

prépaBAC

Toute la
Tle

STI2D
STL

MATIÈRES COMMUNES

Réussir

l'examen

NOUVEAU
BAC



Physique-chimie



Mathématiques

Tronc commun et spécialités



Philosophie



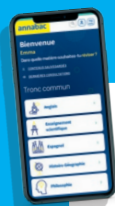
Histoire-géographie



Anglais



Grand oral



OFFERT Un abonnement
au site de révision **annabac**



Toute la **T**le

STI2D STL

MATIÈRES COMMUNES

PHYSIQUE-CHIMIE

Walter Vassiaux

MATHÉMATIQUES

Bernard Verlant

PHILOSOPHIE

Audrey Bebert-Mion

HISTOIRE-GÉOGRAPHIE

Stéphane Leteuré

ANGLAIS

Frédérique Le Graverend
Annie Goulvent

GRAND ORAL

Stéphane Leteuré

Les ressources numériques

Au fil des pages, des QR codes à flasher vous renvoient à de nombreuses ressources : quiz, corrigés, schémas, presse, documents, vidéos, cartes, exercices...

Mode d'emploi



Votre Prépa bac Foucher s'enrichit de ressources numériques

Lorsque je rencontre un pictogramme ressource au pl des pages :

vidéo
L'acidification des océans
foucherconnect.fr/23tersti2d06



1. Je vais sur **www.foucherconnect.fr**
💡 J'enregistre cette page dans mes favoris pour les prochaines fois.
2. Je saisis **le code de la ressource** indiqué dans le pictogramme.
3. Je **visualise** ma ressource.

Des FLASHCODES permettent aussi d'accéder aux ressources depuis un smartphone

À la fin de chaque section de cours, un QR code vous permet de tester vos connaissances de manière interactive. Bonnes révisions !

quiz
Des questions pour réviser
foucherconnect.fr/23tersti2d05



Maquette intérieure : Frédéric Jély
Mise en page, infographies et cartographie : STDI

Toute reproduction ou représentation intégrale ou partielle, par quelque procédé que ce soit, des pages publiées dans le présent ouvrage, faite sans autorisation de l'éditeur ou du Centre français du Droit de copie (20, rue des Grands-Augustins, 75006 Paris), est illicite et constitue une contrefaçon. Seules sont autorisées, d'une part, les reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective et, d'autre part, les analyses et courtes citations justifiées par le caractère scientifique ou d'information de l'œuvre dans laquelle elles sont incorporées (loi du 1^{er} juillet 1992 – art. 40 et 41 et Code pénal – art. 425).

SOMMAIRE

PHYSIQUE-CHIMIE

L'évaluation de la Physique-Chimie au bac . . . 6

COURS 10

CONSTITUTION DE LA MATIÈRE 10

TRANSFORMATION DE LA MATIÈRE 14

MOUVEMENTS ET INTERACTION 32

ÉNERGIE : CONVERSION ET TRANSFERT 39

ÉNERGIE 65

MATIÈRE ET MATÉRIAUX 94

ONDES ET SIGNAUX 110

ENTRAÎNEMENT 121

MATHÉMATIQUES

L'évaluation des Mathématiques au bac 142

COURS 143

ENSEIGNEMENT COMMUN 143

ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ 176

ENTRAÎNEMENT 201

PHILOSOPHIE

L'évaluation de la Philosophie au bac 222

COURS 223

ENTRAÎNEMENT 262

HISTOIRE-GÉOGRAPHIE

L'évaluation de l'Histoire-Géographie au bac . . 268

HISTOIRE

COURS 269

TOTALITARISMES
ET SECONDE GUERRE MONDIALE 269

DU MONDE BIPOLAIRE
AU MONDE MULTIPOLAIRE 278

LA FRANCE DE 1945 À NOS JOURS :
UNE DÉMOCRATIE 289

GÉOGRAPHIE

COURS 298

MERS ET OCÉANS :
AU CŒUR DE LA MONDIALISATION 298

DES TERRITOIRES INÉGALEMENT INTÉGRÉS
DANS LA MONDIALISATION 304

LA FRANCE ET SES RÉGIONS DANS L'UNION
EUROPÉENNE ET DANS LA MONDIALISATION . 313

ENTRAÎNEMENT 321

ANGLAIS

L'évaluation de l'Anglais au bac 328

COURS 333

ENTRAÎNEMENT 361

GRAND ORAL

Présentation de l'épreuve du Grand Oral 376

PHYSIQUE-CHIMIE

L'évaluation de la Physique-Chimie au bac	6
Préambule : mesure et incertitudes	7
CONSTITUTION DE LA MATIÈRE	
1 La structure spatiale des espèces chimiques (STL)	10
TRANSFORMATION DE LA MATIÈRE	
2 Les réactions acido-basiques (STL)	14
3 Les réactions d'oxydoréduction (STL)	18
4 La cinétique d'une réaction chimique (STL)	24
5 La décomposition des noyaux atomiques (STL)	27
MOUVEMENTS ET INTERACTION	
6 Les mouvements et les interactions (STL)	32
ÉNERGIE : CONVERSION ET TRANSFERT	
7 Les chaînes énergétiques (STL)	39
8 L'énergie mécanique (STL)	41
9 L'énergie chimique (STL)	47
10 L'énergie électrique (STL)	53
11 L'énergie et les ondes (STL)	60
ÉNERGIE	
12 L'énergie et ses enjeux (STI2D)	65
13 L'énergie chimique (STI2D)	68
14 L'énergie électrique (STI2D)	71
15 L'énergie interne (STI2D)	78
16 L'énergie mécanique (STI2D)	82
17 L'énergie transportée par la lumière (STI2D)	89
MATIÈRE ET MATÉRIAUX	
18 Les propriétés des matériaux et l'organisation de la matière (STI2D)	94
19 Les combustions (STI2D)	100
20 L'oxydoréduction : piles, accumulateurs et piles à combustible (STI2D)	102
21 Les réactions acido-basiques (STI2D)	105
ONDES ET SIGNAUX	
22 La notion d'onde (STI2D)	110
23 Les ondes sonores (STI2D)	113
24 Les ondes électromagnétiques (STI2D)	117
ENTRAÎNEMENT À L'ÉPREUVE FINALE	121

L'évaluation de la Physique-Chimie au bac

L'enseignement de physique-chimie appartient à la spécialité « Physique-chimie et mathématiques ». Cette spécialité vise à donner aux élèves une formation scientifique solide les préparant à des poursuites d'études dans les domaines des sciences appliquées ou de la production. Pour cela, il est indispensable de conforter les outils mathématiques nécessaires pour la conceptualisation, la modélisation et le calcul des grandeurs associées aux notions de physiques et de chimie.

1 L'épreuve écrite

- L'épreuve dure 3 heures et est notée sur 20 points : 6 points pour les mathématiques et 14 points pour la physique-chimie. Le sujet comporte **de 3 à 5 exercices indépendants** les uns des autres abordant des domaines différents du programme.
- L'un au moins des exercices propose l'étude d'une situation où **les mathématiques et la physique-chimie interagissent** et se complètent pour apporter chacune son éclairage. Les autres exercices permettent d'évaluer les connaissances et les compétences propres à chacune des disciplines.
- L'un au moins des exercices comporte une partie d'évaluation des compétences expérimentales, d'instrumentation et de mesures, adaptée aux contraintes de l'épreuve écrite.
- Les sujets traités en physique-chimie portent sur des situations contextualisées en prenant appui sur des applications scientifiques et technologiques contemporaines. À ce titre, ils peuvent contenir des **documents à analyser** ou des **données expérimentales à exploiter**.
- Le sujet précise si l'usage de la calculatrice est autorisé.

2 L'oral de rattrapage

- L'épreuve consiste en un **entretien de 30 minutes** entre le candidat et deux examinateurs, un professeur de physique-chimie et un professeur de mathématiques. Cet entretien est précédé d'un temps de préparation de 30 minutes.
- Le candidat tire au sort un sujet comportant **3 questions** : 2 questions portent sur la partie physique-chimie et une question sur la partie mathématiques.
- Les exercices permettent d'évaluer la capacité du candidat à mobiliser ses connaissances en situation et son aptitude à raisonner, démontrer, calculer, argumenter, analyser des résultats expérimentaux et exercer son esprit critique.
- En cas de besoin, un moyen de calcul (calculatrice ou ordinateur) est fourni au candidat.

Préambule : mesure et incertitudes

Nous effectuons des mesures quotidiennement : taille, masse, tension... Réaliser plusieurs mesures d'une grandeur physique permet d'augmenter la précision et d'associer des outils statistiques.

1 Les grandeurs physiques et les unités

- Une **grandeur physique** correspond à une **propriété physique** pouvant être mesurée ou calculée. Les différentes valeurs possibles s'expriment à l'aide d'un nombre réel souvent accompagné d'une **unité de mesure**.
- Les unités de mesure en France font partie du **système international SI**. Il quantifie les 7 grandeurs indépendantes : la masse en kilogramme (kg), le temps en seconde (s), la longueur en mètre (m), la température en kelvin (K), l'intensité électrique en ampère (A), la quantité de matière en mole (mol) et l'intensité lumineuse en candela (cd).
- Il est important de connaître ces unités principales pour établir des relations homogènes.

2 L'étude statistique

On ne mesure pas une grandeur seulement pour obtenir la valeur de cette grandeur mais aussi pour lui associer une incertitude afin de pouvoir **qualifier la qualité de la mesure**. Cette incertitude est liée aux **erreurs de mesures** qui peuvent être dues à l'instrument de mesure (précision, entretien, etc.), à l'opérateur ou à la variabilité de la grandeur mesurée. L'incertitude de mesure est la valeur qui caractérise la dispersion des valeurs qui peuvent être attribuées à la grandeur mesurée. **On la note u.**

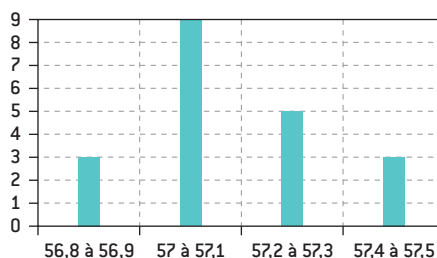
A Exploiter une série de mesures

- On considère la série suivante de mesures de la masse d'une femme de 17 ans.

57,0	57,2	57,1	57,2	57,5	57,1	57,1	57,0	56,9	57,0
56,8	57,3	57,5	57,1	57,1	56,8	57,3	57,4	57,2	57,1

- On peut regrouper ces mesures par tranche de 0,2 kilogramme et ensuite les représenter par un histogramme.

Masse m (kg)	56,8 à 56,9	57,0 à 57,1	57,2 à 57,3	57,4 à 57,5
Nombre de mesures	3	9	5	3



- La **moyenne** de cette série est la somme des mesures divisée par le nombre de mesures :

$$\bar{m} = \frac{1}{n} \sum_{i=1}^n m_i = 57,1 \text{ kg}$$

■ **L'écart-type** σ_{n-1} indique la dispersion des mesures

autour de la moyenne : $\sigma_{n-1} = \sqrt{\frac{1}{n-1} \sum_{i=1}^n (m_i - \bar{m})^2}$

REMARQUE

Plus les valeurs sont proches de la valeur moyenne et plus l'écart-type est faible.

B L'incertitude-type

Les erreurs de mesure sont de deux types : **aléatoire** ou **systématique**.

a L'incertitude-type aléatoire ou de répétabilité U_A

Lorsqu'une même personne répète plusieurs fois, dans les mêmes conditions, la mesure d'une même grandeur, les valeurs obtenues peuvent être différentes : il s'agit d'**erreurs de mesure aléatoires**. L'incertitude associée est une **incertitude de répétabilité** U_A dite de type A, pouvant être évaluée par des méthodes statistiques. On utilise la moyenne et l'écart-type σ_{n-1} , issus de l'exploitation d'un nombre important de valeurs mesurées : $U_A = 2u_A = 2 \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{n}}$.

b L'incertitude-type systématique U_B

Il faut prendre en compte la précision de l'appareil de mesure, la façon dont il est utilisé et la qualité du mesurage. L'erreur correspondante est l'**erreur systématique** et l'incertitude associée est dite de **type B**. Alors, l'incertitude de mesure est l'incertitude élargie $U_B = 2U_B$, pour un niveau de confiance de 95 %.

EXEMPLES

Détermination de quelques erreurs systématiques

► Pour la mesure avec un instrument à affichage digital, l'incertitude est égale à 1 unité du **dernier chiffre stable** affiché à l'écran. Ici, l'incertitude sur la pression est $u_B = 1$ hPa et l'incertitude élargie à 95 % est $U_B[P] = 2u_B[P] = 2$ hPa. Ainsi la pression est $P = 975 \pm 2$ hPa.

► Pour la mesure avec un instrument gradué, l'incertitude peut être considérée comme égale à la moitié de la plus petite graduation de l'appareil. Ici, l'incertitude sur la température est $u_B = 0,5$ °C et l'incertitude élargie à 95 % est $U_B[T] = 2u_B[T] = 1$ °C. Ainsi la température est $T = 20 \pm 1$ °C.



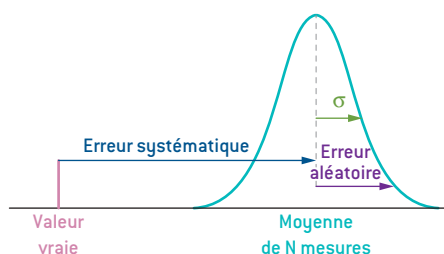
c L'incertitude-type composée U

■ Il faut associer les 2 incertitudes-types afin de trouver l'incertitude-type composée.

■ Le résultat de la mesure est la somme de la valeur vraie de l'erreur aléatoire et de l'erreur systématique.

■ Ainsi, si l'on dispose d'un ensemble de mesures d'une grandeur X, où chacune d'entre elles est affectée d'une incertitude de type B, on obtient l'incertitude-type composée : $u = \sqrt{u_A^2 + u_B^2}$; $U = 2u$; $M = \bar{m} \pm U$.

■ Le résultat X des mesures est donc : $X = x \pm U(X)$, où x est la moyenne des mesures et U(X) est l'incertitude élargie à 95 % de confiance.



D L'incertitude-type sur une mesure indirecte

- Une **mesure indirecte** d'une grandeur X consiste à mesurer plusieurs grandeurs physiques a , b , etc. et à calculer X à partir de ces grandeurs mesurées.
- La relation permettant le calcul d'une mesure indirecte sera toujours donnée.

C Écrire le résultat d'une mesure

- En physique, le nombre de chiffres avec lequel on écrit une valeur correspond aux **chiffres significatifs**.

- Les règles pour compter les chiffres significatifs (CS) sont :

1. Pour une valeur écrite en notation non scientifique, tous les chiffres sont significatifs, sauf les zéros au début de la valeur.

2. Dans le cas d'une valeur écrite en notation scientifique sous la forme $a \times 10^n$, les chiffres qui composent l'écriture de a sont significatifs.

3. **Les zéros** : un zéro à gauche d'un nombre n'est jamais significatif mais un zéro à droite d'un nombre est significatif.

- La valeur d'une grandeur physique doit être écrite afin que le dernier chiffre écrit soit le **seul chiffre affecté par l'incertitude**.

- Ainsi, l'incertitude doit s'exprimer avec un seul chiffre et l'estimation de la grandeur mesurée admet comme dernier CS celui de même position que celui de l'incertitude.

EXEMPLES

$d = 625,2 \text{ m}$: cette valeur comporte 4 CS

$d = 6,28 \times 10^2 \text{ m}$: cette valeur comporte 3 CS

$d = 0,62 \times 10^3 \text{ m}$: cette valeur comporte 2 CS

$d = 6,20 \times 10^2 \text{ m}$: cette valeur comporte 3 CS

EXEMPLE

La mesure d'une intensité électrique donne une valeur $I = 50,15875 \text{ A}$ avec une incertitude $U(I) = 0,09258 \text{ A}$.

On garde tout d'abord un chiffre pour l'incertitude $U(I) = 0,09 \text{ A}$, puis on exprime le résultat de l'intensité mesurée I avec comme dernier chiffre significatif l'arrondi à deux chiffres après la virgule : $I = 50,16 \pm 0,09 \text{ A}$.

D Évaluer et améliorer l'acceptabilité d'un résultat

Il est possible de comparer la valeur mesurée I avec une valeur de référence $I_{\text{réf}}$ en calculant leur écart relatif : $\left| \frac{I - I_{\text{réf}}}{I_{\text{réf}}} \right|$ souvent exprimé sous la forme d'un pourcentage. Plus il est faible et plus la mesure donne un résultat proche de celui attendu.

E Améliorer une mesure

La mesure est d'autant meilleure que son incertitude de mesure est faible. Pour l'améliorer, il est possible :

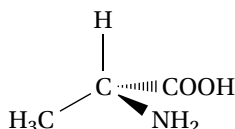
- d'augmenter le nombre de mesures, puisqu'une série de mesures a une incertitude plus faible qu'une mesure ponctuelle, et d'éliminer les valeurs aberrantes ;
- d'exploiter les appareils de mesures dans la gamme de valeur où leur précision est la meilleure et de les contrôler ;
- de faire réaliser des mesures dans un laboratoire certifié afin de valider la qualité des mesures des appareils.

1 La structure spatiale des espèces chimiques (STL)

Les biomolécules ont des structures particulières dans l'espace qui leur permettent d'avoir une action spécifique, comme les enzymes qui servent de catalyseur.

1 La représentation spatiale d'une molécule

- On peut représenter des molécules dans l'espace avec la **représentation de Cram** :
 - les liaisons dans le plan utilisent des traits fins : —
 - les liaisons en arrière du plan sont en pointillé :/
 - les liaisons en avant du plan sont un triangle plein : ▴
- Ainsi, l'alanine, un acide aminé, est représentée de la façon suivante :



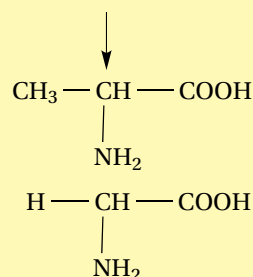
2 L'atome de carbone asymétrique

A Définition

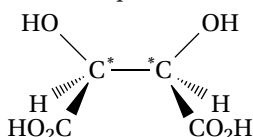
- Un carbone est **asymétrique** s'il comporte 4 atomes ou groupes d'atomes différents. On le met en évidence en le marquant d'un petit astérisque : C*.
- Tous les acides aminés, sauf le plus simple, la glycine, ont au moins un carbone asymétrique dans leur formule.

EXEMPLE

Le carbone pointé de l'alanine porte : 1 H, 1 COOH, 1 CH₃ et 1 NH₂. Ces 4 groupes d'atomes sont différents donc ce carbone est asymétrique.
Il n'y a pas de carbone asymétrique dans la glycine car le carbone porteur de NH₂ et de COOH est lié à deux H. Il n'y a donc pas 4 groupes d'atomes différents.



- Il est possible de représenter en perspective une molécule ayant plusieurs atomes de carbone asymétriques, comme l'acide tartrique :



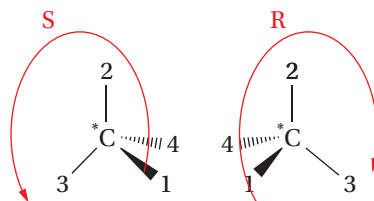
B La configuration absolue d'un atome de carbone asymétrique

Pour chaque atome de carbone **asymétrique**, il existe deux possibilités de placer les quatre atomes ou groupes d'atomes différents. Pour enlever toute ambiguïté, on associe à chacune des deux une configuration absolue R ou S fondée sur les règles de **Cahn, Ingold et Prelog** (CIP) pour les carbones asymétriques :

– on détermine les quatre substituants de l'atome de carbone : pour l'acide tartrique, il y a deux carbones asymétriques, portant chacun les mêmes substituants : H, OH, CO₂H, CHO-HCO₂H ;

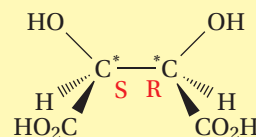
– la priorité d'un substituant est donnée par le **numéro atomique Z** de l'atome directement lié, l'atome avec le numéro atomique le plus élevé ayant la priorité la plus importante. Lorsque deux substituants sont liés au carbone asymétrique par des atomes identiques, on étudie les substituants de ces atomes et on poursuit la comparaison dans les proximités suivantes de la ramification prioritaire. Ici, on a : OH (1), CO₂H (2), CHOHCO₂H (3) et H (4) ;

– on observe alors l'espèce chimique dans l'axe C*-substituant ayant la plus petite priorité (4). La configuration absolue est **R** (du latin *rectus*) si les substituants prioritaires « tournent » (1 puis 2 puis 3) dans le sens **horaire**, donc vers la droite. La configuration absolue **S** (du latin *sinister*) correspond à la rotation **anti-horaire**.



EXEMPLE

Pour la molécule d'acide tartrique, le deuxième et le troisième atomes de carbone sont asymétriques et ont des configurations différentes : S et R. On l'écrit donc acide [2S, 3R] tartrique.

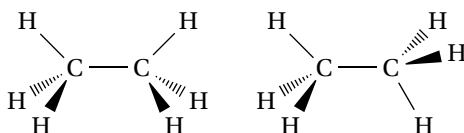


3 Les stéréoisomères

A Les isomères de conformation

■ Deux molécules peuvent avoir la même formule semi-développée mais être non superposables (donc non identiques) : ce sont des **stéréoisomères**. Si on passe de l'une à l'autre par une simple rotation, ce sont alors des **isomères de conformation**.

■ Ainsi, l'éthane, de formule brute C₂H₆, de formule semi-développée CH₃—CH₃, comporte une infinité de conformations, dont deux particulières sont :

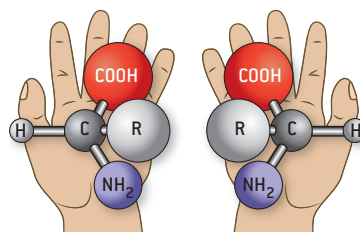


B La chiralité

■ Nos deux mains ne peuvent pas se superposer l'une sur l'autre ; en revanche, elles sont symétriques l'une de l'autre par rapport à un plan ou dans un miroir plan. Nos deux mains sont **chirales**.

■ Une molécule A est **chirale** si son symétrique B par rapport à un plan ne lui est pas identique.

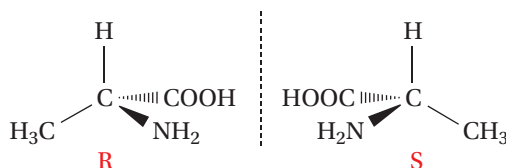
■ Une molécule comportant un seul atome de carbone asymétrique est chirale.



C Les énantiomères

■ Deux molécules A et B symétriques l'une de l'autre par rapport à un plan mais qui ne sont pas superposables sont des **énantiomères**, il y a une relation d'**énantioméris** entre les deux.

■ Une molécule comportant un seul atome de carbone asymétrique a deux énantiomères. Ainsi, l'alanine comporte un carbone asymétrique, elle a deux énantiomères :



■ Chaque énantiomère est chirale.

REMARQUES

- ▶ « Énantiomère » est un terme réservé aux molécules et il nécessite deux molécules symétriques par rapport à un plan mais non identiques.
- ▶ Le terme « chirale » concerne tous les objets ne comportant pas d'axe ou de plan de symétrie.

D Les diastéréoisomères

■ Deux molécules A et B ayant la même formule semi-développée, qui ne sont pas des isomères de conformation non symétriques l'une de l'autre par rapport à un plan et non superposables, sont des **diastéréoisomères**, il y a une relation de **diastéréoisoméris** entre les deux. On obtient souvent des diastéréoisomères avec des molécules ayant une double liaison C=C ou avec plusieurs atomes de carbone asymétriques.

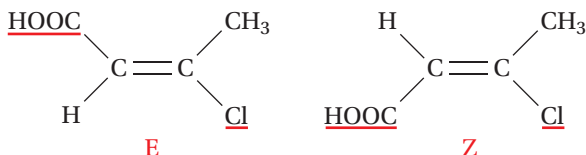
■ Pour qu'une molécule ayant une double liaison C=C conduise à des **diastéréoisomères**, il faut que chaque atome de carbone de la double liaison porte deux substituants différents. On attribue aussi une configuration absolue à chaque diastéréoisomère Z ou E en utilisant les règles CIP.

REMARQUES

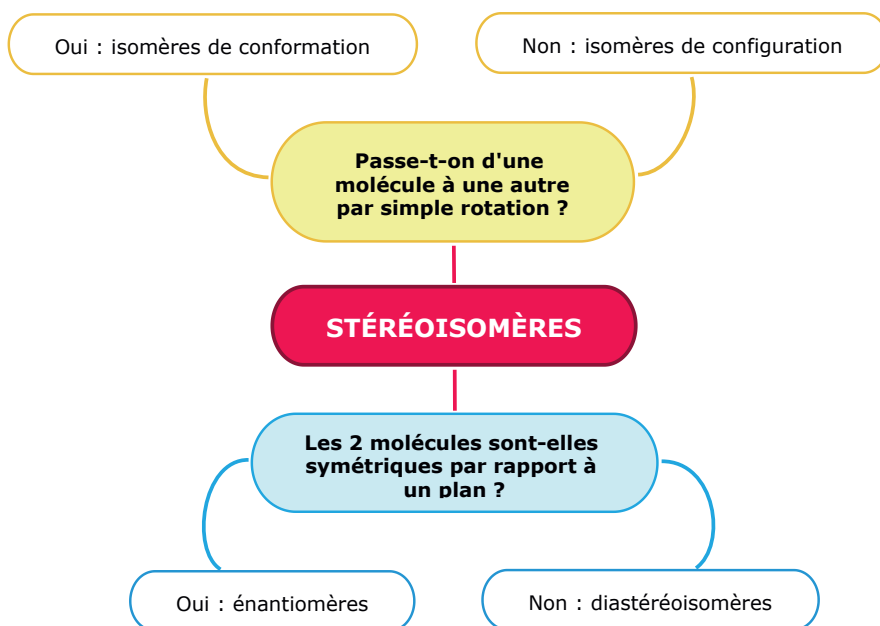
Z signifie *zusammen* ou « ensemble » : les deux substituants prioritaires sont du même côté de la double liaison C=C.

E signifie *entgegen* ou « opposé » : les deux substituants prioritaires sont de part et d'autre de la double liaison.

■ Pour l'acide 3-chlorobut-2-énoïque, on a ainsi :



4 Je mémorise autrement



#quiz

Des questions pour réviser

foucherconnect.fr/

Z3tersti2d05



2 Les réactions acido-basiques (STL)

Les acides faibles ne réagissent pas totalement avec l'eau, cela dépend de leur concentration. Ils permettent, avec leur base associée, de préparer des solutions tampon, omniprésentes dans les milieux vivants.

1 La constante d'équilibre K_a

A Rappels

- Les propriétés acides ou basiques d'une solution vont dépendre de la **concentration en ion oxonium H_3O^+** , notée $[H_3O^+]$.
- Le pH est donc une grandeur liée à la concentration en ion oxonium :
 $pH = -\log [H_3O^+]$, où $[H_3O^+]$ est exprimée en $mol.L^{-1}$.
- Inversement, la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ est liée au pH par : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$.
- Plus une solution **contient des ions H_3O^+** , plus son **pH est faible**.

B La constante d'acidité K_a et pK_a

- On appelle constante d'acidité dans l'eau du couple HA/A^- , notée K_a , la grandeur sans dimension associée à l'équation $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$: $K_a = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[HA]}$.
- Le pK_a d'un couple acide-base est défini par $pK_a = -\log K_a$.
- Le pK_a d'un couple HA/A^- est lié au pH de la solution par la relation $pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$.

pK_a	K_a	Couples acide/base	Nom de la forme acide	Nom de la forme basique	Demi-équation protonique
-7	10^7	HCl/Cl^-	Chlorure d'hydrogène	Ion chlorure	$HCl = Cl^- + H^+$
0	1	H_3O^+/H_2O	Ion oxonium	Eau	$H_3O^+ = H_2O + H^+$
4,8	$10^{-4,8}$	CH_3COOH/CH_3COO^-	Acide éthanoïque	Ion éthanoate	$CH_3COOH = CH_3COO^- + H^+$
6,3	$10^{-6,3}$	$H_2O, CO_2/HCO_3^-$	Dioxyde de carbone	Ion hydrogène-carbonate	$H_2O, CO_2 = HCO_3^- + H^+$
9,2	$10^{-9,2}$	NH_4^+/NH_3	Ion ammonium	Ammoniaque	$NH_4^+ = NH_3 + H^+$
14	10^{-14}	H_2O/OH^-	Eau	Ion hydroxyde	$H_2O = OH^- + H^+$

- Les acides et bases faibles ont une valeur de pK_a du couple associé comprise entre 0 et 14.

C Le coefficient de dissociation α d'un acide faible

- Le **coefficient de dissociation** α correspond au pourcentage de transformation de l'acide faible en sa base faible conjuguée lors de la réaction avec l'eau : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.
- Si on note $C_0 = [\text{AH}]_0$ la concentration molaire en acide apporté, alors, en utilisant le coefficient de dissociation α : $[\text{AH}] = (1 - \alpha) \times C_0 = (1 - \alpha) \times [\text{AH}]_0$ et $[\text{A}^-] = \alpha \times C_0 = \alpha \times [\text{AH}]_0$.
- En effet, la conservation de la matière indique que l'acide AH s'est soit transformé en base conjuguée A^- , soit est resté sous sa forme AH. Par conséquent, la concentration initiale en acide AH, $[\text{AH}]_0$, est bien la **somme des concentrations réelles** de l'acide AH et de la base A^- : $[\text{AH}]_0 = [\text{AH}] + [\text{A}^-] = (1 - \alpha) \times [\text{AH}]_0 + \alpha \times [\text{AH}]_0$.

REMARQUE

D'après l'équation de la réaction, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$, on a : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = \alpha \times C_0 = \alpha \times [\text{AH}]_0$.
Il est donc possible de calculer le taux de dissociation α à partir de la concentration initiale $[\text{AH}]_0$ et de la valeur du pH, puisque $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$.
La constante d'acidité s'écrit alors :
 $K_a = [\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{AH}] = (\alpha \times [\text{AH}]_0) \times (\alpha \times [\text{AH}]_0) / (1 - \alpha) \times [\text{AH}]_0 = (\alpha^2 / (1 - \alpha)) \times [\text{AH}]_0$.

EXEMPLE

La valeur du pH d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = C_0 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ est égale à 2,9.

La réaction responsable de cette acidité est $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

La concentration en ion oxonium vaut $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,9} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Or, $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \alpha \times [\text{CH}_3\text{COOH}]_0$, ainsi $\alpha = [\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = 1,3 \times 10^{-3} / 0,10 = 1,3 \times 10^{-2} = 1,3 \%$.

L'acide éthanoïque réagit peu avec l'eau.

D L'évolution du coefficient de dissociation avec la dilution

- La constante d'acidité K_a peut s'exprimer en fonction du coefficient de dissociation et de la concentration initiale : $K_a = (\alpha^2 / (1 - \alpha)) \times [\text{AH}]_0$.
- Or, K_a est constante pour une température donnée. Lors de la dilution de l'acide, la concentration $[\text{AH}]_0$ diminue. Le rapport $\alpha^2 / (1 - \alpha)$ doit augmenter, ce qui se produit si α augmente aussi.
- Ainsi, lorsque l'on dilue un acide dans l'eau, il réagit davantage avec l'eau et il en reste moins en proportion.

EXEMPLE

La valeur du pH d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = C_0 = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$ est égale à 3,4. La concentration en ion oxonium vaut $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,4} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.
Or $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, ainsi $\alpha = [\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = 4,0 \times 10^{-4} / 0,010 = 4,0 \%$.
L'acide éthanoïque réagit nettement plus en étant dilué 10 fois même si la réaction n'est pas totale.
Le coefficient de dissociation augmente rapidement avec la dilution :

$C_0 \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$	$1,0 \times 10^{-1}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-5}$
pH	2,9	3,4	3,9	4,4	5,1
$\alpha \text{ en } \%$	1,3	4,0	13	36	73

■ Pour montrer l'**invariance** de la valeur du pK_a ou de la valeur de K_a d'un couple acide/base, on peut utiliser le coefficient de dissociation. On peut réaliser le protocole suivant à 25 °C, consistant à préparer des solutions d'acide éthanoïque de concentration $1,0 \times 10^{-1}$, $1,0 \times 10^{-2}$ et $1,0 \times 10^{-3}$. La mesure du pH permet alors la détermination du coefficient de dissociation qui donne par calcul la valeur de la constante d'acidité K_a et du pK_a du couple.

C_0 (mol.L ⁻¹)	$1,0 \times 10^{-1}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-3}$
pH	2,9	3,4	3,9
α en %	1,3	4,0	13
$K_a = (\alpha^2 / (1 - \alpha)) \times [AH]_0$	$1,6 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-5}$
$pK_a = -\log K_a$	4,8	4,8	4,8

■ La valeur du pK_a est bien constante, quelle que soit la concentration initiale en acide. Cette invariance peut aussi être mise en évidence avec la **spectrophotométrie**.

2 Les solutions tampon

■ On appelle **solution tampon** une solution constituée d'un mélange comportant des concentrations identiques ou proches d'un acide et de sa base conjuguée. Le pH d'une solution tampon est égal au pK_a (ou en est très voisin) du couple considéré. Ainsi, pour obtenir une solution tampon d'un pH donné, il suffit de trouver un couple acide/base courant ayant un pK_a proche de cette valeur cible et ensuite d'ajuster la proportion entre l'acide et la base pour avoir la bonne valeur de pH.

EXEMPLE

Le couple acide éthanoïque/ion éthanoate CH_3COOH/CH_3COO^- a un $pK_a = 4,8$: on pourra facilement préparer des solutions tampon dont le pH est compris entre 4,3 et 5,3.

■ Le pH d'une solution tampon **varie peu** lors d'un ajout d'une quantité modérée d'acide fort ou de base forte et **ne varie pas** lors d'une dilution.

■ Plusieurs liquides biologiques sont tamponnés, comme le **sang** ou les **larmes** :

- le pH moyen du sang vaut 7,4 à 37 °C. Il est tamponné par deux couples acido-basiques contenant des espèces carbonées ou phosphorées. Une variation de ce pH a des répercussions sur les réactions biochimiques ;
- le liquide lacrymal est aussi tamponné vers 7,4. Ce liquide humidifie constamment la cornée de l'œil. L'intérieur des cellules est aussi tamponné.

3 La solubilité du dioxyde de carbone

■ La valeur maximale d'exposition au CO_2 est de **0,5 %** dans l'air ambiant sur le lieu de travail, pendant une durée de travail quotidienne de 8 heures. Normalement, l'air ambiant contient environ **0,04 %** de CO_2 . L'inhalation de concentrations de CO_2 plus élevées provoque les symptômes suivants :

- à 1 % : légère accélération de la respiration ;
- à 2 % : la respiration devient plus profonde et jusqu'à 50 % plus rapide, avec des maux de tête et des signes de fatigue au bout de quelques heures ;

- à 3 % : la respiration devient difficile, le rythme respiratoire peut doubler. Les maux de tête se produisent rapidement, l'acuité auditive diminue, le pouls s'accélère et la tension artérielle augmente ;
- à 4-5 % : le rythme de la respiration s'accélère jusqu'à quadrupler ;
- à 5-10 % : l'odeur du CO_2 est légèrement piquante. La respiration devient très difficile et on ressent un épuisement et des maux de tête ; la vue se brouille et les oreilles sonnent. La perte de conscience peut intervenir en l'espace de quelques minutes ;
- Au-delà de 10 % : perte de conscience rapide pouvant conduire à la mort sans des soins d'urgence.

■ Le dioxyde de carbone est un **gaz peu soluble dans l'eau neutre ou acide**. Sa solubilité **augmente dans les milieux basiques** car c'est une espèce acide faisant partie du couple H_2O , $\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-$. On note le dioxyde de carbone en solution H_2O , CO_2 et aussi parfois H_2CO_3 , on lui donne alors le nom d'acide carbonique. Il contribue à l'acidification de l'atmosphère et des océans.

■ L'**acidification des océans** correspond à la baisse progressive du pH des océans liée particulièrement aux pollutions humaines. L'océan devient alors de plus en plus acide, ce qui perturbe l'écosystème océanique. Le pH de l'océan a diminué de 0,1 en une centaine d'années.

■ L'acidification est surtout causée par l'**absorption de surplus de CO_2** par les océans. Le dioxyde de carbone est massivement produit par les sociétés humaines depuis la révolution industrielle. Une partie est absorbée par les plantes et les arbres, et un tiers est absorbée par les océans. Le CO_2 se dissout progressivement dans l'eau et réduit le pH de l'eau.

■ Le dioxyde de carbone est un des **gaz à effet de serre**, qui contribue en raison de l'augmentation de sa concentration, à l'élévation de la température de l'atmosphère terrestre de surface et au dérèglement climatique.

vidéo

L'acidification des océans

foucherconnect.fr

23tersti2d06

