্রথমে 4s-এর ইলেকট্রন অপসারিত হয়। তাই মূল ধাতুর বিন্যাস $[Ar]3d^7 4s^2$, যা $Co\,(Z = 27)$। যোজনী স্তরে ইলেকট্রন $= 7 + 2 = 9$টি।

৫. খ. অনেক বেশি

ব্যাখ্যা: 3d ইলেকট্রনসমূহ 4s ইলেকট্রনের ওপর দুর্বল স্ক্রিনিং প্রদান করে। ফলে Zn-এ ১০টি অতিরিক্ত প্রোটন থাকা সত্ত্বেও তাদের স্ক্রিনিং কম হওয়ায় 4s ইলেকট্রনের ওপর Z_{eff} Ca অপেক্ষা উল্লেখযোগ্যভাবে বেশি হয় — এ কারণেই Zn-এর ব্যাসার্ধ Ca অপেক্ষা অনেক ছোট।

৬. ক. $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$

ব্যাখ্যা: আউফবাউ নীতি অনুসারে 2p সম্পূর্ণ পূর্ণ $(2p^6)$ না হয়ে 3s-এ ইলেকট্রন যাওয়া সম্ভব নয়, তাই $2p^4 3s^1$ একটি উত্তেজিত অবস্থার বিন্যাস (মূল অবস্থা হবে $2p^5$)।

৭. গ. একটিমাত্র অযুগ্ম $4s^1$ ইলেকট্রন

ব্যাখ্যা: $3d^{10}$ পূর্ণ উপস্তরটি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ থেকে $4s^1$ ইলেকট্রনকে কার্যকরভাবে আড়াল করে, ফলে একক 4s ইলেকট্রন তুলনামূলক সহজে অপসারিত হয়।

৮. ক. O ও S

ব্যাখ্যা: এই দুই জোড়াতেই ২য় পর্যায়ের ছোট মৌলটি (যথাক্রমে O ও F) প্রত্যাশার বিপরীতে ৩য় পর্যায়ের মৌল (S/Cl) অপেক্ষা কম ইলেকট্রন আসক্তি দেখায়।

৯. ক. Z = 26

ব্যাখ্যা: $3d^5$ (সর্বোচ্চ অযুগ্ম, ৫টি) পেতে হলে $M^{3+} = [Ar]3d^5$। যেহেতু M^{3+} গঠনে সাধারণত $4s^2$ ও একটি 3d ইলেকট্রন অপসারিত হয়, মূল $M = [Ar]3d^6 4s^2 = Fe\,(Z = 26)$।

১০. গ. Al (Z = 13)

ব্যাখ্যা: $Al = [Ne]3s^2 3p^1$, যোজনী ইলেকট্রন ৩টি। প্রথম ৩টি অপসারণের পর $Al^{3+} = [Ne]$ (নিষ্ক্রিয় গ্যাস কাঠামো) গঠিত হয়। চতুর্থ ইলেকট্রন অভ্যন্তরীণ স্থিতিশীল $n = 2$ স্তর থেকে অপসারণ করতে হয় বলে E_4 তে বিশাল লাফ ঘটে।

১১. খ. 5s < 4d < 6s < 4f

ব্যাখ্যা: $(n + l)$ মান — $5s = (5 + 0) = 5$; $4d = (4 + 2) = 6$; $6s = (6 + 0) = 6$; $4f = (4 + 3) = 7$। 4d ও 6s-এর $(n + l)$ সমান (৬), তাই ছোট n (অর্থাৎ 4d, $n = 4$) আগে ভরবে। ক্রম: $5s < 4d < 6s < 4f$।

১২. ঘ. গ্রুপ ২, জারণ সংখ্যা +2

ব্যাখ্যা: E_2 থেকে E_3-এ বিশাল লাফ ($1145 \rightarrow 4912$, প্রায় ৪.৩ গুণ) দেখা যাচ্ছে, অর্থাৎ ২টি ইলেকট্রন ত্যাগের পর নিষ্ক্রিয় গ্যাসের কাঠামো পেয়েছে। তাই মৌলটি গ্রুপ ২-এর এবং +2 জারণ সংখ্যা প্রদর্শন করবে (যেমন Ca)।

১৩. গ. P = O, Q = N, R = C, S = F

ব্যাখ্যা: গ্রুপ ১৪-১৭ ক্রমে C, N, O, F। স্বাভাবিক ট্রেন্ডে E_1 বাড়ার কথা, কিন্তু N-এর অর্ধপূর্ণ $2p^3$ স্থিতিশীলতার কারণে $E_1(N) > E_1(O)$ ব্যতিক্রম ঘটে। মান অনুযায়ী: $C = 1086, N = 1402, O = 1314, F = 1681$। তাই $P = O, Q = N, R = C, S = F$।

১৪. ঘ. প্রথমটি গ্রুপ ২, দ্বিতীয়টি গ্রুপ ১

ব্যাখ্যা: প্রথম মৌলে $E_2 \rightarrow E_3$ লাফ (গ্রুপ ২, যেমন Mg)। দ্বিতীয় মৌলে $E_1 \rightarrow E_2$ তেই বিশাল লাফ ($496 \rightarrow 4562$, প্রায় ৯ গুণ), অর্থাৎ ১টি ইলেকট্রন ত্যাগের পরই নিষ্ক্রিয় গ্যাস কাঠামো — গ্রুপ ১ (যেমন Na)।

১৫. ঘ. গ্রুপ ১৫, পর্যায় ৩ (P)

ব্যাখ্যা: $E_5 \rightarrow E_6$-এ বিশাল লাফ (প্রায় ৩.৪ গুণ) — ৫টি ইলেকট্রন অপসারণের পর নিষ্ক্রিয় কাঠামো, অর্থাৎ যোজনী ইলেকট্রন ৫টি। পর্যায়-৩, গ্রুপ ১৫ মৌল P-এর প্রকৃত ধারাবাহিক আয়নীকরণ শক্তির মান এটি।

১৬. ঘ. $E_1 \rightarrow E_2$ লাফ নেই

ব্যাখ্যা: গ্রুপ ১ মৌলে (১টি যোজনী ইলেকট্রন) $E_1 \rightarrow E_2$ -এ বিশাল লাফ ঘটে। কিন্তু এখানে E_1, E_2, E_3 ক্রমান্বয়ে মসৃণভাবে বাড়ছে — বিশাল লাফ নেই, যা বরং B ($Z = 5$)-এর মতো গ্রুপ ১৩ মৌলের বৈশিষ্ট্য।

১৭. ক. P -এর স্থিতিশীলতা S-এর তুলনায় বেশি

ব্যাখ্যা: N ও O-এর মতোই ৩য় পর্যায়ে $P(3p^3$, অর্ধপূর্ণ, সুস্থিত) থেকে $S(3p^4)$-এ যাওয়ার সময় আন্তঃইলেকট্রনিক বিকর্ষণে E_1 সামান্য কমে যায়, যদিও Z_{eff} পরমাণু সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে বাড়ে।

১৮. ঘ. $Be \rightarrow B$ এবং $N \rightarrow O$

ব্যাখ্যা: $Be(2s^2) \rightarrow B(2s^2 2p^1)$: পূর্ণ $2s^2$ থেকে নতুন $2p^1$ শুরু হওয়ায় B-তে ডিপ। $N(2p^3) \rightarrow O(2p^4)$: অর্ধপূর্ণ $2p^3$ থেকে জোড়বদ্ধ $2p^4$-এ যাওয়ায় আন্তঃইলেকট্রনিক বিকর্ষণে O-তে ডিপ।

১৯. গ. $Na \gg Mg > Al$

ব্যাখ্যা: $Na^+ = [Ne]$ (সম্পূর্ণ নিষ্ক্রিয় কাঠামো); এখান থেকে ইলেকট্রন সরানো অত্যন্ত কঠিন, তাই $E_2(Na)$ সবচেয়ে বেশি। $Mg^+ = [Ne]3s^1$ এবং $Al^+ = [Ne]3s^2$ (পূর্ণ 3s, তুলনামূলক স্থিতিশীল) — তাই $E_2(Al) > E_2(Mg)$, কিন্তু উভয়ই $E_2(Na)$-এর চেয়ে অনেক কম।

২০. খ. ৪টি

ব্যাখ্যা: $E_4 \rightarrow E_5$-এ বিশাল লাফ মানে ৪টি ইলেকট্রন অপসারণের পর নিষ্ক্রিয় কাঠামো লাভ হয়েছে, অর্থাৎ যোজনী ইলেকট্রন ৪টি (যেমন C বা Si)।

২১. ক. পূর্ণ $3s^2$ উপস্তরের অতিরিক্ত স্থিতিশীলতা

ব্যাখ্যা: সাধারণ Z_{eff} বৃদ্ধির কারণে E_1 বাড়ার পাশাপাশি, Mg-এর ক্ষেত্রে পূর্ণ $3s^2$ উপস্তরের বাড়তি স্থিতিশীলতা যুক্ত হওয়ায় $E_1(Mg)$ প্রত্যাশার চেয়েও বেশি বৃদ্ধি পায়।

২২. গ. Ne

ব্যাখ্যা: $E_3 \rightarrow E_4$-এ বিশাল লাফ (৪.২ গুণ) — যোজনী ইলেকট্রন ৩টি, মৌলটি Al। $Al^{3+} = [Ne]$।

২৩. ক. সম্পূর্ণ পূর্ণ ইলেকট্রন বিন্যাস অত্যন্ত স্থিতিশীল

ব্যাখ্যা: নিষ্ক্রিয় গ্যাসের পরিমাপকৃত ভ্যান্ডার ওয়ালস ব্যাসার্ধ তুলনামূলক বড় দেখানো সত্ত্বেও, এর সম্পূর্ণ পূর্ণ ইলেকট্রনীয় কাঠামো এবং উচ্চ Z_{eff}-এর কারণে আয়নীকরণ শক্তি পর্যায়ের সর্বোচ্চ হয়।

২৪. খ. Mg ($Z = 12$)

ব্যাখ্যা: $l = 0 \Rightarrow$ s-উপস্তর, $n = 3 \Rightarrow 3s$। $E_2 \rightarrow E_3$ -তে লাফ মানে যোজনী ইলেকট্রন ২টি — $3s^2$, অর্থাৎ Mg।

২৫. গ. গ্রুপ ১

ব্যাখ্যা: গ্রুপ ১-এ মাত্র ১টি যোজনী ইলেকট্রন থাকায় $E_1 \rightarrow E_2$-এ তাৎক্ষণিক বিশাল লাফ ঘটে; তাই কোনো লাফ ছাড়া প্রথম ৭টি মান এই বর্ণনার সাথে সবচেয়ে অসামঞ্জস্যপূর্ণ।

২৬. গ. অক্সিজেনের ক্ষুদ্র আকারে অধিক ইলেকট্রন বিকর্ষণ

ব্যাখ্যা: এটি F /Cl জোড়ার অনুরূপ ব্যতিক্রম — ছোট আকারের কারণে অক্সিজেনে ইলেকট্রন ঘনত্ব বেশি থাকায় নতুন ইলেকট্রনের প্রতি বিকর্ষণ বেশি হয়, ফলে S -এর ইলেকট্রন আসক্তি O অপেক্ষা বেশি।

২৭. ঘ. 4s; ক্যাটায়নে 3d কম শক্তির হয়ে যায়

ব্যাখ্যা: নিরপেক্ষ পরমাণুতে 4s-এর শক্তি 3d অপেক্ষা সামান্য কম হলেও, একবার 3d ইলেকট্রন যোগ হলে তারা 4s-কে দুর্বলভাবে স্ক্রিন করে, ফলে ক্যাটায়নে 4s -এর কার্যকর শক্তি 3d অপেক্ষা বেশি হয়ে যায় — তাই ক্যাটায়ন গঠনে সর্বদা 4s ইলেকট্রন আগে অপসারিত হয়।

২৮. ঘ. ঋণাত্মক আয়নে ইলেকট্রন প্রবেশে কুলম্বীয় বিকর্ষণ ঘটে

ব্যাখ্যা: প্রথম ইলেকট্রন সংযুক্তির পরেই আয়নটি ঋণাত্মক চার্জযুক্ত হয়ে যায়; দ্বিতীয় ইলেকট্রনকে এই ঋণাত্মক আয়নে ঢোকাতে সমধর্মী চার্জের মধ্যে বিকর্ষণ কাটিয়ে ওঠার জন্য শক্তি সরবরাহ করতে হয়।

২৯. গ. N এবং নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহ

ব্যাখ্যা: N -এর অর্ধপূর্ণ $2p^3$ এবং নিষ্ক্রিয় গ্যাসের সম্পূর্ণ পূর্ণ কাঠামো উভয়ই অতিরিক্ত ইলেকট্রন গ্রহণে অনিচ্ছুক, ফলে উভয়েরই ইলেকট্রন আসক্তি শূন্য বা ধনাত্মক হয়।

৩০. গ. তড়িৎ ঋণাত্মকতা গড় ধর্ম, আসক্তি এককভাবে পরিমাপিত শক্তি

ব্যাখ্যা: পলিং স্কেলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা বন্ধন শক্তির উপাত্ত থেকে পাওয়া একটি পরিসংখ্যানগত/গড় ধর্ম, যেখানে বিচ্ছিন্ন পরমাণুর ক্ষুদ্র আকারজনিত আন্তঃইলেকট্রনিক বিকর্ষণ প্রত্যক্ষভাবে প্রতিফলিত হয় না, কিন্তু গ্যাসীয় অবস্থায় পরিমাপকৃত ইলেকট্রন আসক্তিতে তা সরাসরি প্রভাব ফেলে।

৩১. গ. নতুন ইলেকট্রন গ্রহণে অনীহা

ব্যাখ্যা: ns^2np^3 (গ্রুপ ১৫) সব সময় অর্ধপূর্ণ p-উপস্তরের কারণে গ্রুপের অন্য সদস্যদের চেয়ে অস্বাভাবিক কম ইলেকট্রন আসক্তি দেখায় — এটি N বা P উভয়ের জন্যই সত্য।

৩২. খ. উভয়ের চেয়ে কম

ব্যাখ্যা: X = P ($3p^3$), নাইট্রোজেনের মতোই অর্ধপূর্ণ p^3 বিন্যাসের কারণে P -এর ইলেকট্রন আসক্তি প্রতিবেশী Si ($3p^2$) ও S ($3p^4$) অপেক্ষা কম।

৩৩. ক. দ্বিতীয় ধাপ তীব্র ধনাত্মক (এন্ডোথার্মিক) হবে
ব্যাখ্যা: এই নীতিটি $O^- \rightarrow O^{2-}$-এর মতোই সর্বজনীন — যেকোনো ঋণাত্মক আয়নে দ্বিতীয় ইলেকট্রন যোগ করা সবসময় শক্তি-শোষী প্রক্রিয়া।

৩৪. ক. N, O, F
ব্যাখ্যা: ২য় পর্যায়ের ছোট আকারের কারণে N, O, F — তিনটিরই ইলেকট্রন আসক্তি প্রত্যাশার চেয়ে (নিজ নিজ গ্রুপের পরবর্তী সদস্যের চেয়ে) কম, যা ছোট ব্যাসার্ধ = বেশি আসক্তি এই সরলীকৃত নিয়মকে লঙ্ঘন করে।

৩৫. গ. গ্রুপে নিচে নামলে স্ক্রিনিং বেড়ে ইলেকট্রন আসক্তি সাধারণত হ্রাস পায়
ব্যাখ্যা: গ্রুপে নিচে নামলে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বাড়ে ও কার্যকর নিউক্লিয়ার আকর্ষণ কমে (স্ক্রিনিং বৃদ্ধির কারণে), ফলে সাধারণত ইলেকট্রন আসক্তি হ্রাস পায় ($Cl > Br > I$; ব্যতিক্রম শুধু 2য় পর্যায়ের ছোট মৌলগুলোতে)।

৩৬. ঘ. $Mg^{2+} < Na^+ < F^- < O^{2-} < N^{3-}$
ব্যাখ্যা: সমান ইলেকট্রন সংখ্যায় (১০টি) প্রোটন সংখ্যা যত কম ($N = 7$ থেকে $Mg = 12$), কার্যকর নিউক্লিয়ার আকর্ষণ তত কম, ব্যাসার্ধ তত বেশি। তাই সবচেয়ে কম প্রোটনযুক্ত N^{3-} সবচেয়ে বড়। এই ব্যাখ্যার গাণিতিক ভিত্তি হলো Z/e অনুপাত — এটি N^{3-}-তে সর্বনিম্ন ও Mg^{2+}-তে সর্বোচ্চ।

৩৭. খ. 4f ইলেকট্রনের দুর্বল স্ক্রিনিং-জনিত সংকোচন
ব্যাখ্যা: 4f অরবিটাল বিস্তৃত (diffuse) কিন্তু অনুপ্রবেশ-অক্ষম (poorly penetrating) আকৃতির হওয়ায় নিজেদের মধ্যে ও বাইরের ইলেকট্রনের ওপর দুর্বল স্ক্রিনিং দেয়। ফলে Hf-এর যোজনী ইলেকট্রনের ওপর Z_{eff} প্রত্যাশার চেয়ে অনেক বেশি বেড়ে যায়, যা নতুন শক্তিস্তর যোগ হওয়ার কারণে সৃষ্ট প্রসারণকে সংকুচিত করে সমান করে দেয়।

৩৮. খ. $HClO_4 > HClO_3 > HClO_2 > HClO$
ব্যাখ্যা: কেন্দ্রীয় Cl-এর জারণ সংখ্যা বাড়ার সাথে আরও বেশি সংখ্যক ইলেকট্রনগ্রাহী অক্সিজেন পরমাণু $O-H$ বন্ধনের ইলেকট্রন ঘনত্ব টেনে নেয়, ফলে H^+ সহজে বিচ্ছিন্ন হয় এবং অম্লত্ব বাড়ে — তাই $HClO_4$ সবচেয়ে তীব্র।

৩৯. ক. Li^+-এ সবচেয়ে বেশি
ব্যাখ্যা: ছোট আয়নে চার্জ ঘনত্ব (z/r) বেশি থাকায় এটি অধিক জলের অণুকে শক্তভাবে ধরে রাখে, ফলে $Li^+_{(aq)}$-এর কার্যকর (হাইড্রেটেড) ব্যাসার্ধ গ্যাসীয় ব্যাসার্ধের তুলনায় সবচেয়ে বেশি বৃদ্ধি পায়।

৪০. খ. কর্ণ সম্পর্ক
ব্যাখ্যা: পর্যায় সারণির কোণাকুণি অবস্থিত (২য় ও ৩য় পর্যায়ের) মৌলজোড়ার মধ্যে চার্জ ঘনত্ব ($\phi = z/r$) কাছাকাছি হলে তাদের রাসায়নিক আচরণে (কর্ণ সম্পর্ক) গভীর মিল দেখা যায় — Li/Mg এর ধ্রুপদী উদাহরণ।

৪১. খ. Fe^{2+} বড়
ব্যাখ্যা: $Fe^{2+} = 3d^6$ ও $Fe^{3+} = 3d^5$ — একই প্রোটন সংখ্যায় কম ইলেকট্রনযুক্ত Fe^{3+}-এর Z/e অনুপাত বেশি, তাই এটি ছোট।

৪২. ঘ. Ne-এর ভ্যান্ডার ওয়ালস ব্যাসার্ধ সমযোজীর চেয়ে বড়
ব্যাখ্যা: Ne-এর জন্য ভ্যান্ডার ওয়ালস ব্যাসার্ধ ব্যবহার করতে হয় (রাসায়নিক বন্ধন না থাকায়), যা দুর্বল আন্তঃআণবিক বলের কারণে সমযোজী ব্যাসার্ধের চেয়ে সহজাতভাবে বড় — ফলে গ্রাফে হঠাৎ লাফ দেখা যায় যা প্রকৃত পরমাণুর আকার বৃদ্ধি নির্দেশ করে না। ভ্যান্ডার ওয়ালস ও সমযোজী ব্যাসার্ধ ভিন্ন সংজ্ঞা ও ভিন্ন (দুর্বল/শক্তিশালী) আন্তঃক্রিয়া থেকে পরিমাপ করা হয় বলে সরাসরি তুলনা বিভ্রান্তিকর।

৪৩. ক. d^0, d^{10}-এ ব্যাসার্ধ মসৃণভাবে ট্রেন্ড মানে
ব্যাখ্যা: $Ca^{2+}(d^0), Zn^{2+}(d^{10})$-এর মতো প্রতিসম বিন্যাসে কোনো দিকীয় বিকর্ষণ-জনিত জটিলতা না থাকায় ব্যাসার্ধ প্রত্যাশিত মসৃণ প্রবণতা মেনে চলে; মাঝের d-বিন্যাসে সামান্য বিচ্যুতি দেখা যায়।

৪৪. গ. $Ca^{2+} < K^+ < Cl^- < S^{2-}$
ব্যাখ্যা: প্রোটন সংখ্যা: $S(16) < Cl(17) < K(19) < Ca(20)$। আইসোইলেকট্রনিক সিরিজে প্রোটন যত কম, ব্যাসার্ধ তত বড়। তাই Ca^{2+} (সর্বোচ্চ প্রোটন) সবচেয়ে ছোট।

৪৫. ঘ. 4f বিন্যাসের পরিবর্তনশীলতা ও স্ক্রিনিং-এর অসামঞ্জস্য
ব্যাখ্যা: যদিও সামগ্রিক প্রবণতা সংকোচনমুখী, কিছু ল্যান্থানাইডে ব্যতিক্রমী ইলেকট্রন বিন্যাস (4f ও 5d-এর মধ্যে ভাগাভাগি) থাকায় সংকোচনের হার সম্পূর্ণ রৈখিক হয় না।

৪৬. খ. ধাতব ব্যাসার্ধ
ব্যাখ্যা: ধাতব বন্ধনে ইলেকট্রন মেঘ অধিক ব্যাপ্ত ও বন্ধন দুর্বল হওয়ায় পরমাণুকেন্দ্রের মধ্যবর্তী দূরত্ব সমযোজী বন্ধনের চেয়ে বেশি হয়, ফলে ধাতব ব্যাসার্ধের মান তুলনামূলক বড় হয়।

৪৭. খ. গ্রুপ ১৩
ব্যাখ্যা: উভধর্মী (Amphoteric) অক্সাইডসমূহ (Al_2O_3, ZnO, BeO, PbO) সাধারণত পর্যায় সারণির ধাতু-অধাতু সীমান্তবর্তী গ্রুপগুলোতে (যেমন ১৩) এবং কিছু নির্দিষ্ট d-ব্লক মৌলে পাওয়া যায়।

৪৮. ঘ. Z_{eff} বাড়ায় $M - O$ বন্ধন সমযোজী হয়ে ওঠে

ব্যাখ্যা: উচ্চ চার্জ ঘনত্বযুক্ত ছোট ক্যাটায়ন অক্সিজেনের ইলেকট্রন মেঘকে তীব্রভাবে বিকৃত করে সমযোজী বন্ধন তৈরি করে, যা পানিতে দ্রবীভূত হয়ে H^+ মুক্ত করে অম্লীয় ধর্ম প্রদর্শন করে; পক্ষান্তরে কম চার্জ ঘনত্বযুক্ত Na^+ সম্পূর্ণ আয়নিক অক্সাইড গঠন করে যা ক্ষারীয়।

৪৯. গ. CO ও N_2O

ব্যাখ্যা: CO ও N_2O (এবং NO, H_2O) নিরপেক্ষ অক্সাইড, যা পানির সাথে বিক্রিয়া করে কোনো অম্ল বা ক্ষার তৈরি করে না।

৫০. ঘ. $HClO_4$ অধিক তীব্র, কারণ তড়িৎ ঋণাত্মকতা বেশি

ব্যাখ্যা: জারণ সংখ্যা সমান হলে কেন্দ্রীয় পরমাণুর আকার নির্ণায়ক হয়ে ওঠে — ছোট, অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক কেন্দ্রীয় পরমাণু (Cl) $O - H$ বন্ধন দুর্বল করে H^+ ত্যাগ সহজ করে, তাই $HClO_4 > HIO_4$। Cl-এর আকার I অপেক্ষা ছোট হওয়ায় এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বেশি এবং $O - H$ বন্ধনের ইলেকট্রন ঘনত্ব অধিক তীব্রভাবে আকর্ষণ করে।