Note aux colleurs : on pourra poser au besoin un exercice de mécanique du point.

Chapitre 15 – Interactions intermoléculaires

- ▷ Savoir déterminer la géométrie d'une molécule en fonction du nombre de doublets (liants ou non-liants) entourant l'atome central ; théorie VSEPR.
- ▷ Expliquer l'origine physique du moment dipolaire.
- ▷ Déterminer la direction et le sens du moment dipolaire d'une liaison.
- ▷ Déterminer la direction et le sens du moment dipolaire d'une molécule (en première approximation, somme *vectorielle* des moments dipolaires de chacune des liaisons).
- ▷ Savoir définir l'énergie d'interaction (molaire ou pas) entre deux corps (énergie minimale à fournir pour éloigner les deux corps à l'infini l'un de l'autre).
- ▷ Connaître les caractéristiques des trois types d'interactions de van der Waals (Keesom, Debye, London) : dipôles permanents ou dipôles induits, ordre de grandeur des énergies de liaison.
- ▷ Savoir que ces trois interactions sont caractérisés par une énergie en $1/r^6$.
- ▷ Savoir pourquoi il est nécessaire d'introduire une énergie répulsive (prise conventionnellement en $1/r^{12}$).
- ▷ Connaître les caractéristiques d'une liaison hydrogène : liaison entre un hydrogène lié à un petit atome très électro-négatif (O, N ou F) et un doublet non liant porté par ces mêmes atomes ; ordre de grandeur de l'énergie de liaison ; caractère protique d'une molécule.
- ▷ Savoir que les liaisons hydrogènes peuvent avoir lieu entre deux molécules, ou au sein d'une même molécule.
- ▷ Connaître le lien qualitatif entre l'énergie d'interaction d'une liaison et sa longueur : plus il faut d'énergie pour « casser » une liaison, plus cette dernière est de faible longueur.
- ▷ Lier qualitativement la valeur plus ou moins grande des forces intermoléculaires à la polarité et la polarisabilité des molécules.
- ▷ Connaître le lien entre température et vitesse d'agitation moléculaire.
- ▷ Savoir qu'un changement d'état s'interprète comme la rupture de liaisons entre molécules, et donc qu'une température de changement d'état est associée à une énergie cinétique suffisante pour briser ces liaisons.
- ▷ Prévoir ou interpréter les propriétés physiques de corps purs par l'existence d'interactions de van der Waals ou de liaisons hydrogène intermoléculaires.
- ▷ Interpréter des différences de solubilité ou de miscibilité entre espèces chimiques dans un solvant.
- ▷ Expliquer qualitativement le mécanisme microscopique de mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.
- ▷ Comparer deux solvants en terme de polarité, proticité et pouvoir dispersif.
- ▷ Justifier le choix d'un solvant adapté à la dissolution d'une espèce donnée, à la réalisation d'une extraction et aux principes de la chimie verte.

Chapitre 16 – Équilibres acido-basiques

Note aux colleurs : Questions de cours ou exercices élémentaires uniquement.

Dans le cadre du programme, on se limite à **une** réaction prépondérante et l'autoprotolyse négligeable.

- ▷ Savoir définir un acide et une base selon Brønsted. Notion de polyacide.
- ▷ Connaître quelques couples acido-basiques « classiques » : couples de l'eau, acide chlorhydrique, acide éthanoïque, ammoniac, soude, etc.
- ▷ Savoir écrire une réaction acido-basique.
- ▷ Savoir définir l'autoprotolyse de l'eau (AP), le produit ionique de l'eau ainsi que sa valeur à 25 °C.
- ▷ Connaître la définition du pH à partir de l'activité de l'ion H_3O^+ .
- ▷ Savoir justifier pourquoi un pH est compris entre 0 et 14 en solution aqueuse : cela correspond aux plages de concentrations sur lesquelles l'activité est assimilable à la concentration en $mol \cdot L^{-1}$.
- ▷ Savoir définir une solution acide, neutre et basique.
- ▷ Notion d'acide fort, de base forte, d'acide faible et de base faible.
- ▷ Savoir définir une constante d'acidité et une constante de basicité ; connaître le lien entre les deux.

- ▷ Connaître et savoir démontrer la formule du pH en fonction des concentrations en acide et base d'un couple à l'équilibre en solution (relation d'Henderson-Hasselbalch)

$$\text{pH} = \text{pK}_a(\text{AH}/\text{A}^-) + \log \left(\frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}}}{[\text{AH}]_{\text{éq}}} \right) \quad (1)$$

- ▷ Savoir définir et tracer un diagramme de prédominance ($[\text{AH}] > [\text{A}^-]$) et de majorité ($[\text{AH}] > 10[\text{A}^-]$). Savoir exploiter un diagramme de distribution.
- ▷ Savoir relier qualitativement la force d'un acide (ou d'une base) à son pK_a .
- ▷ Savoir exprimer la constante de réaction d'une réaction acido-basique en fonction (de la différence) des pK_a des différents couples.
- ▷ En utilisant un diagramme de pK_a , savoir déterminer si une réaction acido-basique est favorable ($K^\circ > 1$) ou défavorable ($K^\circ < 1$) en utilisant la règle du « gamma ».
- ▷ Savoir expliquer qualitativement ce que signifie « négliger l'autoprotolyse de l'eau ». Savoir dans quel domaine de pH on peut le faire ($\text{pH} < 6,5$ ou $\text{pH} > 7,5$).
- ▷ Savoir calculer le pH d'une solution d'acide fort, de base forte, d'acide faible ou de base faible.
- ▷ **Important** : savoir réaliser les approximations nécessaires pour limiter les calculs au maximum.
- ▷ **Important (bis)** : savoir vérifier *a posteriori* les approximations effectuées.

Titrages

- ▷ Savoir définir un titrage/dosage (la distinction n'est pas pertinente).
- ▷ Connaître les propriétés que doit vérifier une réaction de titrage (quantitative/totale, rapide, repérable, univoque).
- ▷ Savoir définir l'équivalence.
- ▷ Savoir étudier un titrage acido-basique par conductimétrie ; savoir comparer qualitativement les conductivités molaires de H_3O^+ et HO^- avec celles des autres ions en solution.
- ▷ Savoir étudier un titrage acido-basique par pH-métrie (acide fort/base forte et acide faible/base forte traités en cours) :
  - ▷ définir proprement le volume équivalent ;
  - ▷ tracer qualitativement l'allure de la courbe de titrage (pH en fonction de V) ;
  - ▷ savoir utiliser cette courbe si elle est donnée dans un exercice.
- ▷ Savoir définir un indicateur coloré acido-basique, connaître si possible quelques indicateurs « usuels ».
- ▷ Savoir que pour utiliser un IC lors d'un titrage, le pH à l'équivalence doit se situer dans la zone de virage de l'indicateur.