

Représentation de Lewis des atomes et des ions

Géométrie des molécules et des ions polyatomiques. Applications

Interactions de faible énergie - Forces intermoléculaires

Formule des composés organiques

Analyse immédiate, analyse élémentaire qualitative et quantitative.

Détermination des formules brutes et des masses molaires (densité en phase gazeuse).

Formules développées, semi-développées, compactes et topologiques.

Isomérisie de constitution (isomérisie de chaîne, de position, de fonction) et stéréoisomérisie.

Détermination des différents isomères de constitution à partir d'une formule brute.

Notion de fonctions. Classes (cas général) et valences associées.

Principales fonctions monovalentes, divalentes, trivalentes.

Nomenclature (simple)

Stéréochimie des molécules organiques (1^{ère} partie)

Représentation des structures spatiales (perspective, Cram, Newman).

Analyse conformationnelle : éthane, butane.

Configurations. Règles de Cahn, Ingold et Prélog. Applications aux composés possédant des atomes asymétriques et aux dérivés éthyléniques.

Stéréochimie des molécules organiques (2^{ème} partie)

Isomérisie optique. Condition générale de chiralité et critères pratiques. Activité optique : loi de Biot. Enantiomérisie.

Isomérisie géométrique. Diastéréoisomérisie.

Exemples (classiques) : cas des composés à 2 C*. Cas général et cas particulier de 2 C* dont les substituants sont identiques. Composé méso.

A partir de S14

Equilibres acido-basiques

Constante d'acidité.

Diagramme accepteur-donneur (DAD, gradué en pK_A). Diagramme de prédominance (DP).

Exemples usuels d'acides et bases : nom, formule et nature – faible ou forte – des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, acétique, du dioxyde de carbone aqueux, de la soude, la potasse, l'ion hydrogénocarbonate, l'ion carbonate, l'ammoniac.

Réaction la plus favorisée entre les espèces introduites en solution (définie comme la réaction de plus grande constante d'équilibre).

Capacités exigibles :

Reconnaître une réaction acide-base à partir de son équation.

Écrire l'équation de la réaction modélisant une transformation en solution aqueuse en tenant compte des caractéristiques du milieu réactionnel (nature des espèces chimiques en présence, pH) et des observations expérimentales.

Utiliser des tables pour extraire les données thermodynamiques pertinentes pour étudier un système en solution aqueuse.

Déterminer la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre pour une équation de réaction, combinaison linéaire d'équations dont les constantes thermodynamiques sont connues.

Révisions, uniquement S13

Vitesse de réaction

Etude expérimentale de la cinétique des réactions chimiques et cinétique formelle
(cf programme précédent)

TP n°4 : Etude d'une cinétique par conductimétrie. Saponification de l'acétate d'éthyle

Utilisation des différences de conductivité pour déterminer l'ordre global de la réaction de saponification. Détermination de l'énergie d'activation.

TP n°5 : Cinétique de la décoloration de la phénolphtaléine suivie par spectrophotométrie

Détermination des ordres partiels par rapport à la phénolphtaléine et aux ions hydroxyde. Méthodes différentielles et intégrales.

Programme du DS n°3 (Samedi 10 janvier 2026)

Représentation de Lewis des atomes et des ions.

Géométrie des molécules et des ions polyatomiques.

Applications DONT moment dipolaire.

Vitesse de réaction.

Étude expérimentale de la cinétique des réactions chimiques et cinétique formelle

Interactions de faible énergie - Forces intermoléculaires

Formules des composés organiques.

Stéréochimie.
