**Série N°2 : Liaisons chimiques**

**Exercice 1 :**

Selon l’échelle de Pauling :

Si ∆EN =0 : liaison covalente pure LCP.

Si 0< ∆EN < 2.1 : liaison covalente à caractère ionique LCP.

Si ∆EN ≥2.1 : liaison ionique LI.

La direction dans laquelle la liaison est polarisée est de l’atome le plus électropositif vers

l’atome le plus électronégatif.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Nδ-←δ+H  ∆EN = EN(N) - EN(H)  = 3.04 – 2.2  =0.84 ev  LCI | Na+→CL-  ∆EN = EN(CL) - EN(Na)  = 3.16 – 0.9  =2.26 ev  LI | Sδ-←δ+H  ∆EN = EN(S) - EN(H)  = 2.5 – 2.2  =0.30 ev  LCI | Ca+→O-  ∆EN = EN(O) - EN(Ca)  = 3.50 – 1  =2.50 ev  LI |
| k+→CL-  ∆EN = EN(CL) - EN(k)  = 3.16 – 0.8  =2.36 ev  LI | Siδ+→δ-H  ∆EN = EN(H) - EN(Si)  = 2.20 – 1.90  =0.30 ev  LCI | C─C  ∆EN = EN(C) - EN(C)  = 2.50 – 1.50  =0 ev  LCP | Pδ+→δ-CL  ∆EN = EN(CL) - EN(P)  = 3.16 – 2.19  =0.97 ev  LCI |

Le classement selon le caractère ionique croissant (du petit au grand) :

CIC-C < CIS-H < CISI-H < CIN-H < CIP-CL < CINA-CL < CIK-CL < CICA-O

**Exercice 2 :**

**\*Représentation de Lewis : voir les électrons de valence**

-le point représente l’électron célibataire.

-le tiret représente le doublet libre (la paire d’électron)

\***l’hybridation de l’atome central** : SP, SP2  , SP3

-**coordinence** : W=∑DL+∑DNL / DL= doublets liants DNL= doublets non liants

W = 2 hybridation SP  / W = 3 hybridation SP2 /   W = 4 hybridation SP3

**\*Groupe D’appartenance Gillespie AXmEn:** m=DL , n=DNL

Les molecules et ions: BeCl2, POCl, InBr3, AsCl3, H3PO4, NO3-, AsO2+

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Molécule | Représentation  de LEWIS | Coordinence  W=∑DL+∑DNL | Hybridation  De l’atome central | Groupe  D’appartenance  Gillespie AXmEn | Géométrie  moléculaire | Arrangement spatial |
| BeCl2 | Cl-Be-Cl | W=2+0=2 | SP | AX2 | linéaire | linéaire |
| POCl | Cl-P=O | W=2+1=3 | SP2 | AX2E1 | Triangle  angulaire | Angulaire  Forme V |
| InBr3 | Br-In-Br  Br | W=3+0=3 | SP2 | AX3 | Triangulaire  plan | Triangulaire  plan |
| AsCl3 | Cl-AS-Cl  Cl | W= 3+1=4 | SP3 | AX3E1 | tétraédrique | Pyramide à base triangulaire |
| H3PO4 | O  HO-AS-OH  OH | W=4+0=4 | SP3 | AX4 | Tétraèdrique | Tétraèdrique |
| NO3- | O=N│→O  O- | W=3+0=3 | SP2 | AX3 | Triangulaire  plan | Triangulaire  plan |
| AsO2+ | O←│AS=O  Ou (O=As=O)+ | W=2+0=2 | SP | AX2 | linéaire | linéaire |

**Exercice 3 :**

1. Situer ces deux éléments dans le tableau périodique et donner leur numéro atomique :

X appartient à la période n=2 et au groupe VA ; X : 1S22S22P3 Z=7

Y appartient à la période n=2 et au groupe VIIA ; X : 1S22S22P5 Z=9

1. Donner en justifiant l’ion le plus stable que peut former chacun de ces éléments.

X perd 3 électrons pour donner l’ion X3+

y capte 1 électron pour donner l’ion y-

1. Ces deux éléments forment avec l’oxygène les composés suivants : X2O4 et OY2.

Parmi ces deux composés lequel est polaire ? Justifier votre réponse en représentant tous les moments dipolaires.

X2O4 :

µX2O4 = µXO2 - µXO2 =0 molécule apolaire

OY2 :

µy2O = µyO - µyO ≠0 molécule polaire

**Exercice 4 :**

1. **les conditions nécessaires à la formation d’une liaison hydrogène :**

1èrecondition : existence d’un hydrogène (H) mobile lié à un atome électronégatif chargé (-).

2èmecondition : existence d’un deuxième hétéroatome avec des doublets libres (doublets non liants).

**Il existe deux types de liaisons hydrogène :**

-intramoléculaire (dans la molécule)

-intermoléculaire (entre les molécules)

1. **Représentation des liaisons hydrogènes intramoléculaires dans les molécules suivantes :**



\*Dans la molécule linéaire : éxistence de la liaison hydrogène intramoléculaire entre H et N qui peuvent se rapprocher.

H mobile →Hδ+-δ+O-CH2- CH2-CH2-N← hétéroatome avec un doublet libre

\*Dans la molécule cyclique : y’a pas de liaison hydrogène intramoléculaire entre H lié à N

et le doublet libre de O car la molécule est rigide dans le cycle donc H et O ne peuvent pas se rapprocher.

**3. la différence de température d’ébullition entre les molécules suivantes :**

\*La température d’ébullition (Teb) est une conséquence pour la rupture de la liaison hydrogène.

\*La liaison hydrogène intermoléculaire est plus que la liaison hydrogène intramoléculaire.



\*La molécule à Teb =250° donne lieu à la liaison hydrogène intramoléculaire (dans la molécule) entre   H lié à N et le doublet libre de O.

\*La molécule à Teb =295° donne lieu à la liaison hydrogène intermoléculaire entre   deux molécules identiques.

la liaison hydrogène est alternée entre H lié à N et le doublet libre de O.