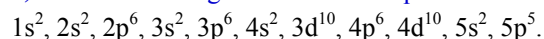


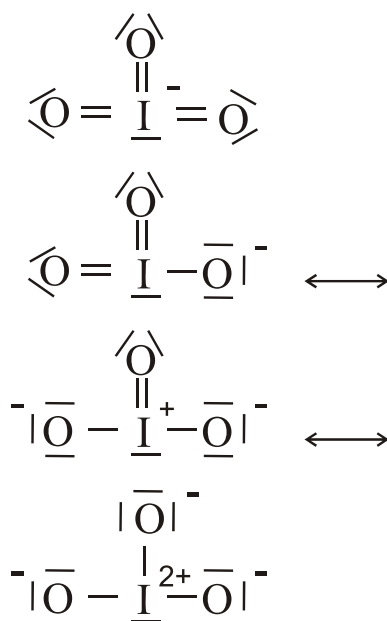
## CHIM103B – DS1 – A propos de l'iode – Corrigé

1) Donner la configuration électronique de l'iode (Z=53).



2)

a) Représenter les représentations de Lewis de toutes (y compris celles qui contribuent le moins à la description de la structure réelle) les formes mésomères de l'ion iodate  $\text{IO}_3^-$  (l'atome d'iode est l'atome central). Indiquer les plus contributives à la description de la structure réelle (justifier). Toutes les liaisons iode-oxygène ont-elles la même longueur (justifier) ?



8 formes mésomères (1+3+ 3+1). Les plus contributives à la description de la structure réelle sont les 3 de la deuxième ligne. Minimum de charge formelle et charge formelle négative sur l'oxygène (le plus électro-négatif). Elles contribuent de manière identique à la description de la structure réelle. Les liaisons iode-oxygène sont donc identiques et ont la même longueur.

b) Donner la géométrie prévue par la méthode VSEPR pour cet ion : formule  $\text{AX}_n\text{E}_m$  et schéma.

$\text{IO}_3^-$ : 14 e<sup>-</sup>, 7 D, 3 liaisons doubles I-O, 1 DNL, 4 volumes électroniques,  $\text{AX}_3\text{E}_1$ , répartis selon un tétraèdre, **pyramide à base triangulaire**. Répulsion DNL-DL > répulsion DL-DL, donc angles O-I-O inférieurs à 109,47°.

3) Classer les liaisons H-F, H-Br et H-I par ordre de longueur décroissante.



4)

a) Donner la géométrie prévue par la méthode VSEPR (formules  $\text{AX}_n\text{E}_m$  et schémas) et préciser les déformations éventuelles par rapport à la géométrie idéale pour l'ion triiodure  $\text{I}_3^-$ , l'ion  $\text{ICl}_4^-$  et la molécule  $\text{IF}_5$ .

- ion triiodure  $\text{I}_3^-$  : 10 e<sup>-</sup>, 5 D, 2 liaisons simples I-I, 3 DNL, 5 volumes électroniques,  $\text{AX}_2\text{E}_3$ , répartis selon une bipyramide à base triangulaire, **linéaire** (DNL dans le plan de la bipyramide à base triangulaire).

- ion  $\text{ICl}_4^-$  : 12 e<sup>-</sup>, 6 D, 4 liaisons simples I-Cl, 2 DNL, 6 volumes électroniques,  $\text{AX}_4\text{E}_2$ , répartis selon un octaèdre, **carré** (DNL à 180° l'un de l'autre).

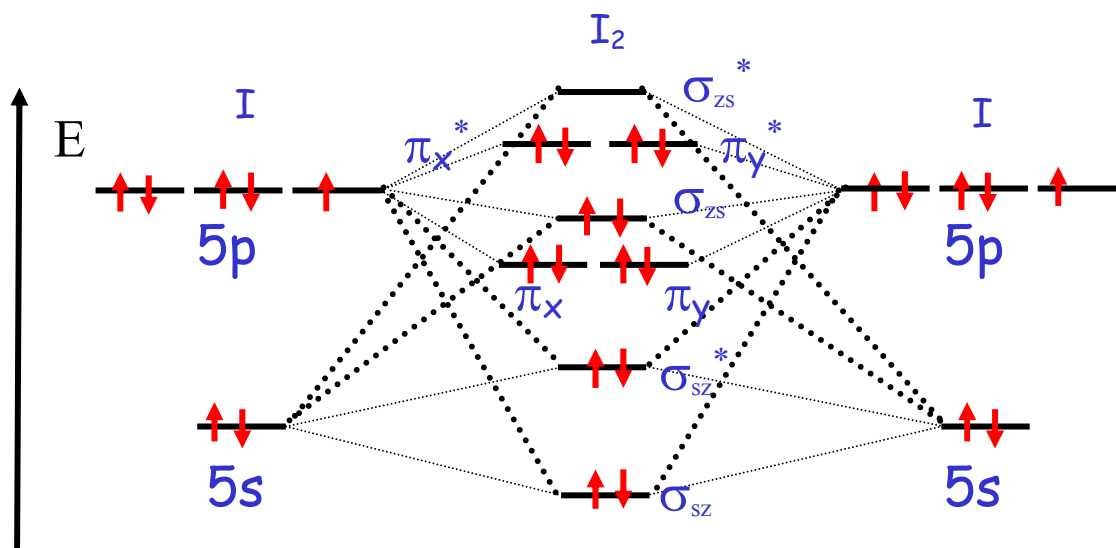
-  $\text{IF}_5$  : 12 e<sup>-</sup>, 6 D, 5 liaisons simples I-F, 1 DNL, 6 volumes électroniques,  $\text{AX}_5\text{E}_1$ , répartis selon un octaèdre, **pyramide à base carrée**. Répulsion DNL-DL > répulsion DL-DL, donc angles F-I-F inférieurs à 90° (83,3°).

b) Quel est l'état d'hybridation de l'iode dans l'ion  $\text{ICl}_4^-$  et la molécule  $\text{IF}_5$  ?



5) Le diagramme des orbitales moléculaires de  $\text{I}_2$  est corrélé, l'ordre croissant des niveaux d'énergie des orbitales moléculaires est le suivant :  $\sigma_{sz}$ ,  $\sigma_{sz}^*$ ,  $\pi_x$  et  $\pi_y$ ,  $\sigma_{zs}$ ,  $\pi_x^*$  et  $\pi_y^*$ ,  $\sigma_{zs}^*$ . Représenter ce diagramme. Donner la configuration

électronique de la molécule. En déduire son indice de liaison. I<sub>2</sub> est-il diamagnétique ou paramagnétique ? La représentation de Lewis est-elle en accord avec cette description ?

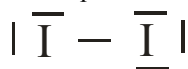


Configuration électronique de la molécule :  $\sigma_{sz}^2, \sigma_{sz}^{*2}, \pi_x^2, \pi_y^2, \sigma_{zs}^2, \pi_x^{*2}, \pi_y^{*2}$ .

Indice de liaison : 1, liaison simple.

I<sub>2</sub> est diamagnétique.

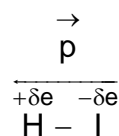
Description en accord avec la représentation de Lewis :



6)

a) Indiquer les charges partielles  $\delta^+$  et  $\delta^-$  et représenter le vecteur moment dipolaire de la molécule d'iodure d'hydrogène HI.

I est plus électronégatif que H.



b) Calculer  $\delta$ , caractère ionique partiel de la liaison hydrogène-iodure.

Le pourcentage d'ionité,  $\delta$ , se détermine en comparant le moment dipolaire expérimental  $p_{\text{exp}}$  au moment dipolaire

théorique  $p_i$ , obtenu dans le cadre d'une liaison purement ionique:  $\delta = \frac{p_{\text{exp}}}{p_i} = \frac{p_{\text{exp}}}{e \cdot d} = \frac{1,47 \cdot 10^{-30}}{1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 1,6 \cdot 10^{-10}} = 5,7\%$ .

c) Doit-on s'attendre à une valeur plus élevée ou plus faible pour la molécule HBr (justifier) ?

Valeur plus élevée car Br est plus électronégatif que I.

**Données :** moment dipolaire de la molécule HI :  $p = 1,47 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$  ;  $d(\text{H-I}) = 1,60 \cdot 10^{-10} \text{ m}$  ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .

7) A température et pression ambiantes, alors que le dichlore Cl<sub>2</sub> est gazeux, le dibrome Br<sub>2</sub> est liquide et le diiode I<sub>2</sub> est solide. Interpréter.

Cette évolution des températures de changement d'état des dihalogènes, qui ne sont pas polaires, s'explique par l'existence d'interactions entre dipôles induits instantanés (interaction de London). Cette interaction est proportionnelle à la polarisabilité de la molécule, donc avec la taille de la molécule. Les températures de changement d'état des dihalogènes augmentent donc avec la taille de la molécule, c'est-à-dire avec le numéro atomique de l'halogène.

## Annexe : tableau périodique

Hydrogène 1 <b>H</b>																Hélium 2 <b>He</b>	
Lithium 3 <b>Li</b>	Béryllium 4 <b>Be</b>											Bore 5 <b>B</b>	Carbone 6 <b>C</b>	Azote 7 <b>N</b>	Oxygène 8 <b>O</b>	Fluor 9 <b>F</b>	Néon 10 <b>Ne</b>
Sodium 11 <b>Na</b>	Magnésium 12 <b>Mg</b>											Aluminium 13 <b>Al</b>	Silicium 14 <b>Si</b>	Phosphore 15 <b>P</b>	Soufre 16 <b>S</b>	Chlore 17 <b>Cl</b>	Argon 18 <b>Ar</b>
Potassium 19 <b>K</b>	Calcium 20 <b>Ca</b>	Scandium 21 <b>Sc</b>	Titane 22 <b>Ti</b>	Vanadium 23 <b>V</b>	Chrome 24 <b>Cr</b>	Manganèse 25 <b>Mn</b>	Fer 26 <b>Fe</b>	Cobalt 27 <b>Co</b>	Nickel 28 <b>Ni</b>	Cuivre 29 <b>Cu</b>	Zinc 30 <b>Zn</b>	Gallium 31 <b>Ga</b>	Germanium 32 <b>Ge</b>	Arsenic 33 <b>As</b>	Sélénium 34 <b>Se</b>	Brome 35 <b>Br</b>	Krypton 36 <b>Kr</b>
Rubidium 37 <b>Rb</b>	Strontium 38 <b>Sr</b>	Yttrium 39 <b>Y</b>	Zirconium 40 <b>Zr</b>	Niobium 41 <b>Nb</b>	Molybdène 42 <b>Mo</b>	Technétium 43 <b>Tc</b>	Ruthénium 44 <b>Ru</b>	Rhodium 45 <b>Rh</b>	Palladium 46 <b>Pd</b>	Argent 47 <b>Ag</b>	Cadmium 48 <b>Cd</b>	Indium 49 <b>In</b>	Étain 50 <b>Sn</b>	Antimoine 51 <b>Sb</b>	Tellure 52 <b>Te</b>	Iode 53 <b>I</b>	Xénon 54 <b>Xe</b>
Césium 55 <b>Cs</b>	Baryum 56 <b>Ba</b>	Lutétium 71 <b>Lu</b>	Hafnium 72 <b>Hf</b>	Tantale 73 <b>Ta</b>	Tungstène 74 <b>W</b>	Rhénium 75 <b>Re</b>	Osmium 76 <b>Os</b>	Iridium 77 <b>Ir</b>	Platine 78 <b>Pt</b>	Or 79 <b>Au</b>	Mercure 80 <b>Hg</b>	Thallium 81 <b>Tl</b>	Plomb 82 <b>Pb</b>	Bismuth 83 <b>Bi</b>	Polonium 84 <b>Po</b>	Astate 85 <b>At</b>	Radon 86 <b>Rn</b>
Francium 87 <b>Fr</b>	Radium 88 <b>Ra</b>	Lawrencium 103 <b>Lr</b>	Rutherfordium 104 <b>Rf</b>	Dubnium 105 <b>Db</b>	Seaborgium 106 <b>Sg</b>	Bohrium 107 <b>Bh</b>	Hassium 108 <b>Hs</b>	Meitnerium 109 <b>Mt</b>	Ununnilium 110 <b>Uun</b>	Ununonium 111 <b>Uuu</b>	Ununbium 112 <b>Uub</b>						

Lanthane 57 <b>La</b>	Cérium 58 <b>Ce</b>	Praséodyme 59 <b>Pr</b>	Néodyme 60 <b>Nd</b>	Prométhium 61 <b>Pm</b>	Samarium 62 <b>Sm</b>	Europium 63 <b>Eu</b>	Gadolinium 64 <b>Gd</b>	Terbium 65 <b>Tb</b>	Dysprosium 66 <b>Dy</b>	Holmium 67 <b>Ho</b>	Erbium 68 <b>Er</b>	Thulium 69 <b>Tm</b>	Ytterbium 70 <b>Yb</b>
Actinium 89 <b>Ac</b>	Thorium 90 <b>Th</b>	Protactinium 91 <b>Tc</b>	Uranium 92 <b>U</b>	Neptunium 93 <b>Np</b>	Plutonium 94 <b>Pu</b>	Américium 95 <b>A</b>	Curium 96 <b>Cm</b>	Berkélium 97 <b>Bk</b>	Californium 98 <b>Cf</b>	Einsteinium 99 <b>Es</b>	Fermium 100 <b>Fm</b>	Mendélévium 101 <b>Md</b>	Nobélium 102 <b>No</b>