

Comparaison des ancien et nouveau programmes sur le thème des réactions acide-base

En noir : notions et contenus ; en bleu : capacités exigibles.

Ancien programme	Nouveau programme
<p style="text-align: center;">Première S</p> <p>La mesure en chimie</p> <p>A- Grandeurs physiques liées aux quantités de matière</p> <p>3 - Applications au suivi d'une transformation chimique Évolution d'un système au cours d'une transformation chimique : avancement, tableau descriptif de l'évolution et bilan de matière. Décrire l'évolution des quantités de matière dans un système chimique au cours d'une transformation en fonction de l'avancement. Déterminer le réactif limitant connaissant l'équation de la réaction et les quantités initiales. Prévoir le volume final (à pression connue) ou la pression finale (à volume connu) d'un système produisant une quantité de matière, n, d'un gaz à la température T.</p> <p>D – Comment déterminer des quantités de matière à l'aide de la réaction chimique ? L'objectif est la réalisation et l'exploitation d'un dosage et la compréhension de la notion d'équivalence à partir des réactions acido-basiques d'oxydoréduction. L'enseignant s'attache à faire le parallèle entre ces deux grandes familles de réactions.</p> <p>1- Réactions acido-basiques Exemples de réactions acido-basiques comme réactions impliquant un transfert de protons. Émergence de la définition d'un acide et d'une base au sens de Brønsted. Quelques acides et bases usuels. Couple de l'eau, l'eau est un ampholyte. Définir un acide et une base au sens de Brønsted. Connaître quelques couples acide/base et reconnaître l'acide de la base. Savoir écrire l'équation d'une réaction acido-basique.</p> <p>2- Dosages (ou titrages) directs La réaction chimique comme outil de détermination de quantités de matière. Utilisation d'un tableau décrivant l'évolution du système au cours du dosage. Équivalence lors d'un titrage. Savoir définir l'équivalence lors d'un dosage ; en déduire la quantité de matière de l'espèce dosée. Estimer la précision du dosage.</p>	<p style="text-align: center;">Première S</p> <p>Voir</p> <p>Réaction chimique : réactif limitant, stœchiométrie, notion d'avancement. Identifier le réactif limitant, décrire quantitativement l'état final d'un système chimique. Interpréter en fonction des conditions initiales la couleur à l'état final d'une solution siège d'une réaction chimique mettant en jeu un réactif ou un produit coloré.</p> <p>Indicateurs colorés Établir un lien entre la structure moléculaire et le caractère coloré ou non coloré d'une molécule. Repérer expérimentalement des paramètres influençant la couleur d'une substance (pH, solvant, etc.).</p> <p>Comprendre</p> <p>Agir</p> <p>Synthétiser des molécules et fabriquer de nouveaux matériaux Acides carboxyliques : nomenclature, caractère acide, solubilité et pH.</p>

Ancien programme	Nouveau programme
<p style="text-align: center;">Terminale S</p> <p>Les transformations sont-elles toujours totales ?</p> <p>1. Une transformation chimique n'est pas toujours totale et la réaction a lieu dans les deux sens</p> <p>Introduction du pH et de sa mesure. Différencier état final et état maximal. État d'équilibre d'un système. Interprétation au niveau microscopique de l'état d'équilibre en termes cinétiques. Symbolisme d'écriture de l'équation : le signe égal =</p> <p>Définir un acide ou une base de Brønsted. Écrire l'équation de la réaction associée à une transformation acido-basique et identifier les couples. Connaître la définition du pH (solutions aqueuses diluées). Mesurer la valeur du pH. Comparer les avancements final et maximal à partir de la valeur de la concentration apportée et du pH d'une solution acide.</p> <p>2. État d'équilibre d'un système</p> <p>Quotient de réaction Q_r et constante d'équilibre K associée à l'équation d'une réaction, à une température donnée. Connaître le lien entre état d'équilibre et évolution des quantités de matière. Donner l'expression littérale du quotient Q_r. Savoir identifier K à l'équilibre.</p> <p>3. Transformations associées à des réactions acido-basiques en solution aqueuse</p> <p>Autoprotolyse de l'eau ; constante d'équilibre appelée produit ionique, notée K_e et pK_e. Échelle de pH. Constante d'acidité, notée K_a et pK_a. Diagramme de prédominance et de distribution d'espèces acides et basiques en solution. Zone de virage d'un indicateur coloré acido-basique. Titration d'un acide ou d'une base dans l'eau suivi par pHmétrie en vue de déterminer le volume versé à l'équivalence et de choisir un indicateur coloré.</p> <p>Connaître la réaction d'autoprotolyse de l'eau avec son K_e. Connaissant le pH, dire si une solution aqueuse est acide, basique ou neutre. À partir de $[H_3O^+]$ ou $[OH^-]$, déduire la valeur du pH de la solution. Associer K_a à l'équation de la réaction d'un acide sur l'eau.</p> <p>Déterminer la constante d'équilibre associée à l'équation d'une réaction acido-basique, à l'aide des constantes des couples en présence. Connaissant le pH d'une solution et le pK_a du couple acide-base, indiquer l'espèce prédominante ; application aux indicateurs colorés.</p> <p>Le sens d'évolution du système est-il prévisible ? Peut-il être inversé ?</p> <p>Un système chimique évolue spontanément vers l'état d'équilibre</p> <p>Au cours du temps, la valeur du quotient de réaction Q_r tend vers la constante K (critère d'évolution spontanée). Illustration de ce critère sur des réactions acido-basiques et des réactions d'oxydo-réduction.</p> <p>Savoir qu'un système évolue spontanément vers un état d'équilibre. Déterminer le sens d'évolution d'un système donné en comprenant la valeur du quotient de réaction dans l'état initial à la constante d'équilibre dans le cas de réactions acido-basiques et d'oxydo-réduction.</p>	<p style="text-align: center;">Terminale S</p> <p>Comprendre</p> <p>Réaction chimique par échange de proton</p> <p>Le pH : définition, mesure.</p> <p>Mesurer le pH d'une solution aqueuse.</p> <p>Théorie de Brønsted : acides faibles, bases faibles ; notion d'équilibre ; couple acide-base ; constante d'acidité K_a. Échelle des pK_a dans l'eau, produit ionique de l'eau ; domaines de prédominance (cas des acides carboxyliques, des amines, des acides aminés).</p> <p>Réactions quasi totales en faveur des produits :</p> <ul style="list-style-type: none"> - acide fort, base forte dans l'eau ; - mélange d'un acide fort et d'une base forte dans l'eau. <p>Reconnaître un acide, une base dans la théorie de Brønsted. Utiliser les symbolismes \rightarrow, \leftarrow et \rightleftharpoons dans l'écriture des réactions chimiques pour rendre compte des situations observées. Identifier l'espèce prédominante d'un couple acide-base connaissant le pH du milieu et le pK_a du couple. Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité. Calculer le pH d'une solution aqueuse d'acide fort ou de base forte de concentration usuelle.</p> <p>Réaction entre un acide fort et une base forte : aspect thermique de la réaction. Sécurité.</p> <p>Mettre en évidence l'influence des quantités de matière mises en jeu sur l'élévation de température observée.</p> <p>Contrôle du pH : solution tampon ; rôle en milieu biologique.</p> <p>Extraire et exploiter des informations pour montrer l'importance du contrôle du pH dans un milieu biologique.</p> <p>Agir</p> <p>Contrôle de la qualité par dosage</p> <p>Dosages par titrage direct. Réaction support de titrage ; caractère quantitatif.</p> <p>Équivalence dans un titrage ; repérage de l'équivalence pour un titrage pHmétrique, conductimétrique et par utilisation d'un indicateur de fin de réaction.</p> <p>Établir l'équation de la réaction support de titrage à partir d'un protocole expérimental. Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce chimique par titrage par le suivi d'une grandeur physique et par la visualisation d'un changement de couleur, dans le domaine de la santé, de l'environnement ou du contrôle de la qualité. Interpréter qualitativement un changement de pente dans un titrage conductimétrique.</p>