

LC 4 Titre : Acides et bases (niveau lycée)

Présentée par : Guilhem Mariette

Correcteur : Émilie Renouard

Date : 22/10/2020

Compte-rendu de leçon de chimie correcteur

Rappels de définitions, concepts à aborder lors de la leçon :

S'il ne faut pas chercher à faire la leçon sur les titrages acido-basiques dans cette leçon, cela ne signifie pas qu'ils ne peuvent pas être abordés. Il faut en revanche faire attention à se limiter aux éléments théoriques sur les titrages pertinents pour cette leçon et ne pas chercher l'exhaustivité.

Avis sur le plan proposé, choix des exemples et des expériences :

Prérequis : tomes, tableau d'avancement, (formules topologique), nomenclature

Le plan proposé est le suivant :

- I. Acidité
 1. Chimie du proton
 2. Acides et bases
 3. Potentiel hydrogène
- II. Réactions acido-basiques
 1. Définition
 2. Étude de cas : titrage de l'acide acétique par la soude
 - a. pH-métrie
 - b. colorimétrie

Le plan est bien construit, les parties sont équilibrées.

Il faut cependant revoir certains titres : « acide et bases » est le titre de la leçon, ce ne peut donc pas être un titre de sous-partie, sinon cela pourrait laisser entendre que tout le reste du plan est hors sujet ; « potentiel hydrogène » n'est pas un terme employé par le programme officiel.

La contextualisation de la leçon à l'aide d'exemples du quotidien (pluies acides, bonbons acidifiants, eau chlorée de la piscine) est intéressante, d'autant plus si ces exemples sont réexploités plus tard dans la leçon ou en conclusion pour souligner l'apport de cette leçon à leur compréhension. L'exemple du vinaigre d'alcool, fil conducteur de cette leçon, pourrait en faire partie.

Le contenu théorique est très (trop) ambitieux, et sacrifie un peu les expériences. La leçon de chimie est l'occasion pour le candidat de montrer son savoir-faire, sa technicité en chimie. S'il est bienvenu de proposer de courtes manipulations qualitatives exploitant le changement de couleur d'espèces physico-chimiques, il n'est pas suffisant (même pour une leçon niveau lycée) de s'en contenter. Il est dommage que vous n'ayez pas présenté (ni fait en préparation) le titrage pH-métrique de l'acide acétique dans le vinaigre d'alcool, et que vous n'en montriez qu'une simulation (une capture d'écran screenshot et non réalisée en direct).

Remarques sur des points spécifiques de la leçon :

La trace écrite au tableau est très importante, elle doit se suffire à elle-même. Certains mots-clés employés à l'oral doivent impérativement y figurer : « couple acide-base », « acide conjugué », « base conjuguée », « autoprotolyse de l'eau ». Il ne faut pas abuser des définitions écrites sur une diapositive pour gagner du temps. De plus, il ne faut pas modifier ce qui a déjà été écrit : si on n'a pas laissé la place sous une équation-bilan pour écrire un tableau d'avancement, il faut la réécrire plus loin.

Le plan n'a pas besoin d'être écrit au tableau au début de la leçon, sinon cela gâche la surprise (et cela peut aussi vous mettre en difficulté si vous manquez de temps en fin de leçon), mais il doit être complété au fur et à mesure sans l'effacer. Il est bon de prévoir une « partie tampon » qu'il est possible d'omettre si le temps vient à manquer (ici, cela aurait pu être le calcul d'incertitude).

La leçon dure 40min, et le jury interrompt le candidat s'il n'a pas terminé. Pourtant, le candidat est prévenu 5 min avant la fin. C'est donc à lui de gérer son temps. Il vaut mieux sacrifier un calcul d'incertitude sur lequel on pourra revenir au moment des questions plutôt que de ne pas conclure.

Pensez à utiliser un maximum de ressources pédagogiques diverses : ouvrages (plusieurs : croisez les informations, exercez votre esprit critique) du niveau de la leçon, un ouvrage de référence du domaine (qui peut être un ouvrage de prépa pour une leçon niveau lycée), un ou plusieurs livres de protocoles, des simulations (à faire en direct), des vidéos, des expériences (la flexcam peut-être utile).

Restez au niveau de la leçon, le niveau pourra éventuellement être élevé à la demande du jury, pour tester vos connaissances, pendant l'entretien. Par exemple, il n'est pas judicieux de rentrer dans le détail de la nature d'une électrode de référence au niveau lycée, d'autant plus que la plupart des sondes pH-métriques sont des électrodes combinées dans les lycées.

La soude et l'hydroxyde de sodium ne sont pas la même chose : l'hydroxyde de sodium est un solide, la soude est une solution d'hydroxyde de sodium.

Discussion sur les manipulations présentées au cours du montage (objectifs de l'expérience, phases de manipulations intéressantes, difficultés théoriques et techniques) :

Expérience 1 : Mesure de pH au papier pH pour diverses solutions du quotidien

Les solutions étudiées sont le jus de citron, l'eau du robinet et l'eau de Javel. Cette manipulation est bien exploitée puisqu'elle sert à donner des exemples de solutions acide, neutre et basique.

Le pH mesuré pour l'eau de Javel n'était pas celui attendu. Vous ne pouvez pas ignorer un résultat aberrant, chercher à rebondir, en re préparant la solution en direct par exemple.

Expérience 2 : Mise en évidence du changement de couleur d'un indicateur coloré acido-basique par ajout de base ou d'acide

Trois indicateurs colorés sont étudiés : hélianthe, BBT, phénolphthaléine. La démonstration est intéressante, mais il n'est pas nécessaire de la répéter trois fois. Je conseillerais de conserver l'exemple de la phénolphthaléine, étant donné que c'est l'indicateur coloré utilisé pour le titrage colorimétrique présentée en expérience 3.

Expérience 3 : Titrage colorimétrique de l'acide acétique par la soude

Prélèvement du volume d'essai à la pipette jaugée, ajout de quelques gouttes d'indicateur coloré, chute de burette, exploitation du volume équivalent. Exploitation écourtée (calculs d'incertitudes) car les 40 min sont écoulées.

L'esprit des programmes privilégie davantage la démarche inductive (réaliser d'abord l'expérience puis en titrer des résultats), plutôt qu'un exposé théorique suivi d'une illustration par l'expérience.

Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté : Comment faire des débats scientifiques un outil d'apprentissage de la citoyenneté ?

Être citoyen c'est accepter que les gens ne partagent pas notre opinion. L'enseignement public fournit un socle de connaissances commun à tous. Des débats sont possibles (interactions interdisciplinaires, notamment avec le professeur d'histoire-géographie, d'éducation civique ou encore le documentaliste). Il s'agit de s'écouter, en respectant les arguments des autres (tolérance), de faire des recherches bibliographiques, d'apporter des preuves scientifiques.

Propositions de manipulations – Bibliographie :

Un titrage pH-métrique ou conductimétrique semble incontournable dans cette leçon. S'il n'est pas réalisé en direct il peut avoir été réalisé en préparation. Il est intéressant de titrer une espèce du quotidien : acide acétique dans le vinaigre d'alcool, acide phosphorique dans le Coca Cola, etc.

Vous pouvez utiliser des logiciels de simulation numérique. Prévoyez de faire les simulations en direct, même si vous en avez une copie d'écran au cas où : Dozzaqueux, DosA.

Il est possible de visionner des vidéos / animation disponibles sur internet.

- Wolfram Demonstration Project : <https://demonstrations.wolfram.com/AcidBaseTitrations/>
- Python :
https://www.google.com/url?sa=t&rct=j&q=&esrc=s&source=web&cd=&ved=2ahUKEwj7dSH0onsAhVa8uAKHeNDB0cQFjAAegQIBBAB&url=https%3A%2F%2Fcache.media.eduscol.education.fr%2Ffile%2FPhysique-chimie%2F77%2F9%2FRA20_Lyce_G_T_PHYCHI_ProgrammerPython_fiche6_Diagramme-distribution_1288779.pdf&usg=AOvVaw2W9yBM8RhVsnDAZTpvbZb
- Beautiful Chemistry Reactions (vidéos) : <https://www.beautifulchemistry.net/>
- Science Photo Library : <https://www.sciencephoto.fr/>

Bibliographie :

- **Skoog**, Chimie analytique, de boeck
- **Cachau-Herreillat**, Des expériences de la famille Acide-Base, de boeck
- À propos de l'utilisation des symboles de réaction (signe égal, flèche, double flèche) : Du « bon usage » de la flèche comme symbole d'une transformation chimique, Xavier Bataille, Marie-Blanche Mauhourat et Michel Vigneron, *L'Actualité Chimique*, août-septembre 2015, n°399

Complément : toxicité de la phénolphtaléine : <https://national.udppc.asso.fr/index.php/espace-labo/securite/595-chimie-produit-en-question-la-phenolphtaleine>

La phénolphtaléine est classée CMR de catégorie 1B c'est-à-dire que son caractère CMR fait l'objet d'une forte présomption, les tests sur les animaux étant probants. Même si la phénolphtaléine est faiblement concentrée dans la solution d'indicateur coloré, l'INRS recommande de la substituer par l'un des indicateurs colorés suivants : bleu de thymol, rouge de phénol ou thymolphtaléine.

Annexe : extraits du Bulletin Officiel

Extrait BO Programme Terminale 2021

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.

C) Analyser un système par des méthodes chimiques	
Titre massique et densité d'une solution.	Réaliser une solution de concentration donnée en soluté apporté à partir d'une solution de titre massique et de densité fournis.
Titrage avec suivi pH-métrique.	Établir la composition du système après ajout d'un volume de solution titrante, la transformation étant considérée comme totale.
Titration avec suivi conductimétrique.	Exploiter un titrage pour déterminer une quantité de matière, une concentration ou une masse. 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. <i>Mettre en œuvre le suivi pH-métrique d'un titrage ayant pour support une réaction acide-base.</i> <i>Mettre en œuvre le suivi conductimétrique d'un titrage.</i> 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.

B) Comparer la force des acides et des bases	
Constante d'acidité K_A d'un couple acide-base, produit ionique de l'eau K_e .	Associer K_A et K_e aux équations de réactions correspondantes. <i>Estimer la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH.</i>
Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau, cas limite des acides forts et des bases fortes dans l'eau.	Associer le caractère fort d'un acide (d'une base) à la transformation quasi-totale de cet acide (cette base) avec l'eau. Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort ou faible apporté. Comparer la force de différents acides ou de différentes bases dans l'eau. <i>Mesurer le pH de solutions d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.</i>
Solutions courantes d'acides et de bases.	Capacité numérique : Déterminer, à l'aide d'un langage de programmation, le taux d'avancement final d'une transformation, modélisée par la réaction d'un acide sur l'eau. Capacité mathématique : Résoudre une équation du second degré. Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées : acide chlorhydrique ($H_3O^+(aq)$, $Cl^-(aq)$), acide nitrique ($H_3O^+(aq)$, $NO_3^-(aq)$), acide éthanoïque ($CH_3COOH(aq)$), soude ou hydroxyde de sodium ($Na^+(aq)$, $HO^-(aq)$), ammoniac ($NH_3(aq)$).
Diagrammes de prédominance et de distribution d'un couple acide-base ; espèce prédominante, cas des indicateurs colorés et des acides alpha-aminés.	Représenter le diagramme de prédominance d'un couple acide-base. Exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution. Justifier le choix d'un indicateur coloré lors d'un titrage. Capacité numérique : Tracer, à l'aide d'un langage de programmation, le diagramme de distribution des espèces d'un couple acide-base de pK_A donné.
Solution tampon	Citer les propriétés d'une solution tampon

Extrait BO Programme Terminale STL 2021 sciences physiques et chimiques

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. Titration par précipitation. Titration 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.

LC : 04 Titre : Acides et Bases

Présentée par : Guilhem Mariette

Correcteur : Émilie Renouard

date : 22/10/2020

Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :			
Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
La Chimie Expérimentale : chimie générale	J.F. Le Maréchal B. Nowak-Leclercq	Dunod (1999)	2100484614
Physique Chimie	Claire Ameline	Nathan (2020)	9782091729251

Plan détaillé

Niveau choisi pour la leçon : Lycée

I/ Acides et bases

1) Chimie du proton

2) Acides et bases selon Brønsted (1923)

3) Potentiel hydrogène et milieu acides ou basiques :

II/ Réactions acido-basiques

1) Réactions acido-basiques

2) Étude de cas : titrage de l'acide éthanoïque par l'hydroxyde de sodium

a) Dosage par pH-métrie

b) Titrage colorimétrique

Questions posées

Titration colorimétrique, lorsqu'on verse la soude, on voit du rose mais ça ne reste pas, pourquoi ?

→ Réagit lorsque la solution n'est pas homogène encore.

Phénomène qui relève de quel domaine ?

→ De la cinétique.

Qu'est-ce que représente le petit carré à côté du proton ?

→ Lacune électronique : le proton ne respecte pas la règle du duet

Définition d'une solution à pH neutre, strictement 7 ?

→ pH strictement égal à 7 n'existe pas, donc on pourrait définir une plage arbitrairement entre 6 et 8 où l'on considère que c'est neutre et pas dangereux pour le corps.

Acidité nécessairement dangereux pour le corps ?

→ Pas si on prend les précautions nécessaires. Puis produits de la vie quotidiennes acides : citron, voies muqueuses préparées à ce genre d'attaques.

pH du corps humain ?

→ Dans le sang, pH légèrement basique, 8

Endroits acides dans le corps ?

→ Oui, dans l'estomac, acide gastrique qui accélère la digestion.

Qu'est-ce qui fait qu'un acide est dangereux ou non ?

De quoi dépend le pH d'une solution d'acide sulfurique ?

→ Concentration

Quels sont les concentrations ici ?

→ Soude à 0.1mol/L

Consignes que vous donneriez ? Quelque soit la concentration ?

→ Lunettes, gants, blouses. Oui pour des lycéens.

Pourquoi on porte des lunettes ?

→ S'il y a des projections

Expliquez : eau dans l'acide = suicide ?

→ On verse l'acide dans l'eau pour éviter les projections car réaction acido-basique est exothermique

Effet des acides et bases sur les vêtements ?

→ Ça fait des trous.

Comment fonctionne le papier pH ?

→ Associations de plusieurs indicateurs colorés, lorsqu'on ajoute une solution, le papier prend la couleur de l'indicateur coloré.

La solution s'est décolorée, ça veut dire qu'on a pas fini de titrer ?

Non, saut de pH important

pH de l'eau distillée ? Vous pouvez le mesurer ?

Entre 6 et 7

Comment on fait pour faire de l'eau distillée en pratique ?

→ Coûteux donc on utilise plutôt une colonne à permutation d'ions, en réalité, c'est de l'eau permutée.

Qu'est-ce que l'acide citrique comme type d'acide ?

→ Triacide, avec trois fonctions acide carboxylique, donc 3 pKa.

Valeurs des pKa ?

→ 1.9, 4 et 6

Allure de la courbe pH-métrique correspondante ?

→ pKa rapprochés donc réactions simultanées : grand saut de pH ou je titre les 3 en même temps
Comment on appelle l'acide citrique en nomenclature officielle ?

Comment fonctionne l'électrode de verre ?

→ membrane laisse passer des ions H_3O^+

Seule méthode pour mesurer le pH ?

→ papier pH, conductimétrie.

Comment fonctionne un conductimètre ?

→ Comme un ohmmètre. On utilise deux plaques en platine reliées par un ohmmètre qui mesure la résistance de la solution entre les deux. $U = I/G$

$G = \sigma / k$ avec k constante de cellule : $k = l/S$

Comment s'appelle ce qu'on plonge dans l'eau ?

→ Cellule de conductimétrie

À quoi ressemble une courbe de conductimétrie ?

→ Par exemple acide acétique : 1ère droite croissante, rupture de pente avec une autre droite plus croissante

Est-ce que je peux ajouter autant d'eau que je veux avant de faire le titrage ?

→ On raisonne sur les quantités de matières introduites, donc si on ajoute de l'eau à pH= 7 supposément, oui

Est-ce que la soude c'est de l'hydroxyde de sodium ?

→ Non, la soude c'est une solution d'hydroxyde de sodium, il faut le dissoudre.

Comment prépare-t-on une solution tampon ?

→ quand $\text{pH} = \text{pKa}$, le pH varie peu malgré ajout de base, donc on ajoute l'acide et la base conjugué en proportions stoechiométriques.

Autres méthodes ? Si je n'ai que l'acide ?

→ Ajouter un peu de soude pour arriver jusqu'à la bonne valeur de pH.

Méthode des tangentes toujours valable ? Rigoureusement valide ici ?

→ Pour avoir point d'inflexion. Pas valable s'il y a plusieurs réactions acido-basiques simultanées. Plutôt dérivée ou dérivée seconde.

En TP, qu'est-ce que vous utiliseriez avec vos élèves pour déterminer le volume équivalent ?

→ Conductimétrie pour aborder dans le cadre d'une autre notion.

Parfois les charges sont entourées, des fois non ?

→ Il n'y a pas de règles, c'est juste une question de lisibilité

Parfois vous écrivez H^+ , H_3O^+ , comment un élève s'y retrouve ?

→ On a vu dans la leçon que dans la pratique $[\text{H}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ donc les ions H^+ n'existent pas dans la solution.

Est-ce que vous pouvez réécrire l'équation qui définit un atome d'hydrogène ?

Vous avez ajouté le tableau d'avancement en-dessous de l'équation. Qu'est-ce que vous pensez pour des lycéens ?

→ Ce n'est pas terrible de revenir sur ses notes. Soit prévenir de laisser de la place, soit tout réécrire.

Les trois indicateurs colorés sont utilisés au lycée ?

→ Oui mais pas à connaître. (Phénolphtaléine commence à poser problème en lycée)

Densité de notions du cours ? Stratégie pour délivrer les informations ?

Électrode de verre couramment utilisée en lycée ?

→ Plutôt une électrode combinée : électrode de verre + ECS

En démarrant l'étude de cas sur l'acide acétique, vous avez parlé d'une électrode de référence qui maintient un potentiel constant. Que pensez-vous de cette remarque dans le cadre d'un cours de lycéen ?

→ Revenir aux notions connues de tension et expliquer plus le fonctionnement avec des termes adaptés.

Formule de propagation des incertitudes, qu'exigeriez-vous en termes de connaissances des élèves ?

→ Il n'est pas attendu que ce soit connu des élèves, mais peut-être donné en TP pour qu'ils l'utilisent.

Si vous deviez épurer votre cours, qu'est-ce que vous sacrifieriez ?

→ Utilisation des simulations numériques.

Pourquoi n'avoir pas fait la simulation en direct ?

→ Problème de temps.

Qu'avez-vous utilisé comme bibliographie pour la leçon ?

Dans quel séquence placeriez-vous ce cours ?

→ Début d'année après avoir vu l'avancement et la nomenclature pour permettre d'introduire le dosage et ensuite enchaîner avec l'oxydo-réduction

Commentaires

- Bon rythme et bonne fluidité du discours
- Bons efforts pour être très pédagogique, sans pour autant être trop infantilisant pour le jury
- Densité de contenu trop importante, trop ambitieux pour le temps à disposition.
- Ne pas sacrifier la conclusion en cas de manque de temps
- Il manque le vinaigre dans l'introduction, pour en faire un fil conducteur.
- Bibliographie : il faut avoir plusieurs références du niveau où on prépare la leçon (croiser les sources), une référence pour les manipulations expérimentales et un ouvrage de référence du domaine d'un niveau supérieur à celui présenté que l'on peut avoir seulement parcouru
- Le plan est bon
- Laisser le plan au tableau sans l'écrire à l'avance : neutraliser la partie gauche du tableau pour les titres et ne pas les effacer
- Attention à bien se conformer aux termes du programme, « potentiel hydrogène » et définition de l'acidité (échange de protons ou réaction sur l'eau). Pour ça, se référer au B.O. et ne pas hésiter à aller voir des programmes moins enseignés : STL, BCPST...
- Pour gagner du temps, ne présenter que 2 indicateurs colorés pour gagner du temps et ne pas parler de demi-équivalence
- Préférer une courbe pH-métrique réalisée en préparation à une simulation sur dozzaqueux
- Attention à bien écrire les définitions importantes au tableau (et pas seulement sur la diapo qui doit plutôt servir de support visuel), beaucoup de choses intéressantes qui ont été dites mais pas écrites
- Ne pas donner l'impression que l'on va faire une expérience si ce n'est pas le cas pour ne pas « décevoir » le jury, préciser d'emblée que ce sera une simulation ou autre

- Pour s'adapter à la philosophie des nouveaux programmes, il est préférable de commencer par l'expérience et ensuite introduire les notions qui permettent d'expliquer ce que l'on a observé.
- Attention aux manipulations qui peuvent continuer à évoluer pendant que vous finissez votre leçon : se préparer à répondre à des questions à ce sujet
- Utiliser plus de contenu numérique pédagogique : vidéos, simulation etc.. même si ça réduit un peu le contenu de la leçon
- Montrer que l'on sait jongler avec une simulation, animation, manip etc.. en se mettant un peu en danger, et trouver un équilibre entre théorique et pratique.
- Les leçons ne sont pas exclusives : ce n'est pas parce qu'il y a une leçon de dosage que vous n'avez pas le droit de parler de dosage, c'était une bonne chose de l'avoir fait par exemple dans cette leçon, en restant conscient que ce n'est pas le centre du sujet.

Expérience 1 - Titre : Test sur papier pH

But de la manip :

Illustrer le caractère acide/basique de différents produits de la vie quotidienne
et l'utilisation du papier pH pour estimer le pH

Citron

Eau du robinet

Eau de javel

Commentaire éventuel :

Soucis avec l'eau de javel, pH trop faible vers 6 : l'eau de Javel s'est dégradée après plusieurs heures.

Phase présentée au jury :

Test sur papier pH

Durée de la manip : 4 minutes

Expérience 2 - Titre : Indicateurs colorés

But de la manip :

Illustrer les zones de virage de différents indicateurs colorés en faisant varier l'acidité du milieu (eau + indicateur coloré) avec de la soude et de l'acide chlorhydrique.

Durée de la manip : 3 minutes

Expérience 3 - Titre : Dosage de l'acide éthanoïque dans le vinaigre

Référence complète : La Chimie expérimentale : chimie générale, J.F. Le Maréchal, Dunod 1999 (p.19-20)

Équation chimique et but de la manip : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$

Doser l'acide éthanoïque d'un vinaigre alimentaire et comparer à la valeur fournie par le fabricant

Commentaire éventuel :

Dosage en préparation de la soude à l'acide oxalique pour vérifier sa concentration ($0,1004 \pm 0,0006$ mol/L)

Phase présentée au jury :

Dosage colorimétrique à la phénolphthaléine : descente de burette et détermination du volume équivalent

Durée de la manip : 4 minutes

Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »

Question posée : Comment faire du débat scientifique un outil de l'apprentissage de la citoyenneté ?

Réponse proposée : Grâce à l'apprentissage scientifique au lycée, on acquiert une culture scientifique pour devenir un citoyen éclairé. Un des objectifs d'un enseignant scientifique est d'inculquer cet esprit critique à travers la culture scientifique.

En tant qu'enseignant, comment et quand provoqueriez-vous le débat ?

Groupes de discussion de TD, créer un débat, confronter les idées des différents groupes en modérant la conversation.

Idées de thèmes qui pourraient faire un débat dans le programme de physique-chimie lycée ?

Débat de la dangerosité nucléaire : on peut envisager en plus une recherche documentaire et d'ordres de grandeurs (personne humaine, banane, IRM) de la part des élèves.

Commentaires du correcteur : Bons éléments de réponse, mais trop rapide, il faut parler en autonomie au moins 3 ou 4 minutes. C'est plus une dissertation au départ et ensuite éventuellement une discussion.

Utiliser des mots clefs qui seront attendus : CDI, transdisciplinarité, tolérance, interaction avec les autres enseignants... etc. Faire intervenir plusieurs acteurs. Exemples de débats scientifiques en physique-chimie : modèle corpusculaire de la lumière.