
Programme de colles : 02 au 06 décembre

FORMATION DES MOLÉCULES : LEWIS, MÉSOMERIE ET VSEPR

I - La classification périodique

- Connaître les composants de l'atome : noms, masse, charge et savoir symboliser le noyau.
- Définir Z et A ; état fondamental et excités; configuration électronique; électrons de valence.
- Écrire la configuration électronique d'un atome.
- Décrire la classification périodique et expliquer son principe de construction.
- Connaître les 3 premières lignes de la classification (nom, symbole, numéro atomique).
- Déterminer la position d'un élément dans la classification à partir de sa configuration électronique et vice versa.
- Définir l'électronégativité, le rayon atomique, le pouvoir polarisant et la polarisabilité.
- Connaître l'évolution de l'électronégativité et du rayon atomique dans la classification.
- Énoncer la règle de stabilité.

II - Liaison covalente localisée : Modèle de Lewis

- Connaître les deux processus de formation d'un doublet liant (à définir) et traduire les déplacements d'électrons mis en jeu avec les flèches adéquates.
- Longueur de liaison : connaître la définition, un ordre de grandeur et les facteurs dont elle dépend (prévoir et justifier son évolution dans une série de liaisons).
- Énergie de liaison : connaître la définition, un ordre de grandeur et les facteurs dont elle dépend (prévoir et justifier son évolution dans une série de liaisons).
- Règles de l'octet et du duet : énoncer et justifier ces règles en se basant sur la configuration de valence du gaz noble suivant.
- Mémoriser le fait que la règle de l'octet ne doit être satisfaite que pour C, N, O et F. Remarquer que Li, Be, B sont déficients en électrons. Mémoriser que les éléments de la 2^e période ne sont jamais entourés de plus de huit électrons.
- Pour les éléments de la 3^e période, savoir qu'il n'y a pas de règle : connaître le terme d'hypervalence et savoir identifier les cas.
- Mémoriser le vocabulaire : acide de Lewis, base de Lewis et radical et les identifier à partir de leurs schémas de Lewis.
- Calculer le nombre de doublets dans une molécule à partir des électrons de valence.
- Décrire et appliquer la méthode permettant d'écrire un schéma de Lewis.
- Attribuer en justifiant les charges formelles éventuelles sur chaque atome.
- Savoir que le schéma de Lewis ne donne aucune indication sur la géométrie de l'édifice.

III - Liaison covalente délocalisée : mésomérie et résonance

- Anticiper l'existence de formes mésomères pour des entités dans lesquelles doublets libres et/ou liaisons π se délocalisent sans modification du squelette. Décrire ces délocalisations électroniques par des flèches indiquant les déplacements d'électrons.
- Mémoriser les règles permettant de sélectionner les formes mésomères les plus représentatives et les appliquer sur des exemples.

IV - Préviation de la géométrie des molécules et des ions : VSEPR

- Connaître la signification de VSEPR.
 - Expliquer le principe de la méthode VSEPR, en illustrant avec des exemples concrets de votre choix.
 - Dédurre la formulation VSEPR AX_pE_q à partir de la structure de Lewis.
 - Mémoriser les arrangements spatiaux des $p + q$ doublets autour de l'atome central A pour $p + q \leq 4$: dessiner rapidement cet arrangement dans l'espace, nommer la géométrie résultante, et connaître les valeurs des angles entre doublets.
 - Comparer des angles de liaisons au sein de structures voisines en analysant la nature des doublets présents ou la différence d'électronégativité de A ou de X , et justifier.
-

V - Polarité des édifices polyatomiques

- Reconnaître une liaison polarisée.
- Moment dipolaire : expliquer qu'il traduit une répartition dissymétrique du doublet de liaison due à la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés.
- Attribuer les charges partielles positive et négative à chaque atome.
- Mémoriser la relation permettant de calculer la norme du moment dipolaire, et son unité.
- Connaître la signification de δ , et le calculer à partir de la valeur du moment dipolaire expérimental.
- Déterminer le moment dipolaire d'un édifice polyatomique : somme vectorielle des moments dipolaires de ses liaisons.

FORCES INTERMOLÉCULAIRES ET SOLVANTS

I - Forces d'interaction dipolaire de Van der Waals

- Connaître leur nature : forces électrostatiques attractives entre dipôles (permanent / induit / instantané).
- Nommer les trois types d'interactions de van der Waals et exprimer leur énergie d'attraction (variation en $-1/d^6$) et l'ordre de grandeur énergétique.
- Connaître les différents paramètres dont chacune dépend : Définir la polarisabilité (corrélérer la polarisabilité d'une entité à sa taille), nommer le dipôle induit et expliquer la notion de moment dipolaire induit.
- Exprimer l'énergie totale d'interaction tenant compte des trois types d'interactions attractives.
- Savoir que dans les interactions de van der Waals, la contribution principale est souvent l'interaction de type London.
- Expliquer l'existence d'une longueur de liaison de van der Waals (distance pour laquelle l'énergie totale d'interactions attractives et répulsives est minimale).
- Situer sur un diagramme $E=f(d)$ la longueur de la liaison de van der Waals.
- Mettre en œuvre un raisonnement fondé sur l'analyse des interactions de van der Waals pour interpréter l'évolution des T de changement d'état.

II - La liaison hydrogène

- Connaître la définition de la liaison hydrogène.
- Interpréter d'éventuelles anomalies dans une série de températures de changement d'état d'espèces chimiques analogues.
- Connaître l'ordre de grandeur de la longueur et de l'énergie de la liaison hydrogène.
- Identifier la possibilité de développement de liaisons hydrogène intramoléculaires.

III - Les solvants

- Définir un solvant, un soluté et une solution.
 - Définir un solvant dissociant ; associer ce caractère dissociant à sa permittivité relative.
 - Définir un solvant protique (protogène).
 - Reconnaître un solvant polaire, dissociant et/ou protique grâce à sa structure et/ou à la donnée des constantes physiques et T_e .
 - Interpréter la miscibilité de deux solvants.
 - Interpréter la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant, comparer la solubilité de deux solutés dans le même solvant et dans deux solvants différents.
-