

Programme de colles n°12 – du 18 au 22 décembre

Mesures et incertitudes

Incertitude de type A, type B, incertitudes composées

Compatibilité d'une mesure et écart normalisé, Notion de biais de mesure

Modélisation affine (mais pour l'instant la régression linéaire à la calculatrice n'a pas été vu, mais on peut demander quelle modélisation effectuer pour valider une loi et l'utiliser)

Thermodynamique

Chapitre 1 : Caractérisation d'un système thermodynamique à l'équilibre**I. Les trois états de la matière**

1. Notion de corps pur et de mélange
2. Les trois états de la matière
3. Notion de phase, cas des mélanges
4. Notion de phases condensées
5. Quelques ordres de grandeur

II. Paramètres d'état d'un système

1. Les trois niveaux de description d'un système
2. Notion de paramètres d'état
3. Définition de la pression
4. Définition de la température
5. Équation d'état d'un système à l'équilibre

III. Le modèle du gaz parfait

1. Modèle macroscopique : équation d'état du gaz parfaits
2. Représentation graphique du modèle du gaz parfait
3. Modèle microscopique
4. Mélange idéal de gaz parfaits

Savoir

Savoir-faire

Définitions : système, paramètres d'état, équilibre interne, équilibre thermodynamique, équation d'état

Les états de la matière et leurs particularités.

Notion de phases condensées (caractère quasi incompressible et indilatable).

Ordres de grandeur des masses volumiques, volume molaire des différents états.

Notion de paramètres d'état et d'équation d'état.

Définition de la pression dans un gaz.

Définition thermodynamique de la température : savoir qu'elle est reliée à l'agitation des molécules, énergie cinétique.

Modèle du gaz parfait, équation d'état du gaz parfait, description microscopique, limites du modèle. Isothermes dans le diagramme de Clapeyron et d'Amagat

Pression partielle et fraction molaire d'un gaz dans un mélange.

Savoir définir un système d'étude et ses paramètres d'état d'équilibre
Manipuler l'équation d'état des gaz parfaits (gaz seul ou en mélange).**L'analyse du modèle de Van der Waals n'est plus au programme**

Constitution et cohésion de la matière

Chapitre 6 : Modèle de la liaison covalente délocalisée – mésomérie

I. Notion quantiques de la liaison chimique – Notion d'électrons délocalisables

1. Notion d'orbitales moléculaires
2. Types de recouvrement entre OA
3. Électrons délocalisables et notion de mésomérie (formules résonnantes ou formules mésomères)

II. Écriture des formules résonnantes ou mésomères d'une molécule

1. Convention d'écriture et symbole de mouvement électronique
2. Mouvements de base des électrons délocalisables
3. Formules mésomères les plus représentatives d'un édifice polyatomique
4. La mésomérie, un outil pour l'analyse des propriétés physicochimiques

III. Systèmes délocalisés en chimie organique : notion de système conjugué

Savoirs	Savoir-faire
Forme mésomères = différentes modélisations d'une même molécule. Notions quantiques de la liaison chimique (liaisons π et σ).	Passer d'une forme mésomère à l'autre en utilisant le formalisme des flèches courbes de mouvement électronique. Trouver les formes mésomères les plus représentatives d'une molécule. Analyser la géométrie d'une molécule (distances de liaison, angles, etc.) à l'aide des formules mésomères.

Chapitre 7 : Interactions « intermoléculaires » et propriétés physiques macroscopique

I. Les différents types d'interactions « intermoléculaires »

1. Propriétés des différents types d'entités chimiques – polarité et polarisabilité d'une entité moléculaire
2. Interactions ions-ions, ions-dipôles
3. Interactions dipôles-dipôles – Interactions de Van der Waals
4. Liaison hydrogène (ou pont hydrogène)

II. Interactions au sein d'un corps pur et température de changement d'état

1. Solides ou liquides ioniques
2. Solides ou liquides moléculaires
3. Changement d'état d'un corps pur et température de changement d'état

III. Solubilisation d'espèces chimiques au sein d'un solvant

1. Solubilisation de différents types d'espèces chimiques
2. Propriétés et types de solvant
3. Notion de solubilité
4. Notion de miscibilité

Savoirs	Savoir-faire
Notion de polarisabilité. Moment dipolaire permanent, induit, instantané. Interactions de Van Der Waals : différents types, caractéristiques. Liaison hydrogène. Interactions ioniques. Ordre de grandeur des énergies de liaison. Grandeurs caractéristiques et propriétés de solvants moléculaires : moment dipolaire, permittivité relative, caractère protogène. Mise en solution d'une espèce chimique moléculaire (solvatation) ou d'un solide ionique (dissociation et solvatation) Effet hydrophobe.	Savoir distinguer les interactions qu'effectuent des entités chimiques entre elles. Déterminer les évolutions des températures de changement de phase dans une série. Déterminer les propriétés d'un solvant moléculaire. Justifier la solubilité d'une espèce chimique moléculaire ou ionique dans un solvant donné. Déterminer les évolutions des solubilités dans une série. Justifier la miscibilité ou la non-miscibilité de deux solvants.

Transformations chimiques : prévision de l'état final d'un système

Chapitre 1 : Etude des systèmes siège d'une transformation chimique

I. Modélisation de la transformation chimique

1. Description d'un système physico-chimique
2. Modélisation d'une transformation par une réaction chimique
3. Stœchiométrie d'une réaction chimique et nombres stœchiométriques
4. Avancement de réaction et taux d'avancement
5. Avancement maximal et réactif limitant
6. Avancement à l'équilibre

II. Quotient de réaction

1. Activité d'une espèce physico-chimique
2. Quotient de réaction

III. Critère d'équilibre et d'évolution : loi de Guldberg et Waage

1. Constante standard d'équilibre
2. Critère d'équilibre : loi de Guldberg et Waage
3. Calcul de K° à partir de réactions référencées
4. Critère d'évolution spontanée

IV. Applications

1. Systèmes homogènes : équilibre toujours atteint
2. Systèmes hétérogènes : possibilité de rupture d'équilibre

Savoirs	Savoir-faire
<p>Modélisation d'une transformation chimique, équation de réaction, nombres stœchiométriques, avancement de réaction, taux d'avancement, réactif limitant.</p> <p>Caractère totale ou non d'une transformation.</p> <p>Activité d'une espèce physico-chimique, expression du quotient de réaction.</p> <p>Constante thermodynamique d'équilibre $^\circ$.</p> <p>Critère d'équilibre (loi de Guldberg et Waage).</p> <p>Critère d'évolution spontanée.</p> <p>Notion de solution saturée et de rupture d'équilibre dans le cas des systèmes hétérogènes</p>	<p>Savoir calculer des quantités de matière initiales et des concentrations initiales</p> <p>Remplir un tableau d'avancement.</p> <p>Déterminer l'avancement maximal et le réactif limitant.</p> <p>Écrire un quotient de réaction pour différents types de système (homogène, hétérogène, en solution, en phase gaz).</p> <p>Associer la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre au caractère thermodynamiquement favorable ou non d'une réaction.</p> <p>Calculer des constantes thermodynamique d'équilibre à partir d'autres constantes standard d'équilibre.</p> <p>Prévoir le sens d'évolution d'un système.</p> <p>Déterminer l'avancement à l'équilibre dans le cas des systèmes gazeux, en solution homogène ou hétérogènes</p> <p>Pour les colleurs :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Les calculs par approximation n'ont pas encore été vus. - Tout a été traité en une semaine (nous avons eu plus d'heures de cours qu'habituellement), donc c'est très frais pour les élèves

Compétences générales évaluées

S'approprier	Comprendre ce qui est attendu dans un énoncé
	Extraire les informations d'un énoncé
	Modéliser une situation concrète
	Relier le problème à une situation modèle connue
	Estimer des valeurs numériques ou des ordres de grandeur
Analyser	Identifier les domaines de la discipline, les lois, les grandeurs physiques ou chimiques à utiliser
	Décomposer le problème posé en des problèmes plus simples afin de construire l'ensemble du raisonnement avant de commencer
	Savoir exploiter des informations sous formes diverses (valeurs numériques, graphique, tableau, spectre, etc.)
	Formuler une hypothèse, construire un modèle
	Définir le système d'étude
Réaliser	Construire un raisonnement scientifique logique
	Maîtriser ses connaissances
	Réinvestir ses connaissances
	Savoir mettre en place des équations mathématiques pour résoudre un problème physique ou chimique
	Savoir mener efficacement les calculs analytiques
	Savoir déterminer une expression littérale
	Savoir effectuer des applications numériques correctes (conversion d'unités si besoin), avec le bon nombre de chiffres significatifs
Valider	Vérifier l'homogénéité des formules lors d'un calcul
	S'assurer que l'on a répondu à la question posée
	Exercer son esprit critique sur la pertinence d'un résultat (ordre de grandeur, comparaison avec des résultats connus, précision d'une mesure...), d'une hypothèse, d'un modèle
	Interpréter des résultats
	Valider ou invalider une hypothèse, une information, une loi...
	Confronter un modèle au réel, confronter un modèle mathématique à des résultats expérimentaux (identification du graphe à tracer, régression, ...)
Communiquer	Faire preuve d'initiative
	Demander une aide pertinente
	S'exprimer de manière claire, concise et avec assurance
	Utiliser le tableau de manière claire et lisible
	Utiliser un vocabulaire scientifique adapté et rigoureux
	Réagir face à une situation difficile (erreurs dans le raisonnement, erreurs de calcul, etc.)
	Tenir compte des aides et des commentaires du correcteur