

Connaissances et compétences à acquérir dans l'UE CH101 – Chimie Générale 2019-2020



Pré-requis du lycée supposés acquis à l'entrée de l'université

Les exercices de cette partie reviennent sur des connaissances de base considérées comme acquises en lycée. Si ces exercices vous posent problème, il est important d'en faire part à votre enseignant et reprendre des ouvrages de lycée ou les ouvrages mentionnés ci-dessous afin de retravailler ces notions de base qui seront utilisées par la suite en chimie pendant la première année d'université.

Pour chaque connaissance mentionnée ci-dessous, une référence d'ouvrage vous est proposée afin de vous permettre d'acquérir ces connaissances de base indispensables. Les livres traitant de la chimie au niveau du 1^{er} cycle sont nombreux et bon nombre se trouvent à la bibliothèque. Les trois ouvrages mentionnés ci-dessous donnent les connaissances supposées acquises à l'entrée de l'université sont les suivants :

Référence 1 : « Chimie » de Stéphane Perrio, Béatrice Roy et Jean-Yves Winum , éditeur Dunod, 2017

Référence 2 : « Chimie : molécules, matière et métamorphoses » P. Atkins et L. Jones édité par DeBoeck Université, 1998

Référence 3 : **Mémo visuel de chimie générale Collection : Tout en fiches, Dunod, janvier 2019**

Isabelle Bonnamour, Jean-Sébastien Filhol, Frédéric Lemoigno, Nathalie Perol, Jean-Yves Winum

Connaissances supposées acquises à l'entrée de l'université :

- **Unités du système international, conversion entre unités** (Référence 1 : pages 6-9)
- **Notions de mathématique**
 - ✓ Étude d'une fonction, dérivée, intégrale, fonction logarithme
 - ✓ Géométrie : volume d'un parallélépipède, d'une sphère, théorème de Pythagore
- **Définition d'une mole** (Référence 1 : pages 27)
- **L'atome : symbole chimique, composition d'un atome, isotope, masse molaire atomique** (Référence 1 : pages 24-27)
- **Molécule, Ions**
 - ✓ Définition Molécule, ion moléculaire (Référence 2 : pages 15-16)
 - ✓ Formule brute (Référence 1 : page 110)

- ✓ Représentation d'une molécule développée, semi-développée, topologique (Référence 1 : page 112)
- ✓ Principales fonctions en chimie organique : alcane, alcène, alcyne, benzène, alcool, éther, aldéhyde, cétone et acide carboxylique (Référence 2 : pages 389-404)
- ✓ Isomère : définition, propriétés chimiques et physiques (Référence 2 : pages 406-407)
- ✓ Masse molaire moléculaire (Référence 2 : pages 53-55)
- ✓ Notion de solvant, de soluté (Référence 1 : page 224)
- **Généralités sur les réactions chimiques**
 - ✓ Équilibrage d'une équation chimique (Référence 1 : pages 198-200)
 - ✓ Réaction totale, réaction équilibrée (Référence 1 : pages 201)
 - ✓ Stœchiométrie et avancement d'une réaction (Référence 1 : pages 201)
 - ✓ Tableau d'avancement, notion de composés en excès, en défaut (Référence 1 : pages 202-205)
 - ✓ Vitesse de réaction : réaction rapide/lente
 - ✓ Notion de catalyseur (Référence 1 : début page 316)
- **Réactions acido-basiques dans l'eau**
 - ✓ Définition d'un acide dans l'eau (Référence 1 : début page 228)
 - ✓ Définition d'un acide fort, exemple HCl, définition d'un acide faible, exemple CH₃CO₂H (Référence 1 : page 232)
 - ✓ Définition d'une base forte, exemple la soude (NaOH), définition d'une base faible, exemple NH₃
 - ✓ Constante d'acidité K_a (Référence 1 : page 233)

Savoir-faire supposé acquis à l'entrée de l'université :

- **Conversion entre unités, utilisation des unités du système international et des unités usuelles**
- **Atome**
 - ✓ Déterminer la composition d'un atome
 - ✓ Connaître l'ordre de grandeur d'un atome
 - ✓ Utiliser la notion de masse molaire
- **Molécule :**
 - ✓ Donner la représentation développée, semi-développée, topologique d'une molécule
 - ✓ Identifier les principales fonctions organiques
 - ✓ Calculer une masse molaire d'un composé moléculaire, utiliser cette grandeur.
 - ✓ Calculer des concentrations molaires d'un soluté dans un solvant.
- **Généralités sur les réactions chimiques**
 - ✓ Équilibrer une équation chimique
 - ✓ Bâtir un tableau d'avancement afin d'estimer les espèces en présence à la suite d'une réaction totale, identifier les composés en excès et en défaut
- **Réactions acido-basiques dans l'eau**
 - ✓ Écrire la réaction d'un acide fort ou faible avec l'eau
 - ✓ Écrire la réaction d'une base forte ou faible avec l'eau.

I- Étude de l'atome d'hydrogène et des systèmes hydrogénéoïdes

Connaissances à acquérir :

- **La lumière :**
 - Onde électromagnétique (amplitude, périodicités spatiale et temporelle, notion de longueur d'onde, période, fréquence, vitesse de propagation, unité de ces grandeurs)
 - Domaine des longueurs d'onde du visible (700nm à 400nm), localisation de longueur d'onde infra-rouge et ultraviolet par rapport à celle du visible.
 - Dualité de la lumière : à la fois une onde et décrite par des particules nommés photons corps de masse nulle et d'énergie $E=h\nu$.
- **Dualité onde-particule : fondement de la mécanique quantique**
 - Aspect ondulatoire de la matière (Louis de Broglie),
 - Principe d'incertitude de Heisenberg, le produit $\Delta x \Delta p_x$ de l'ordre de $h/2\pi$.
 - Principe de la mécanique quantique : la densité de probabilité de présence, $dP/dV=|\psi|^2$
 - Équation de Schrödinger (son existence doit être connue, son expression n'est pas à connaître pas plus que sa résolution), solutions de l'équation (une énergie associée à une ou plusieurs fonctions d'onde associées), notion de spectre énergétique, notion de niveau d'énergie dégénéré et de dégénérescence, notion de quantification de l'énergie
 - Domaine d'application de la mécanique classique et de la mécanique quantique
- **Application à l'atome d'hydrogène et aux cations hydrogénéoïdes**
 - Définition d'un hydrogénéoïde
 - Connaître les forces de Coulomb présentes dans les hydrogénéoïdes : forces de coulomb proportionnelle à Z et inversement proportionnelle au carré de la distance électron-noyau.
 - Énergie potentielle d'interaction entre l'électron et le noyau : formule à connaître ($V = -\frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 R}$)
 - Définition et sens physique des coordonnées sphériques
 - Solutions de l'équation de Schrödinger ($E_n = -13,6 \frac{Z^2}{n^2} \text{ eV}$ (formule à connaître), $\Psi_{n,l,m}(r,\theta,\phi)$, n entier positif non nul, l entier positif variant de 0 à $n-1$, m entier relatif variant de $-m$ à $+m$)
 - Représentation du spectre énergétique pour un hydrogénéoïde : application à la spectroscopie électronique d'émission (série de Lyman, Balmer et Paschen pour l'atome d'hydrogène, le nom des différentes séries n'est pas à connaître mais la notion de série l'est) et d'absorption, comparaison du spectre de l'hydrogène avec celui des hydrogénéoïdes.
 - Orbitales atomiques, nomenclature des orbitales atomiques (ns, np, nd, nf, \dots), propriétés comparées des différentes orbitales ns et np , notion de surfaces nodales, augmentation du nombre de surfaces nodales lorsque l'énergie augmente, la représentation des orbitales atomiques ns et np doit être connue. Les expressions mathématiques des différentes orbitales atomiques ne sont pas à connaître.
 - Spin de l'électron

Savoir-faire à acquérir :

- **Spectre énergétique**
 - Savoir calculer l'énergie (en électron-volt et en Joule) des photons d'une lumière monochromatique de longueur d'onde λ donnée et réciproquement
 - Bâtir et exploiter le diagramme énergétique d'un hydrogénoïde en exprimant les énergies en électron-volt.
 - Exploiter le diagramme énergétique (donné) d'un composé
 - Prédire si une lumière monochromatique peut être absorbée ou émise par le système. Prédire si l'excitation conduit à l'ionisation du système.
 - Prédire la couleur d'un système connaissant son spectre d'absorption.
 - Savoir comparer le spectre énergétique de deux hydrogénoïdes.
- **Fonction(s) d'onde et énergie associée**
 - Calculer la densité de probabilité de présence de l'électron
 - Prédire le positionnement des surfaces nodales
 - Donner la dégénérescence d'un niveau énergétique
- **Orbitales atomiques**
 - Savoir représenter les orbitales atomiques (ns et np) de différents hydrogénoïdes à une même échelle.
 - Établir un lien entre l'étendue spatiale d'une orbitale atomique et son énergie

II- Atomes polyélectroniques.

Classification périodique des éléments.

Évolution des propriétés atomiques dans le tableau périodique

Connaissances à acquérir :

- **Étude de l'atome poly-électronique**
 - Hypothèse mono-électronique
 - Levée de la dégénérescence des orbitales ns/np/nd, règle de Klechkowski
 - Principe de Pauli
 - Règle de Hund (la différence entre une règle et un principe doit être connu)
 - Détermination de la structure électronique d'un atome à l'état fondamental en respectant la règle de Klechkowski
 - Définitions des électrons de cœur et de valence
 - Exceptions à la règle de Klechkowski pour les ions des métaux de transition. Les autres exceptions ne sont pas à connaître.
- **Structure du tableau périodique**
 - Règle de construction du tableau périodique des éléments
 - Identification des bloc s, p, d et f
 - Détermination du nombre et de la nature des électrons de valence à partir de la position de l'atome dans le tableau périodique
- **Évolution des propriétés des éléments chimiques dans le tableau périodique et applications**
 - **Énergie d'ionisation**
 - Définition de la première ionisation et des suivantes, analyse de l'évolution des énergies d'ionisation successives d'un atome.
 - Évolution de la première énergie d'ionisation lorsque l'on parcourt une ligne du tableau ou une colonne, localisation dans le tableau périodique des atomes associés aux plus fortes énergie d'ionisation.
 - **Rayon atomique et ionique**
 - Évolution du rayon atomique lorsque l'on parcourt une ligne ou une colonne du tableau périodique, identification des atomes associés aux plus faibles rayons atomiques
 - Dimension du rayon atomique d'un atome comparée à celle de son cation ou son anion
 - **Électronégativité**
 - Définition de l'électronégativité
 - Évolution de l'électronégativité lorsque l'on parcourt une ligne ou une colonne du tableau périodique, localisation dans le tableau périodique des atomes associés aux plus fortes électronégativités.
 - Utilisation de cette notion d'électro-négativité essentielle en chimie :
 - Définition d'un moment dipolaire (introduction de l'unité du Debye dont l'existence doit être connue mais dont la définition sera donnée le jour d'examen), polarité d'une molécule et d'une liaison chimique.

- Polarité du solvant eau, existence de liaison hydrogène dans le solvant eau
- Propriétés de solvatation de l'eau des molécules polaires et des ions.
- **Degré d'oxydation formel**
 - Définition d'un degré d'oxydation formel d'un atome
 - Domaine de variation des degrés d'oxydation des atomes
 - Méthode de détermination des degrés d'oxydation des atomes d'un système chimique
- **Métaux/Non-métaux**
 - Processus de conduction du courant des métaux, caractère isolant des non-métaux
 - Localisation des métaux et des non-métaux dans le tableau périodique
 - Métaux alcalins, métaux alcalinoterreux, post-transitionnels, métaux de transition
- **Notions de famille d'éléments et propriétés des principales familles d'éléments**
 - Les gaz rares : stabilité due à l'existence d'une couche électronique pleine
 - Les alcalins : métaux, degrés d'oxydation accessibles : deux degrés d'oxydation (0 et 1), composés réducteurs, énergie d'ionisation faible, électronégativité faible
 - Les alcalino-terreux : métaux, deux degrés d'oxydation (0 et 2), composés réducteurs, énergie d'ionisation faible, électronégativité faible
 - Les halogènes : non-métaux formant comme corps simples des molécules di-atomiques A_2 , composés oxydants, énergie d'ionisation des atomes et électronégativité élevées pour les premiers halogènes
- **Application à l'étude de réaction d'oxydo-réduction simple**
 - Définition d'un oxydant, d'un réducteur, d'un couple rédox et de la demi-équation rédox associée à un couple.
On se limitera aux couples qui ne nécessitent pas de H^+ ou OH^- pour équilibrer la demi-équation rédox. Ces couples seront étudiés en CH202.
 - Détermination du nombre d'électrons échangés dans une demi-équation rédox en prenant en compte la variation des degrés d'oxydation.
 - Réaction d'oxydo-réduction : réaction au cours de laquelle a lieu un transfert d'électron d'un réducteur vers un oxydant et au cours de laquelle certains atomes changent de degré d'oxydation, obtention de cette dernière à l'aide des demi-équation rédox.

Savoir-faire à acquérir :

- **Pour un atome**
 - Déterminer la configuration électronique fondamentale d'un atome ou d'un ion connaissant son numéro atomique ou sa position dans le tableau périodique, identifier les électrons de valence et les électrons de cœur, donner la représentation des orbitales des électrons lorsqu'il s'agit d'orbitales atomes de type s ou p.
 - Dire s'il s'agit d'un métal ou d'un non-métal
 - Dire s'il appartient à une famille étudiée en cours (alcalin, alcalinoterreux, halogène, gaz rares) ou s'il s'agit d'un métal de transition.
 - Déterminer le domaine de variation des degrés d'oxydation possibles pour un atome
 - Déterminer le degré d'oxydation de cet atome dans un système chimique donné.
 - Savoir comparer ses énergies d'ionisation successives.

- Comparer ses propriétés (énergie d'ionisation, électronégativité, comportement métallique ou non métallique, nombre d'électrons de valence, domaine de variation des degrés d'oxydation possible) avec celles d'un autre atome.
- **Réaction d'oxydo-réduction**
 - Identifier l'oxydant et le réducteur dans un couple rédox, le nombre d'électrons échangés
 - Écrire la demi-équation rédox associée à un couple.
 - Prédire la réaction bilan d'une réaction d'oxydo-rédox. On se limitera pour les demi-équations et les réactions bilans aux couples d'oxydant réducteur qui ne nécessitent pas la présence de H^+ et de OH^- .

III- Interactions au sein d'un composé chimique, entités dans un composé, dissolution d'un sel dans l'eau

Connaissances à acquérir :

- **Différentes types d'interaction : définition et caractéristiques**
 - Liaisons fortes : covalente, ionique, ion-covalente, métallique
 - Liaisons faibles : liaison hydrogène, liaison Van der Waals
- **Lien entre nature de la liaison et température de changement d'état**
- **Lien entre nature de la liaison et la solubilité d'un composé dans l'eau**
- **Décrypter une formule chimique en prédisant les éventuelles entités chimiques présentes en son sein.**
- **Dissolution d'un sel dans l'eau : définition d'un sel, de la solubilité d'un sel dans un solvant, unités utilisées, facteur influençant la solubilité d'un sel.**
- **Connaissance de la formule chimique et du nom d'anions et de cations courants : cation ammonium (NH_4^+), anions halogénures (anions fluorure (F^-), chlorure (Cl^-), bromure (Br^-) et iodure (I^-)), anion sulfate (SO_4^{2-}), anion nitrate (NO_3^-), anion phosphate (PO_4^{3-})**

Savoir-faire à acquérir :

Pour un composé chimique :

- Identifier les entités présentes dans un composé chimique, nature des interactions entre ces entités
- Prédire l'ordre de grandeur de sa température de fusion d'un composé : faible (inférieure à 0°C), intermédiaire (0°C - 100°C), élevée (supérieure à 100°C)
- S'il s'agit d'un sel,
 - Prédire les ions en présence en solution ainsi que leurs concentrations.
 - Connaissant la solubilité d'un sel, prédire si une solution est saturée

IV-Systématique de Lewis et géométrie des molécules par VSEPR

Connaissances à acquérir :

- Règle de l'octet et du duet
- Détermination de la structure de Lewis d'une entité moléculaire, des éventuelles charges portées par les atomes, des structures de Lewis limites (également appelées structures mésomères), des structures moyennes (charges moyennes portées par les atomes, indice de liaison moyen)
- Lien entre indice de liaison d'une liaison A-B et distance d'équilibre $d_{eq}(AB)$.
- Méthode de Gillespie (également nommée VSEPR) pour déterminer la géométrie d'une entité moléculaire impliquant des non-métaux.

Savoir-faire à acquérir :

Pour un composé chimique :

- Déterminer sa structure de Lewis en représentant tous les doublets électroniques. Lorsque le système est décrit par plusieurs structures de Lewis limites (également appelées structures mésomères), les déterminer ainsi que la structure moyenne (également appelée structure hybride de résonance). Déterminer les charges formelles ainsi que les charges moyennes sur les structures de Lewis moyennes. Déterminer les indices de liaison moyens.
- Établir un lien entre distance d'équilibre et indice de liaison moyen.
- Déterminer sa géométrie à l'aide de la méthode VSEPR
- Prédire la polarité de la molécule et la polarité des différentes liaisons.
- Prédire la force relative d'acides de structure chimique comparable

V- Première description de l'état solide

Connaissances à acquérir

- Définition de la matière à l'état solide d'un point de vue macroscopique et d'un point de vue particulière.
- Composé cristallin et composé amorphe
- Notion de rayon covalent, rayon ionique et de rayon de van der Waals.
- Connaître l'ordre de grandeur de la dimension d'un atome.
- Définitions des notions de corps simple et de corps composé.
- Stœchiométrie d'un composé. Structures cubique à faces centrées, cubique centrée, cubique simple.
- Compacité d'un solide.

Savoir-Faire à acquérir :

- Connaissant la position et la nature des différents atomes dans un composé : identifier s'il s'agit d'un composé cristallin ou d'un composé amorphe, s'il s'agit d'un corps simple ou un corps composé, s'il s'agit d'un mélange.
- Savoir représenter la structure d'un métal décrit par un maille cubique simple ou par une maille cubique simple ou par une maille cubique faces centrées, savoir calculer la compacité de ces structures.
- Connaissant la maille d'un composé cristallin :
 - Déterminer sa stœchiométrie,
 - À l'aide des données fournies, calculer le rayon d'un atome ou la compacité ou la masse volumique du composé
 - Déterminer le cas échéant le rayon covalent et le rayon de van der Waals d'un atome.

Compétences transversales à acquérir à l'issue du semestre :

- Prédire le comportement d'un système chimique soumis à l'exposition d'une lumière monochromatique et prédire le comportement d'un système chimique placé initialement dans un état électronique excité
- Prédire les principales propriétés d'un atome en fonction de sa position dans le tableau périodique et de la valeur de son électronégativité comparée à celles des autres atomes.
- **Savoir utiliser la notion d'électronégativité** pour prédire la polarité d'une molécule, sa solubilité, l'existence de liaisons hydrogène dans le composé pur ou en solution aqueuse et pour déterminer le degré d'oxydation d'un atome dans un composé.
- **Prédire les caractéristiques et propriétés d'un élément** : nombre et nature des électrons de valence, caractère métallique ou non métallique, appartenance à une famille d'atomes, domaine de variation des degrés d'oxydation possibles, degrés d'oxydation les plus courants (lorsqu'ils existent), nombre(s) de liaison(s) que peut établir l'élément (s'il s'agit d'un non-métal) qu'il soit neutre, portant une charge formelle positive ou une charge formelle négative, à l'état solide, s'il s'agit d'un métal, calcul de la compacité du composé à l'état solide, différences des propriétés de cet élément par rapport à des éléments de la même ligne ou colonne.
- **Prédire les propriétés d'un composé chimique** : entité(s) présente(s) en son sein, nature et force des interactions entre les différentes entités, ordre de grandeur de ses températures de changement d'état, structure(s) de Lewis, ordre de liaison des différentes liaisons, géométrie d'une molécule lorsqu'elle ne contient que des non-métaux, polarité de la molécule, polarité des liaisons, solubilité du composé dans l'eau, calcul de la compacité, de la masse volumique du solide, propriété d'oxydo-réduction (participation à un couple d'oxydant/rédox), éventuelle propriété acido-basique