

Contenus disciplinaires

Constitution et transformations de la matière

1. Déterminer la composition d'un système par des méthodes physiques et chimiques

La détermination, à l'échelle macroscopique, de la composition d'un système a débuté en classe de seconde et s'est enrichie en enseignement de spécialité de première par des mesures de grandeurs physiques, des dosages par étalonnage et des titrages. L'objectif de cette partie est de compléter ces méthodes d'investigation de la matière en abordant de nouvelles lois générales liant des grandeurs physiques aux concentrations et de nouvelles méthodes de suivi de titrages par pH-métrie et conductimétrie. Une attention particulière est portée aux notations pour éviter la confusion entre grandeurs à l'équivalence et grandeurs à l'équilibre.

En classe de première, les réactions d'oxydo-réduction ont servi de support aux titrages. En classe terminale, les réactions acide-base sont introduites à cet effet. Ces méthodes d'analyse peuvent être appliquées à divers domaines de la vie courante : santé, alimentation, cosmétique, sport, environnement, matériaux, etc.

L'ensemble des méthodes d'analyse sera réinvesti pour suivre l'évolution temporelle et caractériser l'état final de systèmes chimiques.

Notions abordées en classe de première (enseignement de spécialité) :

Titration avec suivi colorimétrique, réaction d'oxydo-réduction support du titrage, équivalence, absorbance, spectre d'absorption, couleur d'une espèce en solution, loi de Beer-Lambert, concentration en quantité de matière, volume molaire d'un gaz, identification des groupes caractéristiques par spectroscopie infrarouge, schémas de Lewis.

| Notions et contenus | Capacités exigibles Activités expérimentales support de la formation |
|--|---|
| A) Modéliser des transformations acide-base par des transferts d'ion hydrogène H^+ | |
| Transformation modélisée par des transferts d'ion hydrogène H^+ : acide et base de Brønsted, couple acide-base, réaction acide-base. | Identifier, à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène, les couples acide-base mis en jeu et établir l'équation d'une réaction acide-base. |
| Couples acide-base de l'eau, de l'acide carbonique, d'acides carboxyliques, d'amines. | Représenter le schéma de Lewis et la formule semi-développée d'un acide carboxylique, d'un ion carboxylate, d'une amine et d'un ion ammonium. |
| Espèce amphotère. | Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique. |
| B) Analyser un système chimique par des méthodes physiques | |
| pH et relation $pH = -\log([H_3O^+]/c^\circ)$ avec $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, concentration standard. | Déterminer, à partir de la valeur de la concentration en ion oxonium H_3O^+ , la valeur du pH de la solution et inversement. <i>Mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique (H_3O^+, Cl^-) obtenues par dilutions successives d'un facteur 10 pour tester la relation entre le pH et la concentration en ion oxonium H_3O^+ apporté.</i> Capacité mathématique : Utiliser la fonction logarithme décimal et sa réciproque. |

| | |
|--|---|
| <p>Absorbance ; loi de Beer-Lambert</p> <p>Conductance, conductivité ; loi de Kohlrausch</p> <p>Spectroscopie infrarouge et UV-visible. Identification de groupes caractéristiques et d'espèces chimiques.</p> | <p>Exploiter la loi de Beer-Lambert, la loi de Kohlrausch ou l'équation d'état du gaz parfait pour déterminer une concentration ou une quantité de matière. Citer les domaines de validité de ces relations.</p> <p><i>Mesurer une conductance et tracer une courbe d'étalonnage pour déterminer une concentration.</i></p> <p>Exploiter, à partir de données tabulées, un spectre d'absorption infrarouge ou UV-visible pour identifier un groupe caractéristique ou une espèce chimique.</p> |
| C) Analyser un système par des méthodes chimiques | |
| <p>Titre massique et densité d'une solution.</p> <p>Titrage avec suivi pH-métrique.</p> <p>Titrage avec suivi conductimétrique.</p> | <p><i>Réaliser une solution de concentration donnée en soluté apporté à partir d'une solution de titre massique et de densité fournis.</i></p> <p>Établir la composition du système après ajout d'un volume de solution titrante, la transformation étant considérée comme totale.</p> <p>Exploiter un titrage pour déterminer une quantité de matière, une concentration ou une masse.</p> <p>Dans le cas d'un titrage avec suivi conductimétrique, justifier qualitativement l'évolution de la pente de la courbe à l'aide de données sur les conductivités ioniques molaires.</p> <p><i>Mettre en œuvre le suivi pH-métrique d'un titrage ayant pour support une réaction acide-base.</i></p> <p><i>Mettre en œuvre le suivi conductimétrique d'un titrage.</i></p> <p>Capacité numérique : Représenter, à l'aide d'un langage de programmation, l'évolution des quantités de matière des espèces en fonction du volume de solution titrante versé.</p> |
| 2. Modéliser l'évolution temporelle d'un système, siège d'une transformation | |
| A) Suivre et modéliser l'évolution temporelle d'un système siège d'une transformation chimique | |
| <p>Cette partie prolonge l'étude de la modélisation macroscopique des transformations chimiques en abordant leurs caractéristiques cinétiques : vitesse volumique de disparition d'un réactif, vitesse volumique d'apparition d'un produit et temps de demi-réaction. La vitesse volumique, dérivée temporelle de la concentration de l'espèce, est privilégiée car elle est indépendante de la taille du système. L'approche expérimentale permet d'éclairer le choix d'un outil de suivi de la transformation, de mettre en évidence les facteurs cinétiques et le rôle d'un catalyseur, de déterminer un temps de demi-réaction et de tester l'existence d'une loi de vitesse. La « vitesse de réaction », dérivée temporelle de l'avancement de réaction, n'est pas au programme.</p> <p>Les mécanismes réactionnels sont présentés comme des modèles microscopiques élaborés pour rendre compte des caractéristiques cinétiques par l'écriture d'une succession d'actes élémentaires. Les exemples de mécanismes réactionnels sont empruntés à tous les domaines de la chimie.</p> <p>Les domaines d'application sont variés : santé, alimentation, environnement, synthèses au laboratoire ou dans l'industrie, etc.</p> | |

Chimie et développement durable

• Composition des systèmes chimiques

L'objet de cette partie est la détermination de la composition des systèmes chimiques, à l'équilibre ou non. La solubilité, étudiée en physique-chimie et mathématiques en classe de première, permet d'introduire le quotient de réaction et la constante d'équilibre, la notion de réaction non-totale ayant été vue à travers les réactions des acides et bases faibles dans l'eau. Les équilibres acide-base sont étudiés en exploitant les notions vues en physique-chimie et mathématiques comme le diagramme de prédominance, les solutions tampon et le coefficient de dissociation. Les équilibres d'oxydo-réduction sont quant à eux étudiés en lien avec l'étude des piles dans l'enseignement de physique-chimie et mathématiques. Ces différents types de réaction servent de support à des titrages qui peuvent utiliser des techniques conductimétriques.

| Notions et contenus | Capacités exigibles |
|--|--|
| Solubilité | |
| Quotient de réaction (Q_r). Constante d'équilibre de solubilité (K_s). Sens d'évolution spontanée d'un système. Solubilité et solution saturée. Précipitation sélective des hydroxydes en fonction du pH. Influence de la température sur la constante d'équilibre. | <ul style="list-style-type: none"> - Définir et exprimer le quotient de réaction. - Exprimer la constante d'équilibre d'une réaction de dissolution d'un solide ionique ou moléculaire. - Prévoir l'apparition d'un précipité ou sa dissolution totale par comparaison de Q_r et K_s. - Déterminer la solubilité d'une espèce chimique dans l'eau pure à partir de K_s (sans tenir compte des propriétés acide-base des ions). - Déterminer la composition d'une solution saturée. - Déterminer une gamme de pH de précipitation sélective pour un mélange d'hydroxydes. - Prévoir l'influence de la température sur la solubilité d'une espèce chimique en exploitant des données. <p>Capacités expérimentales :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Proposer et mettre en œuvre un protocole pour extraire une espèce chimique solide dissoute dans l'eau. - Proposer et mettre en œuvre un protocole pour extraire sélectivement des ions d'un mélange par précipitation. |
| Acides et bases | |
| Constante d'acidité (K_a) ; pK_a . Influence du pK_a sur la valeur du coefficient de dissociation. Influence de la dilution sur le coefficient de dissociation. Réaction acide-base. Quotient de réaction et constante d'équilibre acide- | <ul style="list-style-type: none"> - Exprimer la constante d'acidité d'un acide dans l'eau. - Comparer la force de deux acides faibles à partir de leur pK_a. - Prévoir l'influence de la force de l'acide sur la valeur du coefficient de dissociation de deux acides faibles de même concentration. - Prévoir l'influence de la dilution sur la valeur du coefficient de dissociation d'un acide faible. - Écrire l'équation de réaction d'un acide fort ou faible avec une base forte ou faible. - Exprimer puis calculer la constante d'équilibre d'une réaction acide-base. |

| | |
|--|--|
| <p>base. Relation de Henderson-Hasselbalch. pH d'une solution aqueuse. Titrages acide-base directs et indirects.</p> | <ul style="list-style-type: none"> - Exprimer puis calculer le quotient de réaction à partir des conditions initiales et prévoir le sens d'évolution spontanée d'une réaction acide-base. - Établir la relation de Henderson-Hasselbalch à partir du K_a d'un couple acide/base. - Estimer la valeur du pH d'une solution aqueuse d'acide fort, d'une base forte, d'une solution tampon. - Définir l'équivalence lors d'un titrage. - Choisir un indicateur coloré, le pH à l'équivalence étant connu. - Déterminer le volume à l'équivalence en exploitant une courbe de titrage pH-métrique. - Estimer une valeur approchée de pK_a par analyse d'une courbe de titrage pH-métrique. - Déterminer la concentration d'une espèce à l'aide de données d'un titrage direct. - Déterminer la concentration d'une espèce à l'aide de données d'un titrage indirect, les étapes de la démarche étant explicitées. - Utiliser un diagramme de distribution des espèces pour exploiter une courbe de titrage impliquant un polyacide ou une polybase. <p>Capacités expérimentales :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Proposer un protocole de titrage en déterminant la prise d'essai. - Réaliser un titrage par pH-métrie ou avec un indicateur coloré. <p>Capacité numérique :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Tracer une courbe de titrage pH-métrique et déterminer le volume à l'équivalence à l'aide d'un tableur. |
| <p>Conductivité</p> | |
| <p>Conductivité, conductance. Loi de Kohlrausch. Conductimétrie. Dosage par étalonnage. Titrage par précipitation. Titrage acide-base.</p> | <ul style="list-style-type: none"> - Définir la conductivité d'une solution aqueuse. - Relier la conductance et la conductivité. - Calculer la conductivité d'une solution à partir des conductivités ioniques molaires. - Interpréter ou prévoir l'allure d'une courbe de titrage conductimétrique à partir de données, sans tenir compte de l'effet de la dilution. - Déterminer la concentration d'une espèce à l'aide de données d'un titrage conductimétrique. <p>Capacités expérimentales :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Déterminer la valeur d'une constante d'équilibre à partir de mesures conductimétriques. - Concevoir et mettre en œuvre un protocole de dosage pour déterminer la concentration d'une solution inconnue : <ul style="list-style-type: none"> - par comparaison à une gamme d'étalonnage ; |

| | |
|---|--|
| | <ul style="list-style-type: none"> - par titrage, la réaction support étant une réaction de précipitation ou une réaction acide-base. <p>Capacités numériques :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Tracer une courbe de titrage conductimétrique et déterminer le volume à l'équivalence à l'aide d'un tableur. |
| Oxydo-réduction | |
| <p>Réaction d'oxydo-réduction. Tests d'identification. Électrode de référence : électrode standard à hydrogène (ESH). Potentiel, potentiel standard. Relation de Nernst. Quotient de réaction, constante d'équilibre. Blocage cinétique. Titrages redox directs et indirects.</p> | <ul style="list-style-type: none"> - Écrire l'équation d'une réaction d'oxydo-réduction en milieu acide ou basique. - Connaître les tests d'identification des aldéhydes (liqueur de Fehling et miroir d'argent). - Définir l'électrode standard à hydrogène comme une demi-pile de référence permettant de déterminer le potentiel d'un couple redox correspondant à une autre demi-pile. - Déterminer le potentiel d'un couple donné en utilisant la relation de Nernst, la composition du système étant donnée. - Prévoir l'influence des concentrations sur la valeur du potentiel d'un couple. - Calculer une constante d'équilibre à partir des potentiels standard. - Prévoir le sens d'évolution spontanée d'une réaction d'oxydo-réduction à l'aide des potentiels des couples mis en jeu ou de la valeur du quotient de réaction. - Confronter des résultats expérimentaux aux prévisions pour repérer d'éventuels blocages cinétiques. - Interpréter l'allure d'une courbe de titrage potentiométrique. - Déterminer la valeur d'un potentiel standard à partir d'une courbe de titrage potentiométrique, la valeur du potentiel de référence étant donnée. - Déterminer la concentration d'une espèce à l'aide de données d'un titrage direct. - Déterminer la concentration d'une espèce à l'aide de données d'un titrage indirect, les étapes de la démarche étant explicitées. <p>Capacités expérimentales :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Déterminer la concentration d'une solution inconnue en mettant en œuvre un protocole de titrage direct ou indirect : <ul style="list-style-type: none"> - avec changement de couleur ; - potentiométrique. <p>Capacités numériques :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Tracer une courbe de titrage potentiométrique et déterminer le volume à l'équivalence à l'aide d'un tableur. |