Piles alcalines :

On appelle pile alcaline un type de pile électrique dont l'électrolyte utilisé est basique (solution aqueuse d'hydroxyde de potassium).

Les réducteurs ⟹ OH^-, Fe, Zn

Les oxydants ⟹ K^+, H_2O, MnO_2

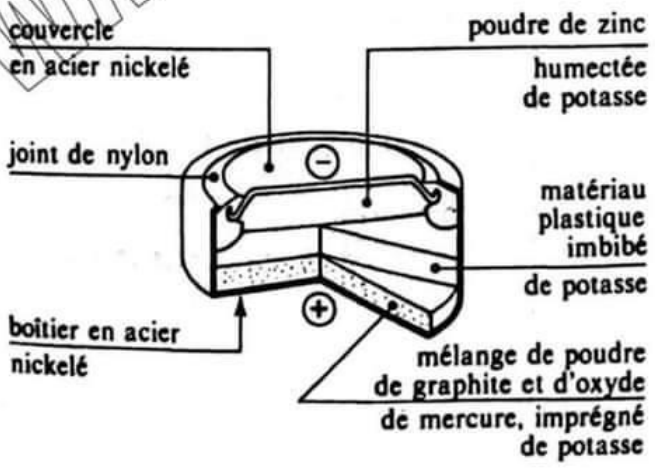
Oxydation : $Zn + 4\,OH^- \longrightarrow Zn(OH)_2^{\ -} + 2e^-$

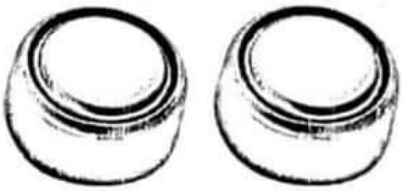
Réduction : $2MnO_2 + 2H_2O + 2e^- \longrightarrow 2MnO(OH) + 2OH^-$

Réaction bilan : $2MnO_2 + 2H_2O + Zn + 2\,OH^- \longrightarrow 2MnO(OH) + Zn(OH)_4^{\ 2-}$

Symbole de la pile : $Zn|Zn(OH)_4^{\ 2-}||MnO(OH)|MnO_2$

Pile bouton : les piles boutons sont des piles alcalines d'environ 1 cm de diamètre et de quelques mm d'épaisseur.



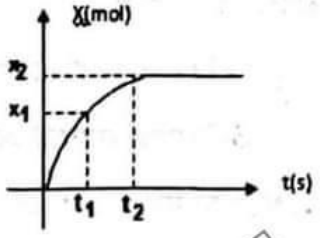


WAELDOCUMENTS.COM
AELDOCUMENTS .com
50 40 40 42 - 50 45 40 40 WaelDocuements.com
موقع مراجعة باكالوريا BAC.MOURAJAA.COM
تابعونا على صفحة
bac Math

Vitesse d'une réaction chimique

Vitesse moyenne (t_1, t_2) :

Entre deux instants t_1 et t_2, la vitesse moyenne d'une réaction chimique, notée $V_{moy}(t_1,t_2)$, est une grandeur qui renseigne sur la variation de son avancement x, dans l'intervalle de temps $[t_1, t_2]$, par unité de temps.



Elle est modélisée par : $V_{moy}(t_1, t_2) = \frac{x(t_2)-x(t_1)}{t_2-t_1} = \frac{\Delta x}{\Delta t}$

Unité (mol s^{-1})

Vitesse moyenne volumique (t_1, t_2) :

$Vmoy_{Volmique} = \frac{1}{V}\frac{\Delta x}{\Delta t}$ → unité ($mol\ l^{-1}\ s^{-1}$)

Vitesse instantanée :

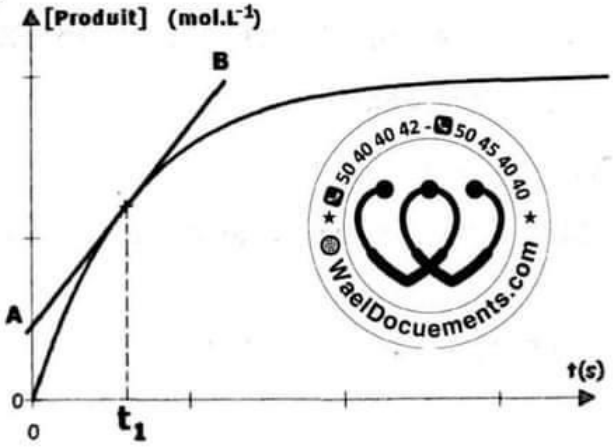
La vitesse instantanée d'une réaction chimique à un instant de date t_1, notée v (t_1), est la limite vers laquelle tend la vitesse moyenne de la réaction entre les instants de dates t_1 et t_2 lorsque t_2 tend vers t_1

Elle est modélisée par :

$$V(t_1) = \lim_{t_2 \to t_1} V_{moy}(t_1, t_2) = \lim_{t_2 \to t_1} \frac{x(t_2)-x(t_1)}{t_2-t_1} = \frac{dx}{dt}$$

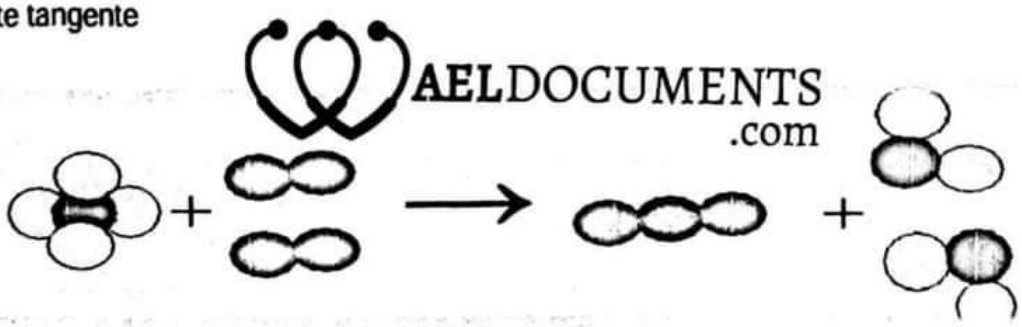
Vitesse instantanée volumique :

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



Graphiquement :

- On trace la tangente à la courbe à l'instant t_1
- On détermine le coefficient directeur de cette tangente



WAELDOCUMENTS.COM
AELDOCUMENTS .com
WaelDocuements.com

Résumé Chimie (اللازم في اللازم)

Page Fb: WaelDocuments.com

Avancement d'une réaction chimique

L'avancement d'une réaction, noté x, est le nombre de fois que la réaction a marché depuis l'état initial.

Temps de demi-réaction :

La durée au bout de laquelle l'avancement de la réaction atteint la moitié de sa valeur finale x_f est appelée **temps de demi-réaction.**

L'étude de l'évolution temporelle des systèmes chimiques constitue **la cinétique chimique.**

Exemple :

		$H_2O_2 +$	$2I^- +$	$2H_3O^+ \rightarrow$	$I_2 +$	$4H_2O$
Etat du système	Avancement (mol)					
t_0	0	n_{01}	n_{02}	n_{03}	0	0
t_{qcq}	x	$n_{01} - x$	$n_{02} - x$	$n_{03} - x$	x	$4x$
t_{finale}	x_f	$n_{01} - x_f$	$n_{02} - x_f$	$n_{03} - x_f$	x_f	$4x_f$

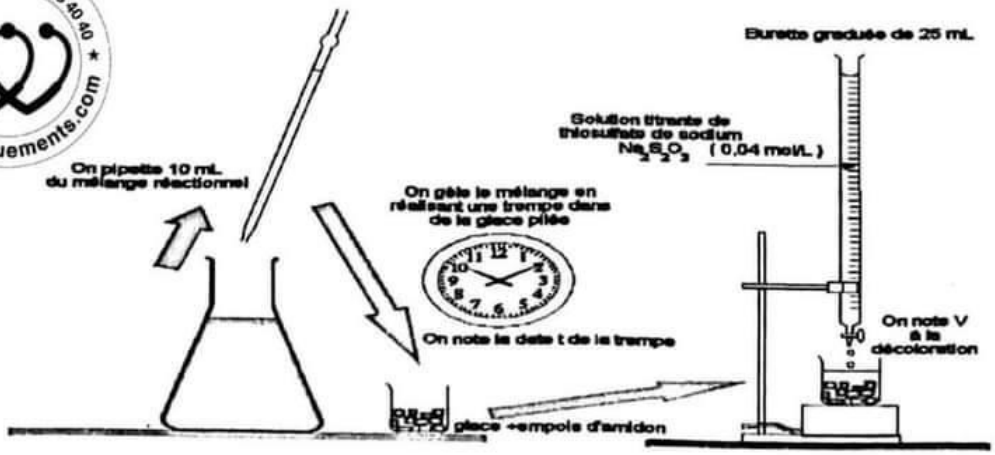
Avec $(n_0 = c.v)$ $\left(n_0 = \frac{m}{M}\right)$ $\left(n_0 = \frac{V}{V_M}\right)$

Réactif limitant :

En comparant $\left(\frac{n_{01}}{1}\right)$; $\left(\frac{n_{02}}{2}\right)$; $\left(\frac{n_{03}}{2}\right)$ le réactif limitant est celui en défaut.

L'avancement maximal d'une réaction chimique, noté x_{max} , est la valeur de son avancement final x_f , si le système chimique où elle se déroule évolue jusqu'à **la disparition** du réactif **limitant.**

$$si\ x_f = x_{max}\ (Réaction\ totale) \qquad si\ x_f < x_{max}\ (Réaction\ limitée)$$

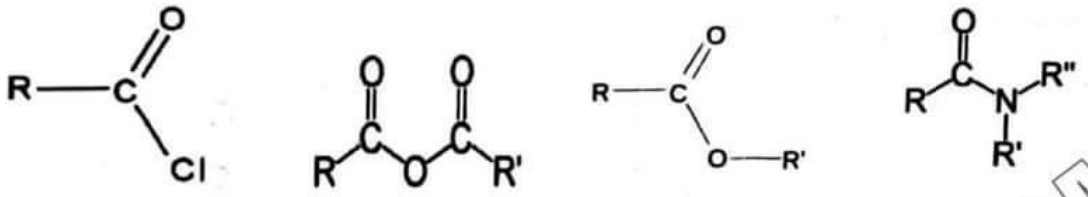


WAELDOCUMENTS.COM
WAELDOCUMENTS .com
50 40 40 42 - 50 45 40 40 WaelDocuements.com
موقع مراجعة باكالوريا BAC.MOURAJAA.COM
تابعونا على صفح
ص في جميع المواد
bac Math

Passage entre les dérivés des acides carboxyliques

WAELDOCUMENTS .com

Les dérivés des acides carboxyliques sont les **chlorures d'acyles, les anhydrides d'acides**, les **esters** et les **amides** de formule générale.



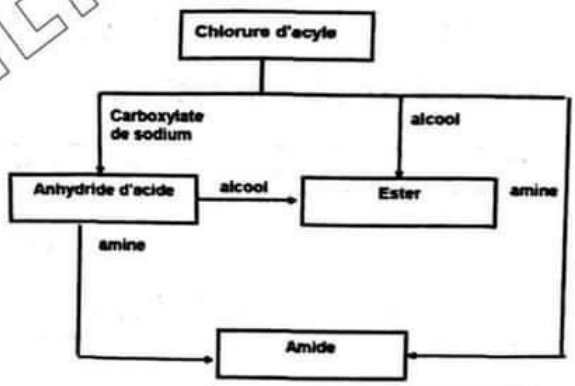
Les **chlorures d'acyles** et les **anhydrides d'acides** réagissent avec l'ammoniac ou avec les amines primaires ou secondaires pour donner respectivement :

Un amide non substitué, un amide N-substitué ou un amide N,N-disubstitué.

Les **chlorures d'acyles** et les **anhydrides d'acides** réagissent avec un alcool pour donner un ester.

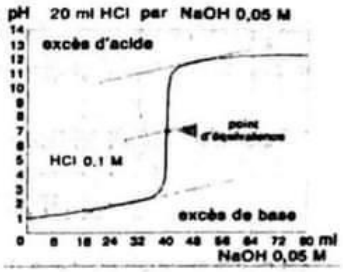
Les **chlorures d'acyles** réagissent avec l'acide carboxylique ou un carboxylate de sodium pour donner un anhydride d'acide.

Toutes les réaction de passage entre les dérivées des acides carboxyliques sont des réaction **rapides** et **totales**.



50 40 40 42 - 50 45 40 40
WaelDocuements.com
يمكنكم شراء كتب
مراجعة باكالوريا جميع
الشعب جميع المواد
حصريّا على صفحتنا
WaelDocuments.com
موقع مراجعة باكالوريا
BAC.MOURAJAA.COM
تابعونا على صفح
ص في جميع المواد
bac Math

Variation du pH au cours d'une réaction entre un acide et une base

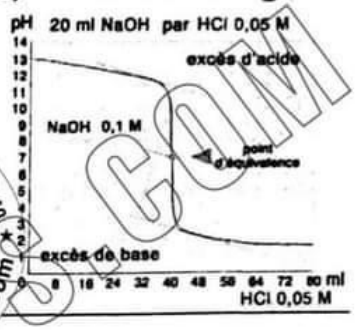


Dosage d'un acide fort par une base forte :

on trace les deux demi-tangentes à la courbe :

- $pH_E = 7$
- La courbe présente un seul point d'inflexion (deux concavités) ⟹ **c'est un dosage d'acide fort.**

Equation de dosage : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$

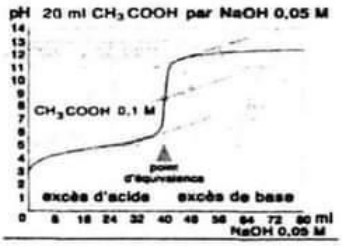


Dosage d'une base forte par un acide fort :

on trace les deux demi-tangentes à la courbe :

- $pH_E = 7$
- La courbe présente un seul point d'inflexion (deux concavités) ⟹ **c'est un dosage de base forte.**

Equation de dosage : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$



Dosage d'un acide faible par une base forte :

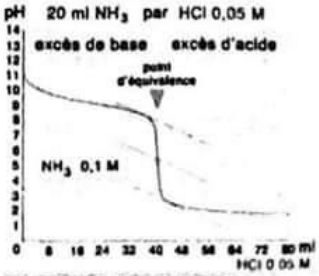
on trace les deux demi-tangentes à la courbe :

- $pH_E > 7$
- La courbe présente deux points d'inflexions (trois concavités) ⟹ **c'est un dosage d'acide faible.**

A la demi-équivalence $pH\frac{1}{2} = pKa$

Equation de dosage : $Acide + OH^- \rightarrow H_2O + Base_{conjugée}$

Dosage d'une base faible par un acide fort :



- $pH_E < 7$
- La courbe présente deux points d'inflexions (trois concavités) ⟹ **c'est un dosage d'une base faible.**

A la demi-équivalence $pH\frac{1}{2} = pKa$

WAELDOCUMENTS.COM
WaelDocuements.com
AELDOCUMENTS .com
AELDOCUMENTS .com
موقع مراجعة باكالوريا
BAC.MOURAJAA.COM
تابعونا على صفح
ص في جميع المواد
bac Math

Constante d'équilibre K :

(Pile usée) à l'équilibre ($\pi = k$) et ($E = 0$)

$$K = 10^{\frac{E^\circ}{0.03}}$$

Tableau descriptif :

	Fe	+	Cu^{2+}	→	Fe^{2+}	+	Cu
$at = 0$	∴		C_{01}		C_{02}		∴
$At_{équilibre}$	∴		$C_{01} - y_f$		$C_{02} + y_f$		∴

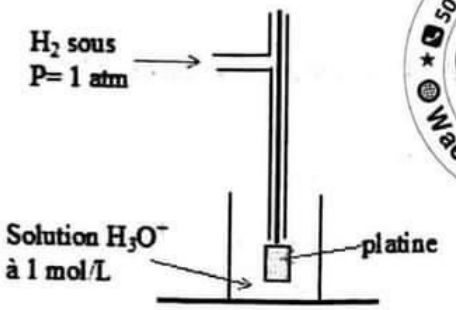
Electrode normale à hydrogène :

L'électrode normale à hydrogène E.N.H est une demi-pile constituée du couple $H_3O^+/H_2\ (g)$ telle que la pression du gaz H_2 est égale à 1 atmosphère et la concentration des ions hydronium est égale à 1 $molL^{-1}$.

Toujours placé à gauche

$E°_{H_3O^+/H_2} = 0$

$E° = E°_D - E°_G$



$$E° = E°_D$$

Equation chimique associée :

$$H_2 + ox + 2H_2O \leftrightarrows 2H_3O^+ + Red$$

Potentiel d'électrode :

Le potentiel d'électrode (ou potentiel redox) d'un couple Ox_i/Red_i symbolisé par $E_{oxi/Redi}$ est par définition la f.é.m de la pile formée par l'électrode normale à hydrogène (E.N.H) placée à gauche et la demi-pile constituée du couple Ox_i/Red_i placée à droite.

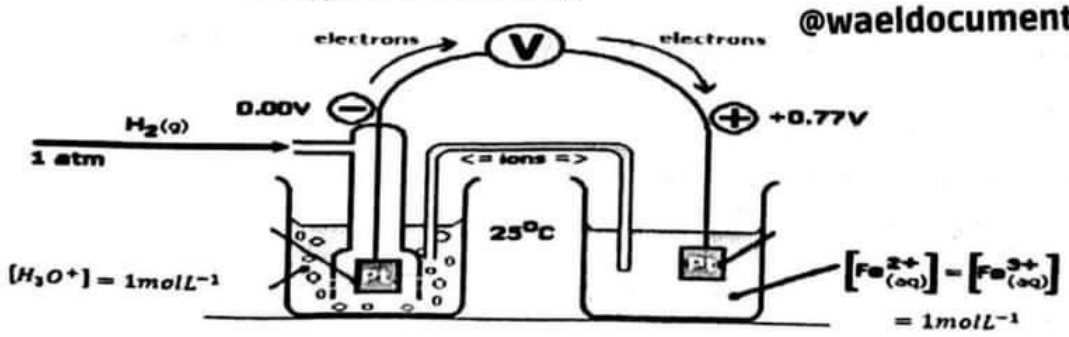
Classement électrochimique des couples redox :

$Si\ (E° > 0)(k > 1)\ Ox_D$ *plus oxydant* Ox_G

Red_D *moin redecteur* Red_G

$Si\ (E° < 0)\ (k < 1)\ Ox_D$ *moin oxydant* Ox_G

Red_D *plus redecteur* Red_G



WAELDOCUMENTS.COM
50 40 40 42 - 50 45 40 40
WaelDocuements.com
(+216) 50 40 40 42
(+216) 50 45 40 40
waeldocuments.com
waelclasses.com
@waeldocuments

pH d'une solution aqueuse

Le pH est une grandeur sans unité exprimé par un nombre positif lié à la molarité des ions hydronium H_3O^+ d'une solution aqueuse.

Il est défini par la relation : $pH = -log\,[H_3O^+]$

$\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$ (Cette relation n'est pas valable pour $c > 10^{-1} moll^{-1}$)

pH d'une solution aqueuse d'un monoacide fort :

Acide +	H_2O ⇄	H_3O^+ +	$Base_{conjugée}$
c	excès	$10^{-\frac{pke}{2}}$	0
c-yf	excès	10^{-pH}	yf

$\begin{cases} H_2O + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^- & (1) \\ Acide + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Base_{conjugée} & (2) \end{cases}$

$[H_3O^+] = [H_3O^+]_1 + [H_3O^+]_2$

$[H_3O^+] = [OH^-]_1 + y_f$ acide fort ($y_f = C$)

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

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

$C = 10^{-pH} - 10^{pH-pke}$

$\Rightarrow C = 10^{-pH}$ ($milieu\ acide\ 10^{-pH} \gg 10^{pH-pke}$)

$pH = -log\,C$

pH d'une solution aqueuse d'une monobase forte.

$\begin{cases} H_2O + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^- & (1) \\ Base + H_2O \rightleftarrows OH^- + acide_{conjugé} & (2) \end{cases}$

$[OH^-] = [OH^-]_1 + [OH^-]_2$

$[OH^-] = [H_3O^+] + y_f$ base forte ($y_f = C$)

$c = 10^{pH-pke} - 10^{-pH}$

$c = 10^{pH-pke}$

($milieu\ basique\ 10^{pH-pke} \gg 10^{-pH}$)

$pH = pke + log\,C$

pH d'une solution aqueuse d'une monoacide faible.

$\begin{cases} H_2O + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^- & (1) \\ Acide + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + Base_{conjugée} & (2) \end{cases}$

$[H_3O^+] = [H_3O^+]_1 + [H_3O^+]_2$

$[H_3O^+] = [OH^-] + y_f$

$= \frac{ke}{[H_3O^+]} + y_f$ (acide faible $y_f = c\tau_f$)

$ka = [H_3O^+]\tau_f$ ($\tau_f \lll 1$)

$\tau_f = 10^{pH-pka} \Rightarrow c = 10^{-2pH+pka}$

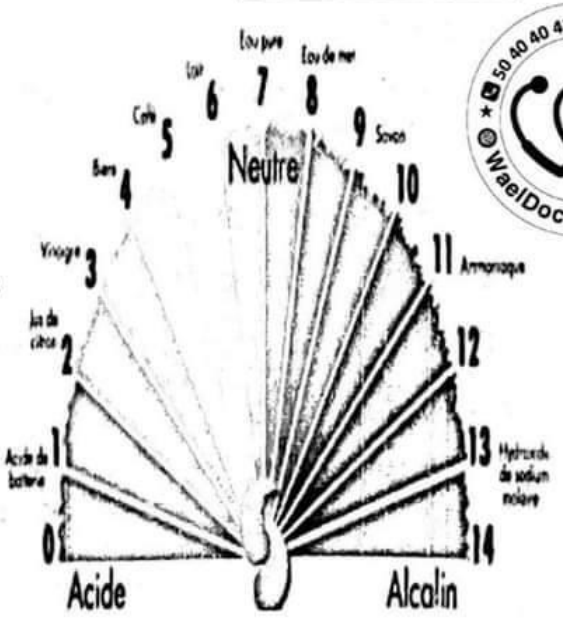
$pH = \frac{1}{2}(pka - logc)$

pH d'une solution aqueuse d'une monobase faible :

$pH = \frac{1}{2}(pKe + pKa + logC)$

Pour un acide et une base de même concentration :

- L'acide le plus fort a le pH le plus petit
- L'acide le plus fort a le τ_f le plus grand
- La base la plus forte a le pH le plus grand
- La base la plus forte a le τ_f le plus grand



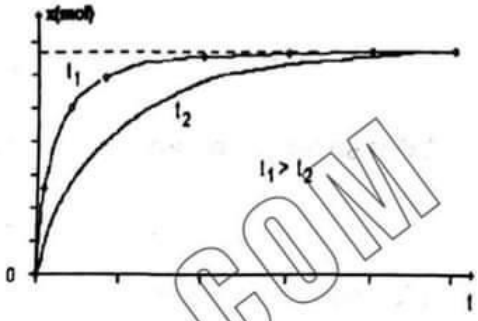
WAELDOCUMENTS.COM
50 40 40 42 - 50 45 40 40
WaelDocuements.com
موقع مراجعة باكالوريا
BAC.MOURAJAA.COM
تابعونا على صفح
ص في جميع المواد
bac Math

Principaux facteurs cinétiques

Les paramètres qui influent sur **la vitesse** d'évolution d'un système chimique sont appelée **facteurs cinétiques.**

Concentration :

- Si **la concentration** croît **la vitesse** croît.
- Si **la concentration** décroît la **vitesse** décroît.



Température : (caractère énergétique)

- Si **la température** croît **la vitesse** croît.
- Si **la température** décroît **la vitesse** décroît.

Catalyseur :

Un catalyseur est une entité chimique, utilisée en faible proportion, capable d'augmenter la vitesse d'une réaction possible spontanément en son absence.

- **Catalyse homogène :**

  (Les réactifs et le catalyseur) ⟹ même phase

  Exemple : $Fe(So_4)_3$

- **Catalyse hétérogène :**

  (Les réactif et le catalyseur) ⟹ des phases différentes

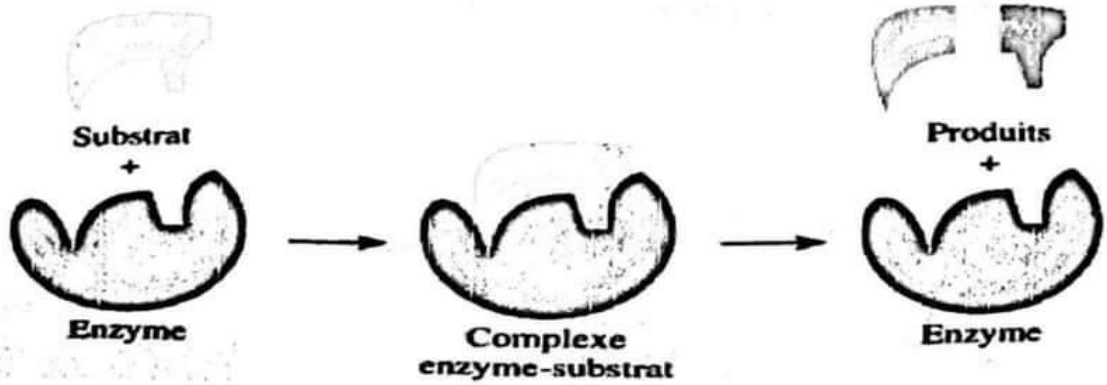
  Exemple : PbO_2

- **Catalyse enzymatique :**

  (Catalyseur biologique) ⟹ accélère la décomposition de l'eau oxygéné en eau et dioxygène

  Exemple : hydrolyse de l'urée

يمكنكم شراء كتب
مراجعة باكالوريا جميع
الشعب جميع المواد
حصريّا على صفحتنا
WaelDocuments.com



WAELDOCUMENTS.COM

Equation de dosage : $Base + H_3O^+ \rightarrow H_2O + Acide_{conjugé}$

L'équivalence acido-basique est l'état ou les quantités de matières d'acide et de base sont en proportions stœchiométriques.

$$C_A V_A = C_B V_B$$

Une solution tampon est constituée d'un mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée.

Propriétés :

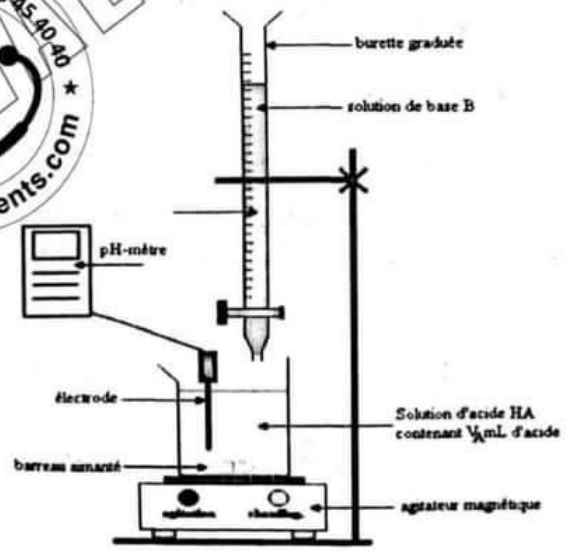
Le pH :

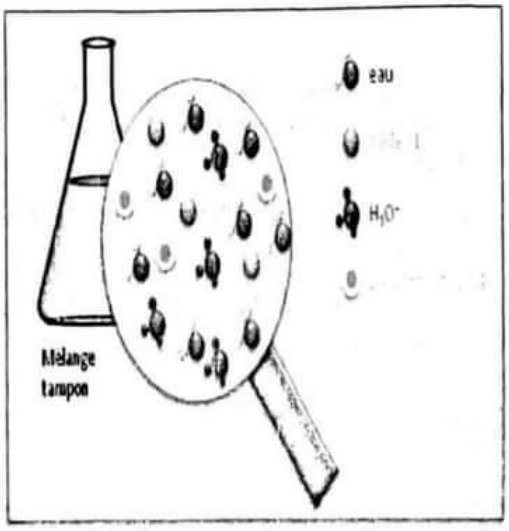
- diminue très faiblement lors de l'addition d'un acide (fort ou faiblement) en proportion modérée.
- Augmente très légèrement lors de l'addition d'une base (forte ou faible) en proportion modérée.
- Varie très légèrement suite à une dilution modérée.

Caractères des dosages :

- **Rapide**
- **Totale** $\rightarrow$ $(K >>> 10^4)$
- **Exothermique**

Un indicateur coloré est dit convenable à un dosage acide-base si sa zone de virage contient le pH à l'équivalence.



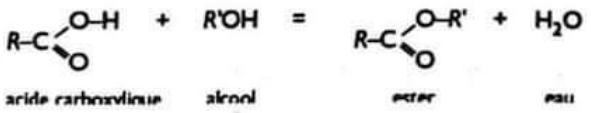


WAELDOCUMENTS.COM
50 40 40 42 - 50 45 40 40 WaelDocuements.com
موقع مراجعة باكالوريا BAC.MOURAJAA.COM
تابعونا على صفح
ص في جميع المواد

Notion d'équilibre chimique

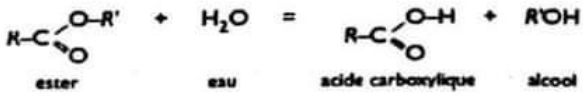
Réaction d'estérification :

$$Acide + Alcool \rightleftarrows Ester + Eau$$



Réaction d'hydrolyse :

$$Ester + Eau \rightleftarrows Acide + Alcool$$



Taux d'avancement final :

La taux d'avancement final, noté τ_f, d'une réaction chimique est égal au quotient de son avancement final x_f par son avancement maximal x_{max} : $\tau_{final} = \frac{x_f}{x_{max}}$

- Réaction limitée $(\tau_f < 1)$ $\rightleftarrows$
- Réaction totale $(\tau_f = 1)$ $\rightarrow$

WAELDOCUMENTS.COM

Caractères : (estérification, hydrolyse)

Limitée ($\tau_f < 1$)

Lente (La réaction atteint l'équilibre après une longue durée)

(t équilibre= 100 min)

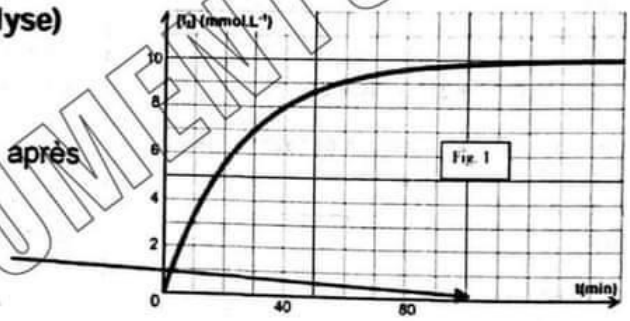


Tableau descriptif :

		$Acide$ +	$Alcool \rightleftarrows$	$Ester$ +	Eau
$t = 0$	0	n_{01}	n_{02}	0	0
t_{qcq}	x	$n_{01} - x$	$n_{02} - x$	x	x
t_f	x_f	$n_{01} - x_f$	$n_{02} - x_f$	x_f	x_f

Fonction des concentrations π :

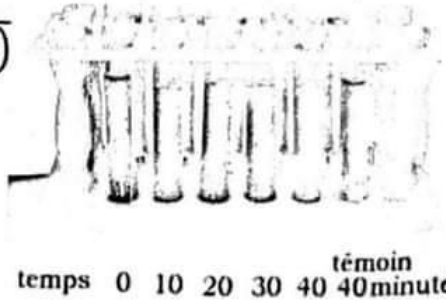
$$\pi = \frac{[Ester][Eau]}{[Acide][Alcool]}$$

0

$$\frac{\frac{x}{v}\cdot\frac{x}{v}}{\left(\frac{n_{01}-x}{v}\right)\left(\frac{n_{02}-x}{v}\right)}$$

Constante d'équilibre K :

$$K = \frac{[Ester]_{équi}[Eau]_{équi}}{[Acide]_{équi}[Alcool]_{équi}} = \frac{\frac{xf}{v}\cdot\frac{xf}{v}}{\left(\frac{n_{01}-xf}{v}\right)\left(\frac{n_{02}-xf}{v}\right)}$$



temps 0 10 20 30 40 40minutes
témoin

AELDOCUMENTS.com
موقع مراجعة باكالوريا
BAC.MOURAJAA.COM
تابعونا على صفح
ص في جميع المواد
bac Math

Loi d'action de masse

Conditions d'évolution spontanée

loi de modération

يمكنكم شراء كتب
مراجعة باكالوريا جميع
الشعب جميع المواد
حصريّا على صفحتنا
WaelDocuments.com

Loi d'action de masse :

A une **température donnée**, un système chimique est en équilibre lorsque sa composition devient **invariante** et telle que la fonction des concentrations π est égale à **une constante K** indépendante de sa composition initiale, appelée **constante d'équilibre**. ($\pi = K$)

WAELDOCUMENTS.COM

$\pi < k$ (Réaction spontanément dans le sens direct)

$\pi = k$ (Équilibre dynamique) Réaction (1) et (-1) même vitesse

$\pi > k$ (Réaction spontanément dans le sens inverse)

Loi de modération :

Concentration : (d'après la loi de modération toute modification de la concentration déplace l'équilibre dans le sens qui s'oppose à cette modification)

50 40 40 42 - 50 45 40 40
WaelDocuements.com

Température : (d'après la loi de modération)

si T augmente ⟹ L'équilibre se déplace dans le sens endothermique

si T diminiue ⟹ L'équilibre se déplace dans le sens exothermique

Pression : (d'après la loi de modération)

P augmente ⟹ L'équilibre se déplace dans le sens qui diminue le nombre de mol gazeux.

P diminue ⟹ L'équilibre se déplace dans le sens qui augmente le nombre de mol gazeux.

Remarque :

<u>la pression n'a pas d'effet sur l'équilibre</u> : Si le nombre de mole gazeux pour les réactifs et les produits est le même,

waeldocuments.com
waelclasses.com
@waeldocuments

Relation entre Ka et Kb

$$\begin{cases} Ka.Kb = 10^{-pke} \\ pKa + pKb = pKe \end{cases}$$

Force des acides et des bases :

- **Un acide est d'autant plus fort** que la valeur de sa constante d'acidité K_a est grande et que la valeur de son pk_a est faible.
- **Un acide fort** est un acide plus fort que H_3O^+.
- **Un acide inerte** est un acide moins fort que H_2O.
- **Un acide faible** est un acide plus fort que H_2O et moins fort queH_3O^+.

- **Une base est d'autant plus forte** que la valeur de la constante de basicité K_b du couple auquel elle appartient est grande et que la valeur de son pK_b est faible.
- **Une base forte** est une base plus forte que OH^-.
- **Une base inerte** est une base moins forte que H_2O.
- **Une base faible** est une base plus forte que H_2O mais moins forte que OH^-.

WAELDOCUMENTS.COM

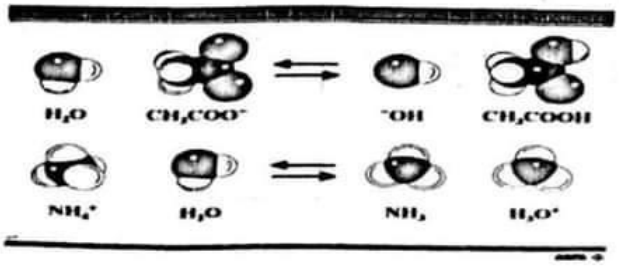
Tableau descriptif : (acide)

Acide +	H_2O ⇄	H_3O^+ +	$Base_{conjugée}$
c	excès	$10^{-\frac{pke}{2}}$	0
c-y	excès	10^{-pH}	Y
c-yf	excès	10^{-pH}	yf

$$\tau f = \frac{yf}{c} = \frac{[H_3O^+]}{c} = \frac{10^{-pH}}{c}$$

Tableau descriptif : (base)

Base +	H_2O ⇄	OH^- +	$Acide_{conjugé}$
c	excès	$10^{-\frac{pke}{2}}$	0
c-y	excès	10^{-pH}	y
c-yf	excès	10^{pH-pke}	yf



$$\tau f = \frac{yf}{c} = \frac{[OH^-]}{c} = \frac{10^{pH-pKe}}{c}$$

AELDOCUMENTS
.com

Application de la loi d'action de masse aux réactions Acide-Base

Les acides et les bases selon Brönsted :

Un monoacide est une entité chimique, électriquement chargé ou non, capable de libérer un ion hydrogène H^+ au cours d'une réaction chimique. $AH \rightleftarrows H^+ + A^-$

Une monobase est une entité chimique, électriquement chargé ou non, capable de capter un ion hydrogène H^+ au cours d'une réaction chimique. $B + H^+ \rightleftarrows BH^+$

Réaction acide-base :

$$acide_1 + base_2 \rightleftarrows base_1 + acide_2$$

Exemple : $HF + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + F^-$

Couple acide-base :

HF / F^- NH_4^+ / NH_3

Force des acides et des bases :

$K = \frac{[A_2][B_1]}{[A_1][B_2]}$ Constante d'équilibre.

- $Si\ K > 1$ → L'acide A_1 plus fort que L'acide A_2 ; La base B_1 plus faible que L'acide B_2
- $Si\ K < 1$ → L'acide A_2 plus fort que L'acide A_1 ; La base B_2 plus faible que La base B_1

K (très grande) ⟶ Réaction totale

K (très faible) ⟶ Réaction limitée

Produit unique de l'eau :

$[H_3O^+][OH^-] = Ke = 10^{-14}$ à $25°C$

- $[H_3O^+] = C\ (acide\ fort)$
- $[H_3O^+] < C\ (acide\ faible)$
- $[OH^-] = C\ (base\ forte)$
- $[OH^-] < C\ (base\ forte)$

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

Ionisation de l'acide avec l'eau : $Acide + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + Base_{conjugée}$

Ionisation de la base avec l'eau : $Base + H_2O \rightleftarrows OH^- + Acide_{conjugé}$

Constante d'acidité d'un couple acide/base :

$Ka = \frac{[H_3O^+][Base_{conjugée}]}{[acide]}$ $Ka = 10^{-pka}$ ⟶ $pka = -\log ka$

constante de basicité d'un couple acide/ base

$Kb = \frac{[OH^-][Acide_{conjugé}]}{[base]}$ $Kb = 10^{-pkb}$ ⟶ $pkb = -\log kb$

WAELDOCUMENTS.COM
50 40 40 42 - 50 45 40 40 WaelDocuements.com
AELDOCUMENTS .com
موقع مراجعة باكالوريا BAC.MOURAJAA.COM
تابعونا على صفحة
bac Math

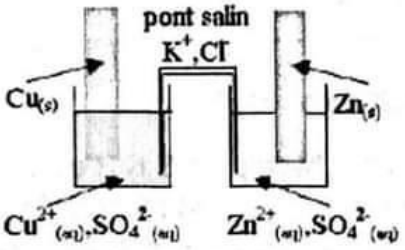
Piles électrochimiques

Un dispositif qui permet d'obtenir du courant électrique grâce à une réaction chimique **spontanée** est une **" pile électrochimique"** (réaction d'oxydoréduction)

Pile Daniell :

Symbole :

$$Cu|Cu^{2+}{}_{(c_1)}\| Zn^{2+}{}_{(c_2)}|Zn$$



Equation chimique associée :

$$C_u + Zn^{2+} \rightleftarrows Cu^{2+} + Zn$$

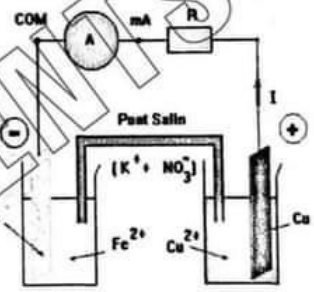
Rôle du pont salin :
- Assure la neutralité électrique
- Fermer le circuit électrique en évitant le mélange des deux solutions

WAELDOCUMENTS.COM
WAELDOCUMENTS .com
50 40 40 42 - 50 45 40 40
WaelDocuements.com

Pile type Daniell :

Symbole :

$$Fe|Fe^{2+}{}_{(M)}\| Cu^{2+}{}_{(M)}|Cu$$



Equation chimique associée :

$$Fe + Cu^{2+} \rightleftarrows Fe^{2+} + Cu$$

Force électromotrice (fem) :

bornes + ←

$$si\ E = V_{bD} - V_{bG} > 0 \Rightarrow V_{bD} > V_{bG}$$

Equation chimique spontanée : $Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$

bornes

− ← +

$$si\ E = V_{bD} - V_{bG} < 0 \Rightarrow V_{bD} < V_{bG}$$

Equation chimique spontanée : $Cu + Fe^{2+} \rightarrow Cu^{2+} + Fe$

يمكنكم شراء كتب
مراجعة باكالوريا جميع
الشعب جميع المواد
حصريّا على صفحتنا
WaelDocuments.com

Oxydation (perte d'électrons) : $Red \rightleftarrows ox + n\bar{e}$ $\quad Fe \rightleftarrows Fe^{2+} + 2\bar{e}$

Réduction (gain d'électrons) : $ox + n\bar{e} \rightleftarrows Red$ $\quad Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Cu$

Equation chimique spontanée : $\quad Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$

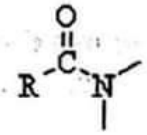
Formule (de Nernst) : $E = E^\circ - \frac{0,06}{n}\log \pi$

π: *fonction des concentrations relative à l'équation chimique associée*

$E^\circ = E^\circ_D - E^\circ_G$ (f.é.m) standard / n=2 (nombre d'électrons).

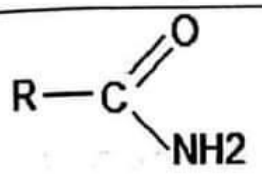
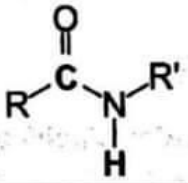
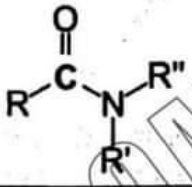
Les amides aliphatiques (Bac sciences exp)

Un amide est un composé organique oxygéné et azoté dont la molécule renferme le groupe fonctionnel amide.



De formule générale $C_nH_{2n+1}ON$

WAELDOCUMENTS .com

		
Amides non substitués	Amide N-monosubstitués	Amide N,N disubstitués

On peut préparer les amides non substitués par déshydratation du carboxylate d'ammonium correspondant :

$$R-COO^-,NH_4^+ \longrightarrow R-CO-NH_2+H_2O$$

Hydrolyse en milieu basique :

$$R-CoNH_2+(Na^+,OH^-) \longrightarrow R-Co_2^- + Na^+ + NH_3(g)$$

Sel d'acide — Ammoniac

$$R-CoNHR'+(Na^+,OH^-) \longrightarrow RCo_2^- + Na^+ + R'NH_2$$

Amine

يمكنكم شراء كتب
مراجعة باكالوريا جميع
الشعب جميع المواد
حصريّا على صفحتنا
WaelDocuments.com

Hydrolyse en milieu acide :

$$R-CoNH_2+H_3O^+ \longrightarrow RCo_2H+NH_4^+$$

Acide carboxylique — sel d'ammonium

$$R-CoNHR'+H_3O^+ \longrightarrow R-Co_2H+R'NH_3^+$$

Sel d'alkyl ammonium

WAELDOCUMENTS.COM