MCQ

৫০ নম্বর

১. খ. 21σ, 5π ও ৮ জোড়া
ব্যাখ্যা: অ্যাসপিরিন $C_9H_8O_4$-এ মোট পরমাণু = 9 + 8 + 4 = 21 এবং বলয় সংখ্যা = 1
σ বন্ধন = 21 − 1 + 1 = 21
π বন্ধন = 3 + 2 = 5 (বেনজিন বলয়ে ৩টি ও C = O -তে ২টি)
মুক্তজোড় = 2 × 2 (C = O) + 2 (−OH) + 2 (−O−) = 8

২. খ. BrF_5 ও XeF_4
ব্যাখ্যা: BrF_5: স্টেরিক সংখ্যা = 5 + 1 = 6, সংকরায়ন sp^3d^2, ১টি মুক্তজোড় থাকায় আকৃতি বর্গীয় পিরামিডীয়
XeF_4: স্টেরিক সংখ্যা = 4 + 2 = 6, সংকরায়ন sp^3d^2, ২টি মুক্তজোড় থাকায় আকৃতি সমতলীয় বর্গাকার

৩. ক. ৩টি সেতু বন্ধন এবং ৬টি দ্বিবন্ধন
ব্যাখ্যা: চক্রীয় $(SO_3)_3$-এ ৩টি S ও ৩টি সেতু O পর্যায়ক্রমে ষড়ভুজাকার বলয় গঠন করে।
সেতু বন্ধন (S − O − S) = 3
প্রতিটি S-এ ২টি প্রান্তীয় S = O থাকায় দ্বিবন্ধন = 3 × 2 = 6

৪. খ. sp^3d^2 (২টি মুক্তজোড়) এবং sp^3d (৩টি মুক্তজোড়)
ব্যাখ্যা: $[ICl_4]^-$: I-এর ইলেকট্রন = 7 + 1 = 8, ৪টি বন্ধনে ব্যয়িত = 4, অবশিষ্ট 4 ইলেকট্রন = 2 মুক্তজোড়; স্টেরিক সংখ্যা = 6, সংকরায়ন sp^3d^2
$[ICl_2]^-$: I-এর ইলেকট্রন = 8, ২টি বন্ধনে ব্যয়িত = 2, অবশিষ্ট 6 ইলেকট্রন = 3 মুক্তজোড়; স্টেরিক সংখ্যা = 5, সংকরায়ন sp^3d

৫. গ. 173°
ব্যাখ্যা: SF_4-এ নিরক্ষীয় মুক্তজোড়টি অক্ষীয় S − F বন্ধনগুলোকে বিকর্ষণ করে নিচের দিকে ঠেলে দেয়। ফলে অক্ষীয় কোণ 180° থেকে কমে প্রায় 173° হয়।

৬. খ. অক্ষীয় ও নিরক্ষীয় লিগ্যান্ডের দ্রুত স্থান বিনিময়
ব্যাখ্যা: বেরি সিউডোরোটেশনে ত্রিকোণীয় দ্বিপিরামিডীয় অণু বর্গীয় পিরামিডীয় অন্তর্বর্তী অবস্থার মধ্য দিয়ে যায়। এতে দুটি অক্ষীয় ও দুটি নিরক্ষীয় লিগ্যান্ড স্থান বিনিময় করে এবং কোনো বন্ধন ভাঙে না।

৭. ঘ. 3c − 4e বন্ধন মডেল
ব্যাখ্যা: F − Xe − F অংশে Xe-এর একটি 5p অরবিটাল ও দুটি F-এর 2p অরবিটাল মিলে ৩টি আণবিক অরবিটাল গঠন করে।
এদের মধ্যে ৪টি ইলেকট্রন (বন্ধনযুক্ত ও অবন্ধনযুক্ত অরবিটালে) থাকে।
অতএব, 3c − 4e মডেলে d-অরবিটালের প্রয়োজন হয় না।

৮. গ. $BF_3 < BCl_3 < BBr_3 < BI_3$
ব্যাখ্যা: B-এর ফাঁকা 2p অরবিটালে হ্যালোজেনের মুক্তজোড় pπ − pπ ব্যাক-বন্ডিংয়ের মাধ্যমে দান হয়। F থেকে I-এর দিকে আকারের অমিল বাড়ায় ব্যাক-বন্ডিং কমে এবং লুইস এসিড ধর্ম বাড়ে।
অতএব, $BF_3 < BCl_3 < BBr_3 < BI_3$

৯. গ. কার্যকর 2pπ − 2pπ ব্যাক-বন্ডিং
ব্যাখ্যা: B ও F উভয়ই দ্বিতীয় পর্যায়ের, তাই তাদের 2p অরবিটালের আকার প্রায় সমান।
ফলে F-এর মুক্তজোড় থেকে B-এর ফাঁকা 2p অরবিটালে 2pπ − 2pπ ব্যাক-বন্ডিং সবচেয়ে কার্যকর হয়।
অতএব, BF_3-এর লুইস অম্লত্ব সর্বনিম্ন।

১০. ঘ. একটি σ ও দুটি π বন্ধন
ব্যাখ্যা: C_2^{2-} ($[C \equiv C]^{2-}$)-এ দুটি কার্বনের মধ্যে ত্রিবন্ধন থাকে।
ত্রিবন্ধনে 1টি σ ও 2টি π বন্ধন

১১. ঘ. MgO
ব্যাখ্যা: MgO-এ আয়নের চার্জ Mg^{2+} ও O^{2-} এবং ব্যাসার্ধ ক্ষুদ্র।
তাই ল্যাটিস শক্তি $\propto \frac{z_+z_-}{r_0}$ অত্যন্ত বেশি।
অতএব, MgO-এর গলনাঙ্ক সর্বোচ্চ (2852°C)।

১২. ঘ. Al_2O_3
ব্যাখ্যা: $|z_+z_-|$-এর মান: MgO = 2 × 2 = 4, LiF = 1 × 1 = 1, Al_2O_3 = 3 × 2 = 6
Al_2O_3-এর চার্জ গুণফল সর্বোচ্চ এবং ব্যাসার্ধ ক্ষুদ্র।
অতএব, Al_2O_3-এর ল্যাটিস এনথালপি সর্বাধিক ঋণাত্মক।

১৩. খ. Ag_2CO_3
ব্যাখ্যা: Ag^+-এর ছদ্ম-নিষ্ক্রিয় গ্যাসীয় ($18e^-$) বিন্যাসের কারণে পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি এবং এটি CO_3^{2-}-কে তীব্রভাবে বিকৃত করে।
অতএব, Ag_2CO_3 সামান্য উত্তপ্ত করলেই Ag_2O ও CO_2-এ বিয়োজিত হয়।

১৪. গ. +1
ব্যাখ্যা: ফরমাল চার্জ = V − N − $\frac{B}{2}$ (এখানে V = যোজ্যতা ইলেকট্রন, N = মুক্ত ইলেকট্রন, B = বন্ধন ইলেকট্রন)

এখানে, N-এ ৪টি বন্ধন (B = 8) এবং কোনো মুক্তজোড় নেই (N = 0)
অতএব, ফরমাল চার্জ = $5 - 0 - \frac{8}{2} = +1$

১৫. ঘ. sp^2 এবং প্রায় 116.8°
ব্যাখ্যা: O_3-এ কেন্দ্রীয় O-এর স্টেরিক সংখ্যা = 2 + 1 = 3, তাই সংকরায়ন sp^2।
একটি মুক্তজোড়ের বিকর্ষণে বন্ধন কোণ 120° থেকে কমে প্রায় 116.8° হয়।

১৬. ক. $[F - H - F]^-$
ব্যাখ্যা: $[F - H - F]^-$-এ F-এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা অত্যন্ত বেশি, তাই হাইড্রোজেন বন্ধন সবচেয়ে শক্তিশালী।
ফলে H^+ দুটি F-এর ঠিক মধ্যস্থলে থাকে এবং বন্ধনটি প্রতিসম হয়।

১৭. ঘ. NO^+
ব্যাখ্যা: বন্ধন ক্রম বেশি হলে বন্ধন দৈর্ঘ্য কম হয়।
NO^+-এর বন্ধন ক্রম = 3, যা সর্বোচ্চ।
অতএব, NO^+-এর বন্ধন দৈর্ঘ্য ক্ষুদ্রতম।

১৮. গ. বন্ধনযুক্ত π_{2p_x} ও π_{2p_y}
ব্যাখ্যা: B_2-এ মোট ১০টি ইলেকট্রন; শেষ ২টি ইলেকট্রন সমশক্তির π_{2p_x} ও π_{2p_y} অরবিটালে হুন্ডের নিয়মে আলাদা আলাদা অরবিটালে একটি করে যায়।
অতএব, ২টি অযুগ্ম ইলেকট্রন বন্ধনযুক্ত π_{2p_x} ও π_{2p_y} অরবিটালে অবস্থান করে।

১৯. ক. C − C > C = C > C ≡ C
ব্যাখ্যা: বন্ধন ক্রম বাড়লে বন্ধন দৈর্ঘ্য কমে।
বন্ধন ক্রম: C − C = 1, C = C = 2, C ≡ C = 3
অতএব, দৈর্ঘ্যের ক্রম C − C > C = C > C ≡ C

২০. খ. বন্ধন ক্রম = ১, প্রতিচৌম্বকীয়
ব্যাখ্যা: O_2^{2-}-এ মোট ইলেকট্রন = 18; বন্ধনযুক্ত অরবিটালে $N_b = 10$, বিপরীত-বন্ধনযুক্ত অরবিটালে $N_a = 8$
বন্ধন ক্রম = $\frac{10-8}{2} = 1$
সব ইলেকট্রন যুগ্ম, তাই অণুটি প্রতিচৌম্বকীয়।

২১. গ. C − F > C − Cl > C − Br > C − I
ব্যাখ্যা: F থেকে I-এর দিকে হ্যালোজেনের আকার বাড়ে এবং C − X বন্ধন দৈর্ঘ্য বাড়ে, ফলে অরবিটাল অধিক্রমণ কমে।
অতএব, বন্ধন বিয়োজন এনথালপি C − F > C − Cl > C − Br > C − I

২২. ঘ. ক্ষুদ্র আকারে ফ্লোরিনের মুক্তজোড় বিকর্ষণ
ব্যাখ্যা: F-এর আকার অত্যন্ত ক্ষুদ্র হওয়ায় F − F বন্ধন দৈর্ঘ্য কম।
ফলে দুই F পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়সমূহের মধ্যে তীব্র বিকর্ষণ ঘটে এবং বন্ধন দুর্বল হয়।
অতএব, F_2-এর বিয়োজন এনথালপি Cl_2 অপেক্ষা কম।

২৩. ঘ. ব্যানানা বন্ড বা বাঁকানো বন্ধন
ব্যাখ্যা: সাইক্লোপ্রোপেনে C − C − C কোণ প্রায় 60°, যা sp^3-এর আদর্শ কোণ (109.5°) থেকে অনেক কম।
তাই অরবিটালগুলো আন্তঃনিউক্লীয় অক্ষ বরাবর পুরোপুরি অধিক্রমণ করতে পারে না এবং বাঁকানো (ব্যানানা) বন্ধন গঠিত হয়।

২৪. ঘ. CO_3^{2-} এবং NO_3^-
ব্যাখ্যা: CO_3^{2-}-এর মোট ইলেকট্রন = 6 + 24 + 2 = 32
NO_3^--এর মোট ইলেকট্রন = 7 + 24 + 1 = 32
উভয়ই ত্রিকোণীয় সমতলীয় (sp^2), তাই আইসো-ইলেকট্রনিক ও আইসো-স্ট্রাকচারাল।

২৫. গ. sp^3, ত্রিকোণীয় পিরামিডীয়
ব্যাখ্যা: $(CH_3)_2SO$-এ S-এর ৩টি বন্ধনজোড় (২টি S − C ও ১টি S − O) এবং ১টি মুক্তজোড় আছে।
স্টেরিক সংখ্যা = 3 + 1 = 4, তাই সংকরায়ন sp^3
একটি মুক্তজোড় থাকায় আকৃতি ত্রিকোণীয় পিরামিডীয়।

২৬. খ. গ্রাফাইটের স্তরের অভ্যন্তরীণ **C–C** বন্ধন হীরকের **C–C** বন্ধনের চেয়ে ছোট ও শক্তিশালী
ব্যাখ্যা: হীরকে প্রতিটি C sp^3 সংকরিত এবং C–C bond length প্রায় 0.154 nm। গ্রাফাইটের স্তরে প্রতিটি C sp^2 সংকরিত এবং π-electron delocalization-এর কারণে bond length প্রায় 0.142 nm; তাই এই বন্ধন ছোট ও শক্তিশালী।

২৭. ক. SiO_2-এর নেটওয়ার্ক কাঠামো
ব্যাখ্যা: C ক্ষুদ্র আকারের হওয়ায় O-এর সাথে কার্যকর $p\pi - p\pi$ দ্বিবন্ধন গঠন করে, তাই CO_2 বিচ্ছিন্ন অণু।
Si বৃহৎ আকারের কারণে কার্যকর $p\pi - p\pi$ দ্বিবন্ধন গঠনে অক্ষম; এটি ৪টি Si − O একক বন্ধনে ত্রিমাত্রিক নেটওয়ার্ক গঠন করে।
তাই SiO_2 উচ্চ গলনাঙ্কবিশিষ্ট কঠিন পদার্থ।

২৮. গ. লিগ্যান্ড থেকে ধাতুতে চার্জ স্থানান্তর
ব্যাখ্যা: $Cr_2O_7^{2-}$-এ Cr-এর জারণ সংখ্যা +6 (d^0), তাই d − d স্থানান্তর সম্ভব নয়।
$O^{2-} \rightarrow Cr^{6+}$ চার্জ স্থানান্তরে (LMCT) দৃশ্যমান আলো শোষিত হয়, ফলে কমলা বর্ণ দেখা যায়।

২৯. গ. হীরক
ব্যাখ্যা: হীরকে প্রতিটি C চারটি C-এর সাথে sp^3 একক বন্ধনে যুক্ত; কোনো π বন্ধন বা রেজোন্যান্স নেই।
তাই C − C বন্ধন দৈর্ঘ্য বিশুদ্ধ একক বন্ধন দৈর্ঘ্য (0.154 nm) থাকে।

৩০. ক. $AlCl_3 > MgCl_2 > NaCl$

ব্যাখ্যা: Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}-এর চার্জ বাড়ে ও আকার কমে, ফলে আয়নিক বিভব ও পোলারায়ন ক্ষমতা বাড়ে। অতএব, সমযোজী চরিত্র $AlCl_3 > MgCl_2 > NaCl$ ক্রমে কমে।

৩১. ক. অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক প্রতিস্থাপকের দিকে অধিক p-**character** নির্দেশিত হয়
ব্যাখ্যা: Bent's Rule অনুযায়ী কেন্দ্রীয় পরমাণু অধিক electronegative substituent-এর দিকে বেশি p-character এবং অধিক electropositive substituent-এর দিকে বেশি s-character সম্পন্ন hybrid orbital ব্যবহার করে।

৩২. ঘ. $[SeCl_6]^{2-}$
ব্যাখ্যা: $[SeCl_6]^{2-}$-এ কেন্দ্রীয় Se-এর একটি lone pair থাকলেও এটি stereochemically inactive হিসেবে আচরণ করে। ফলে ছয়টি Cl পরমাণু প্রায় regular octahedral arrangement বজায় রাখে এবং উল্লেখযোগ্য geometric distortion দেখা যায় না।

৩৩. ক. **N-এর lone pair ও Si-কেন্দ্রের মধ্যে orbital interaction**
ব্যাখ্যা: প্রচলিত bonding model অনুযায়ী N-এর lone pair Si-কেন্দ্রের উপযুক্ত orbital-এর সঙ্গে interaction-এ অংশ নেয়। ফলে lone pair-এর availability কমে, N-এর চারপাশের গঠন প্রায় planar হয় এবং $(SiH_3)_3N$-এর basicity NH_3-এর তুলনায় কম হয়।

৩৪. ঘ. পঞ্চভুজীয় দ্বিপিরামিডীয়
ব্যাখ্যা: IF_7-এ কেন্দ্রীয় I-এর চারপাশে সাতটি bond pair এবং কোনো lone pair নেই। VSEPR theory অনুযায়ী সাতটি electron domain-এর arrangement pentagonal bipyramidal, তাই molecular geometry পঞ্চভুজীয় দ্বিপিরামিডীয়।

৩৫. গ. NF_3
ব্যাখ্যা: প্রচলিত textbook model অনুযায়ী BF_3, H_3BO_3 ও $:CCl_2$-এর কেন্দ্রীয় পরমাণুতে vacant p orbital থাকায় পার্শ্ববর্তী পরমাণুর lone pair থেকে $p\pi - p\pi$ back-bonding সম্ভব। কিন্তু NF_3-এর N-এ lone pair আছে এবং উপযুক্ত vacant orbital নেই, তাই এ ধরনের conventional back-bonding প্রত্যাশিত নয়।

৩৬. খ. XeF_2
ব্যাখ্যা: XeF_2-এ কেন্দ্রীয় Xe-এর চারপাশে ২টি bond pair ও ৩টি lone pair থাকে।
Steric number = 2 + 3 = 5, তাই electron-pair geometry trigonal bipyramidal।
তিনটি lone pair equatorial অবস্থান দখল করায় molecular geometry linear।

৩৭. খ. sp, $\mu \neq 0$
ব্যাখ্যা: OCS-এর গঠন O = C = S এবং কেন্দ্রীয় C-এর চারপাশে দুটি electron domain থাকায় C হলো sp সংকরিত। অণুটি linear হলেও C=O ও C=S bond dipole-এর মান সমান নয়, তাই বিপরীতমুখী bond dipole দুটি সম্পূর্ণ cancel হয় না এবং $\mu \neq 0$।

৩৮. গ. **LiCl**
ব্যাখ্যা: Li^+-এর ionic radius সবচেয়ে ছোট হওয়ায় এর charge density ও hydration enthalpy-এর magnitude বেশি। ফলে LiCl-এর hydrate গঠনের প্রবণতা অন্যান্য alkali-metal chloride-এর তুলনায় বেশি এবং এটি $LiCl \cdot 2H_2O$-এর মতো hydrate গঠন করতে পারে।

৩৯. ক. **Ligand-to-metal charge transfer (LMCT)**
ব্যাখ্যা: MnO_4^--এ Mn-এর oxidation state +7, অর্থাৎ Mn(VII) হলো d^0; তাই d − d transition সম্ভব নয়। Oxygen ligand থেকে Mn-কেন্দ্রিক vacant orbital-এ charge-transfer transition-এর ফলে দৃশ্যমান আলো শোষিত হয় এবং আয়নটি তীব্র বেগুনি বর্ণ প্রদর্শন করে।

৪০. গ. 0.00
ব্যাখ্যা: প্রান্তীয় iodine-এ ১টি বন্ধন (২টি বন্ধনী ইলেকট্রন) ও ৩টি lone pair (৬টি ইলেকট্রন) থাকে
$$FC = 7 - 6 - \frac{2}{2} = 0$$
কেন্দ্রীয় iodine-এ ২টি বন্ধন ও ৩টি lone pair থাকে:
$$FC = 7 - 6 - \frac{4}{2} = -1$$
মোট charge = $0 + (-1) + 0 = -1$
অতএব প্রতিটি প্রান্তীয় iodine-এর formal charge 0

৪১. ক. H_2O অধিক বিস্তৃত ত্রিমাত্রিক **hydrogen-bond network** গঠন করে
ব্যাখ্যা: একটি H_2O অণু দুটি O–H bond ও দুটি lone pair-এর মাধ্যমে সর্বোচ্চ চারটি hydrogen bond-এ অংশ নিতে পারে, ফলে বিস্তৃত three-dimensional intermolecular network সৃষ্টি হয়। HF-এ individual hydrogen bond শক্তিশালী হলেও এর network তুলনামূলক কম বিস্তৃত, তাই পানির boiling point বেশি।

৪২. খ. **Conjugate base-এর intramolecular hydrogen bonding দ্বারা stabilization**
ব্যাখ্যা: Salicylic acid-এ ortho অবস্থানের −OH group conjugate base-এর carboxylate অংশের সঙ্গে intramolecular hydrogen bonding করতে পারে। এতে conjugate base অতিরিক্ত stabilization লাভ করে এবং acidity বৃদ্ধি পায়।

৪৩. ঘ. CCl_3- মূলকের শক্তিশালী $-I$ **effect**
ব্যাখ্যা: তিনটি electronegative Cl পরমাণুর শক্তিশালী $-I$ effect carbonyl carbon-এর electrophilicity বৃদ্ধি করে। ফলে H_2O-এর nucleophilic addition সহজ হয় এবং chloral-এর gem-diol বা hydrate form তুলনামূলকভাবে স্থিতিশীল হয়।

৪৪. গ. দুটি **degenerate π bonding orbital**
ব্যাখ্যা: C_2-এর simplified valence MO configuration: $(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2(\pi 2p_x)^2(\pi 2p_y)^2$
$\sigma 2s$ ও $\sigma^* 2s$-এর bonding effect পরস্পর cancel করে

$$\text{Bond order} = \frac{(2+4)-2}{2} = 2$$

অতএব প্রধান bonding contribution আসে দুটি degenerate $\pi 2p$ bonding orbital থেকে

৪৫. গ. এটি **Lewis acid** হিসেবে জলের OH^- গ্রহণ করে
ব্যাখ্যা: $B(OH)_3$-এর B কেন্দ্র electron-deficient, তাই এটি Lewis acid হিসেবে আচরণ করে:
$B(OH)_3 + 2H_2O \rightleftharpoons [B(OH)_4]^- + H_3O^+$
H_3O^+ উৎপন্ন হওয়ায় দ্রবণ অম্লীয় হয়।

৪৬. ক. টাংস্টেন **(W)**
ব্যাখ্যা: টাংস্টেনের electronic structure ও শক্তিশালী cohesive metallic bonding-এর কারণে এর গলনাঙ্ক অত্যন্ত বেশি, প্রায় 3422°C, যা প্রদত্ত ধাতুগুলোর মধ্যে সর্বোচ্চ।

৪৭. ক. দ্রাবকায়িত **(solvated) electron** সৃষ্টির কারণে
ব্যাখ্যা: ক্ষার ধাতু liquid ammonia-তে electron ত্যাগ করে solvated metal cation ও solvated electron সৃষ্টি করে:
$M + (x+y)NH_3 \rightarrow [M(NH_3)_x]^+ + [e(NH_3)_y]^-$
Solvated electron দৃশ্যমান আলো শোষণ করায় dilute solution নীল বর্ণ ধারণ করে।
এই electron unpaired হওয়ায় দ্রবণটি পরাচৌম্বকীয়।

৪৮. ঘ. sp^3, চতুস্তলকীয়
ব্যাখ্যা: $POCl_3$-এ কেন্দ্রীয় P চারটি পরমাণুর সঙ্গে যুক্ত এবং P-তে কোনো lone pair নেই, তাই steric number 4। প্রচলিত hybridization model অনুযায়ী P হলো sp^3 সংকরিত এবং molecular geometry tetrahedral। P=O ও P–Cl bond অভিন্ন না হওয়ায় actual bond angle ideal tetrahedral angle থেকে কিছুটা বিচ্যুত হতে পারে।

৪৯. ঘ. প্রতিটি অক্ষীয় **bond** তিনটি নিরক্ষীয় **bond pair**-এর সঙ্গে 90° বিকর্ষণের সম্মুখীন হয়
ব্যাখ্যা: PCl_5-এর trigonal bipyramidal structure-এ প্রতিটি axial bond তিনটি equatorial bond pair-এর সঙ্গে 90° interaction-এর সম্মুখীন হয়, ফলে axial bond-এর ওপর repulsion বেশি হয়।
তাই $d_{axial} > d_{equatorial}$ এবং axial P–Cl bond তুলনামূলকভাবে দীর্ঘ ও দুর্বল।

৫০. খ. **AgI**
ব্যাখ্যা: Silver halide-গুলোর মধ্যে AgI-এর K_{sp} সর্বনিম্ন, তাই এটি পানিতে সবচেয়ে কম দ্রবণীয়। একই সঙ্গে I^--এর polarizability F^-, Cl^- ও Br^--এর তুলনায় বেশি হওয়ায় AgI-এর covalent character-ও তুলনামূলকভাবে বেশি।