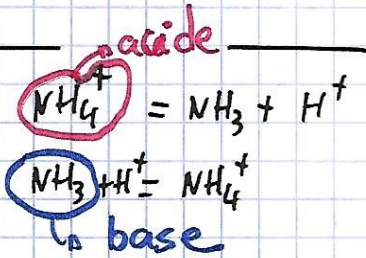


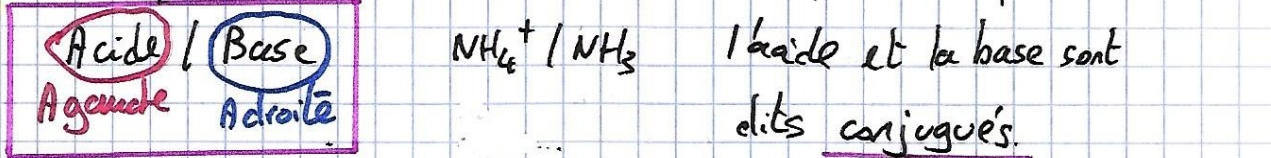
CH01 Transformations acido-basiques.

Acide : espèce pouvant céder au moins 1 proton H^+

Base : capturer



Couple : Formé par l'acide et la base d'une même espèce chimique



contre exemple NH_4^+ / CH_3CO_2H n'est pas un couple

Réaction acido-basique : transfert de H^+ entre 2 espèces de couples différents

{ Acide 1 / Base 1 2 couples mis en jeu
 { Acide 2 / Base 2 Acide 1 agit sur Base 2
 ou Acide 2 agit sur Base 1

Equation-bilan de réaction

" CH_3CO_2H agit sur HCO_3^- "



Repérer les couples mis en jeu:

$CH_3CO_2H / CH_3CO_2^-$
 HCO_3^- / CO_3^{2-}
 $CO_2, H_2O / HCO_3^-$

Repérer l'acide et la base de la réaction CH_3CO_2H / HCO_3^-

Ecrire l'équation-bilan



Réaction avec l'eau. couples de l'eau à connaître

H_3O^+ / H_2O
 H_2O / OH^-

$AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

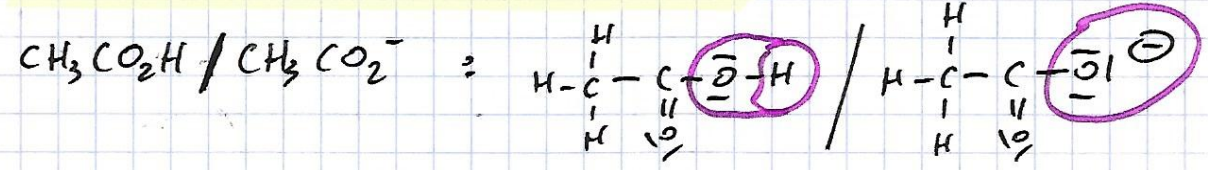
l'eau est à la fois Acide et Base: c'est une espèce Amphotère

CO_2, H_2O agit sur l'eau: couples
 $CO_2, H_2O / HCO_3^-$
 H_3O^+ / H_2O
 H_2O / OH^-
 on choisit ces 2 couples Acide Base

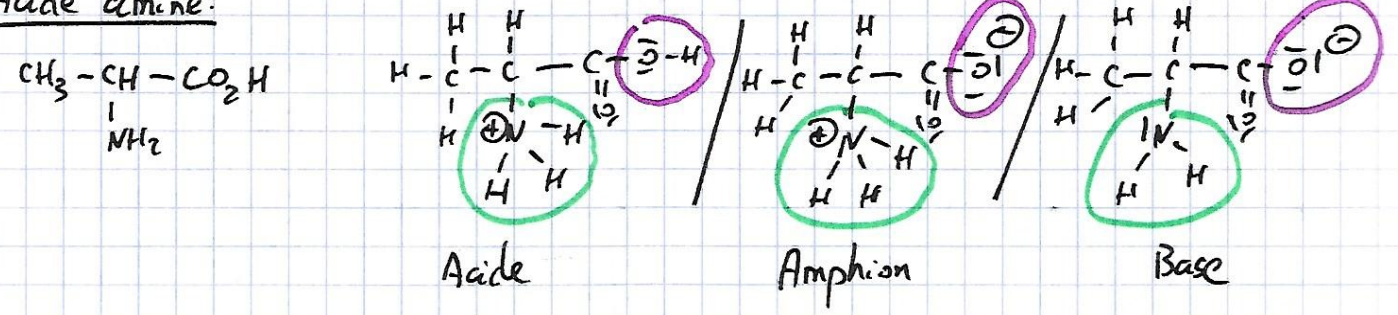
1 Acide + Eau



Structure de Lewis des acides et bases (CH04 de 1G)



Acide aminé:



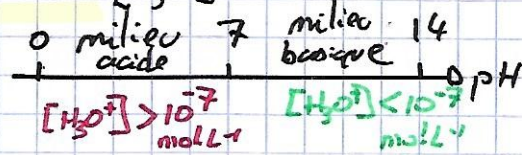
CH02 Analyse d'un système par des méthodes physiques

Le pH-mètre : acidité du milieu $[H_3O^+]$

potentiel Hydrogène
 $pH = -\log([H_3O^+])$

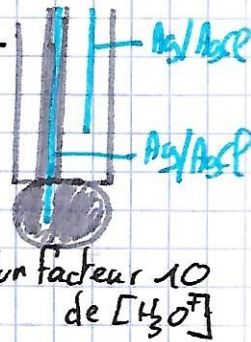
$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

pH: au dixième d'unité



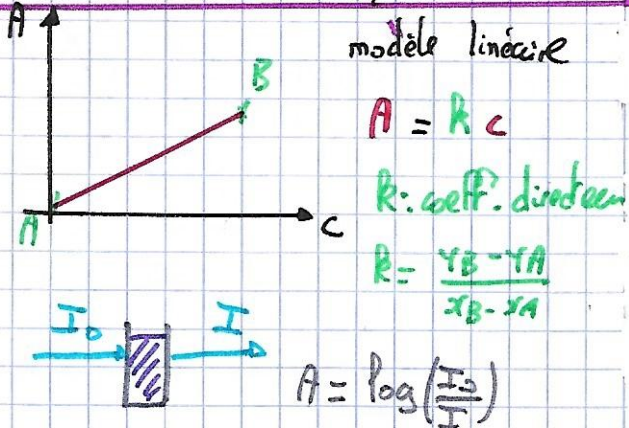
variation d'1 unité de pH : variation d'un facteur 10 de $[H_3O^+]$

$$pH = 5,7 \quad [H_3O^+] = 10^{-5,7} = 2,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$



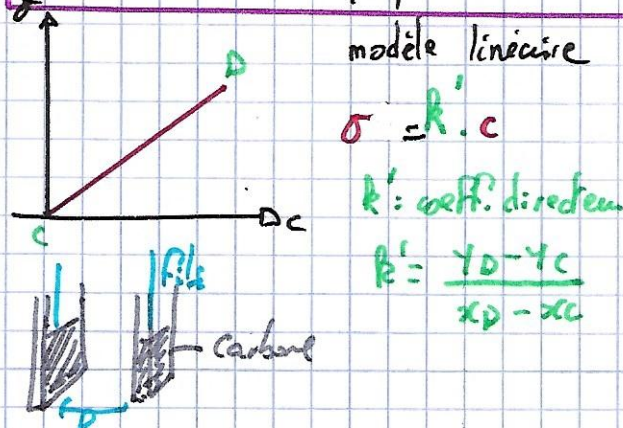
Spectrophotomètre: Absorbance A

- on trouve une concentration c d'une solution colorée
- Beer-Lambert: A proportionnelle à c .

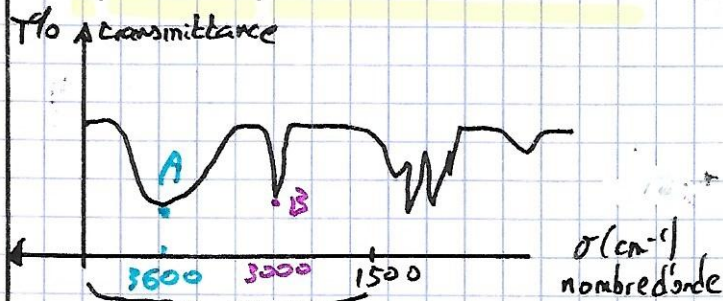


Conductimétrie: conductivité σ (S.m⁻¹)

- on trouve une concentration c d'une solution ionique
- Kohlrausch: σ proportionnelle à c



Spectroscopie I.R.: voir CH06 1G

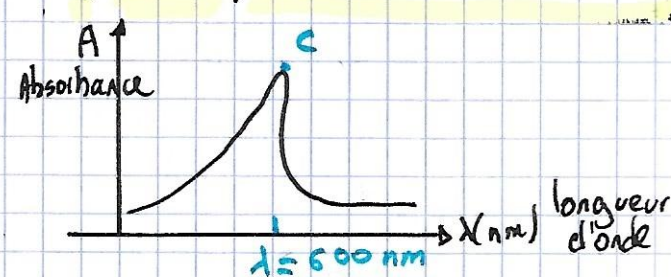


on identifie des groupes, liaisons de molécules organiques.

- lire le nombre d'ondes σ des bandes A et B
- lire dans le tableau de référence les groupes correspondant

A 3600 cm⁻¹ OH Alcool
 B 3000 cm⁻¹ CH Alcane
 on en déduit la nature de la liaison OH
 la nature de la molécule: Alcane

Spectroscopie UV-visible: voir CH01 1G



spectre d'absorption: permet de connaître la couleur de l'épave et de repérer des liaisons conjuguées ou groupes chromophores OH NH2

- lire la longueur d'onde λ pour A maximale $\lambda = 500 \text{ nm}$
- la couleur absorbée est le Jaune
- la couleur complémentaire à λ est la couleur de l'épave
- Jaune absorbée \rightarrow solution bleue

CH03 Analyse d'un système par des méthodes chimiques

Quantité de matière n

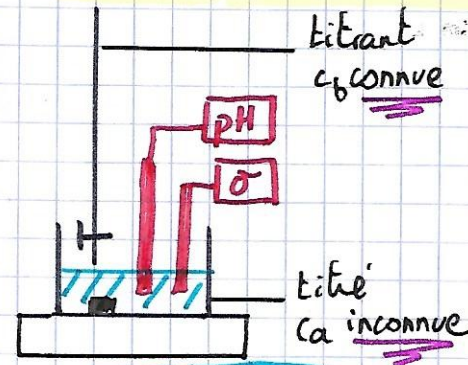
en chimie, on raisonne en mol

- n : quantité matière (mol)
- m : masse (g)
- M : masse molaire (g.mol⁻¹)
- c : concentration molaire (mol.L⁻¹)
- V : volume (L)
- $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$ volume molaire
- ρ : masse volumique (g.mL⁻¹) ou (kg.L⁻¹)
- d : densité sans unité
- $\rho_0 = 1 \text{ g.mL}^{-1}$ masse volumique de l'eau.

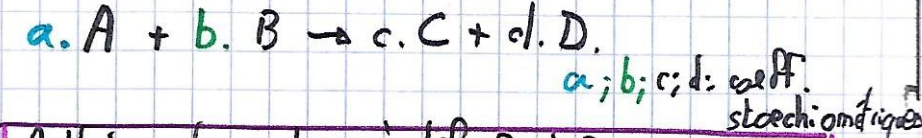
$n = \frac{m}{M}$	solide, liquide, gaz
$n = c \cdot V$	liquide
$n = \frac{V}{V_m}$	gaz

$\rho = \frac{m}{V} \quad d = \frac{\rho}{\rho_0}$

Titrage pH-métrique et conductimétrique (voir CH03 1G)



- on provoque une réaction de dosage:



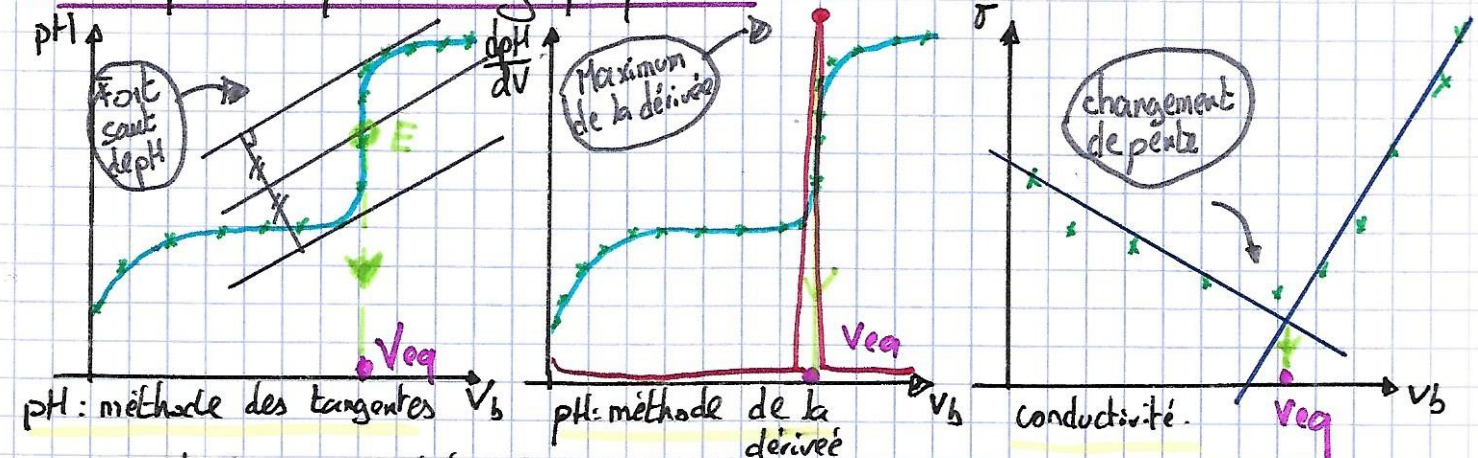
A l'équivalence, les réactifs A et B sont dans les proportions stoechiométriques.

$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b}$$

avec cette relation on trouve C_a

on cherche la valeur de C_a

- on repère l'équivalence graphiquement.



- on obtient expérimentalement des mesures
- on relie ces points par lissage
- le logiciel trace la dérivée

- on trace des droites
- on repère le volume de B versé à l'équivalence V_{eq}

on en déduit C_a (titré)

$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b}$$

$$C_a \cdot V_a = \frac{C_b \cdot V_{eq}}{b}$$

$$C_a = \frac{a}{b} \cdot \frac{C_b \cdot V_{eq}}{V_a}$$

CH04 Suivi d'une transformation chimique

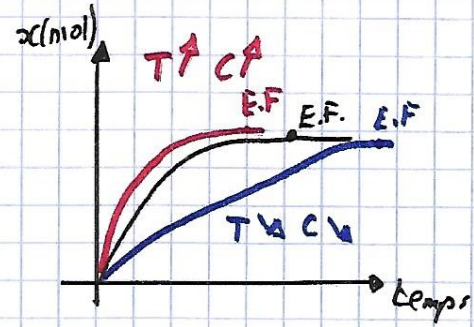
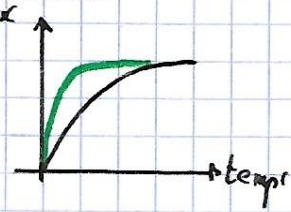
Suivi temporel

on cherche à accélérer / ralentir une réaction

on modifie les facteurs cinétiques: Température, Concentration réactif

on ajoute un catalyseur

- accélère la réaction
- en petite quantité
- ne modifie pas l'E.F.
- est régénéré à l'E.F.



si T↑ ou c↑ on atteint vite l'état final E.F.

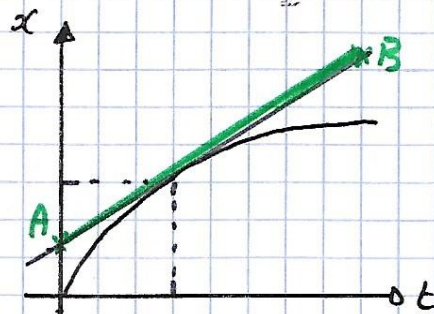
si T↓ ou c↓ on atteint vite l'état final E.F.

les calculs de la vitesse de réaction

vitesse volumique de réaction

$$v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt}$$

V: volume du système (L)
dx: variation de x (mol)
dt: variation de temps (s)
v: vitesse en mol·L⁻¹·s⁻¹



on connaît donc V et $\frac{dx}{dt}$
on calcule v

$\frac{dx}{dt}$ est aussi la dérivée de x par rapport au temps.

math: $x' = \frac{dx}{dt} = 1$

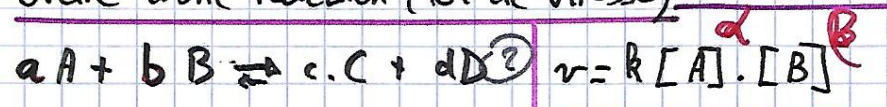
$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

$$v = -\frac{1}{a} \cdot \frac{d[A]}{dt} = +\frac{1}{c} \cdot \frac{d[C]}{dt}$$

$\frac{dx}{dt}$: dérivée
coefficient directeur de la tangente à la courbe

$$\frac{dx}{dt} = \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A} \text{ en mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

ordre d'une réaction (loi de vitesse)



ordre: en puissance de la concentration des réactifs

ordre 1 pour A ($\alpha=1$)
ordre 0 pour B ($\beta=0$) $\rightarrow v = k[A]$

$$v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt} = -\frac{d[A]}{dt}$$

$$v = k[A]$$

$$k[A] = -\frac{d[A]}{dt} \Rightarrow \ln[A] = -kt + \ln[A]_0$$

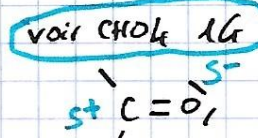
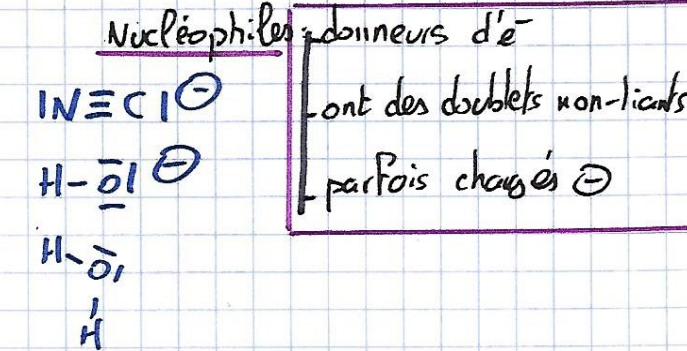
EDL. ou $A = A_0 e^{-kt}$

on prévoit l'évolution de [A] en traçant $\ln[A]$ en fonction du temps t.

Suivi microscopique: mécanisme réactionnel

le mécanisme indique les liaisons rompues, formées, dans quel ordre et en combien d'étapes.

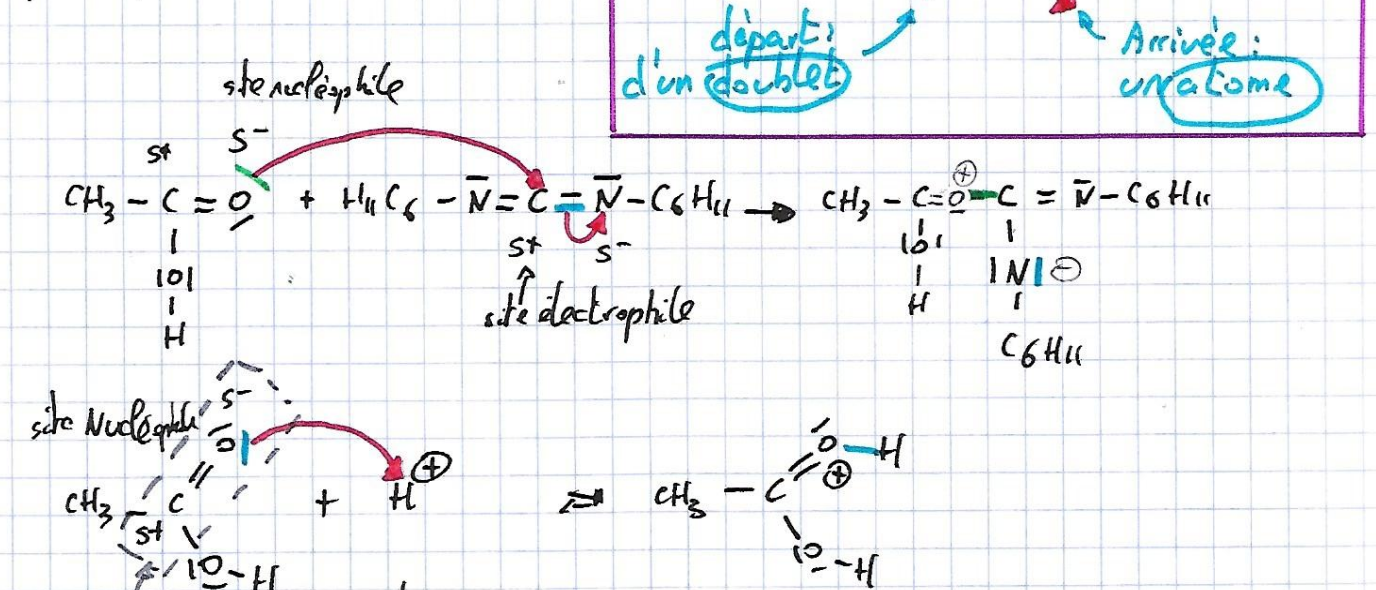
2 types de réactifs.



liaison polarisée
O: site donneur δ⁻
site nucléophile
C: site accepteur δ⁺
site électrophile

Mécanisme

pour symboliser la formation d'une liaison, 1 flèche



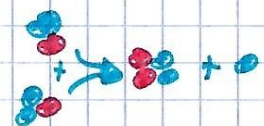
- reinsère la polarisation δ⁺ δ⁻ de 16
- nommer les sites électrophiles nucléophile
- repère la liaison
- tracer la/les flèches

CH05 Suivi d'une transformation nucléaire

Les éléments chimiques sont le résultat de réactions nucléaires au cœur des étoiles

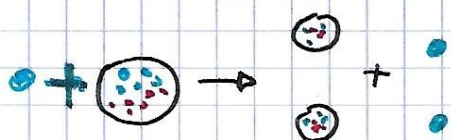
Réactions stellaires

Fusion: 2 noyaux légers s'unissent pour former un noyau \oplus lourd



Très haute température
Réaction thermonucléaire

Fission: 1 noyau lourd se brise sous l'action d'1 neutron
↳ 2 noyaux \oplus légers formés
plusieurs neutrons formés



réaction en chaîne: \oplus neutrons formés qu'utilisés

A : nbre de nucléons
 Z : nbre de protons
 $N = A - Z$ neutrons

La radioactivité

Tout élément naturellement instable (ils sont radioactifs) se transforme en un noyau \oplus stable (le \oplus stable est le plomb?) en émettant des particules dites radioactivité

α le noyau émet de l'hélium ${}^A_Z X \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2} Y + {}^4_2 \text{He}$

β^+ le noyau émet 1 positon ${}^A_Z X \rightarrow {}^A_{Z-1} Y + {}^0_1 e$

β^- le noyau émet 1 électron ${}^A_Z X \rightarrow {}^A_{Z+1} Y + {}^0_{-1} e$

et en émettant un rayonnement γ , énergie libérée sous forme d'onde

Durée de vie des radioéléments

En se transformant de façon aléatoire, l'élément voit son nombre de noyaux N

diminuer et suivre une loi déterminée: $\Delta N = -\lambda \cdot N \cdot \Delta t$

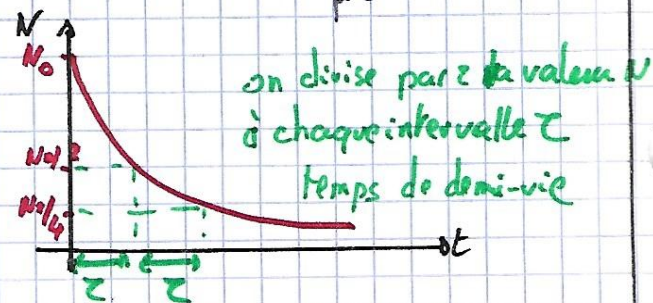
nbre de noyaux désintégrés constante nbre de noyaux présents

loi de décroissance

$$dN = -\lambda \cdot N \cdot dt$$

$$\frac{dN}{dt} = -\lambda \cdot N \Rightarrow \ln N = -\lambda \cdot t + \ln N_0$$

EDL ou $N = N_0 \cdot e^{-\lambda t}$



Datation à l'aide de la radioactivité

choisir un radioélément dont la demi-vie τ est en rapport avec l'âge de l'échantillon

↳ pour un échantillon de 50000 ans on choisit ${}^{14}\text{C}$ $\tau = 5600 \text{ ans}$

↳ à la mort de l'échantillon sa quantité de ${}^{14}\text{C}$ commence à diminuer: elle est divisée par 2 tous les 5600 ans.

↳ on mesure donc $N({}^{14}\text{C})$ aujourd'hui

on connaît $N_0({}^{14}\text{C})$ quantité initiale (celle dans l'atmosphère)

on calcule t avec: $N = N_0 \cdot e^{-\lambda t}$ on trouve $t = -\frac{1}{\lambda} \ln\left(\frac{N}{N_0}\right)$ connues.

CH06 Prédiction du sens d'évolution spontanée d'un système chimique

Certaines réactions ne sont pas totales: x_{maxi} avancement final si réaction totale
 x_F avancement final réel

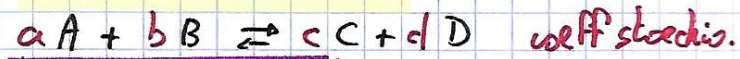
Taux d'avancement

$$\tau = \frac{x_F}{x_{maxi}}$$

$\tau = 1$ réaction totale

$\tau < 1$ réaction limitée
 il reste du réactif limitant

Quotient de réaction

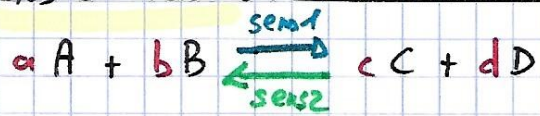


$$Q_n = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$Q_n < K$: on prend les concentrations à l'E.I

$Q_n = K$ ou $Q_n > K$: on prend les concentrations à l'E.F.
 K est souvent donnée dans les tables.

Sens d'évolution

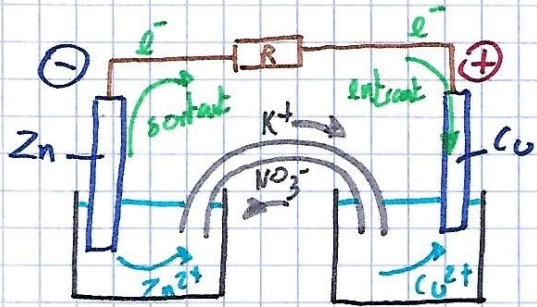


si $Q_{r,i} < K$ réaction dans sens 1

si $Q_{r,i} > K$ réaction dans sens 2

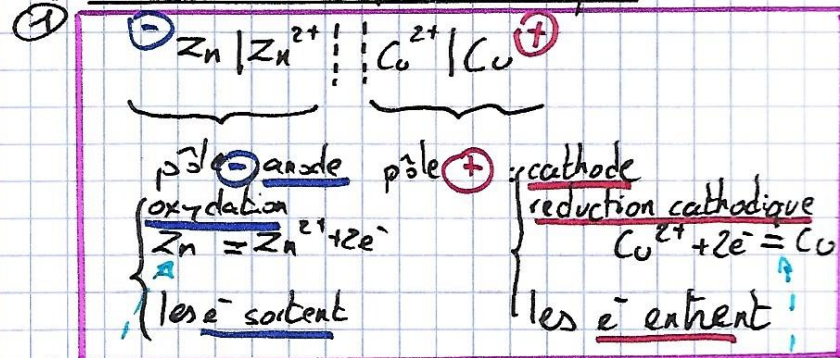
si $Q_{r,i} = K$ pas d'évolution

Application Rédox: la pile électrochimique



pont salin
 électrodes
 circuit électrique externe

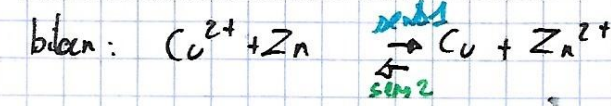
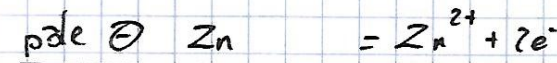
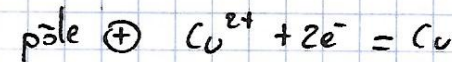
on donne le symbole de la pile



on schématise la pile

- \oplus \ominus électrons
- Cu^{2+} : rejoint les électrons
- Zn^{2+} : se sépare des électrons.
- Cu et Zn : électrodes.
- pont salin: K^+ dans le même que les cations Zn^{2+} et Cu^{2+}
 NO_3^- en sens inverse

on écrit les équations aux électrodes.



pour les piles: $Q_{r,i} < K$
 réaction dans le sens 1

la pile ne débite plus de courant si $Q_{r,i} = K$

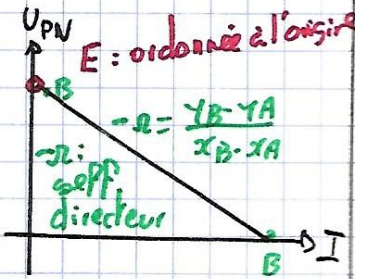
Caractéristiques de la pile

Capacité: $Q = I \cdot \Delta t$

Q : (Coulomb)
 I : courant (A)
 Δt : temps de fonctionnement (s)

Tension: $U_{PV} = E - r \cdot I$

E : F.é.m (Volts)
 r : résistance interne (Ω) en ohms
 I : courant en Ampère (A)



Quelques espèces Rédox

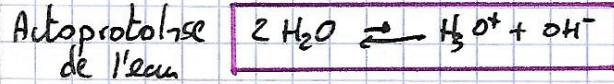
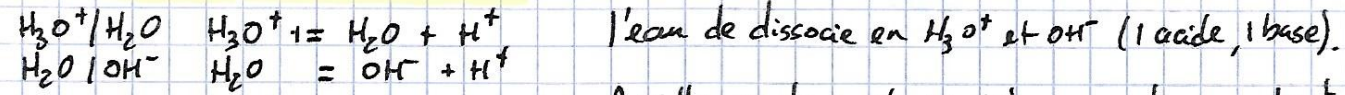
Oxydants: eau de Javel $\text{ClO}^- / \text{Cl}^-$
 dioxygène $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$
 dichlore $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$

Reducteurs: Acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 / \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$
 Dihydrogène H^+ / H_2

CH07 Comparaison de la force des acides et des bases

suite du CH01 et CH02

Produit ionique de l'eau K_e



A cette réaction est associée une valeur constante produit ionique de l'eau:

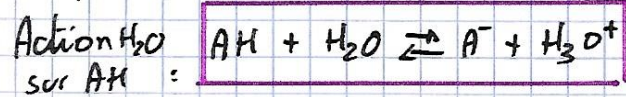
$K_e = 10^{-14} = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$ $pK_e = -\log K_e = 14$

si on connaît $pH = 11,7$ on calcule $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 2,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$ puis $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Constante d'acidité. K_a

Couple AH / A^-

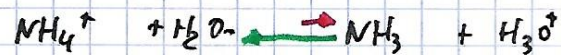
A cette réaction particulière est associée



$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]}$ $pK_a = -\log K_a$

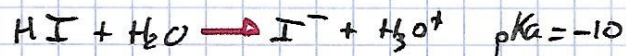
Intérêt: à chaque couple AH/A^- est associée une unique valeur de pK_a définissant sa force d'action sur l'eau

$pK_a (CH_3CO_2H / CH_3CO_2^-) = 4,8$
 $pK_a (NH_4^+ / NH_3) = 9,2$
 ↑ pK_a diminue acide ⊕ fort
 ↓ pK_a réaction ⊕ avancée

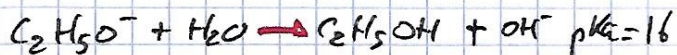


CH_3CO_2H se dissocie ⊕ dans l'eau que NH_4^+ (à concentrations égales).

Acide Fort: agit totalement avec l'eau
 $pK_a \leq 0$ $\tau = 1$



Base Forte: agit totalement avec l'eau
 $pK_a \geq 14$ $\tau = 1$



Exemples d'acides

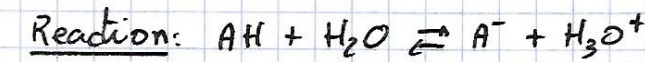
- acide chlorhydrique $\{H_3O^+; Cl^-\}$
- chlorure d'hydrogène HCl
- Acide nitrique HNO_3
- solution d'acide nitrique $\{H_3O^+; NO_3^-\}$
- Acide sulfurique H_2SO_4
- solution d'acide sulfurique $\{2H_3O^+; SO_4^{2-}\}$
- Dioxyde de carbone CO_2
- solution de dioxyde de carbone CO_2, H_2O

Exemples de Bases

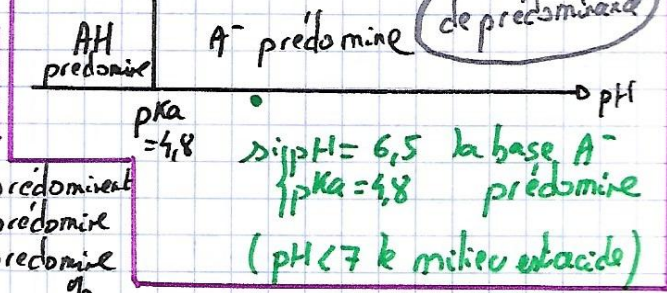
- hydroxyde de sodium: $NaOH$
- solution d'hydroxyde de sodium $\{Na^+; OH^-\}$
- SOUDE
- hydroxyde de potassium KOH
- POTASSE
- solution d'hydroxyde de potassium $\{K^+; OH^-\}$
- Ammoniac NH_3

Diagramme prédominance - distribution

connaissant le pH , on peut savoir qui prédomine de AH ou A^-



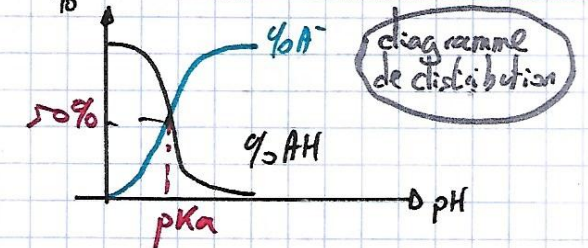
$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]}$ donne $pH = pK_a + \log \left(\frac{[A^-]}{[AH]} \right)$



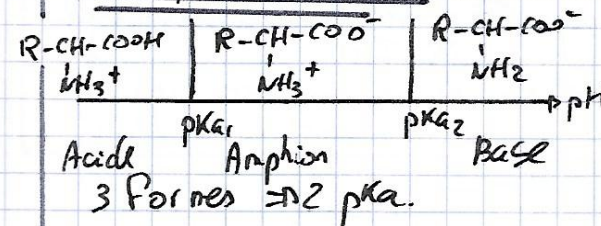
si $pH = pK_a$ $[A^-] = [AH]$ les 2 prédominent
 si $pH < pK_a$ $[A^-] < [AH]$ AH prédomine
 si $pH > pK_a$ $[A^-] > [AH]$ A^- prédomine

le diagramme de distribution est une autre représentation des proportions de AH et A^- selon le pH

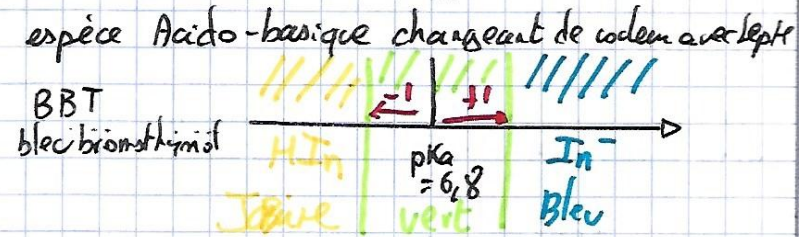
à $pH = pK_a$ $\% (AH) = \% (A^-) = 50\%$



Exemple: Acide Aminé



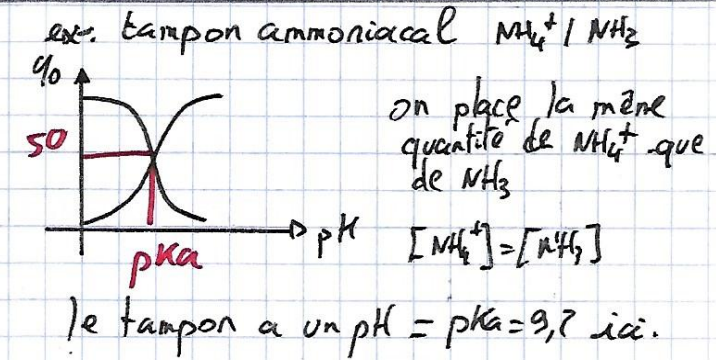
Exemple: indicateur coloré



Exemple: solution tampon

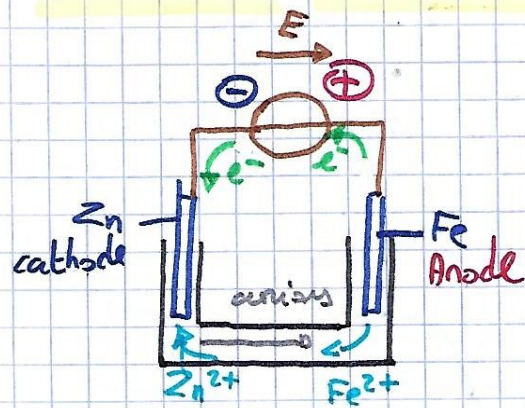
son pH varie peu par ajout d'acide ou de base dilution.

contient autant de AH que de A^-



CH08 Forcer le sens d'évolution d'un système chimique

Fonctionnement d'un électrolyseur



Le générateur fournit de l'énergie électrique
impose le sens de I et des e⁻

pôle ⊖ cathode, réduction (voir CH06)
pôle ⊕ anode, oxydation (c'est l'inverse)

on donne la réaction forcée:
 $Zn^{2+} + Fe \rightarrow Zn + Fe^{2+}$

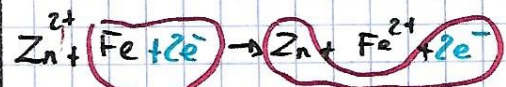
on schématise: ⊖ réduction $Zn^{2+} + 2e^- = Zn$
⊕ oxydation $Fe = Fe^{2+} + 2e^-$
→ le générateur avec son pôle ⊕ et ⊖
→ sens des e⁻ (sortent du pôle ⊖)
→ électrodes: ⊕ e⁻ arrivent sur cathode
ici Zn
→ sens des ions: anions même sens que e⁻
cations sens inverse des e⁻

Quantité d'électricité

$$Q = I \cdot \Delta t$$

$$Q = n(e^-) \cdot F$$

$F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$
Faraday.



on connaît I, Δt, F
on calcule n(e⁻) = $\frac{I \cdot \Delta t}{F}$

on calcule n(Zn) = $\frac{n(e^-)}{2} = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \cdot F}$ *intérêt industriel: connaître la masse de Zinc Zn formé*

Application: accumulateur = pile rechargeable

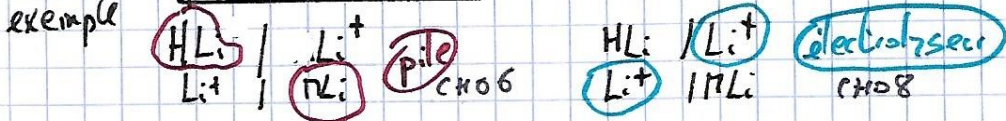
batterie voiture $PbO_2 / PbSO_4$ réactifs pour la décharge = pile (CH06)
 $PbSO_4 / Pb$

PbO_2 forme $PbSO_4$
= cathode réduction
= anode oxydation
 Pb forme $PbSO_4$

$PbO_2 / PbSO_4$ réactifs pour la charge = électrolyseur (CH08)
 $PbSO_4 / Pb$

$PbSO_4$ forme Pb
= anode réduction
= cathode oxydation
 $PbSO_4$ forme PbO_2

Autre exemple pile Lithium ion

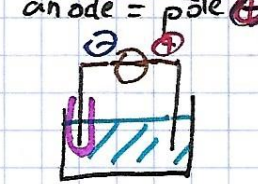


Autres applications

Electrolyse de $\{Na^+; Cl^-\}$ Forme:

- dichlore Cl_2
- dihydrogène H_2
- soude
- eau Javel ClO^-

Electrolyse à anode soluble



- anode = pôle ⊕
- pôle ⊕ anode oxydation
- l'anode de métal impur se solubilise $M \rightarrow M^{2+} + 2e^-$
- la cathode: formation de métal pur

Galvanostégie = dépôt d'une fine couche de métal (le galva par ex).

Galvano plastie = la cathode est un mode où se dépose le métal

Photosynthèse: la respiration = pile
la photosynthèse = électrolyse

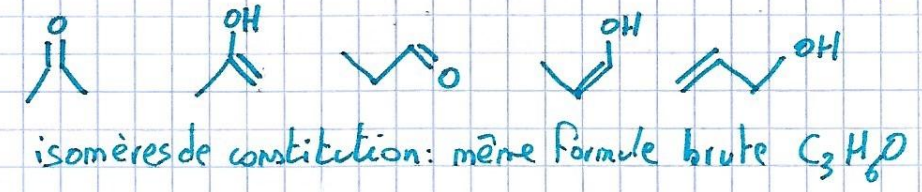
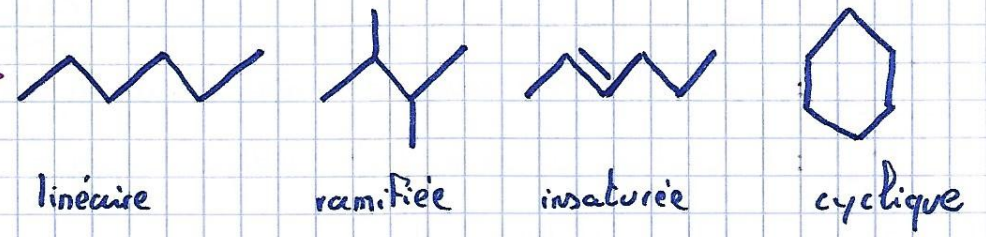
CH09 Structure et propriétés des composés organiques

Nomenclature

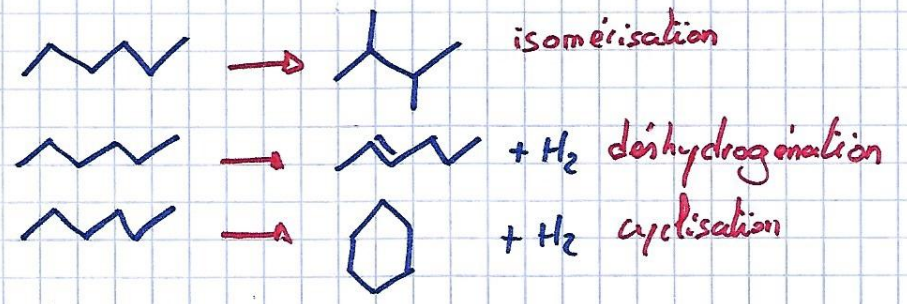
voir CH06 16%

Modification de la structure des molécules.

Structures

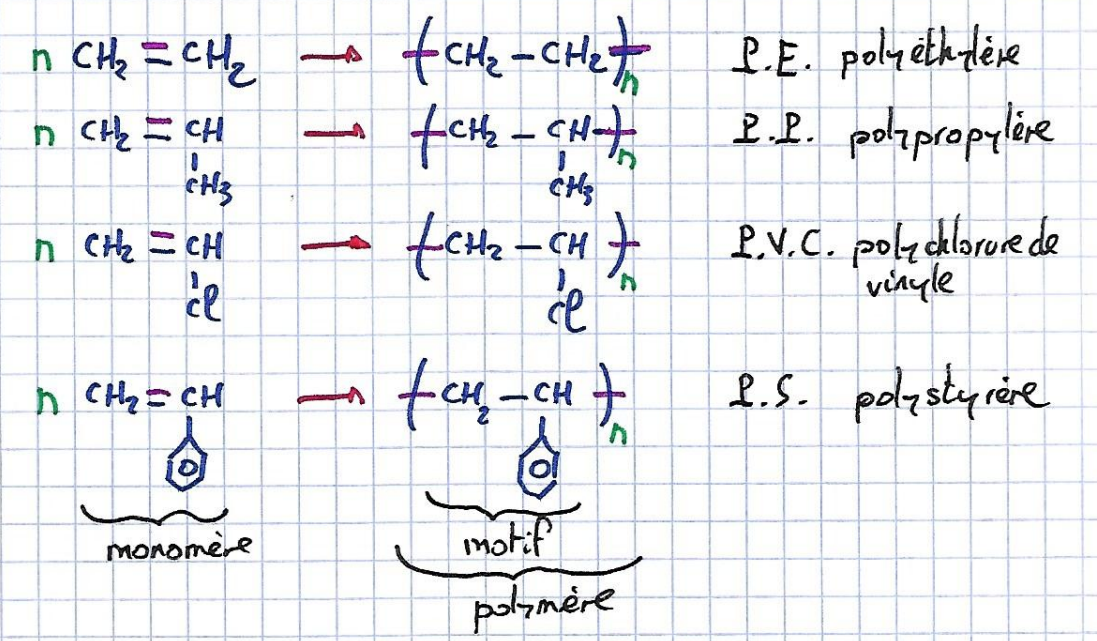


Reformages



Polymérisation

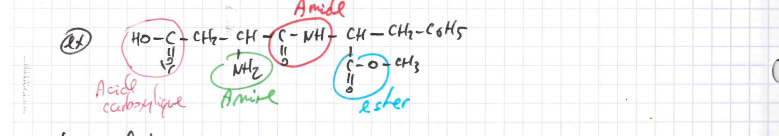
des monomères s'additionnent pour former une macromolécule



CH06 Structure des entités organiques.

formule développée	$H_3C-CH_2-CH_3$	Formule semi-développée	$H_3C-CH_2-CH_3$	Formule topologique		Formule brute	C_3H_8			
nom	méth	éth	prop	but	pent	hex	hept	oct	non	dec
nbre de carbone	1C	2C	3C	4C	5C	6C	7C	8C	9C	10C

Groupes	CeH	OH hydroxyle	C=O carbonyle	C-N amine	C=O amide
Familles	Alcane	Alcool	Aldéhyde	Amine	Acide carboxylique



Nomenclature

Alcane ramifié: $CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

1 chaîne carbonée la longue: 7c Heptane

2 ramification: méthyl

3 ramification: éthyl

4 Numérotor la chaîne

4-éthyle, 5-diméthylheptane

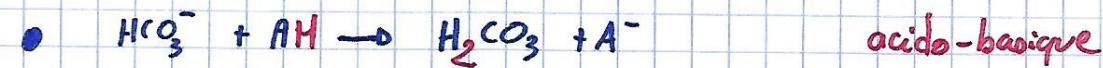
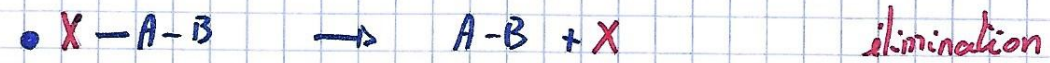
le suffixe se dans l'alphabet pour signifier '2 fois'

Alcool	Aldéhyde
$CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_2-CH_2-CH_3$	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CHO$
3-éthyl oct-4-ol	2-éthyl diméthyl pentanal
Alcène	Cétone
$CH_3-CH=CH-CH_2-CH_2-CH_3$	$CH_3-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_3$
4-méthyl pent-2-ène	2,2-diméthyl pentan-3-one
Amine	Acide carboxylique
$CH_3-CH_2-N(CH_3)-CH_2-CH_3$	$CH_3-CH_2-CH_2-COOH$
N,N-diméthyléthylamine	Acide 3-méthylbutanoïque
Amide	Ester
$CH_3-CH_2-CO-NH-CH_2-CH_3$	$CH_3-CH_2-CO-O-CH_2-CH_3$
	3-méthylbutanoate d'éthyle

CH10 Optimisation et stratégie d'une synthèse

voir CH07 1G : calcul de rendement

3 étapes : la réaction
les extractions
les analyses, identifications



Optimisation:

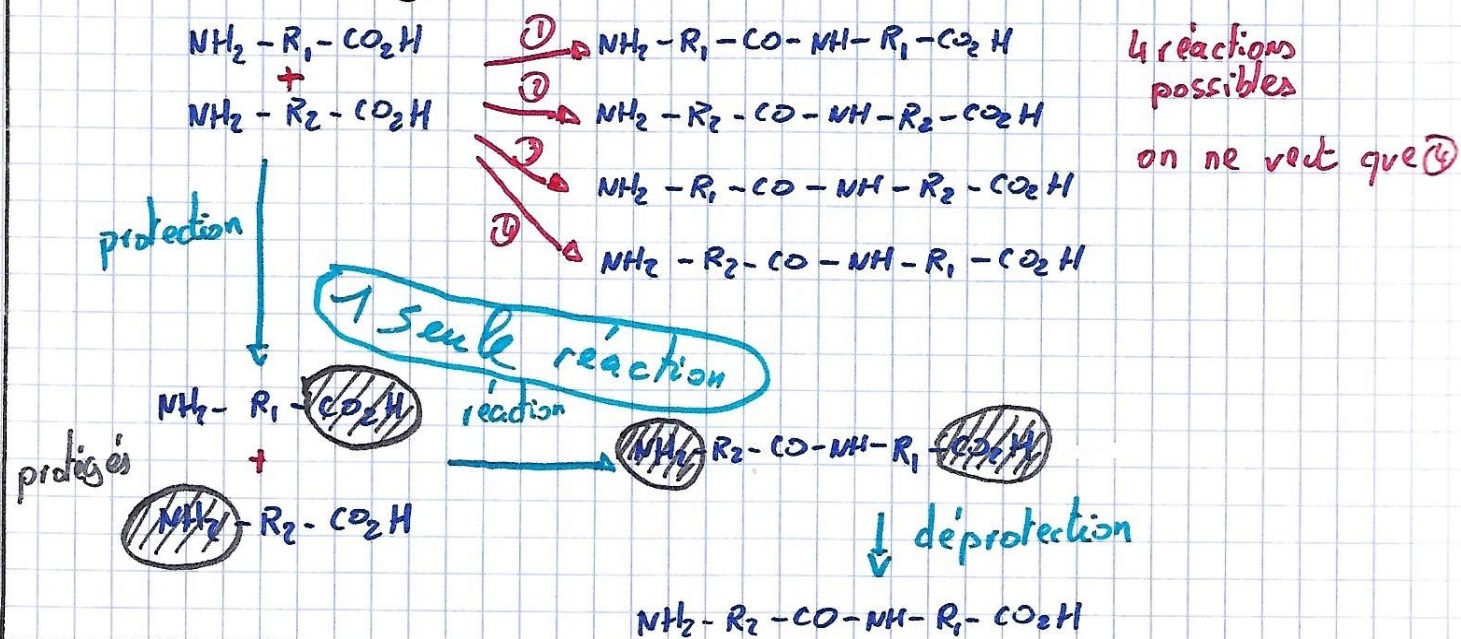
- Augmenter le rendement : - réactif en excès
- élimination d'un produit
- Augmenter la vitesse (CH04) : - en chauffant
- en ajoutant un catalyseur

Stratégie

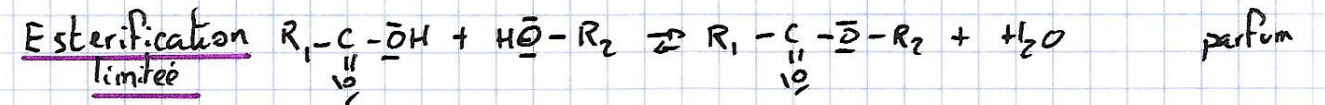
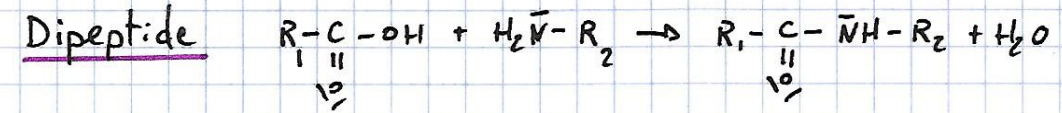
- Utiliser un réactif chimiosélectif

{ Cétone	\xrightarrow{A}	Alcool	B est chimiosélectif (n'agit que sur un groupe)
{ Ester	\xrightarrow{A}	Alcool	
{ Cétone	\xrightarrow{B}	Alcool	
{ Ester	\xrightarrow{B}	Ester	

- Protéger une fonction



exemples de synthèses



Hydrolyse : réaction inverse de l'estérification

