

Notions abordées en cours de physique-chimie et situations de la vie courante

I. Chimique ou naturel ?

1- Chimie du monde : espèces chimiques

Notion	Illustrations/Situations
1.1- Inventaire et classement de quelques espèces chimiques. Substances chimiques présentes dans un "produit" de la nature ou dans un produit "manufacturé".	- Eau minérale/eau gazeuse, comparaison d'étiquettes d'eau. , - Produits alimentaires, comparaison de « produits » alimentaires.
1.2-Espèces chimiques naturelles et espèces chimiques synthétiques. "produit" manufacturé - arômes ? papier ?... et "produit" naturel fruits...	- Du saule à l'aspirine, historique de la découverte du principe actif de la « salicine ». - De la garance à l'alizarine, du colorant naturel au colorant artificiel.

2- Le monde de la chimie : extraction, séparation, identification des espèces chimiques

Notion	Illustrations/Situations
2.1- Techniques d'extraction d'espèces chimiques organiques. Approche historique. Décoction infusion... Enflourage. Extraction par solvant ou entraînement à la vapeur. Hydrodistillation. Décantation. Filtration.	- Extraction de la vitamine C, bref historique.
2.2-Séparation et identification d'espèces chimiques. <u>Chromatographie sur couche mince :</u> composition des encres, colorants alimentaires, extraits de végétaux. <u>Caractéristiques physiques :</u> Température Tf, Teb Densité Solubilité Couleur Indice de réfraction <u>Sécurité</u>	- Identification de la vitamine C, les différentes méthodes d'extraction. - Comment mesure-t-on le degré en alcool du vin ? Utilisation et principe de fonctionnement d'un densimètre ou aréomètre d'Antoine Baumé. - Faire la lumière sur un liquide... mesurer par réfractométrie. - Des bienfaits du sel dans l'eau, du salage des routes à la cuisson des pâtes.

3- Le monde de la chimie : synthèse des espèces chimiques

Notion	Illustrations/Situations
3.1- Nécessité de la chimie de synthèse.	- Des colorants naturels hors de prix, de la cochenille (Dactylopius coccus Costa) au E120. - L'ammoniac sur tous les fronts, domaine d'utilisation.
3.2- Synthèse d'une espèce chimique. Synthèse d'une espèce existant dans la nature et susceptible d'être extraite.	- Synthèse des colorants, article de Georges Bram et Nguyễn Trong Anh. - Synthèse de matières plastiques, article de John Ewen.
3.3- Caractérisation d'une espèce chimique synthétique. Identité entre espèce chimique de synthèse et la même espèce naturelle.	- Pénicillines, bref historique.

Préambule : les amateurs trouveront de très nombreuses simulations en physique sur le site suivant, entièrement téléchargeable : <http://www.univ-lemans.fr/enseignements/physique/02/index.html>

1- Chimie du monde : espèces chimiques

1.1- Inventaire et classement de quelques espèces chimiques.

Eau minérale/eau gazeuse, comparaison d'étiquettes d'eau.

Analyse (mg/l)	
Calcium (Ca ²⁺)	68
Sodium (Na ⁺)	21
Magnésium (Mg ²⁺)	11
Potassium (K ⁺)	2
Hydrogénocarbonates (HCO ₃ ⁻)	219
Sulfates (SO ₄ ²⁻)	39
Chlorures (Cl ⁻)	28
Nitrates (NO ₃ ⁻)	<1
Extrait sec à 180° : 300 mg/l - pH : 7,3	

Composition d'une eau minérale

Analyse en MG/ L	
Calcium	9
Magnesium	5
Sodium	54
Potassium	1,5
Chlorure	11
Nitrates	< 2
Sulfates	10
Bicarbonates	175
pH	6,8

Composition d'une eau gazeuse

Relever les composants de ces eaux, leur nomenclature, leur symbole, leur quantité. Les comparer. Relever le pH. Pourquoi les nitrates sont-ils caractérisés par une inégalité ?

Produits alimentaires, comparaison de « produits » alimentaires.



Composition d'une purée en flocons

Noter les divers composants, les nomenclatures. Quelles indications sont manquantes ?...



Composition d'un flan

1.2-Espèces chimiques naturelles et espèces chimiques synthétiques.

Du saule à l'aspirine, historique de la découverte du principe actif de la « salicine ».

On observa dès l'antiquité que les populations vivant près de saules se trouvaient en quelque sorte protégées des fièvres et autres désagréments provoqués par la proximité des marécages et plans d'eau où ces arbres aiment à pousser. Ainsi, du temps des pharaons, utilisait-on déjà des décoctions à base de feuilles de saule pour traiter certaines douleurs. Au passage, notons qu'en latin saule se dit salix.



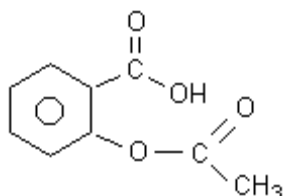
Le 2 juin 1763, un ecclésiastique anglais, Edward Stone (1733-1807), exposa les vertus médicinales de la tisane d'écorce de saule devant la Royal Society — l'Académie des Sciences anglaise.

En 1829, un pharmacien français, Pierre Joseph Leroux (1795-1870), isola le principe actif de ce type de tisane, principe qu'il nomma salicine, molécule qui s'avèrera dérivée du glucoside salicylé. En 1835, le pharmacien suisse Johann Pagenstecher (1783-1856) extraya d'une fleur commune, la reine des prés, l'aldéhyde spiroïlé, du nom latin de cette fleur. La même année, le chimiste allemand Karl Jacob Löwig (1803-1890), exerçant alors à Zürich, oxyda cet aldéhyde en acide salicylique.

Enfin, en 1853, le chimiste français Charles Frederic Gehrhardt (1816-1856) réussit la première synthèse de l'acide acétylsalicylique. Mais ce fut le chimiste allemand Felix Hoffmann (1868-1946) travaillant alors

pour la firme Bayer® qui synthétisa en octobre 1897 un acide acétylsalicylique très pur ouvrant de ce fait la voie à une production industrielle. La société Bayer® déposa la marque « aspirin » — référence à la reine des prés — en 1899 et commença alors à commercialiser massivement ce remède.

L'acide acétylsalicylique ou, selon les normes IUPAC, acide 2- hydroxybenzoïque, a pour formule développée celle donnée ci-contre.



Pour en savoir plus, en n'oubliant pas de croiser les informations proposées : http://fr.wikipedia.org/wiki/Acide_ac%C3%A9tylsalicylique

De la garance à l'alizarine, du colorant naturel au colorant artificiel.



« La garance est une plante dont les racines fournissent un colorant rouge apprécié, utilisé depuis 1835 pour teindre les pantalons des fantassins et des cavaliers de l'armée française. Le principe colorant essentiel en est l'alizarine, isolée dès 1826.

Karl Gräbe (1841-1927) et Karl Liebermann (1842-1914) sont en 1868 assistants d'Adolf von Baeyer (1835-1917), à Berlin. Baeyer avait montré que des molécules organiques complexes pouvaient être découpées en fragments (les chimistes parlent de dégradation) par chauffage en présence de zinc en poudre. Il suggère à Gräbe, d'abord réticent — mais qui dut obéir aux ordres du « patron » —, d'appliquer cette réaction à l'alizarine. La détermination, plus simple, des structures des composés de dégradation permettra, en reconstituant le puzzle, d'en déduire celle de l'alizarine. La structure de l'alizarine connue, sa synthèse rationnelle deviendrait possible.

Graebe et Liebermann montrent que le squelette de l'alizarine est celui de l'anthracène, un hydrocarbure obtenu dans la distillation de la houille. Ils réussissent bientôt la transformation de l'anthracène en alizarine, en collaboration avec Heinrich Caro (1834-1910), spécialiste allemand des colorants synthétiques, qui vient de rentrer d'Angleterre pour prendre la direction scientifique d'une jeune entreprise rhénane promise à un bel avenir, la Badische Anilin & Soda Fabrik (BASF), C'est en exploitant les brevets de l'alizarine et des colorants dérivés que la BASF va asseoir sa prospérité...

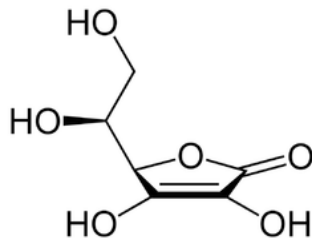
Le prix de l'alizarine baissera à mesure des perfectionnements de sa synthèse. En France, les autorités soutiendront un temps les producteurs de garance, en continuant à utiliser le colorant naturel pour la teinture des pantalons militaires ; mais cela ne suffira pas à éviter la catastrophe. Le quintal de garance naturelle vendu 200 francs en 1865, ne vaut plus que 25 francs dix ans plus tard. En 1872, les planteurs français produisent encore 23 000 tonnes de poudre de garance, soit plus de la moitié de la production mondiale. En 1878, ils en produisent à peine 500 tonnes, alors que la production d'alizarine synthétique équivaut déjà à 30 000 tonnes de garance. »

Georges Bram et Nguyễn Trong Anh
"L'avènement des colorants synthétiques" in Pour la Science, n°266, pp. 52-57

2- Le monde de la chimie : extraction, séparation, identification des espèces chimiques

2.1- Techniques d'extraction d'espèces chimiques organiques.

Extraction de la vitamine C, bref historique.



Formule développée de l'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ ou, selon les normes IUPAC, (5R)-5-[(1S)-1,2-dihydroxyéthyl]-3,4-dihydroxyfuran-2(5H)-one, *alias* Vitamine C
Document Wikipédia

Les premiers travaux consacrés à l'extraction de la vitamine C ont permis d'établir les propriétés générales de ce composé. Le composé isolé du jus de citron, par précipitation avec de l'acétate de plomb, était une substance dépourvue d'azote et caractérisée par un pouvoir réducteur élevé. L'activité physiologique semblait associée à ce pouvoir réducteur, bien que les solutions fraîchement oxydées conservassent leur activité. Cette observation paradoxale a été interprétée par J. Tillmans qui montra que l'acide ascorbique pouvait être oxydé réversiblement en acide déshydroascorbique et que les formes oxydée et réduite étaient physiologiquement actives.

La vitamine C ou acide L-ascorbique est un composé solide optiquement actif. Il réagit avec les carbonates et les bicarbonates en libérant du dioxyde de carbone et en conduisant à des sels de formule générale $C_6H_7O_6M$ où M représente un métal monovalent.

D'après un sujet d'Analyse de Document Scientifique (épreuve TIPE des concours)

2.2-Séparation et identification d'espèces chimiques.

Identification de la vitamine C, les différentes méthodes d'extraction.

La structure de l'acide L-ascorbique (A) peut être déterminée à l'aide de diverses méthodes d'analyse.

Les méthodes chimiques d'analyse exploitent les propriétés réductrices de l'acide L-ascorbique. Différents réactifs oxydants ont été utilisés (iode, bleu de méthylène, phosphomolybdate, chlorure ferrique,...). Grâce à sa coloration et à un potentiel oxydant convenable, le 2,6-dichlorophénoandrophénol s'est imposé comme le réactif de choix. La forme oxydée est bleue en solution neutre ou alcaline et rose en milieu acide. La forme réduite de ce réactif est incolore. L'acide L-ascorbique peut donc être titré par oxydoréduction ou par mesure spectrophotométrique.

La détermination de la teneur totale en vitamine C implique une réduction préalable de l'acide déshydroascorbique en acide L-ascorbique, à l'aide de H_2S . Cependant, la concentration de l'acide déshydroascorbique peut être obtenue — après réaction avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine. Cette réaction conduit à un dérivé fortement coloré en rouge-brun. Les méthodes physiques d'analyse, quant à elles, utilisent des mesures spectrophotométriques basées sur les propriétés d'absorption de l'acide L-ascorbique à 265 nm en milieu neutre ou des mesures électrochimiques grâce aux courants d'oxydation anodique observés sur des microélectrodes.

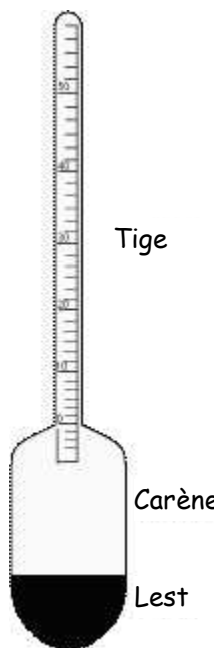
Enfin, signalons les méthodes biologiques qui sont spécifiques des études consacrées à l'activité antiscorbutique de la vitamine C. Les organismes humains involontairement carencés ont été les premiers substrats soumis à des expériences ou à l'observation. Par exemple, la recherche d'une fragilité vasculaire permettait de dépister une

hypovitaminose, alors que les scorbutés déclarés étaient accompagnés d'hémorragies. L'efficacité des traitements antiscorbutiques a été établie grâce à l'utilisation de nombreux organismes carencés (marins, enfants,...).

D'après un sujet d'Analyse de Document Scientifique (épreuve TIPE des concours)

Comment mesure-t-on le degré en alcool du vin ?

Utilisation et principe de fonctionnement d'un densimètre ou aréomètre d'Antoine Baumé.



Le *densimètre* (également appelé selon l'utilisation *aréomètre* d'Antoine Baumé (1728-1804) ou *alcoomètre* de Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850) a pour fonction, comme son nom l'indique de mesurer la densité d'un liquide ou d'un mélange et par là d'en déduire une indication sur sa composition.

Son principe repose sur l'application du théorème d'Archimède, la poussée qu'il subit étant numériquement égale au poids de liquide correspondant au volume immergé. Si V est ce volume et m la masse du densimètre, nous avons à l'équilibre $m = \rho_{liq} V$ où ρ_{liq} est la masse volumique du liquide. Plus le liquide est dense, moins le volume immergé est grand, ce qui permet d'atteindre la masse volumique ou une densité à partir des graduations portées sur la tige.

L'*alcoomètre* représenté ci-contre est gradué en *degrés Gay-Lussac*. Ce dernier, suite à une demande de l'Etat visant à rendre la taxation des alcools possibles, a défini le degré alcoolique de la façon suivante : « La force d'un liquide spiritueux est le nombre de centièmes, en volume, d'alcool pur que ce liquide renferme à la température de 15° centigrades ». Ainsi, à 15°C, 0 degré GL correspond à de l'eau pure et 100 degré GL à de l'alcool pur. Une bouteille de 0,75 L de vin à 12 degrés GL contient donc 90 mL d'alcool.

Il est maintenant recommandé d'indiquer la quantité d'alcool en pourcentage du volume, 1 degré GL équivalant à 1% vol.

Pour en savoir plus, en n'oubliant pas de croiser les informations proposées :

Voir « aréomètre » sur le site de simulations physiques de l'Université du Mans

<http://apella.ac-limoges.fr/musee-gay-lussac/Experiences/Areometre.html>

http://www.inrp.fr/she/instruments/instr_hydros_areometres.htm

Faire la lumière sur un liquide... mesurer par réfractométrie.

En déterminant l'indice de réfraction d'un liquide ou plus généralement d'un milieu transparent, il est possible d'atteindre des éléments de leur composition (par exemple leur masse volumique ou une concentration) si l'on connaît préalablement la loi, théorique ou empirique, liant l'indice à la composition.

Pour cela, on peut utiliser un *réfractomètre*, les principaux ayant été conçus par les allemands Ernst Abbe (1840-1905) ou Karl Pulfrich (1858-1927). On peut ainsi mesurer par réfractométrie la teneur en sucre du miel ou des jus de raisin pendant la période des vendanges.

Pour en savoir plus, en n'oubliant pas de croiser les informations proposées :

Voir « abbe » sur le site de simulations physiques de l'Université du Mans

Des bienfaits du sel dans l'eau, du salage des routes à la cuisson des pâtes.

L'eau « pure » gèle à 0°C et bout à 100°C sous pression atmosphérique normale. Mais si l'on met du sel dans cette eau, elle gèle à une température inférieure à 0°C... ce qui est utilisé en hiver avec le salage des routes permettant ainsi qu'elles ne soient pas verglacées. Et si l'on veut que nos pâtes soient plus rapidement cuites, il y a tout intérêt à ce que l'eau que l'on fait bouillir au préalable soit salée, celle-ci atteignant plus rapidement que l'eau pure son point d'ébullition qui, de plus, est supérieur à 100°C. Tout cela sous pression atmosphérique normale... Mais si l'on met en plus un couvercle sur la casserole — ou si l'on utilise une bouilloire —, la pression sous le couvercle augmente ce qui du même coup augmente la température d'ébullition de l'eau salée tout en optimisant son chauffage. Ce n'est peut-être là qu'une goutte d'eau en matière d'économie d'énergie — on va tout de même jusqu'à diviser par 4 la consommation d'énergie correspondante —, mais l'océan n'est en définitive qu'un ensemble de gouttes d'eau. Et cerise sur le gâteau, il y a là matière à faire des travaux pratiques intéressants comme le montre le site ci-dessous.

Pour en savoir plus, en n'oubliant pas de croiser les informations proposées :

http://cm1cm2.ceyreste.free.fr/eau_salee.html

3- Le monde de la chimie : synthèse des espèces chimiques

3.1- Nécessité de la chimie de synthèse.

Des colorants naturels hors de prix, de la cochenille (*Dactylopius coccus* Costa) au E120.

Voir le passionnant article déjà cité de Georges Bram et Nguyễn Trong Anh, « L'avènement des colorants synthétiques » in *Pour la Science*, n°266, pp. 52-57. En particulier, avant que le colorant rouge ne soit synthétisé artificiellement, il était fabriqué à partir d'un insecte, la *cochenille*. Or, vers la fin du XIXe siècle,

l'écrivain anglais Conan Doyle signalait que le prix d'un sac de cochenilles correspondait à deux ans de sa solde de médecin de la marine marchande !

L'ammoniac sur tous les fronts, domaine d'utilisation.

L'ammoniac est utilisé dans la fabrication de nombreux engrais, dans celle d'autres produits chimiques (acide nitrique,...), d'explosifs, de médicaments, de fibres et de plastiques. Il intervient également dans la fabrication du papier, dans des produits de nettoyage, pour épurer les gaz de fumée, en métallurgie. Il est aussi de plus en plus utilisé comme gaz « frigogènes » dans les dispositifs frigorifiques (réfrigérateurs, climatiseurs,...).

Cette simple énumération montre combien ce gaz malodorant est d'une importance économique et stratégique capitale. C'est pourquoi le procédé de synthèse industrielle imaginé par le chimiste allemand Fritz Haber (1868-1934) — connu également pour avoir conçu des armes chimiques aux effets dévastateurs durant la première guerre mondiale — lui valut l'attribution du prix Nobel de chimie en 1918.

Pour en savoir plus, en n'oubliant pas de croiser les informations proposées :

http://www.skwp.de/fran%C3%A7ais/main-nav/lexique/utilisation_de_l%E2%80%99ammoniac.htm

3.2- Synthèse d'une espèce chimique.

Synthèse des colorants, article de Georges Bram et Nguyễn Trong Anh.

Voir l'article de Georges Bram et Nguyễn Trong Anh, « L'avènement des colorants synthétiques » in *Pour la Science*, n°266, pp. 52-57.

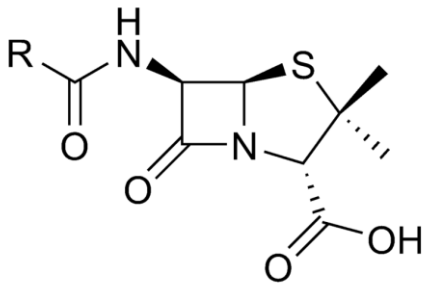
Synthèse de matières plastiques, article de John Ewen.

Voir l'article de John Ewen, « La synthèse ordonnée des matières plastiques », in *Pour la Science*, n°237, pp. 76-81.

3.3- Caractérisation d'une espèce chimique synthétique.

Pénicillines, bref historique.

Dès 1894, le médecin militaire français Ernest Duchesne (1874-1913) mentionna les propriétés thérapeutiques d'un type de champignon, le *penicillium*. Bien après, le 30 septembre 1928, le biologiste anglais Alexander Fleming (1881-1955) observa qu'une de ses cultures de staphylocoques se trouvait par inadvertance — ou négligence — en contact avec des moisissures, en l'occurrence un champignon, le *Penicillium notatum*. Il remarqua alors que cette culture microbienne était détruite dans le voisinage de ce champignon, marque que ce dernier avait une action *antibiotique*. Fleming tenta d'isoler le principe actif de ces champignons, tout en les utilisant pour nettoyer les boîtes de Pétri par exemple. La purification de la pénicilline ne fut réalisée qu'en 1940 par le pharmacologue Howard Florey (1898-1968) et le biochimiste Ernst Chain (1906-1979), tous deux sujets britanniques.



Document Wikipedia

A partir de là, la pénicilline commença vraiment à être utilisée à des fins thérapeutiques (antibiotiques), ce qui valut le prix Nobel de médecine à Fleming, Florey et Chain en 1945.

Aujourd'hui, il existe des pénicillines, certaines encore obtenues à partir du *penicillium*, d'autre réalisées par biosynthèses. La structure chimique de la pénicilline est donnée ci-contre. Les pénicillines diffèrent les unes des autres par la nature du groupement R.

Pour en savoir plus, en n'oubliant pas de croiser les informations proposées :

http://www.cnrs.fr/chimie/communication/images/images-chimietous/minidossiers/Les_Penicillines.pdf

<http://fr.wikipedia.org/wiki/Penicilline>