

CHIMIE GENERALE

Programme	Exigences élève	Instructions et commentaires
I. STRUCTURES ET LIAISONS		
Atomes : rappels sur la structure des atomes. Rappels sur la classification périodique. Notion de famille chimique.	<ul style="list-style-type: none"> • Connaître la règle de l'octet, la notion de doublet électronique. • Savoir écrire la formule de Lewis des atomes. • Faire le lien entre le nombre d'électrons sur la couche externe et l'appartenance à une famille chimique. 	Etude succincte : il s'agit de se donner les moyens d'interpréter certains points ultérieurs du programme. On ne parlera pas de sous-couches électroniques. Il n'est pas indispensable d'aborder le problème du remplissage des sous-couches d et f. On se limitera à l'étude succincte des colonnes IA à VIIIA.
La liaison covalente : le modèle de Lewis. Données géométriques sur quelques molécules et quelques ions polyatomiques : H ₂ , O ₂ , N ₂ , Cl ₂ , HCl, H ₂ O, NH ₃ , CH ₄ , NH ₄ ⁺ , ions complexes. Interprétation par la méthode VSEPR dans les cas simples. La liaison covalente polarisée : concept d'électronégativité.	<ul style="list-style-type: none"> • Savoir écrire la formule de Lewis de quelques molécules simples. • Savoir utiliser des données sur l'électronégativité pour prévoir le caractère polaire d'une liaison. • Connaître l'ordre de grandeur des enthalpies de liaison. • Mémoriser la valeur de quelques angles entre liaisons : 180°, 120°, 109°. 	On exploitera les acquis de la classe de seconde à propos de la représentation de Lewis de quelques molécules simples. On parlera : <ul style="list-style-type: none"> - de covalence simple et multiple (σ et π), - de longueur de liaison, - d'enthalpie de liaison, - du caractère polaire de la liaison. On s'inspirera d'ions et molécules rencontrés en TP (acides, ions complexes...) Toute définition théorique d'une échelle d'électronégativité est hors programme.
Cristaux ioniques. Structures du type NaCl et CsCl. Liaison ionique. Quelques propriétés physiques des cristaux ioniques.	<ul style="list-style-type: none"> • Savoir représenter schématiquement la maille de type NaCl et celle de type CsCl. • Savoir que tout solide ionique est électriquement neutre. • Savoir que la liaison ionique est non directionnelle. 	Tous les calculs faisant intervenir des grandeurs macroscopiques (M, ρ ...) sont à exclure. Les notions de maille, rayon ionique, neutralité électrique seront abordées, ainsi que l'ordre de grandeur des énergies de cohésion, en relation avec les propriétés du cristal. On admettra que l'interaction électrostatique et l'arrangement régulier des ions sont des facteurs qui gouvernent la structure.
Un exemple de liaison intermoléculaire : la liaison hydrogène.	<ul style="list-style-type: none"> • Connaître l'existence de liaisons intermoléculaires. • Savoir comparer l'ordre de grandeur de l'énergie de cette liaison et d'une liaison covalente. 	Les changements d'état de l'eau illustreront cet exemple.
II. OXYDOREDUCTION		
Oxydation par voie sèche de quelques métaux.	Savoir écrire les équations des réactions et les équilibrer.	Ce cours sera fait en liaison avec l'étude des métaux. L'oxydant sera le dioxygène. On utilisera la notion d'avancement de réaction introduite en classe de seconde pour toutes les réactions chimiques envisagées dans cette partie comme dans l'étude des équilibres.
Oxydation en solution ou au contact d'une solution. Action de H ⁺ _{aq} ou d'un cation métallique sur un métal. Première notion de couple rédox. Classement des couples rédox. Potentiel standard. Oxydation en solution aqueuse par d'autres oxydants tels que Cl ₂ , ClO ⁻ , NO ₃ ⁻ , MnO ₄ ⁻ , Cr ₂ O ₇ ²⁻ , S ₂ O ₈ ²⁻ . Ecriture de demi-équations électroniques et d'équations bilans.	<ul style="list-style-type: none"> • Connaître les définitions : <ul style="list-style-type: none"> - d'un oxydant - d'un réducteur - d'une réaction d'oxydoréduction. • Prévoir une réaction d'oxydoréduction d'après les valeurs des potentiels normaux. • Savoir écrire une demi-équation rédox. • Savoir équilibrer un bilan rédox en milieu acide. 	On traitera cette partie de cours en relation avec les TP. On équilibrera les demi-équations avec H ⁺ _{aq} ou OH ⁻ _{aq} . On n'utilisera pas les nombres d'oxydation. La formule de Nernst n'est pas au programme. L'emploi des dérivés du chrome se fera en respectant les normes légales de sécurité et sera limitée aux cas où il n'y aurait pas d'autres couples redox utilisables.
III. EQUILIBRES		
Variation d'enthalpie au cours d'une réaction : définition.	<ul style="list-style-type: none"> • Connaître la signification de ΔH et de son signe. 	On définira la variation d'enthalpie comme la quantité de chaleur mise en jeu au cours d'une réaction chimique à pression constante. Cette partie du programme ne donnera pas lieu à des calculs (la loi de Hess ne sera pas utilisée).
Loi des gaz parfaits. Equations de réactions totales.	<ul style="list-style-type: none"> • Savoir utiliser $pV = nRT$. • Savoir conduire des calculs portant sur la quantité de matière, volume, masse. 	On s'assurera que ces notions ont été acquises et on fera le lien avec l'enseignement de physique.
Notion d'équilibre chimique.	<ul style="list-style-type: none"> • Savoir énumérer les paramètres définissant un équilibre chimique 	On prendra des exemples de réactions en phase homogène (liquide ou gaz) et en phase hétérogène. La notion d'équilibre métastable ne sera pas abordée.
Lois qualitatives de déplacement des équilibres : - influence de la température - influence de la pression pour les gaz - influence de l'adjonction ou du retrait d'un des constituants de l'équilibre.	<ul style="list-style-type: none"> • Savoir énoncer les différentes lois. • Savoir les appliquer pour prévoir le sens de déplacement d'un équilibre lors de la variation d'un des paramètres. 	On montrera le rôle des différents paramètres : température, pression totale, adjonction de l'un des réactifs, de l'un des produits ou d'un gaz inerte. Toute cette étude doit être essentiellement qualitative et concrète. L'étude de la variance est hors programme. Il s'agit de faire maîtriser la notion de pression partielle puis de faire comprendre qu'à l'équilibre, que l'on parte de proportions stœchiométriques ou non, des molécules de réactifs et de produits coexistent. On précisera, sans développement, que l'on peut connaître expérimentalement les pressions partielles.

<p>Loi d'action de masse :</p> <ul style="list-style-type: none"> • Equilibres homogènes : - énoncé relatif aux pressions partielles des gaz ; application à des synthèses industrielles. - énoncé relatif aux concentrations. • Equilibres hétérogènes : Expression de la loi d'action de masse pour quelques cas simples du type : solide = gaz (+ gaz) ou solide = gaz + solide 	<ul style="list-style-type: none"> • Savoir écrire la constante K. • Savoir déterminer la composition d'un mélange à l'équilibre. • Savoir calculer les pressions partielles à partir de la pression totale. 	<p>On précisera que la loi d'action de masse ne s'applique qu'aux milieux dilués. On ne parlera pas d'activité. Aucune démonstration de la loi d'action de masse n'est au programme ; On cherche, avant tout, à faire appliquer la loi à des équilibres importants tels que : $N_2 + 3 H_2 = 2 NH_3$ ou $2 SO_2 + O_2 = 2 SO_3$. On écrira par exemple pour la synthèse de l'ammoniac : $K = \frac{(pNH_3/P^\circ)^2}{(pN_2/P^\circ)(pH_2/P^\circ)^3}$ où P° est la pression de référence. Il ne s'agit pas ici de faire l'étude exhaustive de ces équilibres ; il s'agit seulement de pouvoir écrire la loi d'action de masse par extension de l'expression vue pour les gaz. On pourra par exemple s'appuyer sur les équilibres acido-basiques ou de complexation qui seront largement étudiés ultérieurement. On écrira donc la loi d'action de masse relative aux concentrations sans justification. —</p>
------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

IV. EQUILIBRES IONIQUES

<p>Equilibres acido-basiques : Autoprotolyse de l'eau. Définition des acides et des bases forts et faibles, du couple acido-basique, du pK_A. Rappel de la définition du pH. Mesure du pH : - indicateurs colorés, papier pH. - pH-métrie : tracé et exploitation de quelques courbes de dosage :</p> <ul style="list-style-type: none"> • acide fort / base forte • acide faible / base forte • base faible / acide fort. 	<ul style="list-style-type: none"> • Connaître : - la réaction d'autoprotolyse de l'eau ; - la valeur $K_e = 10^{-14}$ à 25 °C. • Savoir distinguer un acide fort, une base forte, un couple acido-basique. • Savoir écrire la constante K_A. • Connaître la définition du pH. • Savoir utiliser la relation $pH = pK_A + \log ([B]/[A])$ pour déterminer la répartition entre les deux espèces d'un couple acide-base, le pH étant connu. • Savoir exploiter une courbe de dosage (point d'équivalence, choix d'un indicateur coloré, zone tampon) et calculer une concentration inconnue. 	<p><i>La notion de réaction prépondérante sera utilisée.</i></p> <p>Cette exploitation comportera : - la détermination du point d'équivalence et le calcul de concentration. - le choix d'un indicateur coloré. - la comparaison de l'allure des courbes de dosage de fonctions fortes et de fonctions faibles. - la détermination de la composition de la solution à diverses étapes du dosage à partir de la valeur du pH lue sur la courbe. On écrira les équations d'électroneutralité, de conservation de la matière, et la loi d'action de masse. - l'illustration de la notion de tampon.</p>
<p>Equilibres solide / ions en solution :</p> <ul style="list-style-type: none"> - exemples - solubilité d'un sel - définition du produit de solubilité ; conditions de précipitation - effet d'ion commun. 	<ul style="list-style-type: none"> • Savoir définir la solubilité d'un composé. • Connaître la relation entre s et K_s en solution aqueuse. • Calculer un produit ionique et l'utiliser pour savoir s'il y a précipitation. • Appliquer les lois de déplacement des équilibres (effet d'ion commun, variation de pH). 	<p>On se limitera à une étude qualitative en relation avec les TP d'analyse qualitative et quantitative (gravimétrie, argentimétrie). Les dosages potentiométriques ne sont pas au programme de première ; par contre, on pourra utiliser un voltmètre électronique associé à une électrode de mesure et une électrode de référence pour déterminer la concentration d'un ion en solution : il suffira pour cela d'admettre qu'à partir de la mesure et d'une formule – qui est donnée pour chaque cas – il est possible de calculer la concentration cherchée.</p>
<p>Equilibres de formation ou dissociation d'un complexe en solution aqueuse. Constante de formation et de dissociation.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Connaître les termes : ligand, ion ou atome central... • Connaître quelques complexes (formule, couleur). • Savoir écrire l'expression de K_D ou K_F. 	<p>On se limitera à une étude qualitative en relation avec les TP d'analyse qualitative et quantitative. On ne parlera pas de nomenclature (notion abordée en terminale). La géométrie est étudiée dans le chapitre structures et liaisons.</p>

CHIMIE MINERALE

<h4>I. METAUX ET DERIVES</h4>		
<p>Présentation succincte des propriétés macroscopiques des métaux. Structures cristallines typiques de quelques métaux. Liaison métallique. Rappel sur le caractère réducteur des métaux. Métallurgie d'un des métaux suivants :</p> <ul style="list-style-type: none"> - aluminium - fer - cuivre 	<ul style="list-style-type: none"> • Savoir dessiner les mailles des systèmes : - cubique centré - cubique à faces centrées. • Savoir écrire et équilibrer les équations des réactions. • Savoir commenter le procédé d'obtention d'un métal. 	<p>Il s'agit de faire comprendre quels sont les points communs aux métaux sur le plan macroscopique, puis de décrire les structures cubique et hexagonale compacte en sachant citer pour chacune un exemple précis. Tout calcul de compacité est hors programme. Cette partie permet d'appliquer certaines notions étudiées en chimie générale.</p>
<h4>II. ALLIAGES</h4>		
<p>Alliages : existence, intérêt.</p>		<p>Il est conseillé d'aborder cette question d'un point de vue très concret et pratique : à partir de deux ou trois exemples de métaux et d'alliages, montrer comment ces derniers possèdent des propriétés particulières intéressantes dont on donnera quelques applications.</p>