

Programme de colles n°20 – du 9 au 13 mars 2026

Thermodynamique

Chapitre 3 : Transformations thermodynamiques d'un système et transferts associés

Chapitre 4 : Bilans d'énergie pour un système thermodynamique – Premier principe de la thermodynamique – Énergie interne et enthalpie

I. Énergie interne et premier principe

1. Énergie totale d'un système et énergie interne
2. Premier principe – Un principe de conservation de l'énergie
3. Premier principe pour un système macroscopiquement au repos
4. L'énergie interne est une fonction d'état

II. Variation d'énergie interne pour un système monophasé

1. U fonction de deux paramètres d'état
2. Différentielle de U – Capacité thermique à volume constant
3. Application du premier principe dans le cas des transformations isochores
4. Variation d'énergie interne d'une phase condensée
5. Variation d'énergie interne d'un gaz parfait – 1ère loi de Joule

III. Enthalpie H

1. Définition de la fonction enthalpie H et propriétés
2. Différentielle de H – Capacité thermique à pression constant
3. Intérêt de l'enthalpie : transfert d'énergie thermique lors d'une transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et dans l'état final.
4. Variation d'enthalpie d'une phase condensée
5. Variation d'enthalpie d'un gaz parfait – 2^{de} loi de Joule
6. Enthalpie de changement de phase d'un corps pur
7. Application à la calorimétrie

Pas de régime transitoire mais les élèves ont eu à travailler sur l'effet de serre pendant les vacances

Savoir	Savoir-faire
<p>Premier principe de la thermodynamique. Bilans d'énergie.</p> <p>Premier principe de la thermodynamique. Énergie interne du gaz parfait. Extensivité de l'énergie interne. Capacité thermique à volume constant d'un gaz considéré comme parfait. Énergie interne et capacité thermique à volume constant d'une phase condensée indilatable et incompressible.</p> <p>Fonction d'état enthalpie</p> <p>Fonction d'état enthalpie ; capacité thermique à pression constante d'un gaz parfait et d'une phase condensée. Variation d'enthalpie associée à un changement d'état.</p>	<p>Citer les différentes contributions microscopiques et macroscopiques à l'énergie d'un système donné.</p> <p>Utiliser le premier principe de la thermodynamique entre deux états d'équilibre thermodynamique et en terme de puissance en régime stationnaire</p> <p>Exploiter l'extensivité de l'énergie interne.</p> <p>Distinguer le statut de la variation de l'énergie interne d'un système du statut des termes d'échange énergétique avec le milieu extérieur.</p> <p>Exploiter l'expression de la variation d'énergie interne d'un gaz considéré comme parfait, l'expression de la capacité thermique à volume constant étant fournie.</p> <p>Exploiter l'expression de la variation de l'énergie interne d'une phase condensée incompressible et indilatable en fonction de sa température.</p> <p>Exprimer le premier principe de la thermodynamique sous forme de bilan d'enthalpie dans le cas d'une transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et dans l'état final.</p> <p>Exprimer l'enthalpie du gaz parfait à partir de l'énergie interne.</p> <p>Exprimer la variation d'enthalpie d'un gaz parfait ou d'une phase condensée indilatable et incompressible en fonction de la variation de température.</p> <p>Citer la valeur de la capacité thermique massique de l'eau liquide.</p> <p>Exploiter l'extensivité de l'enthalpie.</p> <p>Réaliser un bilan énergétique en prenant en compte des changements d'état.</p>

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

Titrages indirects

Chapitre 4 : Etude des systèmes siège de réactions d'oxydo-réduction

I. Équilibre d'oxydoréduction

1. Couple oxydant/réducteur
2. Nombre d'oxydation
3. Demi-équations électroniques et équation de réaction d'oxydoréduction
4. Couples d'oxydoréduction de l'eau
5. Réactions de dismutation et de médiamutation
6. Réaction d'oxydoréduction en chimie organique et en chimie du vivant

II. Pile électrochimique et potentiel d'électrode

1. Description d'une pile : exemple de la pile Daniell
2. Principe général et vocabulaire
3. Potentiel d'électrode
4. Retour sur le fonctionnement de la pile Daniell
5. Exemples d'électrodes

III. Application à la prévision des réactions d'oxydoréduction

1. Classement des couples rédox
2. Diagrammes de prédominance ou d'existence
3. Détermination du système final à l'aide de la méthode de la réaction prépondérante unique
4. Influence du pH – notion de potentiel standard apparent
5. Titrages rédox

Savoirs	Savoir-faire
<p>Oxydants et réducteurs, nombre d'oxydation. Couple oxydant-réducteur. Exemples d'oxydants et de réducteurs minéraux usuels : nom et formule des ions thiosulfate, permanganate, hypochlorite, du dichlore, du peroxyde d'hydrogène, du dioxygène, du dihydrogène, des métaux. Application à la chaîne d'oxydation des alcools. Réaction d'oxydo-réduction. Dismutation et médiamutation.</p>	<p>Lier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur du corps simple correspondant. Prévoir les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique. Identifier l'oxydant et le réducteur d'un couple à l'aide de l'analyse des nombres d'oxydation et/ou à l'aide de l'écriture d'une demi-équation électronique. Identifier une réaction d'oxydo-réduction à partir de son équation. Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction modélisant une transformation en solution aqueuse</p>
<p>Pile, tension à vide, potentiel d'électrode, potentiel standard, relation de Nernst. Réactions électrochimiques aux électrodes. Diagrammes de prédominance ou d'existence : tracé et exploitation.</p>	<p>Modéliser le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrode. Déterminer la capacité électrique d'une pile. Réaliser une pile et étudier son fonctionnement</p>
<p>Réaction d'oxydo-réduction. Constante thermodynamique d'équilibre. Composition d'un système à l'état final.</p>	<p>Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction modélisant une transformation en solution aqueuse et déterminer la valeur de sa constante thermodynamique d'équilibre. Prévoir qualitativement ou quantitativement le caractère thermodynamiquement favorisé ou défavorisé d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard des couples mis en jeu. Extraire les données thermodynamiques pertinentes de tables pour étudier un système en solution aqueuse. Exploiter les diagrammes de prédominance ou d'existence pour identifier les espèces incompatibles ou prévoir la nature des espèces majoritaires. Déterminer la composition du système dans l'état final pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique, en simplifiant éventuellement les calculs à l'aide d'une hypothèse adaptée.</p>

Transformations chimiques : évolution temporelle d'un système chimique

Chapitre 1 : Modélisation macroscopique – cinétique expérimentale (pas au programme du DS de samedi)

I. Définitions en cinétique chimique

1. Notation algébrisée d'une équation de réaction
2. Vitesses volumiques de formation et de disparition d'une espèce chimique
3. Vitesse volumique de réaction

II. Facteurs cinétiques

1. Influence des concentrations : loi d'ordre
2. Influence de la température : loi d'Arrhénius
3. Autres facteurs

III. Étude mathématique des réactions d'ordre simple

1. Démarche générale
2. Réaction d'ordre 0 par rapport à tous les réactifs
3. Réaction d'ordre 1 par rapport à A et 0 par rapport à tous les réactifs
4. Réaction d'ordre 2 par rapport à A et 0 par rapport à tous les réactifs
5. Analyse graphique

Savoirs	Savoir-faire
Définitions des différentes vitesses (formation, disparition, spécifique, volumiques) Loi de vitesse pour une réaction avec ordre simple 0, 1 ou 2 par rapport à un seul réactif Loi d'Arrhénius Facteurs d'influence cinétique Etude mathématique dans les cas simples (ordre 0, 1 ou 2 par rapport à un seul réactif)	Savoir intégrer les équations différentielles afin de déterminer la loi horaire Uniquement des questions de cours

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