MCQ ৫০ নম্বর

১. ঘ. 9 : 9
ব্যাখ্যা: টেট্রাসায়ানোইথিলিন $(NC)_2C = C(CN)_2$-এ,
σ বন্ধন = 1 (C = C) + 4 (C − C) + 4 (C ≡ N) = 9
π বন্ধন = $1 + 4 \times 2 = 9$
অতএব, $\sigma : \pi = 9 : 9$

২. খ. $sp^3 - sp$
ব্যাখ্যা: CH_3 অংশের কার্বন sp^3 এবং ত্রিবন্ধনে আবদ্ধ কার্বন sp সংকরিত।
অতএব, C − C σ বন্ধনটি $sp^3 - sp$ অরবিটালের মুখোমুখি অধিক্রমণে গঠিত হয়।

৩. গ. 6
ব্যাখ্যা: বোরাজিন $B_3N_3H_6$-এর প্রতিটি N পরমাণু p -অরবিটালের একটি মুক্তজোড় (২টি ইলেকট্রন) বলয়ের π-তন্ত্রে দেয়, আর প্রতিটি B দেয় ০টি।
সুতরাং, মোট π-ইলেকট্রন = $3 \times 2 + 3 \times 0 = 6$

৪. ক. s ও p_y
ব্যাখ্যা: x-অক্ষ আন্তঃনিউক্লীয় অক্ষ হলে p_y অরবিটাল এই অক্ষের সাথে লম্ব, আর s অরবিটাল গোলাকার।
ফলে s ও p_y-এর ধনাত্মক ও ঋণাত্মক অংশের অধিক্রমণ পরস্পরকে বাতিল করে দেয়, তাই নিট অধিক্রমণ শূন্য হয়।

৫. ক. 1 ও 2
ব্যাখ্যা: পাইরোফসফরিক এসিড $H_4P_2O_7$-এ দুটি P পরমাণু একটি O দ্বারা যুক্ত।
সুতরাং, সেতু বন্ধন (P − O − P) = 1
আবার, প্রতিটি P-এ একটি করে P = O থাকে, তাই দ্বিবন্ধন = 2

৬. খ. নিরক্ষীয় অবস্থানে দুটি নিঃসঙ্গ জোড়ের উপস্থিতি
ব্যাখ্যা: ClF_3-এ কেন্দ্রীয় Cl-এর স্টেরিক সংখ্যা = 3 + 2 = 5, তাই বিন্যাস ত্রিকোণীয় দ্বিপিরামিডীয়।
দুটি মুক্তজোড় নিরক্ষীয় অবস্থানে থাকলে বিকর্ষণ সর্বনিম্ন হয়, ফলে ৩টি F T-আকৃতি গঠন করে।

৭. খ. sp^3d^2, বর্গীয় পিরামিডীয়
ব্যাখ্যা: এখানে, Xe-এর যোজ্যতা ইলেকট্রন = 8
৪টি Xe − F ও ১টি Xe = O-এ ব্যয়িত ইলেকট্রন = 4 + 2 = 6
অবশিষ্ট = 8 − 6 = 2 ইলেকট্রন = 1 মুক্তজোড়
স্টেরিক সংখ্যা = 5 + 1 = 6
অতএব, সংকরায়ন sp^3d^2 এবং আকৃতি বর্গীয় পিরামিডীয়

৮. ঘ. নিরক্ষীয় অবস্থানে
ব্যাখ্যা: I_3^--এ কেন্দ্রীয় I-এর স্টেরিক সংখ্যা = 2 + 3 = 5 , তাই বিন্যাস ত্রিকোণীয় দ্বিপিরামিডীয়।
বিকর্ষণ সর্বনিম্ন রাখতে ৩টি মুক্তজোড় নিরক্ষীয় অবস্থানে থাকে, ফলে অণুর আকৃতি রৈখিক হয়।

৯. ক. d_{z^2}
ব্যাখ্যা: PCl_5-এ sp^3d সংকরায়ন ঘটে; ত্রিকোণীয় দ্বিপিরামিডীয় বিন্যাসের অক্ষ বরাবর দিকনির্দিষ্ট d_{z^2} অরবিটালটি অংশগ্রহণ করে।

১০. গ. sp^3 ও sp^3d^2
ব্যাখ্যা: কঠিন PCl_5 আয়নিক $[PCl_4]^+[PCl_6]^-$ রূপে থাকে।
$[PCl_4]^+$: স্টেরিক সংখ্যা = 4, সংকরায়ন sp^3
$[PCl_6]^-$: স্টেরিক সংখ্যা = 6, সংকরায়ন sp^3d^2

১১. খ. OF_2
ব্যাখ্যা: OF_2-এ O-এর স্টেরিক সংখ্যা = 2 + 2 = 4, তাই sp^3 সংকরায়ন।
দুটি মুক্তজোড় থাকায় অণুর কার্যকরী আকৃতি কৌণিক বা 'V'।

১২. খ. বিকৃত অষ্টতলকীয়
ব্যাখ্যা: XeF_6-এ Xe-এর স্টেরিক সংখ্যা = 6 + 1 = 7। একটি মুক্তজোড় থাকায় আকৃতি নিয়মিত অষ্টতলকীয় না হয়ে বিকৃত অষ্টতলকীয় হয়।

১৩. গ. SF_4
ব্যাখ্যা: SF_4-এ S-এর যোজ্যতা ইলেকট্রন = 6
৪টি S − F বন্ধনে ব্যয়িত ইলেকট্রন = 4
অবশিষ্ট = 6 − 4 = 2 ইলেকট্রন = 1 মুক্তজোড়
অতএব, বন্ধনজোড় : মুক্তজোড় = 4 : 1

১৪. গ. সবগুলো sp^3 সংকরিত ও চতুস্তলকীয়
ব্যাখ্যা: তিনটি প্রজাতিতেই কেন্দ্রীয় পরমাণুর স্টেরিক সংখ্যা = 4 এবং কোনো মুক্তজোড় নেই।
অতএব, প্রত্যেকটিতে সংকরায়ন sp^3 এবং কার্যকরী আকৃতি চতুস্তলকীয়।

১৫. খ. PH_3
ব্যাখ্যা: ড্রাগোর নিয়মানুসারে তৃতীয় বা তার পরের পর্যায়ের মৌলের হাইড্রাইডে s ও p অরবিটালের শক্তি পার্থক্য বেশি হওয়ায় সংকরায়ন প্রায় ঘটে না।
সুতরাং, PH_3-এ বন্ধনগুলো প্রায় বিশুদ্ধ p-অরবিটাল দ্বারা গঠিত হয় (বন্ধন কোণ ≈ 93.5°)।

১৬. গ. $H_2O > H_2S > H_2Se > H_2Te$

ব্যাখ্যা: কেন্দ্রীয় পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা কমলে বন্ধনজোড় কেন্দ্র থেকে দূরে সরে যায় এবং বন্ধনজোড়-বন্ধনজোড় বিকর্ষণ কমে।
তাই বন্ধন কোণ H_2O (104.5°) > H_2S (92°) > H_2Se (91°) > H_2Te (90°)

১৭. খ. N_3^-
ব্যাখ্যা: N_3^--এ কেন্দ্রীয় N-এর স্টেরিক সংখ্যা = 2 এবং কোনো মুক্তজোড় নেই।
তাই সংকরায়ন sp এবং আকৃতি রৈখিক (180°)।

১৮. ক. ফ্লোরিনের তড়িৎ ঋণাত্মকতায় বন্ধনজোড় বিকর্ষণ হ্রাস
ব্যাখ্যা: F-এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বেশি, তাই N − F বন্ধনজোড় F-এর দিকে সরে যায়।
ফলে N-এর কাছে বন্ধনজোড়-বন্ধনজোড় বিকর্ষণ কমে এবং মুক্তজোড় বন্ধনজোড়কে বেশি চেপে ধরে।
অতএব, NF_3-এর বন্ধন কোণ (102°) NH_3-এর (107°) চেয়ে কম।

১৯. ঘ. NO_2^+
ব্যাখ্যা: NO_2^+-এ কেন্দ্রীয় N-এর স্টেরিক সংখ্যা = 2 এবং কোনো মুক্তজোড় নেই; তাই সংকরায়ন sp ও আকৃতি রৈখিক।
অতএব, বন্ধন কোণ = 180°, যা সর্বোচ্চ।

২০. গ. BCl_3
ব্যাখ্যা: BCl_3-এ B-এর যোজ্যতা ইলেকট্রন = 3, ৩টি বন্ধনে মোট 6 ইলেকট্রন থাকে।
অতএব, B অষ্টক পূর্ণ করতে পারে না (অষ্টক সংকোচন)।

২১. গ. SF_6
ব্যাখ্যা: SF_6-এ S ৬টি S − F বন্ধন গঠন করে।
অতএব, যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন = 6 × 2 = 12

২২. ঘ. NO_2
ব্যাখ্যা: NO_2-এ মোট যোজ্যতা ইলেকট্রন = 5 + 2 × 6 = 17, যা বিজোড় সংখ্যা।
তাই একটি অযুগ্ম ইলেকট্রন থাকায় অণুটি অনুচৌম্বকীয়।

২৩. ঘ. sp^3
ব্যাখ্যা: Al_2Cl_6-এ প্রতিটি Al চারটি Cl-এর সাথে যুক্ত (২টি প্রান্তীয় ও ২টি সেতু)।
অতএব, স্টেরিক সংখ্যা = 4 এবং সংকরায়ন sp^3

২৪. ঘ. $P - Cl_{axial} > P - Cl_{equatorial}$
ব্যাখ্যা: ত্রিকোণীয় দ্বিপিরামিডীয় PCl_5-এ প্রতিটি অক্ষীয় বন্ধন ৩টি নিরক্ষীয় বন্ধনজোড়ের সাথে 90° কোণে থাকে, ফলে বিকর্ষণ বেশি হয়।
অতএব, $P - Cl_{axial} > P - Cl_{equatorial}$

২৫. খ. ৪ প্রকার
ব্যাখ্যা: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ কেলাসে—
আয়নিক বন্ধন ($[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ ও SO_4^{2-}-এর মধ্যে)
সমযোজী বন্ধন (S − O, O − H)
সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন (Cu ← OH_2)
হাইড্রোজেন বন্ধন (পঞ্চম জলের অণুর সাথে)
অতএব, মোট ৪ প্রকার বন্ধন

২৬. খ. 2 : 1
ব্যাখ্যা: H_3O^+-এ মোট ৩টি O − H বন্ধন আছে।
H_2O-এর ২টি সাধারণ সমযোজী বন্ধন এবং H^+-এর সাথে ১টি সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন
অতএব, সমযোজী : সন্নিবেশ = 2 : 1

২৭. গ. **3-centre 4-electron**
ব্যাখ্যা: Al_2Cl_6-এ সেতুবন্ধনকারী Cl দুটি Al-এর সাথে যুক্ত থাকে, অর্থাৎ বন্ধনে ৩টি কেন্দ্র অংশ নেয়।
এখানে সেতুতে ৪টি ইলেকট্রন অংশ নেয় (Cl-এর মুক্তজোড় থেকে)।
অতএব, বন্ধনটি 3-centre 4-electron প্রকৃতির

২৮. ঘ. আয়নিক, সমযোজী ও সন্নিবেশ সমযোজী
ব্যাখ্যা: NH_4Cl আসলে $[NH_4]^+Cl^-$।
NH_4^+ ও Cl^--এর মধ্যে আয়নিক বন্ধন
NH_4^+-এ ৩টি সমযোজী ও ১টি সন্নিবেশ সমযোজী N − H বন্ধন

২৯. খ. Al^{3+}
ব্যাখ্যা: আয়নিক বিভব $\phi = \frac{z}{r}$ (এখানে z = চার্জ, r = আয়নিক ব্যাসার্ধ)।
Al^{3+}-এর চার্জ সর্বোচ্চ (+3) এবং ব্যাসার্ধ ক্ষুদ্র।
অতএব, Al^{3+}-এর পোলারায়ন ক্ষমতা সর্বোচ্চ।

৩০. ঘ. $SiCl_4$
ব্যাখ্যা: NaCl ও $MgCl_2$ আয়নিক, $AlCl_3$ আংশিক সমযোজী এবং $SiCl_4$ সম্পূর্ণ সমযোজী আণবিক যৌগ।
আণবিক যৌগে আন্তঃআণবিক বল দুর্বল, তাই $SiCl_4$ -এর গলনাঙ্ক ($\approx -70°C$) সর্বনিম্ন।

৩১. ক. $MgSO_4 > CaSO_4 > SrSO_4 > BaSO_4$
ব্যাখ্যা: ক্ষারীয় মৃত্তিকা ধাতুর সালফেটের ক্ষেত্রে উপর থেকে নিচে নামলে ল্যাটিস শক্তি প্রায় অপরিবর্তিত থাকে, কিন্তু জলযোজন শক্তি দ্রুত হ্রাস পায়।
অতএব, দ্রাব্যতার ক্রম $MgSO_4 > CaSO_4 > SrSO_4 > BaSO_4$

৩২. খ. I^-
ব্যাখ্যা: অ্যানায়নের আকার যত বড়, ইলেকট্রন মেঘ তত সহজে বিকৃত হয়।
I^- সবচেয়ে বড় হওয়ায় এর পোলারায়ন প্রবণতা সর্বোচ্চ।

৩৩. ক. BF_3

ব্যাখ্যা: BF_3 সমতলীয় ত্রিকোণাকার; ৩টি $B-F$ বন্ধন মোমেন্ট সমমানের এবং পরস্পর $120°$ কোণে থাকে। তাই তাদের ভেক্টর লব্ধি শূন্য এবং নিট ডাইপোল মোমেন্ট $\mu = 0$

৩৪. গ. $CH_3Cl > CH_2Cl_2 > CHCl_3 > CCl_4$
ব্যাখ্যা: পরীক্ষালব্ধ মান: CH_3Cl (1.87 D), CH_2Cl_2 (1.60 D), $CHCl_3$ (1.04 D), CCl_4 (0)
Cl-এর সংখ্যা বাড়ার সাথে বন্ধন মোমেন্টগুলোর ভেক্টর বিয়োগ বাড়ে।
অতএব, ক্রম $CH_3Cl > CH_2Cl_2 > CHCl_3 > CCl_4$

৩৫. ক. $BeCO_3$
ব্যাখ্যা: Be^{2+}-এর আকার ক্ষুদ্রতম ও পোলারায়ন ক্ষমতা সর্বোচ্চ, তাই এটি CO_3^{2-}-কে সবচেয়ে বেশি বিকৃত করে।
অতএব, $BeCO_3$ সবচেয়ে কম তাপমাত্রায় বিয়োজিত হয়।

৩৬. ঘ. ১,৪-ডাইক্লোরোবেনজিন
ব্যাখ্যা: ১,৪-ডাইক্লোরোবেনজিনে দুটি $C-Cl$ বন্ধন মোমেন্ট পরস্পর বিপরীত দিকে ($180°$) সমান মানে কাজ করে।
তাই লব্ধি শূন্য এবং $\mu = 0$

৩৭. ঘ. $\mu(NH_3) > \mu(NF_3)$
ব্যাখ্যা: NH_3-এ $N-H$ বন্ধন মোমেন্ট ও মুক্তজোড় মোমেন্ট একই দিকে যোগ হয়।
NF_3-এ $N-F$ বন্ধন মোমেন্ট মুক্তজোড় মোমেন্টের বিপরীতে কাজ করে এবং আংশিক বাতিল করে।
অতএব, $\mu(NH_3)$ (1.47 D) > $\mu(NF_3)$ (0.23 D)

৩৮. গ. অর্থো-নাইট্রোফেনল
ব্যাখ্যা: অর্থো-নাইট্রোফেনলে $-OH$ ও $-NO_2$ পাশাপাশি থাকায় অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয়। ফলে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ কমে, স্ফুটনাঙ্ক নিম্ন হয় এবং যৌগটি সহজে বাষ্পীভূত হয়।

৩৯. গ. বরফসদৃশ খাঁচা কাঠামোর ভাঙন
ব্যাখ্যা: $0°C$ থেকে $4°C$ পর্যন্ত উত্তপ্ত করলে অবশিষ্ট ষড়ভুজাকার খাঁচাসদৃশ হাইড্রোজেন-বন্ধিত গুচ্ছ ভাঙে, ফলে অণুগুলো কাছাকাছি আসে এবং ঘনত্ব বাড়ে।
$4°C$-এর পর তাপীয় গতির কারণে আয়তন প্রসারণ প্রাধান্য পায়।
অতএব, $4°C$-এ ঘনত্ব সর্বোচ্চ।

৪০. ঘ. 1.33
ব্যাখ্যা: CO_3^{2-}-এ ১টি $C=O$ ও ২টি $C-O$ বন্ধন; মোট বন্ধন সংখ্যা $= 2+1+1 = 4$, যা ৩টি বন্ধনের মধ্যে সমানভাবে ভাগ হয়।
অতএব, বন্ধন ক্রম $= \frac{4}{3} = 1.33$

৪১. খ. হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে ডাইমার গঠন
ব্যাখ্যা: অপোলার দ্রাবকে দুটি CH_3COOH অণু দুটি আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধনে যুক্ত হয়ে ডাইমার গঠন করে।
তাই আপাত আণবিক ভর স্বাভাবিক মানের দ্বিগুণ হয়।

৪২. ক. $O_2^+ > O_2 > O_2^- > O_2^{2-}$
ব্যাখ্যা: বন্ধন ক্রম $= \frac{N_b - N_a}{2}$
$O_2^+ = \frac{10-5}{2} = 2.5$, $O_2 = \frac{10-6}{2} = 2$
$O_2^- = \frac{10-7}{2} = 1.5$, $O_2^{2-} = \frac{10-8}{2} = 1$
অতএব, $O_2^+ > O_2 > O_2^- > O_2^{2-}$

৪৩. গ. N_2
ব্যাখ্যা: N_2-এর মোট ইলেকট্রন = 14; বন্ধনযুক্ত অরবিটালে $N_b = 10$, বিপরীত-বন্ধনযুক্ত অরবিটালে $N_a = 4$
বন্ধন ক্রম $= \frac{10-4}{2} = 3$
সব ইলেকট্রন যুগ্ম, তাই অণুটি প্রতিচৌম্বকীয়।

৪৪. ঘ. 3.0
ব্যাখ্যা: CO-এ মোট ইলেকট্রন $= 6+8 = 14$ (N_2-এর সমইলেকট্রনীয়)।
$N_b = 10$, $N_a = 4$
বন্ধন ক্রম $= \frac{10-4}{2} = 3.0$

৪৫. ঘ. বৃহত্তর পরমাণুতে দুর্বল ধাতব বন্ধন
ব্যাখ্যা: উপর থেকে নিচে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বাড়ে, কিন্তু যোজ্যতা ইলেকট্রন সংখ্যা একই থাকে (১টি)।
ফলে ধাতব বন্ধন দুর্বল হয় এবং গলনাঙ্ক কমে।

৪৬. খ. মুক্ত ইলেকট্রন সমুদ্র মডেল
ব্যাখ্যা: ধাতব কেলাসে যোজ্যতা ইলেকট্রনগুলো ক্যাটায়নের জালিকার মধ্যে মুক্তভাবে সঞ্চরণশীল থাকে (ইলেকট্রন সমুদ্র)।
এই মুক্ত ইলেকট্রন আলো প্রতিফলন করে উজ্জ্বলতা দেয় এবং তাপ ও বিদ্যুৎ পরিবহন করে।

৪৭. ক. কেবল NH_4Cl
ব্যাখ্যা: NH_4Cl-এ NH_4^+ ও Cl^--এর মধ্যে আয়নিক বন্ধন, $N-H$ সমযোজী বন্ধন এবং $N \rightarrow H^+$ সন্নিবেশ বন্ধন বিদ্যমান।
অতএব, তিনটি বন্ধনের সহাবস্থান কেবল NH_4Cl-এ।

৪৮. গ. Cu^+-এর $18e^-$ বিন্যাস
ব্যাখ্যা: K^+-এর বিন্যাস নিষ্ক্রিয় গ্যাসীয়, কিন্তু Cu^+-এর বিন্যাস d^{10} বা $18e^-$ (ছদ্ম-নিষ্ক্রিয় গ্যাসীয়)।
d-ইলেকট্রন নিউক্লিয়াসের আকর্ষণকে কম আড়াল করে, তাই Cu^+-এর কার্যকর নিউক্লীয় আকর্ষণ ও পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি।
ফলে ফায়ান্সের নিয়ম অনুযায়ী $CuCl$-এ সমযোজী বৈশিষ্ট্য KCl অপেক্ষা বেশি।

৪৯. খ. অ্যানায়নের পোলারায়নযোগ্যতা বৃদ্ধি

ব্যাখ্যা: F^- থেকে I^--এ গেলে অ্যানায়নের আকার বাড়ে এবং ইলেকট্রন মেঘ সহজে বিকৃত হয়।
ফলে অ্যানায়নের পোলারায়নযোগ্যতা বাড়ে।
তাই $Ag - X$ বন্ধনের সমযোজী চরিত্র ও আধান স্থানান্তরের প্রবণতা বাড়ে।
অতএব, বর্ণের তীব্রতা ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি পায়।

৫০. ঘ. HF_2^-

ব্যাখ্যা: F^- আয়ন হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে HF -এর সাথে যুক্ত হয়।
$F^- + HF \rightarrow [F - H - F]^-$
অতএব, অ্যানায়নটি HF_2^- এবং লবণটি KHF_2।