

pourront être, par la suite, valorisées, consolidées ou réinvesties, parmi lesquelles :

- faire preuve de rigueur dans la définition et la description d'un système physico-chimique ;
- modéliser un système réel ;
- distinguer modélisation d'une transformation (écriture de l'équation de réaction) et description quantitative de l'évolution d'un système prenant en compte les conditions expérimentales choisies pour réaliser la transformation ;
- établir un bilan thermique ;
- confronter des grandeurs calculées ou tabulées à des mesures expérimentales ;
- pratiquer un raisonnement qualitatif ou quantitatif à partir de représentations graphiques.

Notions et contenus	Capacités exigibles
<p><b>1.1 Changements d'état isobares de mélanges binaires</b></p> <p>Diagrammes isobares d'équilibre liquide-vapeur :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- avec miscibilité totale à l'état liquide</li> <li>- avec miscibilité nulle à l'état liquide</li> <li>- avec miscibilité partielle à l'état liquide.</li> </ul> <p>Diagrammes isobares d'équilibre solide-liquide :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- avec miscibilité totale à l'état solide,</li> <li>- avec miscibilité nulle à l'état solide, avec ou sans composé défini à fusion congruente</li> <li>- avec miscibilité partielle à l'état solide.</li> </ul> <p>Théorème des moments chimiques.</p> <p>Variance : nombre de degrés de liberté d'un système à l'équilibre.</p>	<p><b>Mettre en œuvre une distillation fractionnée à la pression atmosphérique et une hydrodistillation ou une distillation hétéroazéotrope.</b></p> <p>Construire un diagramme isobare d'équilibre entre deux phases d'un mélange binaire à partir d'informations relatives aux courbes d'analyses thermiques.</p> <p>Décrire les caractéristiques des mélanges homoazéotropes, hétéroazéotropes, indifférents, eutectiques et des composés définis.</p> <p>Dénombrer les degrés de liberté d'un système à l'équilibre et interpréter le résultat. Exploiter les diagrammes isobares d'équilibre entre deux phases pour, à composition en fraction molaire ou massique donnée :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- tracer l'allure de la courbe d'analyse thermique en indiquant le nombre de degrés de liberté du système sur chaque partie de la courbe ;</li> <li>- déterminer les températures de début et de fin de changement d'état ;</li> <li>- donner la composition des phases en présence à une température T fixée ainsi que les quantités de matière ou les masses dans chaque phase.</li> </ul> <p>Interpréter une distillation simple, une distillation fractionnée, une distillation hétéroazéotrope à l'aide des diagrammes isobares d'équilibre liquide-vapeur.</p>
<p><b>1.2 Transformations physico-chimiques</b></p>	
<p><b>Application du premier principe</b></p> <p>État standard. Enthalpie standard de réaction.</p>	<p><b>Déterminer une enthalpie standard de réaction à température ambiante.</b></p> <p>Déterminer une enthalpie standard de</p>

Notions et contenus	Capacités exigibles
<p>Loi de Hess. Enthalpie standard de formation, état standard de référence d'un élément. Enthalpie standard de dissociation de liaison.</p> <p>Effets thermiques en réacteur monobare : - transfert thermique causé par la transformation chimique en réacteur isobare isotherme (relation <math>\Delta H = Q_p = \xi \Delta_r H^\circ</math>) ; - variation de température en réacteur adiabatique monobare.</p>	<p>réaction à l'aide de données thermodynamiques ou de la loi de Hess.</p> <p>Prévoir le sens du transfert thermique entre un système en transformation chimique et le milieu extérieur à partir de données thermodynamiques.</p> <p>Évaluer la température atteinte par un système siège d'une transformation physico-chimique supposée isobare et réalisée dans un réacteur adiabatique.</p>
<p><b>Application du deuxième principe</b></p> <p>Identités thermodynamiques ; potentiel chimique. Enthalpie libre.</p> <p>Expression du potentiel chimique dans des cas modèles de :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- gaz parfaits ;</li> <li>- constituants condensés en mélange idéal ;</li> <li>- solutés infiniment dilués.</li> </ul> <p>Affinité chimique.</p> <p>Entropie molaire standard absolue. Entropie de réaction, enthalpie libre de réaction, grandeurs standard associées.</p> <p>Relation entre l'affinité chimique, <math>\Delta_r G^\circ</math> et <math>Q_r</math>.</p> <p>L'équilibre physico-chimique. Constante thermodynamique d'équilibre ; relation de Van't Hoff. Relation entre l'affinité chimique, <math>K^\circ</math> et <math>Q_r</math>.</p> <p>Variance : nombre de degrés de liberté d'un système à l'équilibre.</p> <p>Optimisation d'un procédé chimique :</p>	<p>Écrire les identités thermodynamiques pour les fonctions U, H et G. Distinguer et justifier les caractères intensif ou extensif des variables utilisées.</p> <p>Exprimer l'enthalpie libre d'un système chimique en fonction des potentiels chimiques. Déterminer une variation d'enthalpie libre, d'enthalpie et d'entropie entre deux états du système chimique.</p> <p><b>Approche documentaire :</b> à partir de documents sur la pression osmotique, discuter de l'influence de la pression sur le potentiel chimique et des applications de cette propriété au laboratoire, en industrie ou dans le vivant.</p> <p>Relier affinité chimique et création d'entropie lors d'une transformation d'un système physico-chimique. Prévoir le sens d'évolution d'un système chimique dans un état donné à l'aide de l'affinité chimique.</p> <p>Justifier ou prévoir le signe de l'entropie standard de réaction. Déterminer une grandeur standard de réaction à l'aide de données thermodynamiques ou de la loi de Hess. Déterminer la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre à une température quelconque.</p> <p>Reconnaître si une variable intensive est ou non un facteur d'équilibre. Dénombrer les degrés de liberté d'un système à l'équilibre et interpréter le résultat.</p> <p>Déterminer la composition chimique du</p>