

COMMENTAIRES GENERAUX:

L'objectif est de donner aux futurs ingénieurs **une culture en sciences chimiques**. La réflexion sur les phénomènes scientifiques doit primer sur toute dérive calculatoire.

PROPOSITIONS	COMMENTAIRES
I Mélanges et transformations de la matière : aspects thermodynamiques	
I Description d'un système et évolution vers un état final	
<p>États physiques et transformations de la Matière États de la matière : gaz, liquide, solide cristallin, solide amorphe et solide semi-cristallin, variétés allotropiques. Notion de phase.</p> <p>Système physico-chimique Constituants physico-chimiques. Corps purs et mélanges : concentration molaire, fraction molaire, pression partielle. Composition d'un système physico-chimique.</p> <p>Transformation chimique Modélisation d'une transformation par une réaction chimique. Évolution d'un système lors d'une transformation chimique modélisée par une seule réaction chimique. Equation de réaction, avancement (molaire et volumique), activité, produit réactionnel, critère d'évolution, constante d'équilibre thermodynamique.</p> <p>Description de l'état final : état d'équilibre chimique, transformation totale, composition chimique du système.</p> <p>Application du premier principe à la transformation chimique Etat standard. Enthalpie standard de réaction. Enthalpie standard de changement d'état. Enthalpie standard de formation, état standard de référence d'un élément. Loi de Hess. Effets thermiques pour une transformation isobare : - transfert thermique causé par la transformation chimique d'un réacteur isobare isotherme ($\Delta H = Q_p = \xi \Delta_r H^\circ$). - transformation chimique exothermique ou endothermique.</p> <p>Application du second principe à la transformation chimique Enthalpie libre de réaction. Enthalpie libre standard de réaction. Relation entre $\Delta_r G$, $\Delta_r G^\circ$ et Q_r ; évolution d'un système chimique. Entropie molaire standard absolue. Entropie standard de réaction $\Delta_r S^\circ$.</p> <p>Les systèmes non idéaux sont hors programme de même que la notion de coefficient d'activité. Les lois de Henry et de Raoult sont hors programme.</p>	<p>Reconnaître la nature d'une transformation. Déterminer l'état physique d'une espèce chimique à partir de la lecture d'un diagramme de phase (P,T) d'un corps pur.</p> <p>Recenser les constituants physico-chimiques présents dans un système. Décrire la composition d'un système à l'aide des grandeurs physiques pertinentes (molalité exclue). Seuls les systèmes idéaux seront à considérer à l'état de corps purs et de mélanges.</p> <p>Écrire l'équation de la réaction qui modélise une transformation chimique donnée. Détermination de la constante d'équilibre. Décrire qualitativement et quantitativement un système chimique dans l'état initial ou dans un état d'avancement quelconque. Exprimer l'activité d'une espèce chimique pure ou dans un mélange dans le cas de solutions aqueuses très diluées ou de mélanges de gaz parfaits avec référence à l'état standard. Exprimer le produit réactionnel. Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique en réaction. Identifier un état d'équilibre chimique. Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique.</p> <p>Déterminer l'enthalpie standard de réaction à l'aide de tables de données thermodynamiques ou de la loi de Hess.</p> <p>Évaluer la température atteinte par un réacteur monobare adiabatique siège d'une transformation chimique exothermique ou endothermique. Prévoir le sens de transfert thermique entre le système en transformation chimique et le milieu extérieur. Dans les exercices on évitera d'alourdir les calculs. On prendra des C_p° qui ne dépendent pas de la température.</p> <p>Relier création d'entropie et enthalpie libre de réaction lors d'une transformation d'un système physico-chimique à P et T fixées. Prévoir le sens d'évolution à P et T fixées d'un système physico-chimique dans un état donné à l'aide de l'enthalpie libre de réaction. Déterminer les grandeurs standard de réaction à l'aide de tables de données thermodynamiques ou de la loi de Hess. Déterminer les grandeurs standard de réaction d'une réaction dont l'équation est combinaison linéaire d'autres équations de réaction. Interpréter ou prévoir le signe de l'entropie standard de réaction. Définir la constante thermodynamique d'équilibre à partir de</p>

<p>Constante d'équilibre ; relation de Van't Hoff.</p> <p>État final d'un système : équilibre chimique ou transformation totale.</p> <p>Évolution temporelle d'un système chimique et mécanismes réactionnels En réacteur fermé de composition uniforme. Vitesse de réaction pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique. Lois de vitesse : réactions sans ordre, réactions avec ordre simple (0, 1, 2), ordre global, ordre apparent. Temps de demi-réaction.</p> <p>Loi empirique d'Arrhenius : énergie d'activation</p> <p>Mécanismes réactionnels Actes élémentaires, molécularité, intermédiaire réactionnel, état de transition.</p> <p>Étape cinétiquement déterminante, approximation de l'état quasi-stationnaire (AEQS).</p>	<p>l'enthalpie libre standard de réaction. Prévoir le sens d'évolution à p et T fixées d'un système physico-chimique dans un état donné à l'aide de Q_r et K°. Énoncer et exploiter la relation de Van't Hoff. Déterminer la valeur de la constante d'équilibre thermodynamique à une température quelconque. Déterminer la valeur d'une constante d'équilibre thermodynamique d'une réaction par combinaison de constantes d'équilibres thermodynamiques d'autres réactions. Déterminer la composition chimique d'un système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique.</p> <p>Distinguer l'équation chimique symbolisant une réaction chimique de l'équation traduisant un acte élémentaire. Les cas d'étude se limiteront à l'étude cinétique d'une seule équation de réaction. On n'étudiera pas les réactions complexes : opposées, parallèles et successives. Exprimer la loi de vitesse si la réaction chimique admet un ordre et déterminer la valeur de la constante cinétique à une température donnée. Déterminer un ordre de réaction à l'aide de la méthode différentielle ou à l'aide des temps de demi-réaction. Confirmer la valeur d'un ordre par la méthode intégrale, en se limitant strictement à une décomposition d'ordre 0, 1 ou 2 d'un unique réactif, ou se ramenant à un tel cas par dégénérescence de l'ordre ou conditions initiales stœchiométriques. Déterminer la valeur de l'énergie d'activation d'une réaction chimique à partir des valeurs de la constante cinétique à différentes températures. Distinguer un intermédiaire réactionnel d'un complexe activé (état de transition). Exprimer la loi de vitesse d'un acte élémentaire. Le profil énergétique correspondant à plusieurs actes élémentaires successifs ne sera pas exigible.</p>
II Architecture de la matière	
II 1. Classification périodique des éléments et électronégativité	
<p>Atomes et éléments Isotopes, abondance isotopique, stabilité. Ordres de grandeur de la taille d'un atome, des masses et des charges de l'électron et du noyau. Discrétisation de l'énergie d'un atome. Nombres quantiques (n, l, m_l), orbitales atomiques (s, p, d), spin de l'électron (s, m_s). Configuration électronique d'un atome dans son état fondamental (règle de Klechkowski). Règles de Hund et principe d'exclusion de Pauli. Électrons de cœur et de valence.</p>	<p>Utiliser un vocabulaire précis : élément, atome, corps simple, espèce chimique. Déterminer la longueur d'onde d'une radiation émise ou absorbée à partir de la valeur de la transition énergétique mise en jeu, et inversement. Établir un diagramme qualitatif des niveaux d'énergie électroniques d'un atome donné. $E = -13,6 \cdot Z^2/n^2$ sera donné. Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental (la connaissance des exceptions à la règle de Klechkowski n'est pas exigible).</p>
<p>Classification périodique des éléments Architecture et lecture du tableau périodique.</p> <p>Électronégativité.</p>	<p>Relier la position d'un élément dans le tableau périodique à la configuration électronique et au nombre d'électrons de valence de l'atome correspondant. Positionner dans le tableau périodique et reconnaître les métaux et non métaux. Situer dans le tableau les familles suivantes : métaux alcalins, halogènes et gaz nobles. Relier le caractère oxydant ou réducteur d'un corps simple à l'électronégativité de l'élément. Comparer l'électronégativité de deux éléments selon leur position dans le tableau</p>

Programme de Chimie

	périodique. Les différentes échelles ne seront pas exigibles.
II 2 Molécules et solvants	
<p>Description des entités chimiques moléculaires Liaison covalente. Schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion moléculaire. Géométrie d'une molécule ou d'un ion polyatomique : méthode VSEPR.</p> <p>Liaison polarisable. Molécule polaire. Moment dipolaire.</p>	<p>Établir un ou des schémas de Lewis pour une entité donnée et identifier éventuellement le plus représentatif. La géométrie des molécules se fera uniquement par la méthode de la V.S.E.P.R. Représenter les structures de type AX_n, avec $n \leq 6$. Prévoir ou interpréter les déformations angulaires pour les structures de type AX_pE_q, avec $p+q = 2$ à 6. Relier la structure géométrique d'une molécule à l'existence ou non d'un moment dipolaire permanent. Déterminer direction et sens du vecteur moment dipolaire d'une molécule ou d'une liaison.</p>
<p>Forces de faible énergie Interactions de van der Waals. Liaison hydrogène. Ordres de grandeur énergétiques. Schéma synthétique (avec ordre de grandeur) de la longueur et de l'énergie des liaisons fortes et faibles.</p> <p>Les solvants moléculaires Grandeurs caractéristiques : moment dipolaire, permittivité relative Solvants protogènes (protiques) ou ioniques.</p>	<p>Lier <u>qualitativement</u> la valeur plus ou moins grande des forces intermoléculaires à la polarité des molécules. Prévoir ou interpréter les propriétés physiques de corps purs par l'existence d'interactions de van der Waals ou de liaisons hydrogène inter ou intramoléculaires.</p> <p>Interpréter la miscibilité ou la non-miscibilité de deux solvants</p>
III. Architecture de la matière condensée : solides cristallins	
Description du cristal parfait ; population, coordinence, compacité, masse volumique.	Décrire un cristal parfait comme un assemblage de mailles parallélépipédiques. Déterminer la population, la coordinence et la compacité pour une structure fournie. Déterminer la valeur de la masse volumique d'un matériau cristallisé selon une structure cristalline cubique fournie.
<p>Métaux et cristaux métalliques Description des modèles d'empilement compact de sphères identiques.</p> <p>Maille conventionnelle cubique à faces centrées (CFC)</p> <p>Alliages de substitution et d'insertion.</p>	<p>Relier les caractéristiques de la liaison métallique (ordre de grandeur énergétique, non directionnalité) aux propriétés macroscopiques des métaux. Localiser, dénombrer les sites tétraédriques et octaédriques d'une maille CFC et déterminer leur habitabilité.</p> <p>Citer des exemples d'alliage et leur intérêt par rapport à des métaux purs. Prévoir la possibilité de réaliser des alliages de substitution ou d'insertion selon les caractéristiques des atomes mis en jeu et la dimension des sites accueillant ces atomes.</p>
Solides covalents et moléculaires	Relier les caractéristiques des liaisons covalentes, des interactions de van der Waals et des liaisons hydrogène (directionnalité ou non, ordre de grandeur des énergies mises en jeu) et les propriétés macroscopiques des solides correspondants. Seul sera étudié le diamant et la glace (type diamant)
IV. Transformations chimiques en solution aqueuse	
<p>Réactions acido-basiques - constante d'acidité ou de basicité. - diagramme de prédominance. - exemples usuels d'acides et bases : nom, formule et nature – faible ou forte – des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, acétique, de la soude, la potasse, l'ion hydrogénocarbonate, l'ammoniac.</p>	<p>On se limitera à des cas simples où (après si nécessaire la résolution des réactions quantitatives) il ne reste qu'une seule réaction chimique pour le calcul du pH. Le calcul de pH pourra se faire dans des cas simples d'acides faibles ou de bases faibles en corrélation avec les domaines de prédominance des espèces. Identifier la nature des réactions en solutions aqueuses. Déterminer la valeur de la constante d'équilibre pour une équation de réaction, combinaison linéaire d'équations dont les constantes thermodynamiques sont connues.</p>

	<p>Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique prépondérante.</p>
<p>Réactions d'oxydo-réduction Oxydants et réducteurs Nombre d'oxydation. Exemples usuels : nom, nature et formule des ions thiosulfate, permanganate, dichromate, hypochlorite, du peroxyde d'hydrogène. Potentiel d'électrode, formule de Nernst, électrodes de référence. Les piles électrochimiques. Notion de système électrochimique (demi-pile). Existence d'un courant, polarités et noms (anode et cathode) des électrodes, demi-équations rédox quand la pile fonctionne, f.e.m, quantité d'électricité débitée....</p> <p>Réactions d'oxydo-réduction Aspect thermodynamique. Dismutation et médiatisation.</p> <p>Réactions de dissolution ou de précipitation - constante de l'équation de dissolution, produit de solubilité K_s ; - solubilité et condition de précipitation ; - domaine d'existence ; - facteurs influençant la solubilité.</p> <p>Réactions de complexation - constantes de formation ou de dissociation. - diagramme de prédominance en fonction de pL.</p>	<p>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. Décrire le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrodes. Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires. Prévoir qualitativement ou quantitativement le caractère thermodynamiquement favorisé ou défavorisé d'une réaction d'oxydo-réduction. On pourra établir la relation qui relie l'enthalpie libre d'une réaction rédox et les potentiels rédox mais cette démonstration comme celle donnant la relation de Nernst ne sont donc pas exigibles.</p> <p>Retrouver les valeurs de constantes d'équilibre par lecture de courbes de distribution et de diagrammes de prédominance (et réciproquement). Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique. Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires.</p> <p>Retrouver les valeurs de constantes d'équilibre par lecture de courbes de distribution et de diagrammes de prédominance (et réciproquement).</p>