

2nde générale

Vers des entités plus stables chimiquement. Stabilité chimique des gaz nobles et configurations électroniques associées. Ions monoatomiques. Molécules. Modèle de Lewis de la liaison de valence, schéma de Lewis, doublets liants et non-liants. Approche de l'énergie de liaison .	Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble. Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique. Nommer les ions : H^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , F^- ; écrire leur formule à partir de leur nom. Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés ($Z \leq 18$). Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison .
--	--

1ère STL PCM

Constitution de la matière

• De la structure spatiale des espèces chimiques à leurs propriétés physiques

Les schémas de Lewis, déjà abordés en classe de seconde, sont exploités afin de prévoir la géométrie de molécules ou d'ions constitués d'éléments des trois premières lignes de la classification périodique, dans le cadre de la théorie VSEPR. Ce premier modèle permet d'interpréter certaines propriétés physiques des espèces chimiques, avec des allers-retours entre l'échelle macroscopique et l'échelle microscopique.

Une attention particulière est accordée aux molécules organiques afin de familiariser les élèves avec des molécules rencontrées notamment en biochimie-biologie et leurs différentes représentations.

Notions et contenus	Capacités exigibles
Schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion. Théorie VSEPR.	<ul style="list-style-type: none">- Interpréter ou établir le schéma de Lewis de molécules ou d'ions contenant des doublets liants, doublets non-liants, doubles liaisons, triples liaisons.- Utiliser la théorie VSEPR pour déterminer la géométrie d'espèces de formules chimiques AX_nE_m, avec $n+m \leq 4$, l'atome central étant donné.- Écrire des formes mésomères des ions nitrate et carbonate pour interpréter leur géométrie. <p>Capacité numérique : utiliser un logiciel de représentation moléculaire pour visualiser une molécule.</p>
Électronégativité, liaison covalente polarisée. Polarité d'une molécule. Liaisons intermoléculaires. Lien entre structure et propriétés physiques.	<ul style="list-style-type: none">- Représenter les charges partielles localisées sur les atomes d'une liaison covalente en utilisant des valeurs d'électronégativité tabulées.- Relier la polarité éventuelle d'une molécule et sa géométrie.- Définir et identifier les liaisons hydrogène et de Van der Waals ; représenter les liaisons hydrogène.- Connaître et comparer les ordres de grandeur des énergies des liaisons intermoléculaires et covalentes.- Interpréter ou classer qualitativement les valeurs des températures ou des énergies de changement d'état d'espèces chimiques en comparant leurs structures.

• **Solvants et solutés**

Cette partie aborde la notion de concentration, exprimée en mol.L^{-1} ; les notions de concentration (en g.L^{-1}), de solvant et de soluté ayant été vues en seconde. L'accent est mis sur les gestes expérimentaux. Les phénomènes qui influent sur la dissolution d'une espèce chimique dans un solvant sont décrits, en réinvestissant les notions de liaisons intermoléculaires, tout en conservant une approche expérimentale.

Notions et contenus	Capacités exigibles
Isotopes. Masse molaire.	<ul style="list-style-type: none"> - Déterminer la composition du noyau des isotopes d'un élément chimique à partir du nombre de masse A et du numéro atomique Z. - Déterminer la valeur de la masse molaire d'un élément chimique à partir de sa composition isotopique. - Déterminer la valeur de la masse molaire d'une espèce chimique à partir de sa formule brute.
Masse volumique, densité, pureté. Quantité de matière. Concentration. Dilution.	<ul style="list-style-type: none"> - Déterminer la masse d'un échantillon liquide ou solide à partir de sa densité ou de sa masse volumique. - Déterminer une quantité de matière à partir du volume ou de la masse d'un solide ou d'un liquide en tenant compte de sa pureté. - Connaître et exploiter l'expression de la concentration en mol.L^{-1} d'une espèce moléculaire ou ionique dissoute. <p>Capacité expérimentale : réaliser une gamme étalon par dilution.</p>
Solvants usuels. Dissolution d'une espèce moléculaire ou ionique ; bilan de matière.	<ul style="list-style-type: none"> - Citer et identifier des solvants polaires et apolaires usuels. - Décrire la dissolution d'une espèce ionique ou moléculaire en faisant intervenir les <u>liaisons</u> intermoléculaires entre soluté et solvant. - Modéliser par une équation de réaction la dissolution d'une espèce solide moléculaire ou ionique. - Effectuer un bilan de matière lors de la dissolution totale d'une espèce solide ionique. <p>Capacité expérimentale : préparer une solution aqueuse de concentration donnée par dissolution ou dilution.</p>

1ère générale

A) De la structure à la polarité d'une entité	
<p>Schéma de Lewis d'une molécule, d'un ion mono ou polyatomique. Lacune électronique.</p> <p>Géométrie des entités.</p> <p>Électronégativité des atomes, évolution dans le tableau périodique. Polarisation d'une liaison covalente, polarité d'une entité moléculaire.</p>	<p>Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique : O_2, H_2, N_2, H_2O, CO_2, NH_3, CH_4, HCl, H^+, H_3O^+, Na^+, NH_4^+, Cl^-, OH^-, O^{2-}.</p> <p>Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis. <i>Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de représentation moléculaire pour visualiser la géométrie d'une entité.</i></p> <p>Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes. Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.</p>