
Programme de colles : 12 au 15 novembre

ÉVOLUTION TEMPORELLE D'UN SYSTÈME SIÈGE D'UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE

I. Vitesses de réaction

1. Vitesse de formation / disparition d'un composé A_i
2. Vitesse de réaction, vitesse globale de réaction
3. Vitesse spécifique ou volumique d'une réaction
4. Relations entre ces différentes vitesses

II. Facteurs influençant la cinétique de la réaction

1. Influence de la concentration (savoir écrire une loi de vitesse et dire selon si la réaction admet un ordre ou non, ordres partiels et ordre global d'une réaction)
2. Influence de la température (loi d'Arrhenius, savoir faire l'étude de données expérimentales puis la régression linéaire afin de retrouver les paramètres d'Arrhenius (*vu en classe entière*), définir l'énergie d'activation)
3. Influence d'un catalyseur (homogène, hétérogène, enzymatique)

III. Cinétique formelle de réactions d'ordres simples

1. Réaction à un réactif d'ordre global **zéro**
 - Établissement de l'équation différentielle
 - Séparation des variables
 - Intégration
 - Représentation graphique
2. Réaction à un réactif d'ordre global **un**
 - Établissement de l'équation différentielle
 - Séparation des variables
 - Intégration
 - Représentation graphique
3. Réaction à un réactif d'ordre global **deux**
 - Établissement de l'équation différentielle
 - Séparation des variables
 - Intégration
 - Représentation graphique
4. Temps de demi-réaction associés aux trois cas précédents

IV. Détermination de l'ordre d'une réaction

1. Méthode intégrale (savoir expliquer l'émission d'hypothèses de l'ordre (1, puis 0, puis 2))
2. Méthode différentielle (tracer $[A] = f(t)$, tracer des tangentes, extraire les coefficients directeurs des tangentes, puis traiter la loi de vitesse en $\ln(v) = f(\ln[A])$ pour trouver l'ordre comme le coefficient directeur de la régression linéaire)
3. Méthode de la dégénérescence de l'ordre (pour des réactions à plus d'un réactif)
 - *Savoir expliquer le principe*
 - *Exemple fait en cours sur l'oxydation d'un alcool secondaire par O_2 en présence d'un initiateur*

Savoir faire des régressions linéaires à l'aide de la calculatrice doit être désormais acquis !

FORMATION DES MOLÉCULES : LEWIS, MÉ SOMERIE ET VSEPR

I - La classification périodique

- Connaître les composants de l'atome : noms, masse, charge et savoir symboliser le noyau.
- Définir Z et A ; état fondamental et excités; configuration électronique; électrons de valence.
- Écrire la configuration électronique d'un atome.
- Décrire la classification périodique et expliquer son principe de construction.
- Connaître les 3 premières lignes de la classification (nom, symbole, numéro atomique).
- Déterminer la position d'un élément dans la classification à partir de sa configuration électronique et vice versa.
- Définir l'électronégativité, le rayon atomique, le pouvoir polarisant et la polarisabilité.
- Connaître l'évolution de l'électronégativité et du rayon atomique dans la classification.
- Énoncer la règle de stabilité.

II - Liaison covalente localisée : Modèle de Lewis

- Connaître les deux processus de formation d'un doublet liant (à définir) et traduire les déplacements d'électrons mis en jeu avec les flèches adéquates.
- Longueur de liaison : connaître la définition, un ordre de grandeur et les facteurs dont elle dépend (prévoir et justifier son évolution dans une série de liaisons).
- Énergie de liaison : connaître la définition, un ordre de grandeur et les facteurs dont elle dépend (prévoir et justifier son évolution dans une série de liaisons).
- Règles de l'octet et du duet : énoncer et justifier ces règles en se basant sur la configuration de valence du gaz noble suivant.
- Mémoriser le fait que la règle de l'octet ne doit être satisfaite que pour C, N, O et F. Remarquer que Li, Be, B sont déficitaires en électrons. Mémoriser que les éléments de la 2^e période ne sont jamais entourés de plus de huit électrons.
- Pour les éléments de la 3^e période, savoir qu'il n'y a pas de règle : connaître le terme d'hypervalence et savoir identifier les cas.
- Mémoriser le vocabulaire : acide de Lewis, base de Lewis et radical et les identifier à partir de leurs schémas de Lewis.
- Calculer le nombre de doublets dans une molécule à partir des électrons de valence.
- Décrire et appliquer la méthode permettant d'écrire un schéma de Lewis.
- Attribuer en justifiant les charges formelles éventuelles sur chaque atome.
- Savoir que le schéma de Lewis ne donne aucune indication sur la géométrie de l'édifice.

III - Liaison covalente délocalisée : mésomérie et résonance

- Anticiper l'existence de formes mésomères pour des entités dans lesquelles doublets libres et/ou liaisons π se délocalisent sans modification du squelette. Décrire ces délocalisations électroniques par des flèches indiquant les déplacements d'électrons.
- Mémoriser les règles permettant de sélectionner les formes mésomères les plus représentatives et les appliquer sur des exemples.

IV - Prév ision de la géométrie des molécules et des ions : VSEPR

- Connaître la signification de VSEPR.
 - Expliquer le principe de la méthode VSEPR, en illustrant avec des exemples concrets de votre choix.
 - Déd uire la formulation VSEPR AX_pE_q à partir de la structure de Lewis.
 - Mémoriser les arrangements spatiaux des $p + q$ doublets autour de l'atome central A pour $p + q \leq 4$: dessiner rapidement cet arrangement dans l'espace, nommer la géométrie résultante, et connaître les valeurs des angles entre doublets.
 - Comparer des angles de liaisons au sein de structures voisines en analysant la nature des doublets présents ou la différence d'électronégativité de A ou de X , et justifier.
-

V - Polarité des édifices polyatomiques

- Reconnaître une liaison polarisée.
- Moment dipolaire : expliquer qu'il traduit une répartition dissymétrique du doublet de liaison due à la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés.
- Attribuer les charges partielles positive et négative à chaque atome.
- Mémoriser la relation permettant de calculer la norme du moment dipolaire, et son unité.
- Connaître la signification de δ , et le calculer à partir de la valeur du moment dipolaire expérimental.
- Déterminer le moment dipolaire d'un édifice polyatomique : somme vectorielle des moments dipolaires de ses liaisons.

FORCES INTERMOLÉCULAIRES ET SOLVANTS

I - Forces d'interaction dipolaire de Van der Waals

- Connaître leur nature : forces électrostatiques attractives entre dipôles (permanent / induit / instantané).
- Nommer les trois types d'interactions de van der Waals et exprimer leur énergie d'attraction (variation en $-1/d^6$) et l'ordre de grandeur énergétique.
- Connaître les différents paramètres dont chacune dépend : Définir la polarisabilité (corrélérer la polarisabilité d'une entité à sa taille), nommer le dipôle induit et expliquer la notion de moment dipolaire induit.
- Exprimer l'énergie totale d'interaction tenant compte des trois types d'interactions attractives.
- Savoir que dans les interactions de van der Waals, la contribution principale est souvent l'interaction de type London.
- Expliquer l'existence d'une longueur de liaison de van der Waals (distance pour laquelle l'énergie totale d'interactions attractives et répulsives est minimale).
- Situer sur un diagramme $E=f(d)$ la longueur de la liaison de van der Waals.
- Mettre en œuvre un raisonnement fondé sur l'analyse des interactions de van der Waals pour interpréter l'évolution des T de changement d'état.

II - La liaison hydrogène

- Connaître la définition de la liaison hydrogène.
- Interpréter d'éventuelles anomalies dans une série de températures de changement d'état d'espèces chimiques analogues.
- Connaître l'ordre de grandeur de la longueur et de l'énergie de la liaison hydrogène.
- Identifier la possibilité de développement de liaisons hydrogène intramoléculaires.

III - Les solvants

- Définir un solvant, un soluté et une solution.
 - Définir un solvant dissociant ; associer ce caractère dissociant à sa permittivité relative.
 - Définir un solvant protique (protogène).
 - Reconnaître un solvant polaire, dissociant et/ou protique grâce à sa structure et/ou à la donnée des constantes physiques et T_e .
 - Interpréter la miscibilité de deux solvants.
 - Interpréter la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant, comparer la solubilité de deux solutés dans le même solvant et dans deux solvants différents.
-