

PROGRAMME DE COLLES DE PHYSIQUE-CHIMIE DU 4/11/24 AU 8/11/24**Cette semaine la colle comportera :**

- Une QC avec exercice de chimie des solutions (mais pas de pile ni de diagramme E-pH) ou sur les mouvements de charges dans les champs électriques et magnétiques.
- Et un exercice plus long de thermochimie.

Chimie programme de Spé :**Ch ThCh 1 –Application du premier principe à la transformation chimique****Ch ThCh 2 –Application du second principe à la transformation chimique**

8.2. Deuxième principe de la thermodynamique appliqué aux transformations physico-chimiques	
Potentiel chimique ; enthalpie libre d'un système chimique. Activité.	Définir le potentiel chimique à l'aide de la fonction enthalpie libre et donner l'expression (admise) du potentiel chimique d'un constituant en fonction de son activité. Exprimer l'enthalpie libre d'un système chimique en fonction des potentiels chimiques.
Enthalpie de réaction, entropie de réaction, enthalpie libre de réaction et grandeurs standard associées. Relation entre enthalpie libre de réaction et quotient de réaction ; évolution d'un système chimique.	Justifier qualitativement ou prévoir le signe de l'entropie standard de réaction. Relier création d'entropie et enthalpie libre de réaction lors d'une transformation d'un système physico-chimique à pression et température fixées. Prévoir le sens d'évolution à pression et température 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 partir des tables de données thermodynamiques et 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.

Ch ThCh 3 –Equilibre chimique - Optimisation d'un procédé chimique

Constante thermodynamique d'équilibre ; relation de Van 't Hoff.	Citer et exploiter la relation de Van 't Hoff. Déterminer la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre à une température quelconque. Déterminer l'évolution de la valeur d'une constante thermodynamique d'équilibre en fonction de la température.
--	---

État final d'un système : équilibre chimique ou transformation totale.	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.
Optimisation thermodynamique d'un procédé chimique : <ul style="list-style-type: none"> - par modification de la valeur de K° ; - par modification de la valeur du quotient de réaction. 	Identifier les paramètres d'influence et leur contrôle pour optimiser une synthèse ou minimiser la formation d'un produit secondaire indésirable.

Chimie révisions de Math Sup :

Réactions acide-base, de précipitation, d'oxydoréduction.

Mais les piles et les diagrammes E-pH ne sont pas encore au programme de colles.

Notions et contenus	Capacités exigibles
4.4.1. Réactions acide-base et de précipitation	
Réactions acido-basiques <ul style="list-style-type: none"> - constante d'acidité ; - diagramme de prédominance, de distribution ; - exemples usuels d'acides et bases : nom, formule et nature – faible ou forte – des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, acétique, de la soude, l'ion hydrogénocarbonate, l'ammoniac. 	Identifier le caractère acido-basique d'une réaction en solution aqueuse. Écrire l'équation de la réaction modélisant une transformation en solution aqueuse en tenant compte des caractéristiques du milieu réactionnel (nature des espèces chimiques en présence, pH...) et des observations expérimentales.
Réactions de dissolution ou de précipitation <ul style="list-style-type: none"> - constante de l'équation de dissolution, produit de solubilité K_S ; - solubilité et condition de précipitation ; - domaine d'existence ; - facteurs influençant la solubilité. 	Déterminer la valeur de la constante d'équilibre pour une équation de réaction, combinaison linéaire d'équations dont les constantes thermodynamiques sont connues. 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. Prévoir l'état de saturation ou de non saturation d'une solution. Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires. Exploiter des courbes d'évolution de la solubilité d'un solide en fonction d'une variable. Mettre en œuvre une réaction acide-base et une réaction de précipitation pour réaliser une analyse quantitative en solution aqueuse.
4.4.2. Réactions d'oxydo-réduction	

<p>Oxydants et réducteurs, réactions d'oxydo-réduction Nombre d'oxydation. Exemples d'oxydants et de réducteurs minéraux usuels : nom, nature et formule des ions thiosulfate, permanganate, hypochlorite, du peroxyde d'hydrogène.</p>	<p>Relier 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.</p>
<p>Pile, tension à vide, potentiel d'électrode, formule de Nernst, électrodes de référence.</p>	<p>Décrire le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrode.</p>
<p>Diagrammes de prédominance ou d'existence.</p>	<p>Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires.</p>
<p>Aspect thermodynamique des réactions d'oxydo-réduction. Dismutation et médiamutation.</p>	<p>Prévoir qualitativement ou quantitativement le caractère thermodynamiquement favorisé ou défavorisé d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard des couples.</p> <p>Mettre en œuvre une réaction d'oxydo-réduction pour réaliser une analyse quantitative en solution aqueuse.</p> <p>Réaliser une pile et étudier son fonctionnement.</p>

Physique :

Physique révisions de Math Sup : mouvements de particules dans les champs électriques et magnétiques

Notions et contenus	Capacités exigibles
2.4. Mouvement de particules chargées dans des champs électrique et magnétostatique, uniformes et stationnaires	
<p>Force de Lorentz exercée sur une charge ponctuelle ; champs électrique et magnétique.</p> <p>Puissance de la force de Lorentz.</p>	<p>Évaluer les ordres de grandeur des forces électrique ou magnétique et les comparer à ceux des forces gravitationnelles.</p> <p>Justifier qu'un champ électrique peut modifier l'énergie cinétique d'une particule alors qu'un champ</p>
	<p>magnétique peut courber la trajectoire sans fournir d'énergie à la particule.</p>
<p>Mouvement d'une particule chargée dans un champ électrostatique uniforme.</p>	<p>Mettre en équation le mouvement et le caractériser comme un mouvement à vecteur accélération constant. Effectuer un bilan énergétique pour déterminer la valeur de la vitesse d'une particule chargée accélérée par une différence de potentiel.</p>
<p>Mouvement d'une particule chargée dans un champ magnétostatique uniforme dans le cas où le vecteur vitesse initial est perpendiculaire au champ magnétostatique.</p>	<p>Déterminer le rayon de la trajectoire et le sens de parcours.</p>