

Table des matières

1	L'eau, propriétés physiques et chimiques	12
I	Electronégativité	14
I.1	Liaison polarisée	14
I.2	La liaison hydrogène	14
II	Propriétés chimiques de l'eau	14
2	Contrôle qualité de l'eau et de l'air	15
I	Contrôle qualité de l'eau	16
I.1	Intérêt du controle de qualité	16
I.2	Solubilité des ions et de la conductivité	16
I.3	Dosage conductimétrique pour déterminer la teneur en sulfate .	16
II	Contrôle de la qualité de l'air	17
II.1	Composition de l'air	17
II.2	Combustion d'une bougie	17
3	Solubilité	18
I	Solubilité et produit de solubilité	20
I.1	Solubilité	20
I.2	Produit de solubilité	20
II	Quotient de réaction	20
III	Facteurs influençant sur la solubilité	20
III.1	Le pH	20
III.2	Température	21
IV	Conclusion	21
4	Distillation	25
I	Mélanges binaires homogènes	26
I.1	Mélange binaire	26
I.2	Fraction molaire	26
I.3	Fraction massique	26

II	Diagrammes binaires	27
II.1	Diagramme liquide-vapeur isobare	27
II.2	Courbes d'analyse thermique	27
II.3	Azéotrope	27
II.4	Exploitation	27
III	Application à la distillation	28
III.1	Distillation simple	28
III.2	Distillation fractionnée	28
5	Stéréochimie de configuration	33
I	Chiralité : propriétés chimiques	35
I.1	Stéréoisomères de configuration	35
I.2	Mélange racémique	35
II	Chiralité : propriétés physiques	35
II.1	Loi de Biot	35
II.2	Excès énantiomérique	35
III	36
III.1	36
IV	Conclusion	36
6	Electrolyse - électrosynthèse	37
I	L'électrolyseur	38
I.1	Principe	38
I.2	Equations aux électrodes	38
II	Bilan de matière sur un électrolyseur	39
II.1	Conservation de l'électricité	39
II.2	Rendement de l'électrolyse	39
III	Application : purification	40
7	Oxydoréduction	41
I	Oxydants et réducteurs (5min)	42
I.1	Définitions	42
I.2	Couple oxydant-réducteur	42
II	Réaction d'oxydoréduction (5min)	43
II.1	Définition	43
II.2	Réactions en milieu acide/basique	43
III	Potentiel d'un couple redox (5-10min)	43
III.1	Principe de la mesure : retour sur la pile	43
III.2	Potentiel standard d'un couple redox	44

III.3	Relation de Nernst	44
IV	Titration d'oxydo-réduction	44
8	Conductimétrie	45
I	Conductance et conductivité	46
I.1	Définitions	46
I.2	Présentation du conductimètre	47
I.3	Facteurs d'influence de la conductivité (16')	47
I.4	Loi de Kohlrausch (19')	47
II	Application : titration par précipitation (24'50)	47
II.1	Analyse qualitative	48
II.2	Détermination de la concentration en ions chlorure dans le sérum physiologique	48
III	Conclusion	48
9	Cinétique électrochimique	56
I	Réaction électrochimique	57
I.1	Description	57
I.2	Facteur cinétique	57
I.3	Intensité et vitesse de réaction	58
II	Courbe intensité-potentiel	58
II.1	Montage à 3 électrodes	58
II.2	Limitation de la cinétique	58
II.3	Système lent (34')	59
II.4	Système rapide (40')	59
III	Conclusion	59
10	Diagrammes E-pH	60
I	Lecture d'un diagramme E-pH	61
I.1	61
I.2	Calculs des équations aux frontières	61
II	Utilisation d'un diagramme potentiel pH	61
II.1	Diagramme potentiel-pH de l'eau	61
III	Utilisation d'un diagramme E-pH à des fins expérimentales	61
III.1	Procédé industriel à l'aide d'un diagramme E-pH	61
IV	Conclusion	61
11	Synthèse, traitement et caractérisations	64
I	Synthèse en chimie organique	65
I.1	Qu'est-ce-qu'une synthèse ?	65

I.2	La transformation chimique	66
II	Extraction du produit du mélange réactionnel	66
II.1	Cas où l'espèce est un liquide	66
II.2	Cas où l'espèce est un solide	66
II.3	Cas où l'espèce est un soluté	66
III	Efficacité de la synthèse	67
III.1	Identification du produit	67
III.2	Purification	67
12	Biomolécules et énergie	68
I	Les biomolécules pour l'organisme	69
I.1	Les biomolécules comme sources d'énergie	69
I.2	Exemple des glucides	69
II	Transformation biochimique dans l'organisme	70
II.1	La réaction d'hydrolyse	70
II.2	Transformation du glucose et production d'énergie	70
III	Conclusion	71
13	Gestion des risques en laboratoire de chimie	72
I	Manipuler en sécurité	73
I.1	Les bons gestes	73
I.2	Savoir lire les signes	73
II	Sécurité des produits acides et basiques	73
II.1	Couple acide/base	73
II.2	pH et concentration	74
II.3	Neutralisation	74
III	Sécurité des produits oxydants et réducteurs	74
III.1	Couple oxydo-réducteur	74
III.2	Précautions d'emploi	74
III.3	Neutralisation	75
IV	Conclusion	75
14	Oxydoréduction	76
I	Les biomolécules pour l'organisme	77
II	Conclusion	77
15	Métaux : structure et propriétés	78
I	Cristaux métalliques	79
I.1	Propriétés physico-chimiques	79
I.2	Modèle microscopique	79

II	Structures cristallines	80
II.1	Grandeurs caractéristiques d'une maille	80
II.2	Structure cubique à faces centrées (cfc)	80
II.3	Sites interstitiels	81

Code couleur pour les manip :

Expérience déjà faite, sur laquelle je suis à l'aise
Retravailler un geste, l'interprétation de l'expérience
Manip à faire en priorité

Avancement préparation oraux Leçons Chimie			
Titre de la leçon	Élément imposé	Expérience	Niveau
De la structure à la polarité d'une entité	logiciel de représentation molécule	0%	1ère générale - spécialité
Evolution d'un système chimique	Python, déterminer la compo d'un système	0%	1ère générale - spécialité, Python : cf agreg ou CAPES 2023
Dosage	Dosage par étalonnage (ex : sérum phy)	0%	1ère générale - spécialité
Synthèse, traitement, caractérisations p64	Filtration sous vide	Synthèse acide benzoïque	1ère générale - spécialité
Oxydants et réducteurs	Réaliser une pile	Pile Daniell	Term générale - spécialité
Chimie analytique quantitative et fiabilité	Titration par conductimétrie	Titration ions Cl dans sérum phy	Term générale - spécialité
Evolution spontanée d'un système	Déterminer Q_{final}	0%	Term générale - spécialité
Cinétique et catalyse	Mise en évidence d'un effet catalyseur	0%	Term générale - spécialité
Stratégies en synthèse organique	Protocole d'optimisation d'un rendement/vitesse	0%	Term générale - spécialité
Structure spatiale des molécules	Différencier 2 stéréoisomères	0%	1ère STL
Réactions acide-base en solution aqueuse	Préparer une solution tampon	0%	1ère STL
Solvants et solubilité	Etudier facteur influençant la solubilité	0%	1ère STL

Avancement préparation oraux Leçons Chimie			
Titre de la leçon	Elément imposé	Expérience	Niveau
Synthèse, purification, contrôle pureté liquide organique	CCM	0%	1ère SPCL
Réactivité des alcools	Recristallisation	Aspirine	1ère SPCL
Réactions de synthèse, sites électrophiles, nucléophiles, formalisme flèches courbes	Montage à reflux	0%	1ère SPCL
Stereochimie de configuration, p33	Différencier 2 stéréoisomères	Hydro-halogenation régiosélective	Terminale SPCL
Distillation et diagrammes binaires, p25	Distillation	Distillation eau-éthanol	Terminale SPCL
Techniques spectroscopiques	Déterminer C d'après une courbe d'étalonnage	Dosage bleu brillant dans le curacao	Terminale SPCL
Conductivité	Titration par précipitation	Déterminer concentration Cl dans le sérum phy	Terminale SPCL, revoir plan pour caler les expériences
Solubilité	Extraire sélectivement les ions d'un mélange	Extraction sélective des ions fer dans une solution de nitrate de fer et de sulfate de cuivre (Mesplède p193)	Terminale SPCL
Oxydoréduction	Titration dont la réaction support est une oxydo-réduction	Titration des ions hypochlorite contenus dans le Dakin/eau de Javel	Terminale SPCL
Réactivité des dérivés d'acide	Montage Dean-Stark	Synthèse arôme de banane	Terminale SPCL
Electrolyse, électrosynthèse	Réaliser une électrolyse à anode soluble	Elec à anode soluble - Florence Porteu-de-Buchère - Dunod p190	Terminale SPCL

Avancement préparation oraux Leçons Chimie			
Titre de la leçon	Elément imposé	Expérience	Niveau
Energie chimique - exemple des combustions	Estimer pouvoir calo d'une combustion	Voir Nathan ST2S	1ère/terminale STI2D
Oxydoréduction p76	Déterminer la capacité d'un accumulateur	Accumulateur au plomb	1ère/terminale STI2D
Molécules d'intérêt biologique	Différencier aldéhyde/cétone	Voir Nathan ST2S	1ère ST2S
Gestion des risques au laboratoire de chimie p72	Mettre en œuvre un protocole de neutralisation	Neutralisation acide	1ère ST2S
Biomolécules et énergie p68	Réaliser l'hydrolyse d'un glucide complexe	Voir Nathan ST2S	1ère ST2S
L'eau, propriétés physiques et chimiques	Réaction une extraction liquide/liquide	0%	1ère ST2S
Chimie et alimentation	Teneur en vitamine C d'un aliment/médicament	0%	Terminale ST2S
Contrôle qualité de l'eau et de l'air	Réaliser un dosage conductimétrique	Dosage des ions SO_4^{2-} dans la Contrex	Terminale ST2S

Transformations chimiques en solution aqueuse	Déterminer K_{eq} d'une réaction (A/B, précipitation, redox)	0%	MPSI
Acides et bases	Déterminer K_a	0%	MPSI
Solvants	Déterminer constante de partage	0%	MPSI
Structure et propriétés des solides	Utiliser avogadro ou vesta et déterminer des paramètres géométriques	0%	MPSI
Cinétique homogène	Déterminer E_a	hydrolyse du chlorure de tertiobutyle suivie par pH-métrie - F. Porteu de Buchère p40	MPSI
Diagrammes E-pH p60	Mettre en œuvre une médiamutation	0%	MPSI
Liaisons chimiques	Utiliser Vesta ou avogadro	0%	MPSI

Avancement préparation oraux Leçons Chimie			
Titre de la leçon	Elément imposé	Expérience	Niveau
Utilisation 1er principe pour la détermination de grandeurs physico-chimiques	Déterminer $\Delta_r H_{reaction}$	pas fait - F. Porteu p75	PSI
Optimisation d'un procédé chimique	Mettre en évidence influence T ou P ou catalyseur sur une réaction	0%	PSI
Corrosion humide des métaux	Protection contre la corrosion (clou+gel agar-agar)	Passivation du fer-Cachau Redox	PSI
Générateurs électrochimiques	Montrer influence de facteurs sur e_{vide} d'une pile	0%	PSI
Conversion d'énergie électrique en énergie chimique	Déterminer $\eta_{faradique}$ d'un électrolyseur	0%	PSI
Cinétique électrochimique	Tracer courbe i-E	0%	PSI
Application 2nd principe à une transfo chimique	Déterminer une constante d'équilibre thermo	0%	PSI
Diagramme E-pH	Réaliser un procédé industriel à l'échelle du labo	0%	TSI 2
Déplacement de l'équilibre chimique	Utiliser un bain thermostaté	0%	TSI 2

Idées en vracs

- Pour l'utilisation de la trompe à eau ou de la pompe à vide : briser le vide d'abord, couper l'eau ou l'alimentation de la pompe après
- Site de l'INRS pour les fiches toxicologiques des composés chimiques : <https://www.inrs.fr/publications/bdd/fichetox.html>
- https://chem-file.sourceforge.net/data/formula_index_fr.html : site pour les représentations de molécules sur AVOGADRO

Leçon 1

L'eau, propriétés physiques et chimiques

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN
BUP n ⁰ 790			

Plan détaillé

Niveau : 1ère ST2S

Introduction pédagogique

Prérequis

- Barycentre
- Formules développées et semi-développées

Contexte : Place de la leçon : milieu d'année.

Notions importantes

- Constante de solubilité
- sens de l'évolution
- influence de la solubilité (T, pH, etc...)
- protocole

Objectifs

- prédire la précipitation, dissolution
- déterminer la solubilité et prévoir son évolution

Difficultés

- Appréhender le caractère polaire/apolaire liée à la géométrie
- distinctions entre liaisons covalente et hydrogène
- miscibilité, solubilité

Pour y remédier, activité préliminaire pour manipuler les grandeurs

Introduction

Dissolution courante dans la vie de tous les jours.

Question :

Manipulation qualitative :

I Electronégativité

I.1 Liaison polarisée

Def électronégativité : Grandeur sans dimension caractérisant la capacité qu'à un atome engagé dans une liaison à attirer les électrons vers lui.

Tableau périodique : $\chi(O) > \chi(H)$.

Def charge partielle : δ^\pm

Def polarisation d'une liaison chimique : si $\Delta\chi = 0$: liaison apolaire. si $\Delta\chi \neq 0$: liaison polaire.

I.2 La liaison hydrogène

Def liaison hydrogène : liaison de type attractive entre deux entités polaires. $E_{\text{liaison-H}} = 20 \text{ kJ/mol}$. C'est une liaison électrostatique attractive entre deux charges partielles de signes opposés. Permet d'expliquer, en partie, les différences de température d'ébullition entre des corps purs.

II Propriétés chimiques de l'eau

Manipulation : dépollution de l'eau : mélange d'eau et de I_2 pour faire passer I_2 de l'eau au cyclohexane. Puis extraction liquide-liquide avec une ampoule à décanter.

Conclusion

Leçon 2

Contrôle qualité de l'eau et de l'air

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN

Plan détaillé

Niveau : Terminale ST2S

Introduction pédagogique

Prérequis

—

Contexte :

Notions importantes

—

Objectifs

—

Difficultés

—

Introduction

Problématiques environnementales : problème sur la qualité de l'air (pollution dans les grandes villes par exemple) et de l'eau (algues vertes en Bretagne par exemple). On doit avoir des moyens de contrôle de la qualité.

I Contrôle qualité de l'eau

I.1 Intérêt du contrôle de qualité

Slide critère qualité de l'eau : microbiologique, organoleptique, limite de potabilité, limite de qualité.

I.2 Solubilité des ions et de la conductivité

Def dissolution et conductivité + manip qualitative pour la conductivité avec LED.

Conductivité proportionnelle à la concentration des ions : Manip qualitative étalonnage solution ions chlorure.

I.3 Dosage conductimétrique pour déterminer la teneur en sulfate

Manip quantitative : mesure de la quantité de SO_4^{2-} dans la Contrex. Réaction de titrage :



Avec $C_0(Ba^{2+}) = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Tableau d'avancement avant et après équivalence.

II Contrôle de la qualité de l'air

II.1 Composition de l'air

Slide composition de l'air.

Déf fraction molaire.

II.2 Combustion d'une bougie

Manip qualitative : allumer une bougie, la mettre sur un cristalliseur rempli d'eau, mettre une éprouvette dessus pour la piéger dans l'eau, voir que le niveau d'eau augmente au fur et à mesure que le diogène est consommé et que le dioxyde de carbone se dissout dans l'eau. On a une mesure de la quantité de CO_2 ??

Remarques intéressantes

- Si on boit de l'eau déminéralisée, pression osmotique qui va être plus forte de la cellule vers l'eau car la membrane cytoplasmique est poreuse : explosion de la cellule
- Si on boit de l'eau hyper salée, pression osmotique de l'eau vers la cellule : compression de la cellule
- la dureté de l'eau s'exprime en ppm (ou mg/L) de CaCO_3 ou en degrés français (symbole $^\circ\text{f}$ ou $^\circ\text{fH}$) en France et en Suisse. Un degré français correspond à 10ppm de calcaire représentant $10 - 4\text{molL}^{-1}$ de calcium, soit 4 mg/L de Ca^{2+} , ou encore 2,4 mg de magnésium par litre d'eau (cf Wikipédia)

Leçon 3

Solubilité

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN
100 manipulations de chimie (p193)	Jacques Mesplède, Jérôme Randon	Bréal (2004)	
http://je-plante-mon-agreg.com/Documents/Chimie_exp%C3%A9rimentale-Listes_TP_chimie.pdf			
https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/pluginfile.php/11573/mod_resource/content/2/Chapitre%201%20-%20Solubilite%20-%20Fiche%20de%20synthese.pdf			
http://leonardvinci.e-monsite.com/medias/files/02.solubilite.pdf			

Plan détaillé

Niveau : Tle STL - SPCL

Introduction pédagogique

Prérequis

- pH, pH-métrie
- quantité de matière, masse volumique, concentrations

Contexte : Place de la leçon : début d'année.

Notions importantes

- Constante de solubilité
- prédire l'évolution
- influence de la solubilité (T, pH, etc...)

Objectifs

- prédire la précipitation, dissolution
- déterminer la solubilité et prévoir son évolution

Difficultés

- Difficultés mathématiques (unités, etc...)
- Lien entre constante d'équilibre et pH

Pour y remédier, activité préliminaire pour manipuler les grandeurs

Introduction

Dissolution courante dans la vie de tous les jours. Ex : sucre dans le café.

Manipulation qualitative : **Exp qualitative : mettre du sel dans l'eau.** Quelle est la quantité max de sel qu'on peut mettre dans l'eau ?

I Solubilité et produit de solubilité

I.1 Solubilité

Def solubilité : Notée s , quantité de matière/masse maximale d'une espèce que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant (en mol.L^{-1} ou g.L^{-1})
ex : $s(\text{NaCl})=358.5\text{g.L}^{-1}$ à 20°C .

I.2 Produit de solubilité

Pour la réaction : $\text{NaCl(s)} = \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

$$K_s = \frac{[\text{Na}^+]_{eq}[\text{Cl}^-]_{eq}}{(C^0)^2} \quad (3.1)$$

Tableau d'avancement : $s = \sqrt{K_s}$

II Quotient de réaction

$$Q_r = \frac{[\text{Na}^+]_{eq}[\text{Cl}^-]_{eq}}{(C^0)^2} \quad (3.2)$$

- $Q_r < K_s$: sens direct : dissolution
- $Q_r = K_s$: équilibre
- $Q_r > K_s$: sens indirect : precipitation

III Facteurs influençant sur la solubilité

III.1 Le pH

Rappel : $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$

Le pH influe sur la solubilité s : $\text{Fe(OH)}_3(\text{s}) = \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{HO}^-(\text{aq})$.

$$K_s = \frac{[\text{Fe}^{3+}]_{eq}[\text{HO}^-]_{eq}^3}{(C^0)^4} \quad (3.3)$$

Contexte : application industrielle pour séparer les ions métalliques d'un minéral par exemple.

Manipulation principale : On va mélanger deux solutions à 1M, une solution de sulfate de cuivre (de couleur bleue) et une solution de nitrate de fer (de couleur orange).

On va faire précipiter d'abord les ions fer Fe^{2+} avec une solution de soude à 1M puis filtrer le précipité sur fritté.

Les réaction possibles sont :

- $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s}) = \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HO}^{-}(\text{aq})$ possible à $pH \sim 2$
- $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) = \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HO}^{-}(\text{aq})$ possible à $pH \sim 4.8$

C'est pour ça qu'on utilise un pH-mètre pour contrôler qu'on ne dépasse pas un pH d'environ 4.

La manip fonctionne bien, on voit que la couleur de la solution redevient bleue après filtrage du précipité de $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$.

III.2 Température

En général, la solubilité augmente avec la température.

Attention : Il y a des exceptions. s peut diminuer avec la température (ex : calcaire dans la bouilloire).

IV Conclusion

Applications : dépollution de l'eau, séparation des métaux, décalcairisation en milieu acide.

Questions posées

- Slide intro, je suis d'accord sur la position de leçon, objectifs : première capacité expérimentale du BO pas mentionnée? **Non, mais je la travaillerai en TP en demi-groupe.** Quelle technique peut-on utiliser pour extraire le solide? **Extraction liquide-liquide.**
- Est-ce que l'appareil de l'extraction a déjà été vu? **Je ne me rappelle plus s'ils l'ont vu l'année dernière, mais je ferai une séance d'intro de la verrerie en début d'année. Donc à mettre en prérequis.**
- Le point à 1mL dévie de la droite, pourquoi? **Cela peut être dû au fait qu'à ce volume, on n'est pas forcément dans le régime linéaire de la loi de Kohlrausch.**

- Vous donner comme exemple le titrage des ions nitrate. Comment proposez-vous d'en déterminer la concentration ? **En réalisant le même titrage que pour les ions chlorure.** Peut-on dans ce cas déterminer séparément la concentration des 2 analytes (NO_3^- et Cl^-) ? **Non.**
- Tu n'as pas du tout parlé de quantité de matière, concentration, etc... ? **J'ai oublié de faire un calcul de la solubilité dans la leçon...**
- Pas de problème de vocabulaire sur les difficultés ? C'est quoi un précipité si tu devais le présenter à tes élèves ? **Un solide qui refuse de se dissoudre dans un solvant**
- Dans ton expérience introductive, est-ce qu'il reste du sel ? **Quasiment pas, mais j'aurais du utiliser un autre solide coloré pour que ça soit visible (PbI_2) par exemple.**
- Dans la définition de la solubilité, tu as oublié la température. **Oui...**
- Qu'est-ce qu'il se passe à K_s ? **Il y a coexistence du précipité et des ions en solutions.**
- Différence entre un état final et un état d'équilibre ? **Oui, il y a une différence.**
- Peut-on définir K_s pour d'autres composés que ioniques ? **Non, on peut avoir dissolution d'un gaz dans l'eau par exemple. Que se passe-t'il si P augmente ? s augmente**
- D'autres moyen pour faire varier la solubilité ? **Effet d'ions communs.**
- Comment as-tu défini la solution saturée ? **Quand on a ajouté s ou plus de solide dans le solvant.**
- Lien entre pH et concentration en HO^- ? **$[\text{HO}^-] = 10^{-14-\text{pH}}$**
- Comment on fait en pratique pour les minerais ? **Lixiviation, on se place à un pH super acide et on broie les minerais.**
- Pour la manip, tu voulais faire qualitatif ou quantitatif ? **Qualitatif.** Comment tu aurais fait pour la rendre quantitatif ? Peux-tu faire le calcul du pH d'apparition de $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$? **$[\text{HO}^-] = (\frac{K_s}{[\text{Fe}^{2+}]})^{1/3}$. Avec $[\text{Fe}^{2+}] = 0.25 \text{ mol.L}^{-1}$ environ (rajout d'environ le double d'eau du mélange de solution de 10mL de chaque réactif. On trouve $\text{pH} = 1,87$. Il aurait fallu faire ce calcul qui est abordable en terminale. Cela aurait permis de mieux comprendre pourquoi on ne devait pas dépasser ce pH.**
- Si tu devais refaire faire la manip aux étudiants, que dirais-tu niveau sécurité pour la fiole à vide ? **Il faut l'attacher avec une pince 3 doigts et une potence.**

- Pourquoi dans le cas du calcaire c'est une exception ? Si on augmente la température, la solubilité du CO_2 dans l'eau diminue ce qui augmente le pH.
- Que proposez-vous en séance de travaux pratiques ? Le titrage du sérum physiologique, c'est pédagogique car c'est un produit du quotidien.
-

Commentaires

Plan très bien, explications sont claires et pédagogiques. Choix de la manip impeccable. Il manque le quantitatif dans la manip. Gestes pour la manip très bien.

Expérience 1

Titre : Illustration solubilité du sel dans l'eau.

Référence complète :

But de la manip : En faible quantité ajouté dans l'eau, le sel se dissout complètement. Au-delà d'une certaine concentration de sel, il reste du précipité.

Commentaire éventuel : On peut faire la manip avec une espèce colorée comme PbI_2 pour que ça soit plus visuel.

Durée de la manip : 2'

Expérience 2

Titre : Extraction sélective des ions fer dans une solution de nitrate de fer et de sulfate de cuivre.

Référence complète : 100 manipulations de chimie, J. Mesplède et J. Randon, p193

Équation chimique et but de la manip : $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s}) = \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HO}^{-}(\text{aq})$

Phase présentée au jury : Précipitation des ions fer en maintenant le pH en-dessous de 4. Puis filtration sur fritté.

Commentaire éventuel : Prévoir un fritté très fin.

Durée de la manip : 10'

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

Question posée : En quoi la démarche scientifique fais de nous des bons citoyens ?

Réponse proposée : La démarche scientifique c'est : observer de l'environnement, vérifier, raisonner, garder confiance en soi et avoir foi en les autres, être optimiste. Avoir un esprit critique sur des sujets de société. Beaucoup de complotisme de nos jours, la démarche scientifique permet de démonter cela.

Commentaire du correcteur :

Champ libre pour le correcteur

Leçon 4

Distillation

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN
Tout-en-un Chimie PC/PC*	B. Fosset, J-B. Baudin	Dunod (2022)	
http://vle-calc.com/	Site sympa pour les diagrammes		
https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/course/view.php?id=61&section=7	Académie de Montpellier	Eduscol	

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

Rappels : cf le BO de la spécialité SPCL de STL.

1. Pouvez-vous rappelez les difficultés associées à cette leçon ? **Lecture et compréhension de diagramme binaire, lien avec la distillation, courbe d'analyse thermique (mélange binaire), nombreuses définitions avec lesquelles on joue (fraction molaire/massique/titre/masse molaire, etc...), verrerie associée au montage.** Y-a-t'il une difficulté en terme de vocabulaire ? **Clairement, on doit insister sur les définitions et les différents noms de la verrerie spécifique à la distillation** Comment s'appelle le ballon ? **Le ballon est un bon exemple pour insister sur les définitions. On le nomme "bouilleur".** C'est un terme qu'on utilise dans d'autres situations ? **Dans les chaufferies, sert à faire bouillir le fluide chauffant. Dans l'industrie du sel, présent dans le processus de déssalement.**

2. L'hydrodistillation est-elle au programme de terminale STL-SPCL ? Oui, dans le thème « Chimie et développement durable ».
3. Diagramme binaire, notion théorique ou expérimentale ? C'est une notion théorique à connotation fortement expérimentale car très utile pour déterminer les fractions massiques d'un mélange. Notion théorique car c'est applicable en théorie à tous les mélanges binaires et relié aux concepts thermodynamique (capacité thermique, température de changement d'état donc enthalpie de changement d'état, équation d'état, principes de la thermodynamique, etc...).

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

Plan :

I Mélanges binaires homogènes

Pour étudier les mélanges binaires homogènes, on a avoir besoin d'un certains nombre de définitions qui seront importantes dans tout le déroulé de la leçon.

I.1 Mélange binaire

Définition d'un mélange homogène : mélange dont on ne peut distinguer à l'œil nu ses différents constituants. Définition d'un corps pur : matière qui ne comporte qu'une espèce chimique.

I.2 Fraction molaire

Définition fraction molaire d'un mélange A+B : la fraction molaire d'un corps A est : $x_A = \frac{n_A}{n_A+n_B}$, avec n_i la quantité de matière du corps i

I.3 Fraction massique

Définition fraction massique d'un mélange A+B : la fraction massique d'un corps A est : $w_A = \frac{m_A}{m_A+m_B}$, avec m_i la masse du corps i .

II Diagrammes binaires

II.1 Diagramme liquide-vapeur isobare

Présentation et explication des graphes $T=f(x \text{ ou } w)$: on montre la courbe de rosée et la courbe d'ébullition à une pression donnée. On décrit l'exemple particulier du diagramme eau/éthanol.

II.2 Courbes d'analyse thermique

Tracé des graphes $T(t)$ pour un corps pur : on part de la phase liquide, on arrive à la température d'ébullition qui marque un palier jusqu'à ce que la dernière goutte de liquide disparaisse puis elle réaugmente dans la phase gazeuse.

Pour un mélange binaire homogène, le plateau de température n'est pas constant car les corps A et B du mélange ont des températures de fusion différentes.

Définition de corps volatil : on appelle de volatil la capacité d'un solide ou d'un liquide à se vaporiser facilement. On va jouer sur les différences de volatilité entre les corps d'un mélange homogène pour réaliser une distillation par exemple.

II.3 Azéotrope

Définition azéotrope : mélange présentant une composition particulière pour lequel il se comporte comme un corps pur (phases L et V à l'équilibre ont la même composition). On le montre explicitement sur le diagramme binaire.

II.4 Exploitation

On prend un exemple en se plaçant à une certaine fraction molaire (ou massique) d'un mélange à une température où le mélange est liquide. On fait la lecture des températures d'ébullition et de condensation. On parle de la composition des premières vapeurs (ou des premières gouttes). On rappelle les propriétés de volatilité des corps, et on fait un exemple sur une seule recondensation en présentant la nature du distillat obtenu.

III Application à la distillation

III.1 Distillation simple

Sur slide : rappel du montage, lecture sur le diagramme. Ce montage a déjà été vu dans les cours de première et on va voir un nouveau montage qui est celui de la distillation fractionnée.

III.2 Distillation fractionnée

Sur slide et sur la paillasse : rappel montage, lecture sur le diagramme. On insiste sur les noms de la verrerie : ballon à fond rond, colonne de Vigreux, condenseur, erlenmeyer.

Expérience :

On procède à l'expérience de distillation fractionnée sur un mélange eau/éthanol en pesant au préalable les masses d'eau et d'éthanol pour voir où on se place dans le diagramme binaire. On fait chauffer le mélange et on attend de voir les premières gouttes dans le distillat.

La réaction est assez rapide suivant la hauteur de la colonne de Vigreux (10min en préparation, 5min au cours de la leçon, ça dépend aussi de la composition du mélange au départ). Il faut faire attention à ce que la température du thermomètre placé au niveau du coude {colonne de Vigreux - condenseur} ne dépasse pas la température de l'azéotrope, sinon cela veut dire qu'on commence à faire recondenser de l'eau dans le distillat ce qui dégrade la distillation.

On détermine de la fraction massique à l'aide d'une courbe d'étalonnage masse volumique vs titre alcoolémique. Puis on détermine le rendement donné par :

$$\eta = \frac{m_{\text{eth,distillat}}}{m_{\text{eth,initial}}}.$$

Conclusion

Ouverture sur l'application de la distillation dans la pétrochimie : on montre le schéma du distillat pour le pétrole (gaz, fioul, pétrole brut etc...) en expliquant que ces différentes phases correspondent au raffinement (pourcentage de distillation) du pétrole brut.

Avis : Bonne leçon globalement, attention à la trace écrite et les sous-parties vides.

Bien d'avoir choisi un système réel, mais garder eau+éthanol pas « A+B ». Bien pour les prérequis mais pas toujours clair sur ce qui est connu. Le dire dans l'intro péda.

Utilisation diagrammes binaires solide-liquide : eau + sel pour abaisser le point de fusion sur les routes.

Attention ne pas être trop vague sur les réponses, essayer de bien détailler.

L'olive : fond rond = ballon, fond plat = bécher

Montage à bien expliquer avec un schéma en direct ou un montage en direct.

Attention au vocabulaire (bouilleur, distillat, etc...) .

Difficulté, la lecture des graphiques peut ne pas être intuitif.

Calorifuger la colonne de vigreux pour augmenter la vitesse de distillation.

Incertitudes pas adaptées car faits sur la calculatrice et pas sur tableur.

A l'aise à l'oral, bien pour les couleurs, attention dans le langage « j'ai 30s donc je me dépêche », être naturel pour être bien en maîtrise (même si dans la tête c'est pas du tout ça).

Remarques sur des points spécifiques de la leçon :

1. Comment faire le lien entre diagramme binaire isobare et isotherme ? Comment à partir d'un diagramme à un fuseau vous pouvez tracer le diagramme binaire correspondant ? **Similaire mais avec courbe d'ébullition en haut et courbe de rosée en bas.**
2. Titre en alcool, fraction molaire/massique, comment vous les reliez ? Comment l'expliquer aux étudiants ? **On peut partir des définitions, par exemple le titre massique $w_A = \frac{m_A}{m_A + m_B}$ et utiliser la relation $m_A = n_A \times M_A$ avec n_A la quantité de matière et M_A la masse molaire du corps A. Ensuite en multipliant en haut et en bas de la fraction par $n_A + n_B$, on voit apparaître les fractions molaires $x_{A/B} = \frac{n_A}{n_A + n_B}$ ce qui donne $w_A = \frac{x_A M_A}{x_A M_A + x_B M_B}$. Pour le titre massique, on fait la même chose en remplaçant $m_A = \rho_A V_A$.**
3. En industrie, quel est l'ordre de grandeur des rendements ? Pour l'éthanol ? **En général, ils sont optimisés et donc très bons. L'ordre de grandeur pour l'éthanol est de l'ordre de celui du point azéotrope soit 96.5% à $P = 1$ bar pour la distillation fractionnée. On peut aller plus loin en pureté ? Oui, mais il faut introduire un troisième corps (le benzène pour l'éthanol) et utiliser les diagrammes ternaires. Le rendement est bien plus élevé (l'éthanol anhydre, utilisé pour des réactions très sensibles à l'eau, contient de l'eau à 50 ppm**

selon Wikipédia).

4. Quelle différence entre l'hydro-distillation et l'entraînement à la vapeur ? En terme de montage expérimental ? L'entraînement à la vapeur d'eau et l'hydrodistillation sont des procédés d'extraction ou de séparation de certaines substances organiques de l'eau. Ces deux termes n'ont pas la même signification. "Hydrodistillation" désigne la distillation d'un mélange hétérogène d'eau et d'un liquide organique. L'hydrodistillation est beaucoup utilisée en parfumerie et utilise la décomposition des réactifs (molécules odorantes d'un composé organique libérées après décomposition de ce composé sous l'effet de la chaleur). "L'entraînement à la vapeur" est applicable aux composés peu ou pas solubles dans l'eau, dotés d'une tension de vapeur assez importante vers les 100 °C. L'avantage de cette technique réside en l'abaissement de la température de distillation les composés sont donc entraînés à des températures beaucoup plus basses que leur température d'ébullition, ce qui évite leur décomposition.
5. Pourquoi cette leçon est dans le cadre du programme "Systèmes et Procédés" ? Le thème « Systèmes et procédés » a pour objectif d'étudier des systèmes réels en analysant les flux d'information, de matière et d'énergie. Il comporte un sous-thème "transport et transformation des flux de matière" dont l'étude est un élément important pour l'analyse et la compréhension des procédés physico-chimiques comme ceux liés à la distillation
6. C'est quoi la physique derrière les diagrammes binaires ? Comment obtenir l'équation des courbes rosée/ébullition ? cf. cours de thermochimie.
7. Liquide/vapeur seuls diagrammes ? Diagrammes solide-liquide. Avec solides/liquides que pouvez-vous expliquer ? Salage des routes, mélange eau+sel a une température de fusion plus basse que celle de l'eau pure.

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

1. Vous n'avez pas utilisé de gants ? Quelles sont les précautions à prendre pour votre montage ? Non, l'éthanol n'est pas dangereux, on en boit (avec modération) et on l'utilise couramment avec le gel hydroalcoolique par exemple. En revanche il est très inflammable donc il faut l'éloigner des sources de chaleurs.
2. Préciser la position du thermomètre sur le distillat ? Il faut qu'il se situe

au niveau du coude entre la partie colonne de vigreux et le réfrigérant. On veut connaître la température de la phase vapeur qui sort de la colonne de vigreux et vérifier qu'elle ne dépasse pas la température de l'azéotrope, sinon on commence à évaporer une phase pure en la phase qu'on ne souhaite pas voir présent dans le distillat.

3. Pourquoi avez-vous été surprise sur la rapidité de la distillation ? Si on attend encore plus, qu'est-ce qu'il se passe ? C'était un peu plus rapide que pendant la préparation. Ca peut être un peu critique si on attend trop car on va recondenser l'eau dans le distillat et modifier la pureté de l'éthanol distillé.
4. Au niveau sécurité ? Quels conseils aux étudiants pour remplir le chauffe ballon ? On fera attention à la fragilité de la verrerie. On fera attention à ce que l'évaporation ne soit pas complète car on peut endommager les équipements et la verrerie. C'est aussi pour cela qu'on utilise des chariots élévateurs pour empêcher le contact bouilleur-chauffage rapidement si besoin.
5. Que faut-il utiliser pour homogénéiser la solution dans votre cas ? Que olive avec la forme adaptée (bombée) pour le ballon. Que feraient les étudiants ? Probablement ils ne se poseraient pas la question sur la forme de l'olive à choisir. L'olive c'est le seul outil ? Oui ? C'est quoi une bonne agitation ? Une agitation qui homogénéise bien la solution et que ne crée pas d'éclaboussures.
6. Le thermomètre servait à quoi dans le montage ? A vérifier que la température ne dépassait pas celle du point azéotrope du diagramme binaire eau/éthanol
7. Si la distillation est trop lente, comment faire pour l'accélérer ? On peut calorifuger les parois de la colonne.
8. Si on revient aux incertitudes sur les masses, est-elle représentative de l'incertitude de l'expérience ? Non, l'incertitude va surtout porter sur les pertes de matières lors des différentes manipulations (transfert d'un récipient à un autre, etc.). Ces incertitudes ne peuvent être qu'estimer à vue d'oeil.
9. Quel est l'intérêt de présenter les incertitudes ? Elle est intéressante pour faire comprendre le sens physique qu'il y a derrière, voir la propagation des erreurs (incertitudes sur une fraction, une somme) et pour comparer aux valeurs tabulées dans la littérature (fraction massique de l'azéotrope).

Propositions de manipulations –Bibliographie :

1. Quel TP vous feriez faire aux étudiants dans cette leçon ? Quels composés vous distilleriez dans ce cours-là ? La même expérience que réalisée ici (distillation d'un mélange eau/éthanol) est intéressante. On peut aussi regarder l'effet de la taille de la colonne de vigreux et aussi faire la comparaison distillation fractionnée/distillation simple.
2. Si vous avez le choix, vous aborderiez ces notions comme vous l'avez fait ou autrement ? Une analyse documentaire peut être pertinente : proposer des exemples de distillation utilisant les diagrammes binaires en industrie, faire réfléchir sur des montages possibles. Cela permet de se familiariser avec le vocabulaire.. Où prendriez-vous les docs pour une analyse documentaire ? Internet, Dunod PC, liens vidéos ludiques, simulation ou animation. Quelles sont les sources que vous avez utilisées sur les diagrammes binaires ? Que pouvez-vous faire avec VLE-calc ? Tracer des diagrammes binaires liquide-vapeur, obtenir les infos sur les azéotropes, etc. Pas de références papier ? Dunod PC, techniques expérimentales en chimie, principalement internet.

Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté :

Quelle est la place de l'humour sur la copie et à l'oral sur la relation élève professeur ?

L'humour peut être utilisé mais il faut faire attention à ses limites. L'humour à outrance peut décrédibiliser l'autorité et se retourner contre l'enseignant, surtout en début d'année. L'humour pour pointer une difficulté d'un élève en classe ou sur la copie peut être très mal pris par l'élève, à voir évidemment avec son caractère en cours d'année. On ne peut pas rire de tout avec les élèves en classe, mais on peut faire de l'humour avec un élève en particulier à condition de connaître son caractère et de respecter des limites de décence. Un exemple humoristique (par exemple montrer une image des Dupont dans Tintin qui font des bonds sur la lune main dans la main avec des cheveux colorés pour illustrer la gravitation) peut être attrayant et source de motivation/d'intérêt pour l'élève. L'humour est aussi une question de sujets.

Leçon 5

Stéréochimie de configuration

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN
http://ressources-stl.fr/wp-content/uploads/2020/08/Structure-spatiale-des-especes-chimiques.pdf	Ressource STL		
https://truejulosdu13.github.io/assets/organic_chemistry_lessons/Cours2.pdf	Jules Schleinitz		
https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/course/view.php?id=61	Académie de Montpellier	Chapitre 9	
Compte-rendu leçon Thibaut LC03			

Plan détaillé

Niveau : Tle STL - SPCL

Introduction pédagogique

Prérequis

- représentation de Lewis, Cram
- formalismes des flèches courbes

Contexte : Place de la leçon : dernier cours de chimie.s

Notions importantes

- Stéréoisomérisation (énantiomère, diastéréoisomère)
- stabilité des carbocations,
- polarimétrie de Laurent

Objectifs

- géométrie carbocation
- déterminer excès énantiomérique par la loi de Biot
- règles CIP

Difficultés

- vocabulaire,
- représentation dans l'espace,
- manipuler la loi de Biot

Introduction

On a vu les différents types de réactions à l'aide de mécanismes réactionnels, on va s'intéresser ici à la géométrie des produits obtenus. Ceci est particulièrement important car scandale sanitaire https://fr.wikipedia.org/wiki/Thalidomide#M%C3%A9canismes_de_l'effet_t%C3%A9ratog%C3%A8ne.

Expérience : https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/pluginfile.php/18438/mod_resource/content/3/Chapitre%209%20-%20Aspets%20microscopiques%20-%20Activite%203.pdf

I Chiralité : propriétés chimiques

I.1 Stéréoisomères de configuration

Contenu : définition de molécules énantiomères et diastéréoisomères et exemples, comparaison des propriétés (biochimiques, chimiques et physiques)

Manipulation : mesure température de fusion de deux diastéréoisomères : l'acide maléique et fumarique. L'acide maléique (Z) a une température de fusion inférieure à l'acide fumarique. Ceci s'explique par la présence d'une liaison hydrogène intramoléculaire diminuant ainsi le nombre de liaisons hydrogène intermoléculaires ce qui a pour effet de le rendre moins stable.

I.2 Mélange racémique

Contenu : définition, application en chimie organique (exemple de la substitution nucléophile d'ordre 1 qui conduit à un mélange racémique, attaque du carbocation plan par les deux côtés de façon équiprobable).

II Chiralité : propriétés physiques

II.1 Loi de Biot

Contenu : activité optique d'une molécule chirale, énoncé de la loi de Biot, et additivité, lévogyre, dextrogyre.

Manipulation : mesure du pouvoir rotatoire du limonène (R) ou (S)

II.2 Excès énantiomérique

Contenu : définition et calcul à partir d'un pouvoir rotatoire.

Manipulation bonus : composition d'un mélange d'énantiomères de limonène (R) et (S) grâce à la mesure du pouvoir rotatoire total

III

III.1

IV Conclusion

Leçon 6

Electrolyse - électrosynthèse

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN
Chimie tout-en-un PC/PC* Chap 13	A. Demolliens	Nathan (2009)	
https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/course/view.php?id=62&section=10	Académie Montpellier		
Epreuve orale de Chimie (p194 et p398)	F. Porteu-de-Buchère	Dunod (2017)	

Plan détaillé

Niveau : Terminale STL-SPCL

Introduction pédagogique

Prérequis

—

Contexte :

Notions importantes

Objectifs

- 4 premiers points du BO

Difficultés

- Identification des électrodes
- Sens de déplacement des ions et des électrons
- Difficultés calculatoires : décomposer les étapes de calculs
- stœchiométrie des équations

Introduction

On a vu dans un cours précédent que des réactions sont spontanées : rouille du fer, dépôt vert dans les canalisations. Peut-on faire la réaction inverse ?

Expérience introductive : tube en U avec des ions cuivres $2+$, du solide Cu(s) se forme sur une électrode. C'est ce qu'on appelle un électrolyseur. On va essayer de comprendre comment ça marche.

I L'électrolyseur

I.1 Principe

Schéma de l'expérience précédente. L'électrolyte est du sulfate de cuivre CuSO_4^{2-} , les électrodes sont en graphite. Les électrons se déplacent dans le sens opposé au courant.



Le générateur impose le sens du courant et donc le sens de déplacement des électrons.

I.2 Equations aux électrodes

Electrode connectée à la borne - : arrivée d'électrons, on a réductions des ions cuivres : c'est la cathode.

Electrode connectée à la borne + : on a oxydation de l'eau : $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 4\text{e}^-$: c'est l'anode.

On appelle transformation chimique **forcée** une transformation qui a lieu dans le sens opposé au sens thermodynamiquement favorisé.

L'équation de la réaction de l'électrolyse s'écrit :

$$\text{blabla} \quad (6.1)$$

II Bilan de matière sur un électrolyseur

II.1 Conservation de l'électricité

La quantité d'électricité traversant un circuit électrique est :

$$Q = I\Delta t \quad (6.2)$$

Q peut aussi être liée à la quantité d'électrons échangés :

$$Q = n_e F \quad (6.3)$$

avec $F=96500\text{C.mol}^{-1}$ la constante de Faraday.

Application : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(s)$ donne $n_{\text{Cu}} = \frac{I\Delta t}{2F}$ et pour $I=0.1\text{A}$ pendant 10min donne $m_{\text{Cu}} = 30\text{mg}$.

II.2 Rendement de l'électrolyse

Le rendement de l'électrolyse est donné par :

$$\eta = \frac{m_{\text{Cu},\text{experimental}}}{m_{\text{Cu},\text{theorique}}} \quad (6.4)$$

- $\eta = 0$, pas effective,
- $\eta = 1$, rendement maximal.

III Application : purification

Dans l'industrie, on utilise une électrolyse à anode soluble pour purifier les minerais. Le minerai pas pur en cuivre va être soumis à un potentiel et va libérer le cuivre qui va se déposer sur une électrode plus pure. Schéma de l'expérience.

Manipulation quantitative : on impose I avec un générateur sur deux électrodes de cuivre. Le courant à $t=0$ vaut 470mA mais se stabilise à 470mA au bout de 2 minutes. On observe une couleur saumon sur la cathode qui vient du dépôt de cuivre. On rince la cathode à l'eau distillée. On sèche délicatement (le dépôt est fragile). On sèche au décapeur thermique.

Calcul du rendement, propagation d'incertitude.

Conclusion

Utilité : synthèse de l'eau de javel, synthèse de dihydrogène pour la pile à combustible, électrozingage.

Leçon 7

Oxydoréduction

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN
Chimie PCSI Chap 12	J-B Baudin	Dunod (2019)	
https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/course/view.php?id=61&section=4	Académie Montpellier		
BO Terminale STL/SPCL	Sujet bac pour l'hydrolyse de l'eau dans l'ISS		

Plan détaillé

Niveau : Terminale STL-SPCL

Introduction pédagogique

Prérequis

- titrages
- Réactions acide/base
- potentiel électrique

Contexte : Premier trimestre

Notions importantes

—

Objectifs

—

Difficultés

— formule de Nernst : mathématique

—

Introduction

Manipulation introductive : Pile Daniell. On observe une différence de potentiel, pourquoi ?

I Oxydants et réducteurs (5min)

I.1 Définitions

Oxydant : espèce capable de capturer un ou plusieurs électrons. Ex : Zn^{2+} ou Cu^{2+} .

Réducteur : espèce capable de capter un ou plusieurs électrons. Ex : Cu(s) ou Zn(s) .

I.2 Couple oxydant-réducteur

A tout oxydant est associé un réducteur qui sont reliés par une demi-équation électronique.

Exemple : $\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu(s)}$.

Remarque : on peut écrire de manière plus générale pour un couple oxydant (Ox)/réducteur (Red) :



Remarque : il faut équilibrer les réactions redox. Exemple du couple $\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^{2-}$.

II Réaction d'oxydoréduction (5min)

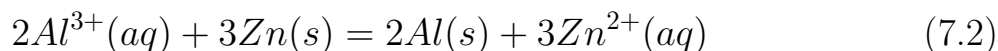
II.1 Définition

Dans une réaction d'oxydoréduction, les réactifs sont un oxydant et un réducteur de deux couples différents : il y a un transfert d'électrons.

Exemple :

- $\text{Al}^{3+}/\text{Al(s)}$
- $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn(s)}$

On écrit les deux demi-équations redox et on obtient les équations bilans :



II.2 Réactions en milieu acide/basique

En milieu acide

Exemple de $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{3+}$ avec $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$. Cette réaction nécessite des ions H^+ pour avoir lieu donc elle doit se passer en milieu acide.

En milieu basique

Exemple de $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{3+}$ avec CNO^-/CN^- . Elle nécessite des ions HO^- pour se faire donc un milieu basique.

III Potentiel d'un couple redox (5-10min)

III.1 Principe de la mesure : retour sur la pile

- Une pile est constituée de deux demi-piles reliées par un pont salin,
- Chacune d'entre elle est constituée d'un couple redox auquel est associé un potentiel E (en V),
- Ce potentiel s'obtient en mesurant la différence de potentiel entre une demi-pile que l'on souhaite étudier et une autre demi-pile au potentiel fixé/connu : l'électrode standard à hydrogène (théorique, $E=0\text{V}$) ou l'Electrode au Calomel Saturé (pratique, $E=0.24\text{V}$)

III.2 Potentiel standard d'un couple rédox

Potentiel d'un couple dans les conditions standard telles que : $P=1\text{bar}$ et $T=25^\circ\text{C}$.

III.3 Relation de Nernst

Relation qui permet de calculer le potentiel d'un couple redox. Pour une équation redox $\alpha\text{Ox} + n\text{e}^- = \beta\text{Red}$, la relation de Nerst s'écrit :

$$E(\text{Ox/red}) = E^0(\text{Ox/red}) + \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[\text{Ox}]_{eq}^\alpha}{[\text{Red}]_{eq}^\beta} \right) \quad (7.3)$$

IV Titrage d'oxydo-réduction

Titrage dont la réaction de support est une réaction d'oxydo-réduction.

Expérience quantitative : Titration des ions Fe^{2+} par les ions Ce^{4+} . Ça sert pour le vin.

Conclusion

Leçon 8

Conductimétrie

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN
PC Tout-en-un MPSI	Bruno FOSSET, Jean-Bernard BAUDIN, Frédéric LAHITÈTE	Dunod	
Ressources en ligne		Eduscol	

Plan détaillé

Niveau : Tle STL - SPCL

Pré-requis :

- Loi d'Ohm
- Dosage
- Solubilité/précipitation

Introduction pédagogique

Leçon placée en début d'année de terminale.

Prérequis

- Loi d'Ohm
- Dosage
- Solubilité / Précipitation

Notions importantes

- Conductance/conductimétrie.
- Electrolyte.
- Loi de Kohlrausch.
- Prévoir l'allure de titrage.

Objectifs

- Principe du conductimètre.
- Loi de Kohlrausch.
- Titrage par conductimétrie.

Difficultés

- Beaucoup de grandeurs différentes avec différentes unités : conductance, conductivité (Siemens).
- Cellule conductimétrique (vs. électrodes connues) et fonctionnement du conductimètre.
- Ions mobiles qui conduisent en solution.
- Prévoir l'allure $\sigma(V)$ (méthode du tableau)

Introduction

Question : Quelle est la condition pour qu'une solution conduise le courant ?

Manipulation qualitative : Solution d'eau distillée dans laquelle on fait passer le courant d'une pile reliée à une ampoule (ou une LED) : l'ampoule ne s'allume pas. Elle s'allume si on rajoute du sel (cf. exp 1).

I Conductance et conductivité

I.1 Définitions

Electrolyte Solution capable de conduire le courant en présence d'ions mobiles.
ex : eau salée Na^+ et Cl^- .

Conductance $G = \frac{1}{U} = \frac{1}{R}$. Unité : $S = \Omega^{-1}$ (Siemens). Cette grandeur n'est pas intrinsèque à la solution.

I.2 Présentation du conductimètre

Conductivité Schéma de fonctionnement d'un conductimètre : une **cellule conductimétrique** constituée de deux plaques parallèles de surface immergée S et séparées d'une distance L .

Conductivité : $\sigma = \frac{GL}{S}$ en $S.m^{-1}$, avec S la surface d'une plaque de la cellule conductimétrique et L la distance entre les deux plaques.

I.3 Facteurs d'influence de la conductivité (16')

Manipulation : Mesure de la conductivité de deux solutions (NaCl et KCl) (cf. exp 2). $\sigma_{(eKCl)} = 10,32 \text{ mS.cm}^{-1}$ et $\sigma(\text{KCl}) = 12,17 \text{ mS.cm}^{-1}$

- σ dépend de la nature des ions mobiles.
- σ dépend de la température.
- σ dépend de la concentration des ions présents en solution.

I.4 Loi de Kohlrausch (19')

Soit n ions présents dans un électrolyte, on a

$$\sigma(T) = \sum_i z_i \lambda_i^0(T) C_i \quad (8.1)$$

avec :

z_i le nombre de charge de l'ion i , ex : $z(\text{Na}^+) = 1$, $z(\text{Cl}^{-1}) = 1$.

C_i la concentration de l'ion i en mol.L^{-1}

$\lambda_i^0(T)$ la conductivité molaire ionique à dilution infinie de l'ion i en $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$.

Elles sont tabulées à 25°C.

II Application : titrage par précipitation (24'50)

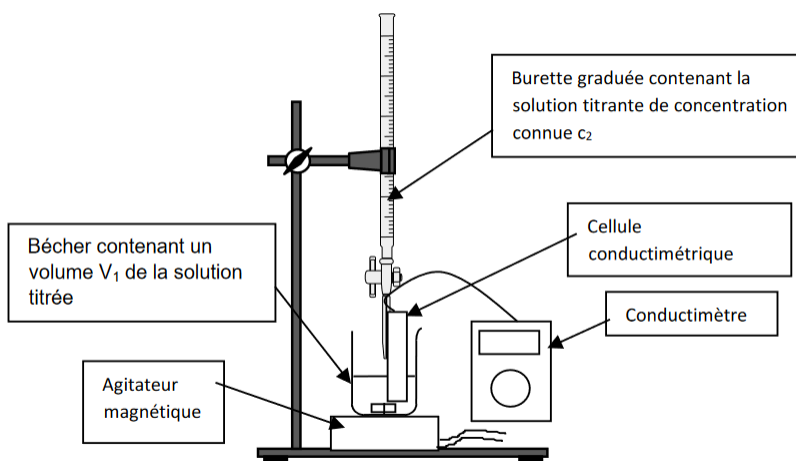
cf. exp 3.

$\text{Cl}_{(\text{aq})}^{-1} + \text{Ag}_{(\text{aq})}^{+} = \text{AgCl}_{(\text{s})}$. Constante d'équilibre : $K = \frac{1}{K_s} = 10^{9.8} \gg 1$.

II.1 Analyse qualitative

Tableau de réaction qualitatif. Avant l'équivalence : Na^+ reste constante, Cl^- diminue, NO_3^- augmente, Ag^+ disparaît. Comme $\lambda^0(\text{Cl}^{-1}) > \lambda^0(\text{NO}_3^{-1})$, la conductivité diminue. Après l'équivalence : Na^+ reste constante, Cl^- a disparu, NO_3^- augmente, Ag^+ augmente. Comme $\lambda^0(\text{Cl}^{-1}) > \lambda^0(\text{NO}_3^{-1})$, la conductivité augmente.

II.2 Détermination de la concentration en ions chlorure dans le sérum physiologique



Courbe $\sigma(V)$. La détermination du volume équivalent permet de remonter à la concentration des ions Cl^- .

III Conclusion

Application titrage pour sonder la qualité de l'eau.

Questions posées

- Est-ce que c'est important de connaître la valeur du volume d'eau ajouté dans le bécher contenant le réactif titrant lors du titrage conductimétrique ?
Non, ce n'est pas important pour déterminer le volume équivalent lors du titrage.
- Pourquoi diluez-vous ? **Pour pouvoir s'affranchir de la dilution, i.e. obtenir**

- des courbes affines de $\sigma(V)$. Si la solution n'est pas assez diluée on obtient des branches d'hyperbole, qu'on peut corriger en représentant non pas la conductivité σ mais la conductivité corrigée $\sigma_{cor} = \sigma \times \frac{V_{tot}}{V_0}$. D'autre part, ça permet d'avoir assez d'eau pour y immerger l'électrode.
- Le point à $1mL$ dévie de la droite, pourquoi? Cela peut être dû au fait qu'à ce volume, on n'est pas forcément dans le régime linéaire de la loi de Kohlrausch.
 - Vous donner comme exemple le titrage des ions nitrate. Comment proposez-vous d'en déterminer la concentration? En réalisant le même titrage que pour les ions chlorure. Peut-on dans ce cas déterminer séparément la concentration des 2 analytes (NO_3^- et Cl^-)? Non.
 - Qu'est-ce qu'on peut chercher d'autre dans l'eau? Les organismes vivants dans l'eau en ont besoin. Oxygène. Comment le titrer? Titrage par la méthode de Winkler. Quels seraient les deux couples en jeu? Pas si simple. Il y a bien sûr le couple de l'eau faisant intervenir le dioxygène O_2/H_2O mais aussi des couples du manganèse et de l'iode (voir protocole étudié en TD, diagramme E-pH à l'appui).
 - Et pour la consommation humaine, que peut-on titrer d'autre? Les minéraux, comme Ca^{2+} ou Mg^{2+} . Pourquoi vouloir déterminer la concentration en ions calcium et magnésium? Le calcium peut précipiter avec les ions carbonates CO_3^{2-} pour former le carbonate de calcium (c'est-à-dire le calcaire) $CaCO_3$ (qui bouche les canalisations). Comment les titrer les ions calcium et magnésium? Il s'agit d'un titrage complexométrique, le réactif titrant est l'EDTA (éthylènediaminetétracétate), l'indicateur colorée est le NET (pour la dureté totale i.e. $[Ca^{2+}] + [Mg^{2+}]$) en tampon ammoniacal à pH 10 et murexide en tampon pH 12 (pour la dureté magnésienne i.e. $[Mg^{2+}]$).
 - Peut-on mettre du magnésium métallique dans l'eau? Non, c'est un alcalino-terreux et il réagit fortement en présence d'eau. C'est dangereux? Oui, ça s'enflamme.
 - Comment vous justifiez le choix des doubles flèches dans l'équation de titrage? J'aurais dû mettre une flèche simple car c'est une réaction totale dans le sens de la précipitation. À ce propos, voir pour information l'article rédigé par M.Vigneron, X. Bataille et M-B. Mauhourat dans L'Actualité Chimique N°399 de août-septembre 2015 et intitulé « Du bon usage de la flèche comme symbole de la transformation chimique » disponible librement au lien suivant : <https://new.societechimiquedefrance.fr/numero/du-bon-usage-de-la-fleche-comme-symbole-de-la-transformation-chimique->

- λ^0 . Que signifie le 0 ? Dilution infinie : la loi de Kohlrausch est définie pour des ions infiniment dilués (état hypothétique).
- Comment avez-vous étalonné le conductimètre ? J'ai utilisé une solution étalon KCl (chlorure de potassium) pour laquelle on connaît la conductivité en fonction de la température (table de valeurs disponible avec la notice du conductimètre).
- Parle-t-on d'électrode en conductimétrie ? Non, il s'agit d'une cellule conductimétrique.
- Pourquoi porter des gants ? NaCl a forte concentration peut-être irritant. Non, NaCl n'est que du sel de cuisine !
- Quelle est votre politique d'utilisation des gants pour les acides et bases ? J'en mets dès que la concentration dépasse 10^{-2} M.
- Pourquoi potassium et sodium ont-ils des conductivités molaires ioniques différentes ? Taille des noyaux différents et interaction avec les autres ions (VDW, polaire, etc.) différentes. En somme leur rayon de solvation n'est pas le même.
- Sources de la leçon ? Eduscol, il y a des fiches pour la leçon. Dunod MPSI pour la loi de Kohlrausch. Expérimental : source interne à l'agreg.
- Qu'est-ce qui vous a donné l'idée de l'introduction avec la pile ? Une source interne à l'agreg (mais ce n'est pas ça qu'il faut dire devant le jury...) Cela a un intérêt pédagogique.
- D'après votre introduction pédagogique, les élèves ne connaissent pas la notion de pile. Je ne pense pas que ça gêne, les élèves manipulent des piles dans leur quotidien.
- Quelle est la nature du courant en entrée du conductimètre ? Un courant alternatif pour éviter de polariser les plaques de la cellule et donc de former un condensateur.
- Que proposez-vous en séance de travaux pratiques ? Le titrage du sérum physiologique, c'est pédagogique car c'est un produit du quotidien.
- Comment situez-vous la conductimétrie par rapport à d'autres techniques ? Je dirais que c'est complémentaire de la pH-métrie par exemple, notamment quand on est dans les conditions d'un saut de pH de faible amplitude qui rend imprécise la détermination de l'équivalence.
- Est-ce que ça fonctionne toujours bien ? Il faut une réaction de titrage thermodynamiquement favorable. Au niveau de l'exploitation, il faut des droites

de pentes nettement distinctes pour une détermination aisée et précise du volume équivalent.

Commentaires

Avoir du matériel en rab au cas où.
Attention aux gants lorsque c'est inutile.
Intro pédagogique était bien, un peu trop longue.
Conductance et conductimétrie pourrait être dans la même partie.
Il faut employer le mot "cellule".
Tu pourrais utiliser une flexcam pour que le jury voit les valeurs.
Tu as donné beaucoup de valeurs de λ_i^0 . Je te conseille de les projeter.
J'aurais mis un $=$ à la place des flèches.
Prends plus de place pour faire ton tableau.
C'est un peu dangereux de mettre l'expérience principale à la fin de la leçon.
Rester motiver jusqu'à la fin.

Expérience 1

Titre : Illustration solution conductrice avec allumage d'une ampoule.

Référence complète : (référence interne à l'agreg, compte rendu d'une leçon précédente)

But de la manip : montrer que seule la solution d'eau dans laquelle on a ajouté du sel peut allumer l'ampoule : montrer ce qu'est un électrolyte.

Commentaire éventuel : Attention à brancher la LED dans le bon sens ! Et demander une pile supplémentaire au cas où elle soit déchargée.

Phase présentée au jury : Circuit ampoule + batterie + deux plaques de cuivre plongées dans une solution. Avec solution = eau distillée : l'ampoule ne s'allume pas. Avec de l'eau salée, l'ampoule s'allume.

Durée de la manip : 2'

Expérience 2

Titre : Mesure de la conductivité de deux solutions (NaCl et KCl).

Référence complète :

Équation chimique et but de la manip : Montrer que deux électrolytes conduisent différemment. Discuter autour du rayon de solvation.

Phase présentée au jury : Mesure avec un conductimètre de deux solution (NaCl et KCl).

Durée de la manip : 2'

Expérience 3

Titre : Titrage conductimétrique d'un sérum physiologique

Référence complète : Hatier, Physique-Chimie Tle spé, 2012, pp. 467-477.

Équation chimique et but de la manip : $\text{Cl}^-_{(\text{aq})} + \text{Ag}^+_{(\text{aq})} = \text{AgCl}_{(\text{s})}$

Commentaire éventuel : Prévoir une deuxième propipette si celle que vous avez est abimée. Par ailleurs, c'est toujours risqué de vouloir ajouté un point au milieu d'une courbe déjà pré-tracée. Ce n'est pas du tout sûr qu'il tombe bien. Mais comme on n'a pas trop le choix au vu de l'exercice demandé, il faut s'y attendre et prévoir de commenter...

Phase présentée au jury (pendant la séance de question car la manip prévue en fin de leçon n'a pas pu être réalisée par manque de temps) : Prélèvement de la solution titrante de nitrate d'argent à l'aide d'une pipette jaugée (10mL). Ajout de 50 mL d'eau distillée pour avoir suffisamment de solution pour la cellule soit complètement immergée dans la solution à titrer. Mesure d'un point (ajout d'un volume de nitrate d'argent et mesure de la conductivité). Ajouter ce point à la courbe établie lors de la préparation. Commenter si cette valeur est différente de celle attendue dans la courbe (température différente, concentration de la solution différente, etc...)

Durée de la manip : (de 35'30 - fin)

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

Question posée : Qu'est-ce qu'un bon établissement scolaire ?

Réponse proposée : Il faut d'abord définir ce qu'est un établissement scolaire. Matériellement c'est une structure, des salles de classes, du matériel. Un bon établissement est une structure capable de fournir un bon cadre matériel au bon déroulé de l'apprentissage. D'autre part, ce sont des ressources humaines, donc un bon établissement, ce sont des gens qui collaborent bien. Enfin, un bon moyen de reconnaître si un établissement est bon est de suivre le devenir des élèves à la sortie de cet établissement.

Commentaire du correcteur : Bien. De nombreux mots-clés ont été mobilisés. L'écueil principal de cette question consiste à résumer un bon établissement scolaire à un bon pourcentage de réussite au baccalauréat ou d'intégration des filières d'élite. À éviter !

Champ libre pour le correcteur

Remarques sur le plan Le plan nécessite d'être revu pour plusieurs raisons. Tout d'abord l'expérience quantitative de titrage du sérum physiologique **ne tient pas dans le temps imparti** et c'est un problème. De manière générale, il est préférable que l'expérience principale ne soit pas prévue à la fin de la leçon ou au moins qu'elle soit suivie d'une partie tampon que vous pouvez éventuellement supprimer si vous manquez de temps. Dans tous les cas, vous devez avoir l'œil sur votre chronomètre et savoir à quel moment vous avez prévu de passer à la partie ou sous-partie suivante : tout doit être minuté. Une leçon se répète en amont de la présentation, c'est à mettre en place avec votre binôme jusqu'à ce que vous soyez à l'aise.

D'autre part, il y a beaucoup **(trop) de définitions**. Il convient de faire un tri entre celles qui sont les plus importantes et méritent d'être écrites au tableau, celles moins importantes qui peuvent être affichées sur diapositives et celles anecdotiques qu'on peut soit ignorer soit reléguer dans les pré-requis. Par exemple pour la première partie, je propose de renommer ainsi les sous-parties : 1/ Définitions ; 2/ Présentation du conductimètre ; 3/ et 4/ inchangées.

Vocabulaire Dans cette leçon il est primordial d'utiliser le bon vocabulaire. Il convient notamment de parler de **cellule conductimétrique** et non d'électrode, ou encore de faire la distinction entre la **conductivité ionique molaire et celle à dilution infinie**.

Équipements de protection individuelle Vous devez avoir du discernement quant au port des **gants**. Il est aberrant d'entendre que NaCl est une espèce toxique qui nécessite de porter des gants alors que vous l'utilisez quotidiennement en cuisine ! Par ailleurs, assurez vous d'avoir une **blouse** qui couvre vos bras jusqu'au bout des manches du pull / t-shirt / chemise que vous portez en-dessous.

Autre expérience possible Si vous envisagez d'illustrer le facteur d'influence qu'est la température, sachez que vous avez à votre disposition des béchers thermostatés. Ce sont des béchers à double paroi qu'on peut relier par des tuyaux (du même type que ceux qu'on utilise pour les réfrigérants) au bain thermostaté. Cependant, il ne faut pas rajouter une expérience supplémentaire à la leçon telle qu'elle a été présentée. Ce serait en remplacement.

Quelle flèche utiliser ? Pour les équations de réaction en chimie générale, lorsqu'on s'intéresse aux bilans, je vous conseille d'utiliser le signe « égal », même s'il y a précipitation.

Utilisation de la pipette jaugée Je rappelle la façon correcte de prélever à la pipette jaugée. La pipette doit être tenue verticalement. La main qui tient la pipette (en bas) tient également le bécher (soit de prélèvement, soit celui dans lequel on compte verser la solution prélevée). Le bécher est incliné à 45° . L'extrémité inférieure de la pipette (par où s'écoule la solution) est en contact avec la paroi du bécher (immergée si c'est un prélèvement, émergée si l'on est en train de vider la pipette). La seconde main est stabilisatrice en haut de la pipette et manipule la propipette. Lors du prélèvement, il faut toujours dépasser le trait de jauge puis ajuster en descente. La pipette jaugée est une verrerie « ex ». Elle est faite pour délivrer le volume indiqué par le constructeur (et non pas pour contenir ce volume, contrairement à la fiole jaugée qui est une verrerie « in »). Dans le cas d'une pipette à 1 trait, peu importe la goutte qui resterait en bas de la pipette une fois celle-ci vidée, le volume est calculé en en tenant compte, à condition qu'elle est été utilisée canoniquement avec ce fameux contact verre-verre permis par l'inclinaison à 45° de l'ensemble pipette + bécher. Pour information, la pipette jaugée est calibrée pour prélever une solution aqueuse et perd en précision si elle

est utilisée pour prélever un liquide organique.

Leçon 9

Cinétique électrochimique

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN

Plan détaillé

Niveau : PSI

Introduction pédagogique

Prérequis

- Oxydoréduction
- Thermochimie

Contexte :

Notions importantes

- Vitesse de réaction

Objectifs

- Tracer une courbe intensité-potentiel

- déterminer la solubilité et prévoir son évolution

Difficultés

- Réaction en milieu hétérogène
- Pk montage à 3 électrodes

Pour y remédier, différencier milieu homogène, milieu hétérogène.

Introduction

Réaction à la surface d'une électrode. On va relier vitesse et thermodynamique.

I Réaction électrochimique

I.1 Description

On s'intéresse à l'équilibre :



Ex : $Fe^{2+} = Fe^{3+} + 1 e^-$. Cette réaction n'a pas de réalité physique car l'électron n'existe pas en solution. En revanche, à la surface d'une électrode métallique, il y a formation d'un électron libre : c'est ce qu'on appelle une réaction électrochimique.

I.2 Facteur cinétique

En milieu homogène :

- La proba de rencontre entre deux réactifs
- La proba que la réaction se produise quand les réactifs sont en contact

En milieu hétérogène :

- Les réactifs doivent atteindre la surface de l'électrode
- le transfert d'électron doit se produire
- le produit doit s'éloigner de la surface de l'électrode

Schéma (slide) étapes d'une réaction électrochimique.

I.3 Intensité et vitesse de réaction

Rappel : la vitesse de réaction v est égale à la dérivée temporelle de l'avancement ξ .

En milieu homogène, on s'intéresse à des vitesses volumiques. Ici, il est plus adéquat de considérer des vitesses surfaciques.

définition : En notant A la surface immergée de l'électrode :

$$v = \frac{1}{A} \frac{d\xi}{dt} = \frac{1}{nA} \frac{dn_{e^-}}{dt} \quad (9.2)$$

Ex : pour $\text{Fe}^{2+} = \text{Fe}^{3+} + 1 e^-$, $n = 1$. Comme la variation de la quantité de matière d'électron échangée est proportionnelle à la variation de charge :

$$dq = F dn_{e^-} \quad (9.3)$$

On a finalement :

$$\frac{1}{nAF} \frac{dq}{dt} = \frac{i}{nAF} = \frac{j}{nF} \quad (9.4)$$

convention : On définit positivement le courant anodique i_a *i.e.* lié à l'oxydation et négativement le courant cathodique i_c provoqué par la réduction.

II Courbe intensité-potentiel

II.1 Montage à 3 électrodes

Slide montage à deux électrodes : ne fonctionne pas.

Objectif : étudier le courant en imposant un potentiel à l'électrode de travail. Pour garder un potentiel fixe à l'électrode de travail on a besoin d'un montage à 3 électrodes. (24')

Schéma du montage à 3 électrodes.

La contre-électrode permet de fermer le circuit électrique sans que du courant ne passe par l'électrode de référence. Utilité d'un générateur : sert à imposer une différence de potentiel. Le potentiostat permet d'imposer la différence de potentiel.

II.2 Limitation de la cinétique

- **transfert de charge** : transfert électronique à l'interface électrode/solution

- **transfert de matière** : Comprend les phénomènes de diffusion et de convection

II.3 Système lent (34')

Transfert de charge cinétiquement déterminant. Il existe une surtension à appliquer pour observer un courant dans l'électrode.

Définition surtension anodique/cathodique à l'aide d'un schéma.

II.4 Système rapide (40')

expérience : Tracer d'une courbe intensité-potentiel

III Conclusion

Leçon 10

Diagrammes E-pH

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN
BUP n°790			

Plan détaillé

Niveau : TSI2

Introduction pédagogique

Prérequis

- Réactions redox
- Réactions A/B
- Potentiel de Nernst

Contexte : Place de la leçon : milieu d'année.

Notions importantes

—

Objectifs

—

Difficultés

—

Introduction

Question :

Manipulation qualitative :

I Lecture d'un diagramme E-pH

I.1

Déf : diagramme E-pH. Exemple du diagramme du Fer.

I.2 Calculs des équations aux frontières

II Utilisation d'un diagramme potentiel pH

II.1 Diagramme potentiel-pH de l'eau

III Utilisation d'un diagramme E-pH à des fins expérimentales

III.1 Procédé industriel à l'aide d'un diagramme E-pH

Présentation de la méthode de Winkler.

IV Conclusion

Questions posées

—

Commentaires

Expérience 1

Titre :

Référence complète :

But de la manip :

Commentaire éventuel :

Phase présentée au jury :

Durée de la manip :

Expérience 2

Titre :

Référence complète :

Équation chimique et but de la manip :

Phase présentée au jury :

Durée de la manip :

Expérience 3

Titre :

Référence complète :

Équation chimique et but de la manip :

Commentaire éventuel :

Phase présentée au jury

Durée de la manip :

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

Question posée :

Réponse proposée :

Commentaire du correcteur :

Champ libre pour le correcteur

Remarques sur le plan

Vocabulaire

Équipements de protection individuelle

Leçon 11

Synthèse, traitement et caractérisations

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN

Plan détaillé

Niveau : 1ère Générale

Introduction pédagogique

Prérequis

- Modélisation d'une transfo chimique par une réaction chimique
- Caractéristiques physico-chimiques d'espèces chimiques
- Techniques expérimentales

Contexte : Leçon de milieu d'année après Structure des entités organiques.
2ème chimique de chimie orga.

Notions importantes

—

Objectifs

- Compétences expérimentales : montage à reflux, filtration, lavage, séparation. Caractérisations par CCM

—

Difficultés

- Vocabulaire spécifique
- Aspect inventaire

Introduction

Synthèse organique dans la vie de tous les jours synthèse du paracétamol, synthèse de l'indigo (pour les jeans). Intérêt : produire de façon massive des molécules qui existent déjà dans la vie de tous les jours.

I Synthèse en chimie organique

I.1 Qu'est-ce-qu'une synthèse ?

Définition : Une synthèse = ensemble des étapes de fabrication d'une ou plusieurs espèces chimiques purs, impliquant a transformation chimique de réactifs.

Ex : acide benzoïque (formule chimique semi-développée pas à connaître). Présentation du montage. A la fin de synthèse, on a retirer le produit obtenu et on l'a filtré à l'aide d'une papier filtre. On va étudier le filtrat. Présentation de la filtration sur Büchner.

Etapes d'une synthèse :

1. Transformation chimique
2. Extraction du milieu réactionnel
3. Identification du produit et analyse de la pureté
4. Purification éventuelle

I.2 La transformation chimique

Les réactifs sont transformés en produits selon l'équation de réaction.

Ex : Synthèse de l'acide benzoïque



Paramètres :

- Chauffage : accélère la réaction (ex : chauffage à reflux)
- Solvant : les réactifs doivent y être tous solubles si possible
- Autres : agitation, concentrations réactifs, catalyseur, ...

II Extraction du produit du mélange réactionnel

II.1 Cas où l'espèce est un liquide

- Si l'espèce est non-miscible avec le solvant : décantation
- Si l'espèce est miscible avec le solvant et que sa température d'ébullition diffère de plus de 20°C avec celle du solvant : distillation fractionnée

II.2 Cas où l'espèce est un solide

On réalise une filtration simple ou sur filtre sur Büchner.

II.3 Cas où l'espèce est un soluté

On change les conditions expérimentales. On peut :

- baisser le pH
- diminuer la température
- introduire une espèce plus soluble : cristalliser le soluté
- ou sinon on peut réaliser une extraction liquide-liquide

III Efficacité de la synthèse

III.1 Identification du produit

- CCM,
- mesure de la température de fusion,
- spectre infrarouge,
- mesure de la masse molaire,
- mesure T_{eb} pour un liquide.

III.2 Purification

Cette étape permet d'éliminer les impuretés contenues dans le brut.

Ex : recristallisation. On dissout le produit d'intérêt dans un solvant dans lequel il est soluble à chaud mais pas à froid, les impuretés sont solubles à chaud ou à froid. Etalonnage du banc Kofler.

Conclusion

Dans une prochaine leçon, on verra les notions de rendements.

Leçon 12

Biomolécules et énergie

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN

Plan détaillé

Niveau : 1ère ST2S

Introduction pédagogique

Prérequis

- Description des molécules
- Molécules d'intérêt biologique (glucide, lipide, protides (acides aminés, petites protéines))
- Energie en alimentation (calorie)
- réaction de combustion

Contexte : Dernière leçon sur les biomolécules

Notions importantes

—

Objectifs

- Comprendre l'intérêt des biomolécules
- déterminer les transfo possibles

Difficultés

- vocabulaire spécifique
- nombreuses transformations chimiques avec des molécules de grandes tailles

Introduction

Quels intérêts des molécules pour le corps humain ? Energie apportée par ces molécules.

I Les biomolécules pour l'organisme

I.1 Les biomolécules comme sources d'énergie

3 nutriments majoritaires :

- protides : 4kcal/g de protides, servent aux structures pour les autres composés biologiques du corps et au fonctionnement. Elles représentent 17% de l'énergie apporté au corps humain
- lipides : 9kcal/g. Effort physique assez important. 35-40% des besoins énergétiques de l'organisme. Problème : le transformer en énergie par le corps humain
- glucides : 4kcal/g. Source d'énergie majoritaire pour le corps humain. Moitié des besoins en énergie pour l'organisme.

Apport journalier en énergie : 2000kcal pour un humain normalement constitué.

Manip quali : tests de caractérisation lipides/glucides/protides : test de bi-urée (en milieu basique).

I.2 Exemple des glucides

Glucides : hydrates de carbone : $C_x(H_2O)$

- simple : non hydrolysable, monosaccharide
- complexe : combinaison de plusieurs glucides simples : hydrolysable.

Ex simple : glucose, fructose, galactose qui sont des isomères de constitution $C_6H_{12}O_6$.

Ex complexe : bisaccharide : saccharose : glucose + fructose, maltose : 2 glucoses, lactose : glucose + galactose. Polysaccharides : amidons, glycogène.

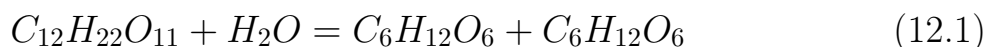
[lancement manip imposée : hydrolyse d'un glucide complexe](#) cf Nathan ST2S.

II Transformation biochimique dans l'organisme

II.1 La réaction d'hydrolyse

Définition : Une réaction de rupture de liaison covalente au sein d'une molécule par action d'une molécule d'eau. Elle permet de former deux plus petites molécules.

Ex : hydrolyse de saccharose dont l'équation bilan est :



Cependant c'est une réaction lente. C'est pourquoi on procède à un montage à reflux pour augmenter la température et on a ajouté un catalyseur : acide chlorhydrique. Dans le corps humain, les catalyseurs sont les enzymes.

II.2 Transformation du glucose et production d'énergie

2 voies possibles :

- aérobie en présence d' O_2
- aérobie sans d' O_2

1ère étape de glycolyse (acide pyruvique) :



[On arrête la manip. Pas forcément utilisable dans le temps imparti de la leçon. Mais hydrolyse faite en préparation et utilisable. Test à la liqueur de Fehling.](#)

III Conclusion

On a pu voir les molécules qui apportent l'énergie.

Leçon 13

Gestion des risques en laboratoire de chimie

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN

Plan détaillé

Niveau : 1ère ST2S

Introduction pédagogique

Prérequis

—

Contexte : Leçon de début d'année.

Notions importantes

—

Objectifs

—

Difficultés

—

Introduction

Produit ménagers = 12000 morts/an en France. Phrase d'accroche : on a ici de l'eau de javel, ici un détartrant comme le vinaigre. Il ne faut surtout pas les mélanger ! On va essayer de comprendre pourquoi.

I Manipuler en sécurité

I.1 Les bons gestes

- Porter une blouse
- Porter des lunettes
- Attacher ses cheveux
- Porter des gants

En cas d'accident :

- Contact avec la peau : rincer abondamment
- contact avec les yeux : rincer avec le rince œil
- Inhalation : respirer de l'air frais
- boire de l'eau

I.2 Savoir lire les signes

- Pictogrammes de sécurité (description sur slide, source profpinedon.ekablog.com)
- étiquettes : ex du méthanol

II Sécurité des produits acides et basiques

II.1 Couple acide/base

Définition (au sens de Brönsted) : Espèce chimique est une espèce susceptible de donner un proton. Une base est une espèce susceptible de capter un proton.

Cas particulier de l'eau (espèce ampholyte).

- Plus la solution est acide, plus $[H_3O^+]$ est importante.
- Plus la solution est acide, plus $[HO^-]$ est importante.

II.2 pH et concentration

définition : le pH quantifie l'acidité/la basicité d'une espèce chimique.
 $[H_3O^+] = 10^{-pH}$.

En pratique, on vérifie au papier pH l'acidité d'une solution. On peut aussi utiliser le pH mètre si on veut être précis lors d'une expérience.

II.3 Neutralisation

Manipulation imposée : neutralisation d'un acide

III Sécurité des produits oxydants et réducteurs

Antiseptique : agit sur les tissus vivants. Ex : I_2 dans la bétadine.

Désinfectant : tue tout objet inerte. Ex : ions ClO^- dans l'eau de javel.

III.1 Couple oxydo-réducteur

Définition : Un réducteur = espèce chimique capable de capter des électrons. Un oxydant = espèce chimique capable de céder des électrons.

III.2 Précautions d'emploi

- lire l'étiquette
- diluer
- ne pas mélanger

Ex : eau de javel + détartrant = formation de dichlore gazeux = mortel.

III.3 Neutralisation

- dilution
- neutralisation par mélange. Ex : $I_2 + 2S_2O_3^{2-} = 2I^- + S_4O_6^{2-}$

IV Conclusion

Leçon 14

Oxydoréduction

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN
Chimie PCSI Chap 12	J-B Baudin	Dunod (2019)	
https://webetab.ac-bordeaux.fr/Pedagogie/Physique/Physico/Electro/e02gener.htm	Académie Bordeaux		
Epreuve orale de Chimie p196-201	F. Porteu-de-Buchère	Dunod (2017)	

Plan détaillé

Niveau : Terminale STL-SPCL

Introduction pédagogique

Prérequis

—

Contexte :

Notions importantes

—

Objectifs

—

Difficultés

—

Introduction

I Les biomolécules pour l'organisme

II Conclusion

Leçon 15

Métaux : structure et propriétés

Bibliographie

Titre	Auteur(s)	Editeur (année)	ISBN
PC Tout-en-un PSI/PSI*	B. Fosset, J.-B. Baudin	Dunod (2022)	

Plan détaillé

Niveau : MPSI

Pré-requis :

—

Introduction pédagogique

Prérequis

—

Notions importantes

—

Objectifs

—

Difficultés

—

Introduction

Métaux omniprésent dans le tableau périodique. Ils présentent des propriétés très sympathiques pour différentes applications (transport du courant (cuivre), étanchéification en cryogénie (indium), etc...). On va voir dans cette leçon les propriétés de structures et physico-chimiques des métaux.

I Cristaux métalliques

I.1 Propriétés physico-chimiques

Cf Dunod p654.

Manip qualitative : utiliser un fil de cuivre pour montrer ses propriétés.

- Optique : **opaque au rayonnement électromagnétique**, réfléchit la lumière,
- Mécanique : **ductile et maléable**, déformation sans rupture (cf indium dans l'étanchéité des cryostats), **tenace** : résiste aux déformations et compressions (plaque de cuivre),
- Conduction : **conductivité électrique et thermique** très élevées
- Chimique : **bons réducteurs** ($E_{ionisation}$ faible) : forment des cations

I.2 Modèle microscopique

Modèle de Drude-Lorentz : les électrons forment un gaz parfait : les liaisons métalliques sont donc délocalisées = pas d'orientation particulière mais qui assurent la neutralité globale du cristal. Les cations sont fixes et forment un empilement compact de sphères dures. On parle du **modèle du cristal parfait** (voir Dunod PCSI p648) : ensemble de particule empilées tripériodiquement à l'infini et sans défaut dans l'espace.

Logiciel VESTA : structure cubique à faces centrées du cuivre groupe d'espace n°225.

II Structures cristallines

Logiciel VESTA : structure cubique à faces centrées du cuivre groupe d'espace n°225, parler de la maille cubique du cuivre.

II.1 Grandeurs caractéristiques d'une maille

- Coordinence : nombre de premiers voisins d'un atome du cristal, noté N
- Population : nombre d'atomes présents dans une maille cristalline
- Compacité : $C = \frac{\text{Volume-occupe-par-les-atomes}}{\text{Volume-de-la-maille}}$

Transition : on va appliquer ces concepts en prenant l'exemple de la maille cubique à faces centrées du cuivre.

II.2 Structure cubique à faces centrées (cfc)

- Cfc : atomes aux nœuds de la maille et aux centres des faces. Principe de construction avec l'empilement des plans de type ABC Dunod p667 [Montrer sur le logiciel VESTA](#),
- $N = 12$ (prendre un atome, compter le nombre de ses voisins), $Z = 4$ faire la démo au tableau,
- Volume de la maille : $V_{\text{maille}} = a^3$,
- conditions de tangence : $4r = a\sqrt{2}$ [Montrer sur le logiciel VESTA](#)
- Volume d'un atome : $V_{\text{atome}} = \frac{4\pi r^3}{3} = \frac{4\pi(a\sqrt{2})^3}{3 \times 4^3}$,
- Compacité : $C = \frac{N \times V_{\text{atome}}}{V_{\text{maille}}} = 0.74$ méthode à retenir,
- Masse volumique : $\rho_{Cu} = \frac{Zm_{Cu}}{a^3} = \frac{4M(Cu)}{N_A a^3}$, avec $a_{Cu}^{tab} = 362$ pm.

[Manip quantitative : mesure de la masse volumique du cuivre.](#) Mettre des copeaux de cuivre dans une fiole jaugée, bien peser et faire la tare sur la balance. Ajouter l'eau, agiter car il y a des bulles collées sur les copeaux. Remplir la fiole précisément. Peser et en déduire le volume d'eau ajouter. Déterminer le volume de cuivre. La masse volumique est $\rho_{Cu} = \frac{m_{Cu}}{V_{Cu}}$, à comparer avec 8.960 g.cm^{-3} .

II.3 Sites interstitiels

Présenter les sites octaédriques et les sites tétraédriques. Parler de rayon d'habitabilité cf Dunod p671.

Conclusion

Ouvrir sur les alliages : insertion et substitution. Très utilisé dans l'industrie car métaux pas si robustes que ça (ex : fer).

Ouvrir sur d'autres types de cristaux : ioniques (ex : NaCl, composés de ions de signes contraires, interactions coulombienne + principe d'exclusion de Pauli), covalents (ex : graphite, diamant, liaisons covalentes entre les atomes (partage d'électrons pour stabiliser la configuration gaz noble)), moléculaires (ex : CO, H₂, N₂, glace, assemblés de molécules avec des liaisons de types VdW ou liaisons hydrogènes).