

<b>CHIMIE</b>	<b>PROGRESSION</b>	<b>TERMINALE</b>	
---------------	--------------------	------------------	--

**Introduction : les questions qui se posent aux chimistes**

CONTENUS (PLAN DU COURS)	OBJECTIFS A ATTEINDRE (CONNAISSANCES ET SAVOIR FAIRE)	ACTIVITES PROPOSEES (EXP, TICE, DOC, TD, TP...)	CALENDRIER
<p><b><u>Quelles sont les activités du chimiste ?</u></b>            - créer            - synthétiser            - séparer            - purifier            - identifier            - analyser            - formuler            - recycler</p> <p><b><u>Quelles sont les préoccupations du chimiste ?</u></b>            - la transformation d'un système chimique est-elle toujours rapide ?            - la transformation est-elle toujours totale ?            - la sécurité            - la protection de l'environnement</p> <p><b><u>Le sens spontané d'évolution d'un système est-il prévisible ? Ce sens peut-il être inversé ?</u></b>            - évolution spontanée vers un état d'équilibre            - influence de la composition initiale et de la température sur le sens d'évolution</p> <p><b><u>Comment le chimiste contrôle-t-il les transformations de la matière ?</u></b>            - comment accélérer une transformation ?            - comment améliorer le rendement d'une transformation ?</p>	<p>Inventorier les activités du chimiste et les enjeux de la chimie dans la société</p> <p>Dégager quelques questions qui se posent au chimiste dans ses activités professionnelles.</p>		

CHIMIE	PROGRESSION	TERMINALE	2008/2009
--------	-------------	-----------	-----------

**A- La transformation d'un système chimique est-elle toujours rapide ?**

CONTENUS (PLAN DU COURS)	OBJECTIFS A ATTEINDRE (CONNAISSANCES ET SAVOIR FAIRE)	ACTIVITES PROPOSEES (EXP, TICE, DOC, TD, TP...)	CALENDRIER
<p><b>Chap. 1</b>  <b>1. transformations lentes et rapides</b>  <b>rappels sur les couples oxydant/réducteur</b>  - définitions  - application (réaction entre les ions permanganate et les ions Fer II en milieu acide)</p> <p><b>exemples de réactions lentes</b>  - miroir d'argent  - test à la liqueur de Fehling  - autres exemples ( rouille, fermentation alcoolique, estérification)</p> <p><b>exemples de réactions infiniment lentes</b>  - décomposition de l'eau oxygénée  - mélange détonnant</p> <p><b>facteurs cinétiques</b>  - température  - concentration des réactifs  - état de division du solide</p> <p><b>importance des facteurs cinétiques</b>  - ralentir ou bloquer une réaction (conservation des aliments et des embryons par le froid, trempé chimique)  - accélérer ou déclencher une réaction (contrôle des réactions industrielles, cuisson des aliments à l'autocuiseur, déclenchement d'une explosion)</p>	<p>Définir un oxydant et un réducteur.</p> <p>Ecrire l'équation de la réaction associée à une transformation d'oxydoréduction et identifier dans cette équation les deux couples mis en jeux.</p> <p>Montrer, à partir de résultats expérimentaux, l'influence des facteurs cinétiques sur la vitesse de réaction.</p>	<p>EXP : mise en évidence qualitative d'une transformation rapide (décoloration immédiate d'une sol. de permanganate de potassium par une sol. acidifiée de sulfate de fer II) et d'une transformation lente (décoloration progressive d'une solution de permanganate de potassium par une sol. d'acide oxalique)</p> <p><b>Ex n°9 p 37 : titrage d'oxydoréduction , équivalence</b></p> <p>DOC : tests caractéristiques des aldéhydes (miroir d'Ag, liqueur de Fehling)</p> <p><b>Ex n°16 p39 : état final d'un système siège d'une réaction lente</b></p> <p><b>TP CH 01 : facteurs cinétiques</b></p> <p><b>Ex n° 12 p38 : influence de la concentration</b></p> <p><b>Ex n° 17 p39 : exo type BAC</b></p>	

CONTENUS (PLAN DU COURS)	OBJECTIFS A ATTEINDRE (CONNAISSANCES ET SAVOIR FAIRE)	ACTIVITES PROPOSEES (EXP, TICE, DOC, TD, TP...)	CALENDRIER
<p><b>Chap. 2</b></p> <p><b>2. suivi temporelle d'une transformation suivi cinétique d'une réaction chimique</b> tracé des courbes d'évolution de quantité de matière ou de concentration d'une espèce et de l'avancement de la réaction au cours du temps (utilisation du tableau descriptif d'évolution du système chimique)</p> <p><b>2.2 vitesse volumique de réaction</b> - définition de la vitesse volumique de réaction exprimée en unité de quantité de matière par unité de temps et de volume. <math>v = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt}</math> où x est l'avancement de la réaction et V le volume de la solution. - expression en fonction des concentrations - obtention de la courbe <math>x = f(t)</math> - détermination graphique de la vitesse de réaction - évolution de la vitesse de réaction au cours du temps - temps de demi-réaction noté <math>t_{1/2}</math>: définition et méthodes de détermination. - influence des facteurs cinétiques.</p>	<p>Justifier les différentes opérations réalisées lors du suivi de l'évolution temporelle d'un système ; exploiter les résultats expérimentaux. Définir l'équivalence lors d'un titrage et en déduire la quantité de matière de réactif titré. A partir de mesures expérimentales et du tableau descriptif de l'évolution du système, représenter, en fonction du temps, la variation des quantités de matière ou des concentrations d'un réactif ou d'un produit et de l'avancement de réaction.</p> <p>Utiliser la courbe <math>x = f(t)</math> pour déterminer la vitesse à différentes dates. Interpréter qualitativement la variation de la vitesse de réaction à l'aide d'une des courbes d'évolution tracées. Connaître la définition du temps de demi-réaction <math>t_{1/2}</math>. Déterminer le temps de demi-réaction à l'aide de données expérimentales ou en exploitant des résultats expérimentaux. Savoir que la vitesse de réaction augmente en général avec la concentration des réactifs et avec la température.</p>	<p><b>TP CH 02 :</b> suivi de la réaction entre <math>H_2O_2</math> et <math>I^-</math> par prélèvements successifs (trémie) et titrages.</p> <p><b>Ex n°1 p81 : tracé et utilisation de la courbe <math>x=f(t)</math> <math>Q+ : t_{1/2} ?</math></b></p> <p><b>Ex n°14 p85 sauf d) et e) : sujet BAC chimie et spéléologie</b></p>	
<p><b>Chap. 4</b></p> <p><b>2.3 spectrophotométrie</b> - pourquoi une substance est-elle colorée (lumière blanche, solution colorée) - le spectrophotomètre (description, Absorbance, spectre d'absorption d'une solution) - loi de Beer-Lambert : relation entre l'Absorbance et la concentration effective d'une espèce colorée en solution, pour une longueur d'onde donnée et pour une épaisseur de solution traversée donnée. - suivi de la cinétique d'une transformation chimique par spectrophotométrie.</p>	<p>Savoir utiliser, à une longueur d'onde donnée, la relation entre la concentration d'une espèce colorée en solution et l'absorbance.</p>	<p><b>TP CH 03 :</b> dosage par étalonnage et suivi cinétique d'une réaction chimique par spectrophotométrie.</p> <p><b>Ex n° 14 p62 : dosage</b></p> <p><b>Sujet BAC n°3 partie 1 p88 : suivi cinétique</b></p>	
<p><b>(Chap. 3)</b></p> <p><b>3. interprétation microscopique de la cinétique</b> <b>interprétation microscopique de la réaction chimique</b> - aspect énergétique - agitation thermique - chocs efficaces <b>conséquences de la notion de chocs efficaces</b> - interprétation de la cinétique - interprétation de l'influence de la température - interprétation de l'influence de la concentration des réactifs</p>		<p>DOC : Ludwig Boltzmann + photocopié</p>	

## B- La transformation d'un système chimique est-elle toujours totale ?

CONTENUS (PLAN DU COURS)	OBJECTIFS A ATTEINDRE (CONNAISSANCES ET SAVOIR FAIRE)	ACTIVITES PROPOSEES (EXP, TICE, DOC, TD, TP...)	CALENDRIER
<p><b>Chap. 5</b>  <b>1. une réaction chimique n'est pas toujours totale et la réaction a lieu dans les deux sens</b>  <b>1.1 le pH et sa mesure</b>            - acide et base, définition selon Brønsted            - couple A/B et ½ équation acido-basique            - équation d'une réaction acido-basique            - définition du pH            - détermination du pH d'une solution  <b>1.2 réaction s'effectuant dans les 2 sens</b>            - une réaction chimique n'est pas toujours totale : mise en évidence expérimentale sur une transformation chimique donnée, d'un avancement final inférieur à l'avancement maximal (réaction limitée), taux d'avancement final <math>\tau = \frac{X_{final}}{X_{maximal}}</math>            - une réaction chimique non totale peut évoluer dans les 2 sens : mise en évidence expérimentale du caractère réversible de la réaction  <b>1.3 état d'équilibre d'un système chimique</b>            - équilibre chimique d'une réaction s'effectuant dans les 2 sens : symbolisme du signe égal =            - vitesse de réaction et état d'équilibre : équilibre dynamique            - interprétation à l'échelle microscopique de l'état d'équilibre en termes de cinétiques : chocs efficaces entre entités réactives d'une part et entités produites d'autre part.</p>	<p>Définir un acide ou une base selon Brønsted.            Ecrire l'équation de la réaction associée à une transformation acido-basique et identifier dans cette équation les deux couples mis en jeu.            Connaître la définition du pH pour les solutions aqueuses diluées.  <i>Etre capable de mesurer la valeur du pH d'une solution aqueuse avec un pH-mètre .</i></p> <p>Connaissant la valeur de la concentration et du pH d'une solution acide, calculer l'avancement final de la réaction de cet acide sur l'eau et le comparer à l'avancement maximal ;            Connaître la définition du taux d'avancement final et le déterminer à partir d'une mesure.</p> <p>Savoir, que lorsque l'état d'équilibre du système est atteint, les quantités de matière n'évoluent plus, et que cet état d'équilibre est dynamique</p>	<p><b>Ex n°2 p115 : couple A/B</b>  <b>Ex n° 7 p115 : déf pH</b>  <b>Ex n° 14 p116 : <math>\tau</math> à partir du pH</b>  <b>Ex n°21 p117 : réaction de précipitation</b></p> <p><b>TP CH 04</b> : étude pH-métrique du taux d'avancement final d'une réaction</p>	
<p><b>Chap. 6</b>  <b>2. état d'équilibre d'un système</b>  <b>2.1 Quotient de réaction <math>Q_r</math></b>            - définition et conventions : expression littérale en fonction des concentrations molaires des espèces dissoutes .            - généralisation à divers exemples en solution aqueuse homogène ou hétérogène (présence de solides, de gaz).            - propriétés : <math>Q_r</math> pour un état donné du système.</p>	<p>En disposant de l'équation d'une réaction, donner l'expression littérale du quotient de réaction <math>Q_r</math> .</p>	<p><b>Ex n°6 p137 : oxydoréduction, lien entre <math>Q_{req}</math> et x</b>  <b>Ex n°12 p137 : réaction de précipitation</b>  <b>Ex n° 15 p138 : A/B</b>  <b>Ex n° 18 p138 : <math>Q_{req}</math> à partir pH</b>  <b>Ex n° 21 p140 : <math>Q_{req}</math> par conductimétrie</b></p>	

CONTENUS (PLAN DU COURS)	OBJECTIFS A ATTEINDRE (CONNAISSANCES ET SAVOIR FAIRE)	ACTIVITES PROPOSEES (EXP, TICE, DOC, TD, TP...)	CALENDRIER
<p><b>2.2 Détermination d'un quotient de réaction à l'équilibre <math>Q_{r,eq}</math> par conductimétrie.</b></p> <p><b>2.3 constante d'équilibre <math>K</math> associée à l'équation d'une réaction, à une température donnée.</b> - définition - propriétés</p>	<p>Utiliser la relation liant la conductance <math>G</math> aux concentrations molaires effectives <math>\sum K_i</math> des ions <math>X_i</math> en solution.</p> <p>Savoir que le quotient de réaction dans l'état d'équilibre d'un système, <math>Q_{r,eq}</math>, prend une valeur, indépendante de la composition initiale, qui est la constante d'équilibre <math>K</math> associée à l'équation de la réaction.</p> <p>Savoir que, pour une transformation donnée, le taux d'avancement final dépend de la constante d'équilibre et de l'état initial du système.</p>	<p><b>TP CH 05 :</b> Détermination conductimétrique d'une constante d'équilibre</p>	
<p><b>Chap. 7</b> <b>3. transformations associées à des réactions acido-basiques en solution aqueuse.</b> - autoprotolyse de l'eau ; constante d'équilibre appelée produit ionique de l'eau, notée <math>K_e</math> et <math>pK_e</math>. - échelle de pH : solution acide, basique et neutre. - constante d'acidité d'un couple acide/base, noté <math>K_a</math> et <math>pK_a</math> (définition, exemples). - forces relatives des acides et des bases (comparaison entre solutions acides de même concentration, comparaison entre solutions de base de même concentration, comparaison entre couples acide/base). - constante d'équilibre associée à une réaction acido-basique (équation de la réaction, constante d'équilibre). - diagramme de prédominance des espèces acido-basiques. (relation entre pH et <math>pK_a</math>, domaine de prédominance, diagramme de prédominance, application aux indicateurs colorés : zone de virage, distribution des espèces acido-basiques). - prévision du sens de la réaction</p> <p><b>Chap. 8</b> - titrage pH- métrique d'un acide ou d'une base dans l'eau en vue de déterminer le volume versé à l'équivalence et de choisir un indicateur coloré acido-basique pour un titrage.</p>	<p>Savoir que <math>K_e</math> est la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction d'autoprotolyse de l'eau. Connaissant la valeur du pH d'une solution aqueuse, dire si elle est acide, basique ou neutre.</p> <p>A partir de la concentration molaire des ions <math>H_3O^+</math> ou <math>HO^-</math>, déduire la valeur du pH de la solution.</p> <p>Associer la constante d'acidité <math>K_a</math> à l'équation de la réaction d'un acide sur l'eau.</p> <p>Déterminer la constante d'équilibre associée à l'équation d'une réaction acido-basique à l'aide des constantes d'acidité des couples en présence.</p> <p>Connaissant le pH d'une solution aqueuse et le <math>pK_a</math> du couple acide/base indiquer l'espèce prédominante ; application aux indicateurs colorés.</p> <p><i>Réaliser par suivi pH-métrique le titrage d'un acide ou d'une base en solution aqueuse.</i></p> <p><i>Déterminer, à partir des résultats d'une expérience, le volume versé à l'équivalence lors d'un titrage acide-base.</i></p> <p><i>Montrer qu'un indicateur coloré convenablement choisi permet de repérer l'équivalence.</i></p>	<p><b>Ex n° 3 p159 : influence T° sur pKe</b></p> <p><b>Ex n°4 p159 : relation pH et pKa</b></p> <p><b>Ex n° 6 p159 : <math>K=K_A1/K_A2</math></b></p> <p><b>Ex n° 11 p160 : domaine de prédominance</b></p> <p><b>Ex n° 14 p160 : diagramme de distribution</b></p> <p><b>Ex n° 22 p163 : liq. de Dakin (type BAC)</b></p> <p><b>TP CH 06 :</b> Etude spectrophotométrique d'un indicateur coloré (mise en évidence des domaines de prédominance des formes acide et basique d'un indicateur coloré, détermination du <math>pK_a</math> du couple acide/base associé). TICE</p> <p><b>TP CH 07 :</b> titrage acide-base (analyse d'une courbe <math>pH=f(V)</math>) : détermination du point d'équivalence, choix d'un indicateur coloré acido-basique pour repérer l'équivalence, titrage)</p> <p><b>TP CH 08 :</b> titrage acide-base d'un produit commercial (vinaigre). TICE</p> <p><b>p179 et suiv :</b> <b>Ex n°4 : courbe de titrage</b></p> <p><b>Ex n°6 : tangente //</b></p> <p><b>Ex n°13 : dérivée</b></p> <p><b>Ex n° 17 : conductimétrie/pH</b></p> <p><b>Exo + : courbe pH/diagramme de prédominance</b></p>	

**C- Le sens spontané d'évolution d'un système est-il prévisible ?**

CONTENUS (PLAN DU COURS)	OBJECTIFS A ATTEINDRE (CONNAISSANCES ET SAVOIR FAIRE)	ACTIVITES PROPOSEES (EXP, TICE, DOC, TD, TP...)	CALENDRIER
<p><b>Chap. 9</b>  <b>1. évolution spontanée d'un système chimique vers l'état d'équilibre</b>                      - Quotient de réaction, <math>Q_r</math> : expression littérale (rappel) et calcul de sa valeur pour un état quelconque donné d'un système.                      - Au cours du temps, la valeur du quotient de réaction <math>Q_r</math> tend vers la constante d'équilibre <math>K</math> (critère d'évolution spontanée).                      - Illustration de ce critère sur des réactions acido-basiques et des réactions d'oxydoréduction.</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- En disposant de l'équation d'une réaction, donner l'expression littérale du quotient de réaction, <math>Q_r</math> et calculer sa valeur dans un état donné du système.</li> <li>- Savoir qu'un système évolue spontanément vers un état d'équilibre.</li> <li>- Etre capable de déterminer le sens d'évolution d'un système donné en comparant la valeur du quotient de réaction dans l'état initial à la constante d'équilibre, dans le cas de réactions acido-basiques et d'oxydoréduction.</li> </ul>	<p><b>TPCH 09 :</b> sens d'évolution spontanée d'un système chimique  <i>Emergence d'un critère d'évolution spontanée d'un système à partir de quelques expériences.</i>  <i>Exemples de transformations pris dans le domaine des réactions acido-basiques : mélange de solutions de chlorure d'ammonium, d'ammoniac, d'hydrogénocarbonate de sodium, de carbonate de sodium.</i>  <i>Exemples de transformations pris dans le domaine de l'oxydoréduction : mélange de solutions d'ions fer(II), d'ions fer(III), d'ions iodure et de diiode; mélange de solutions d'ions fer(II), d'ions Cu(II), de métal fer et de métal cuivre</i>  <b>p213 et suiv.</b>  <b>Ex n°4 : <math>Q_r</math> pour différents x (Red/Ox)</b>  <b>Ex n°10: <math>Q_r/K</math>, prévision sens d'évolution (A/B)</b>  <b>Exo+ : Marais-salant (précipité)</b></p>	
<p><b>Chap. 10</b>  <b>2. Les piles, dispositifs mettant en jeu des transformations spontanées permettant de récupérer de l'énergie</b>  <b>1.1 réalisation et étude de piles</b>                      - Transferts spontanés d'électrons des espèces chimiques (mêlées ou séparées) de deux couples oxydant/réducteur du type ion métallique/métal, <math>M_{n+}/M(s)</math>                      - Constitution et fonctionnement d'une pile : observation du sens de circulation du courant électrique, mouvement des porteurs de charges, rôle du pont salin, réactions aux électrodes. La pile, système hors équilibre au cours de son fonctionnement en générateur. Lors de l'évolution spontanée, la valeur du quotient de réaction tend vers la constante d'équilibre.  <b>1.2 grandeurs caractéristiques d'une pile</b>                      - Force électromotrice d'une pile (f.é.m.) <math>E</math>: mesure, polarité des électrodes, sens de circulation du courant (en lien avec le cours de physique).                      - quantité d'électricité débitée par la pile                      - durée de fonctionnement d'une pile  <b>1.3 exemples de pile usuelle.</b>                      - pile saline                      - pile alcaline                      - pile bouton à l'oxyde d'Ag</p>	<p>Schématiser une pile</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Utiliser le critère d'évolution spontanée pour déterminer le sens de déplacement des porteurs de charges dans une pile.</li> <li>- Interpréter le fonctionnement d'une pile en disposant d'une information parmi les suivantes : sens de circulation du courant électrique, f.é.m., réactions aux électrodes, polarité des électrodes ou mouvement des porteurs de charges.</li> <li>- Écrire les réactions aux électrodes et relier les quantités de matière des espèces formées ou consommées à l'intensité du courant et à la durée de la transformation, dans une pile et lors d'une électrolyse.</li> </ul>	<p><b>TP CH 10 : réalisation et étude de piles</b>  <math>Zn/Zn^{2+} // Cu^{2+}/Cu</math> (pile Daniell), <math>Fe/Fe^{2+} // Cu^{2+}/Cu</math>  <math>Cu/Cu^{2+} // Pb^{2+}/Pb...</math>                      - à l'aide d'un ampèremètre (mise en évidence du sens de circulation du courant),                      - à l'aide d'un voltmètre (mise en évidence d'une f.é.m).</p>	

CONTENUS (PLAN DU COURS)	OBJECTIFS A ATTEINDRE (CONNAISSANCES ET SAVOIR FAIRE)	ACTIVITES PROPOSEES (EXP, TICE, DOC, TD, TP...)	CALENDRIER
<p><b>Chap. 11</b>  <b>3. L'électrolyse : exemple de transformation forcée</b>  - Mise en évidence expérimentale de la possibilité, dans certains cas, de changer le sens d'évolution d'un système en imposant un courant de sens inverse à celui observé lorsque le système évolue spontanément (transformation forcée).  -définition de l'électrolyse  -réalisation pratique  - réactions aux électrodes, oxydation à l'anode et réduction à la cathode.  -aspect quantitatif : <math>Q = n_{(e^-)} F = I \cdot \Delta t</math>  -applications de l'électrolyse : principe et exemples d'applications courantes et industrielles.</p>	<p>- Savoir que l'électrolyse est une transformation forcée.  - Connaissant le sens du courant imposé par le générateur, identifier l'électrode à laquelle se produit la réaction d'oxydation (anode) et l'électrode à laquelle se produit la réaction de réduction (cathode).</p>	<p><b>TP CH 11 : transformations forcées : électrolyse et applications</b>  <i>Electrolyse d'une solution de bromure de cuivre</i>  <i>Electrolyse d'une solution de sulfate de cuivre</i>  <i>Electrolyse d'une solution de sulfate de sodium (étude quantitative)</i></p>	

<b>CONTENUS (PLAN DU COURS)</b>	<b>OBJECTIFS A ATTEINDRE (CONNAISSANCES ET SAVOIR FAIRE)</b>	<b>ACTIVITES PROPOSEES (EXP, TICE, DOC, TD, TP...)</b>	<b>CALENDRIER</b>