

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 $\Rightarrow OH^-, Fe, Zn$

Les oxydants $\Rightarrow K^+, H_2O, MnO_2$

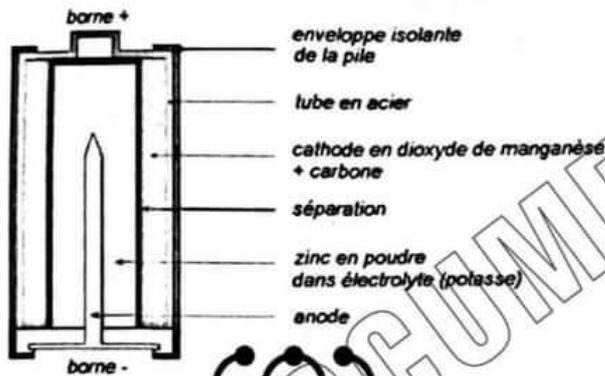


Oxydation : $Zn + 4 OH^- \rightarrow Zn(OH)_2^- + 2e^-$

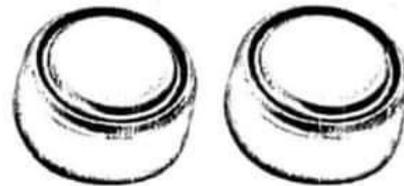
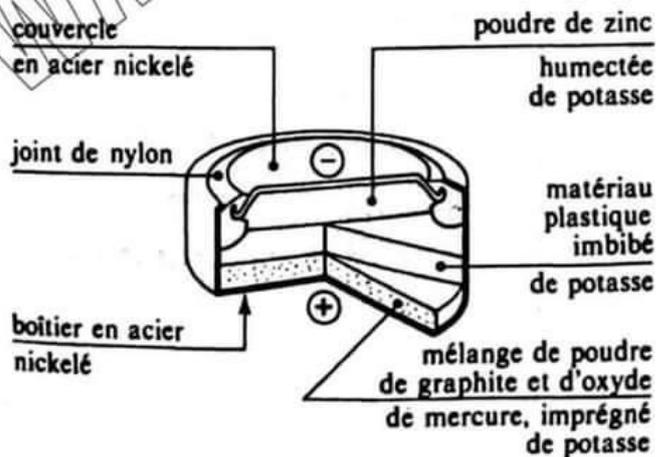
Réduction : $2MnO_2 + 2H_2O + 2e^- \rightarrow 2MnO(OH) + 2OH^-$

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

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.

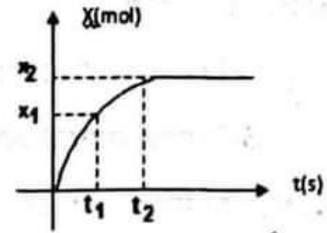


Vitesse d'une réaction chimique

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.

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

Unité (mol s^{-1})

Vitesse moyenne volumique (t_1, t_2) :

$$V_{moy\text{volumique}} = \frac{1}{V} \frac{\Delta x}{\Delta t} \rightarrow \text{unité } (\text{mol l}^{-1} \text{s}^{-1})$$

Vitesse instantanée :

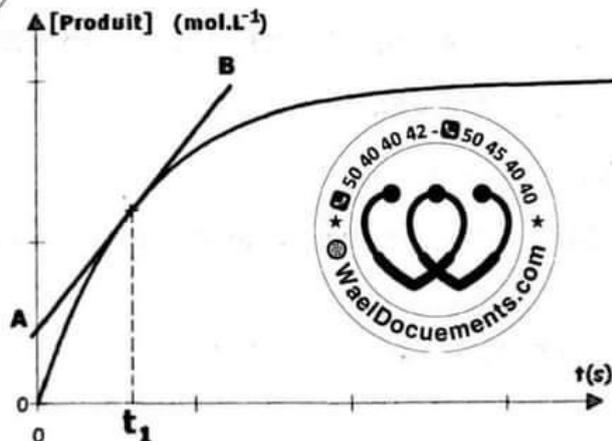
La vitesse instantanée d'une réaction chimique à un instant de date t_1 , notée $v(t_1)$, est la limite vers laquelle tend la vitesse moyenne de la réaction entre les instants de dates t_1 et t_2 lorsque t_2 tend vers t_1 .

Elle est modélisée par :

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

Vitesse instantanée volumique :

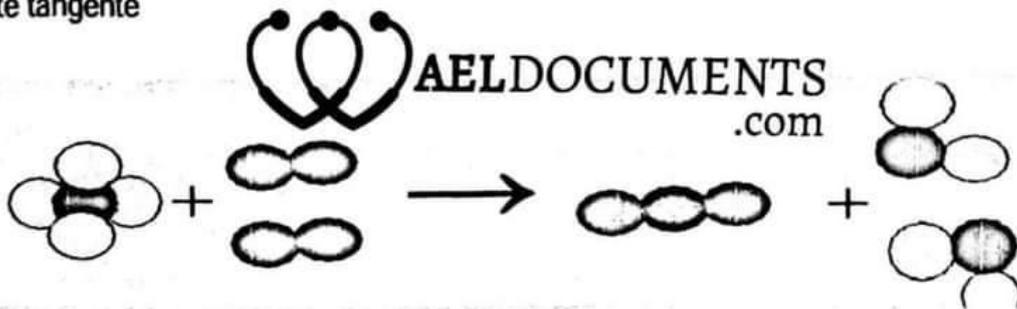
$$V = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt}$$



Graphiquement :

On trace la tangente à la courbe à l'instant t_1

On détermine le coefficient directeur de cette tangente



Résumé Chimie (اللازم في اللازم)

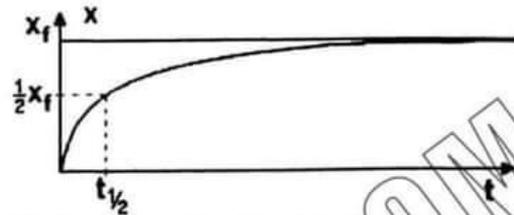
Page Fb: WaelDocuments.com

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 :

Etat du système	Avancement (mol)	$H_2O_2 +$	$2I^- +$	$2H_3O^+ \rightarrow$	$I_2 +$	$4H_2O$
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 $(n_0 = c \cdot v)$ $(n_0 = \frac{m}{M})$ $(n_0 = \frac{V}{V_M})$

Réactif limitant :

En comparant $(\frac{n_{01}}{1}) ; (\frac{n_{02}}{2}) ; (\frac{n_{03}}{2})$ 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)

si $x_f < x_{max}$ (Réaction limitée)

On pipette 10 mL du mélange réactionnel

On gèle le mélange en réalisant une baignoire dans de la glace pilée

On note la date t de la baignoire

Burette graduée de 25 mL

Solution titrante de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ (0,04 mol/L.)

On note V à la décoloration

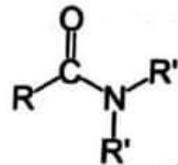
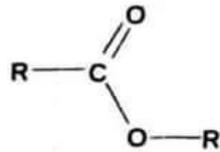
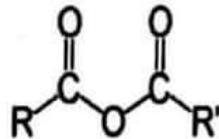
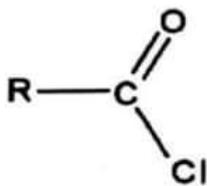
glace - empoids d'arridon

Passage entre les dérivés des acides



WAELEDOCUMENTS **carboxyliques**
.com

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



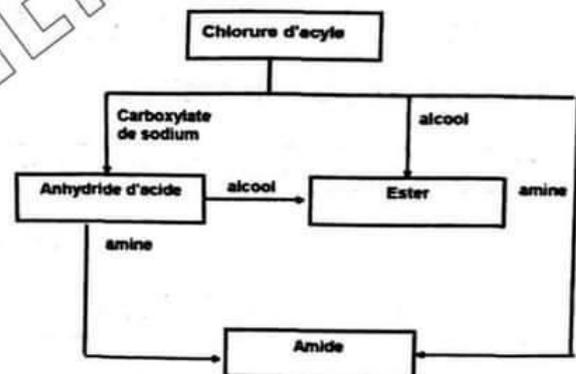
Les chlorures d'acyles et les anhydrides d'acides réagissent avec l'ammoniac ou avec les amines primaires ou secondaires pour donner respectivement :

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.



يمكنكم شراء كتب
مراجعة باكالوريا جميع
الشعب جميع المواد
حصريًا على صفحتنا

WaelDocuments.com

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) \Rightarrow c'est un dosage d'acide fort.

Equation de dosage :



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) \Rightarrow c'est un dosage de base forte.

Equation de dosage :



Dosage d'un acide faible par une base forte :

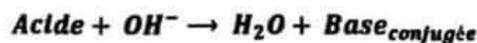
on trace les deux demi-tangentes à la courbe :

$$pH_E > 7$$

La courbe présente deux points d'inflexions (trois concavités) \Rightarrow c'est un dosage d'acide faible.

A la demi-équivalence $pH_{\frac{1}{2}} = pK_a$

Equation de dosage :

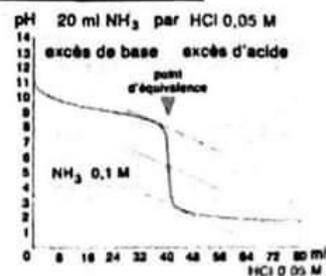
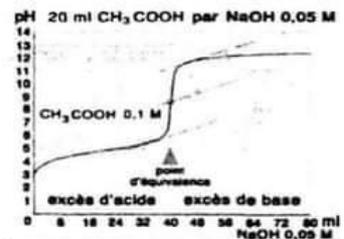
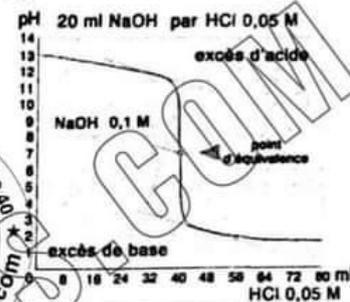
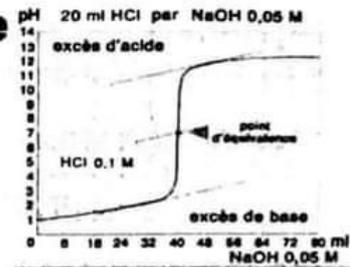


Dosage d'une base faible par un acide fort :

$$pH_E < 7$$

La courbe présente deux points d'inflexions (trois concavités) \Rightarrow c'est un dosage d'une base faible.

A la demi-équivalence $pH_{\frac{1}{2}} = pK_a$



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		∴

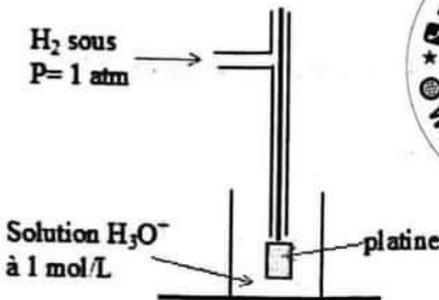
Electrode normale à hydrogène :

L'électrode normale à hydrogène E.N.H est une demi-pile constituée du couple H₃O⁺/H₂ (g) telle que la pression du gaz H₂ est égale à 1 atmosphère et la concentration des ions hydronium est égale à 1 molL⁻¹.

Toujours placé à gauche

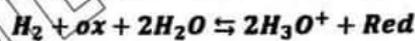
$$E^\circ_{H_3O^+/H_2} = 0$$

$$E^\circ = E^\circ_D - E^\circ_G$$



$$E^\circ = E^\circ_D$$

Equation chimique associée :



Potentiel d'électrode :

Le potentiel d'électrode (ou potentiel redox) d'un couple Ox_i/Red_i symbolisé par E_{Ox_i/Red_i} 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 moins redacteur Red_G

Si (E° < 0) (k < 1) Ox_D moins oxydant Ox_G

Red_D plus redacteur Red_G

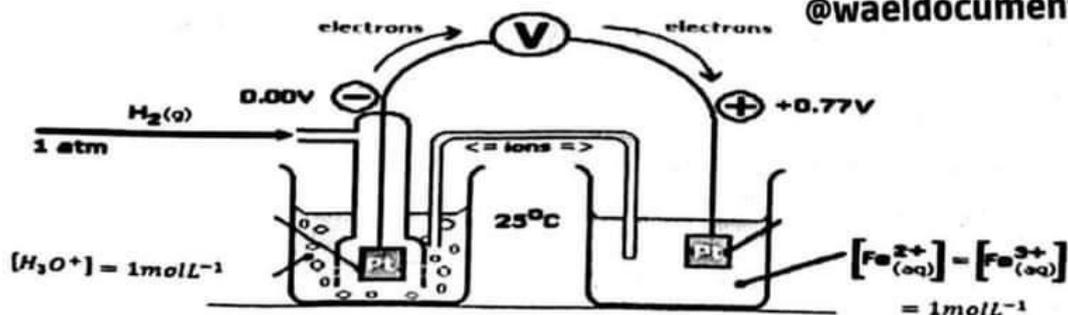
(+216) 50 40 40 42 ☎

(+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.

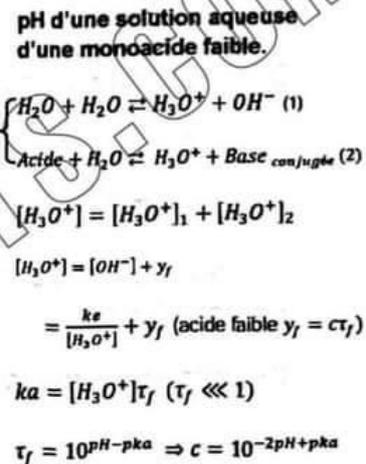
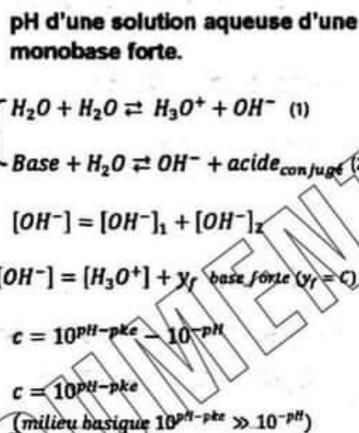
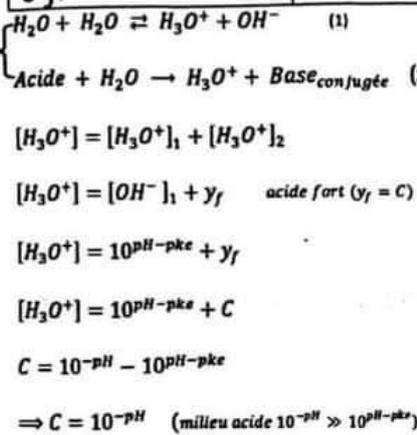
Il est défini par la relation : $pH = -\log [H_3O^+]$

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



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

Acide	+	H_2O	⇌	H_3O^+	+	Base conjuguée
c		excès		$10^{\frac{pke}{2}}$		0
c-yf		excès		10^{-pH}		yf



$pH = -\log C$

$pH = pke + \log C$

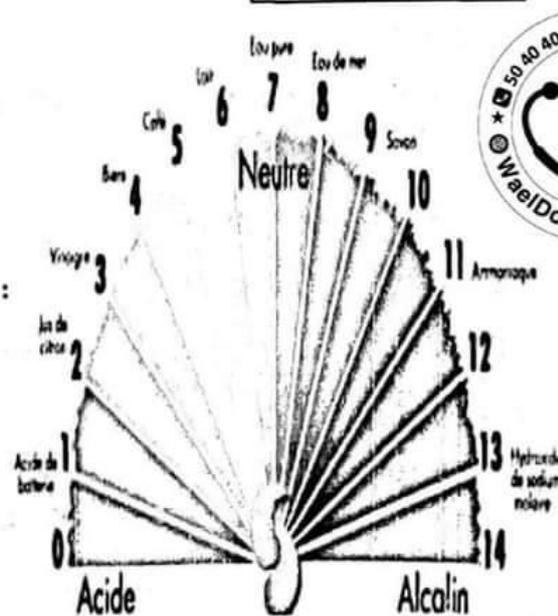
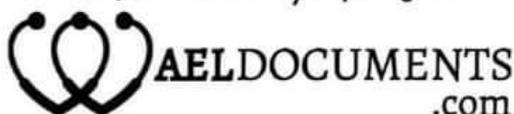
$pH = \frac{1}{2}(pka - \log c)$

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

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

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



Principaux facteurs cinétiques

Les paramètres qui influent sur la vitesse d'évolution d'un système chimique sont appelés 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) \Rightarrow même phase

Exemple : $F_2(SO_4)_3$

Catalyse hétérogène :

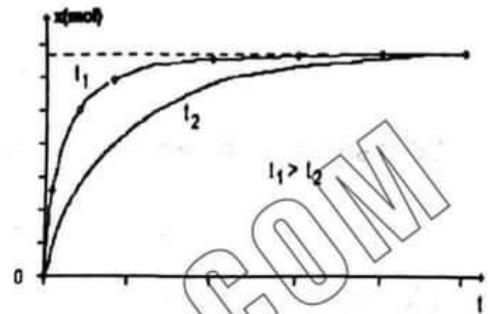
(Les réactif et le catalyseur) \Rightarrow des phases différentes

Exemple : PbO_2

Catalyse enzymatique :

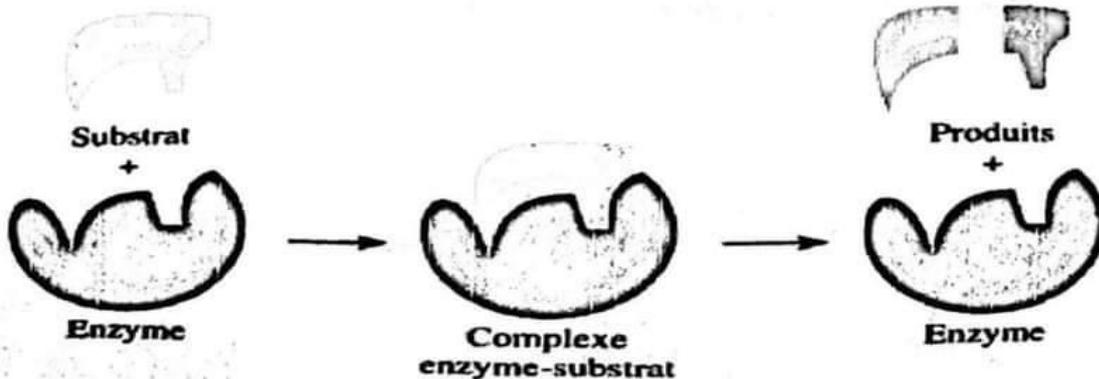
(Catalyseur biologique) \Rightarrow accélère la décomposition de l'eau oxygénée en eau et dioxygène.

Exemple : hydrolyse de l'urée

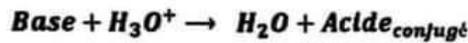


يمكنكم شراء كتب
مراجعة باكالوريا جميع
الشعب جميع المواد
حصرياً على صفحتنا

WaelDocuments.com



Equation de dosage :



L'équivalence acido-basique est l'état où 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 :

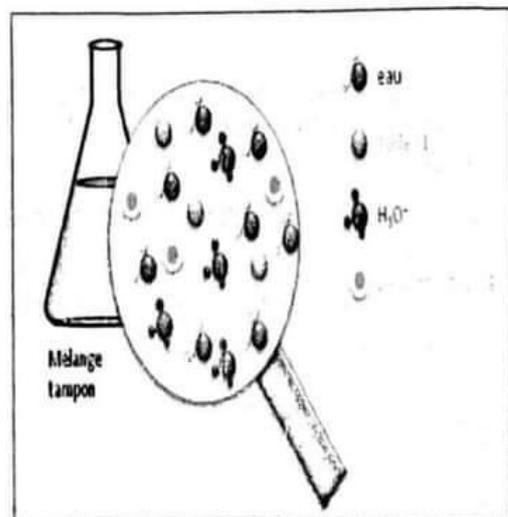
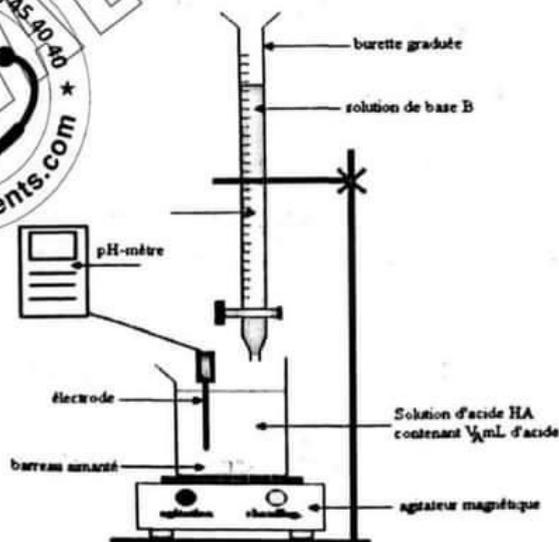
Le pH :

- 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 :

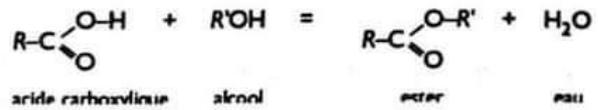
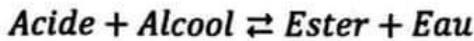
- Rapide
- Totale $\rightarrow (K \gg \gg 10^4)$
- Exothermique

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

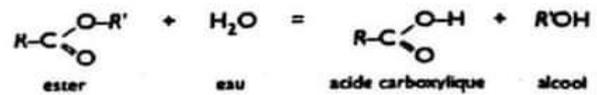


Notion d'équilibre chimique

Réaction d'estérification :



Réaction d'hydrolyse :



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} : $\tau_{final} = \frac{x_f}{x_{max}}$

- Reaction limitée ($\tau_f < 1$) \rightleftharpoons
- Reaction totale ($\tau_f = 1$) \rightarrow



Caractères : (estérification, hydrolyse)

Limitée ($\tau_f < 1$)

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

(t équilibre = 100 min)

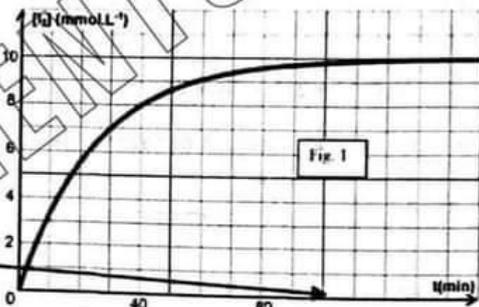


Tableau descriptif :

		Acide +	Alcool \rightleftharpoons	Ester +	Eau
t = 0	0	n_{01}	n_{02}	0	0
t _{eq}	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

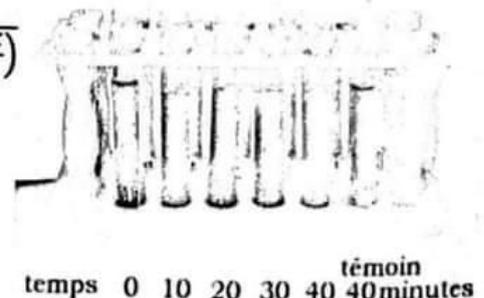
Fonction des concentrations π :

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

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

Constante d'équilibre K :

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



Loi d'action de masse

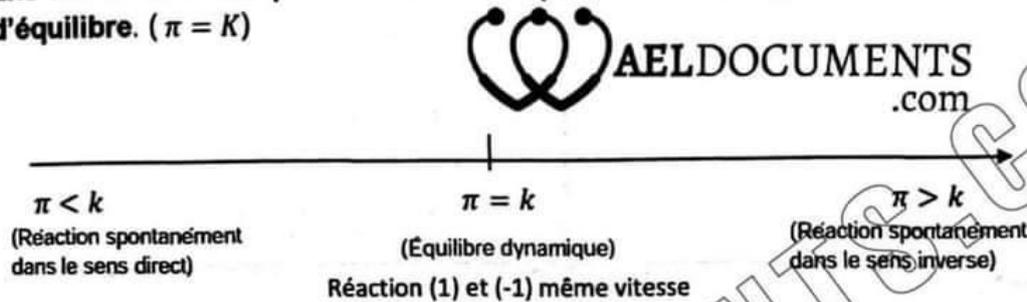
Conditions d'évolution spontanée

loi de modération

يمكنكم شراء كتب
مراجعة باكالوريا جميع
الشعب جميع المواد
حصرياً 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**. ($\pi = K$)



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)

Température : (d'après la loi de modération)

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

si T diminue \Rightarrow L'équilibre se déplace dans le sens exothermique

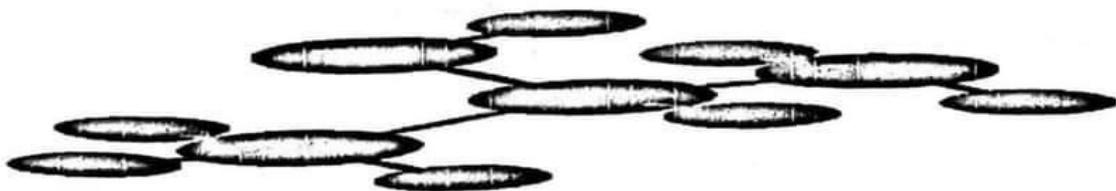
Pression : (d'après la loi de modération)

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

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

Remarque :

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



Relation entre K_a et K_b

$$\begin{cases} K_a \cdot K_b = 10^{-pke} \\ pK_a + pK_b = pK_e \end{cases}$$

waeldocuments.com  waelclasses.com  @waeldocuments  

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 que H_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^- .

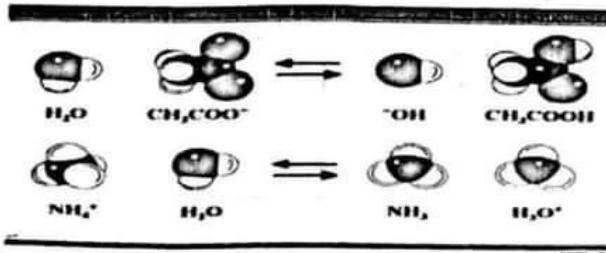
Tableau descriptif : (acide)

Acide	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+	+	Base conjuguée
c		excès		$10^{\frac{pke}{2}}$		o
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	\rightleftharpoons	OH^-	+	Acide conjugué
c		excès		$10^{\frac{pke}{2}}$		o
c-y		excès		10^{-pH}		y
c-yf		excès		10^{pH-pke}		yf



$$\tau_f = \frac{yf}{c} = \frac{[OH^-]}{c} = \frac{10^{pH-pke}}{c}$$


 WAELDOCUMENTS
.com

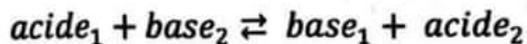

Application de la loi d'action de masse aux réactions Acide-Base

Les acides et les bases selon Brønsted :

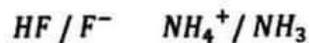
Un monoacide est une entité chimique, électriquement chargé ou non, capable de libérer un ion hydrogène H^+ au cours d'une réaction chimique. $AH \rightleftharpoons H^+ + A^-$

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

Réaction acide-base :



Couple acide-base :



Force des acides et des bases :

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

K (très grande) \rightarrow Réaction totale

K (très faible) \rightarrow Réaction limitée

Produit unique de l'eau :

$$[H_3O^+][OH^-] = K_e = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ C$$

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

$$[OH^-] = 10^{pH-pK_e}$$

$$[H_3O^+] = C \text{ (acide fort)}$$

$$[H_3O^+] < C \text{ (acide faible)}$$

$$[OH^-] = C \text{ (base forte)}$$

$$[OH^-] < C \text{ (base faible)}$$

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

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

Constante d'acidité d'un couple acide/base : constante de basicité d'un couple acide/ base

$$K_a = \frac{[H_3O^+][Base_{conjugée}]}{[acide]}$$

$$K_a = 10^{-pka}$$

$$\downarrow$$

$$pka = -\log k_a$$

$$K_b = \frac{[OH^-][Acide_{conjugé}]}{[base]}$$

$$K_b = 10^{-pkb}$$

$$\downarrow$$

$$pkb = -\log k_b$$

WaelDocuments.com

Piles électrochimiques

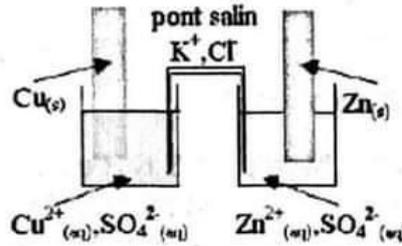
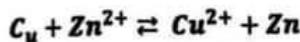
Un dispositif qui permet d'obtenir du courant électrique grâce à une réaction chimique spontanée est une "pile électrochimique" (réaction d'oxydoréduction)

Pile Daniell :

Symbole :



Equation chimique associée :

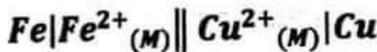


Rôle du pont salin : Assure la neutralité électrique

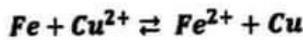
Fermer le circuit électrique en évitant le mélange des deux solutions

Pile type Daniell :

Symbole :

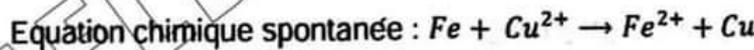


Equation chimique associée :

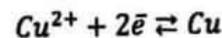
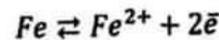
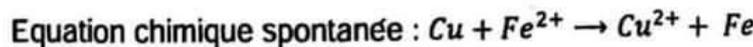


Force électromotrice (fém) :

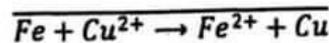
$$\text{si } E = V_{bD} - V_{bG} > 0 \Rightarrow V_{bD} > V_{bG}$$



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



Equation chimique spontanée :

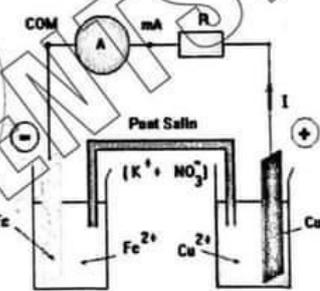


Formule (de Nernst) : $E = E^{\circ} - \frac{0,06}{n} \log \pi$

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

$$E^{\circ} = E^{\circ}_D - E^{\circ}_C \text{ (f.é.m) standard}$$

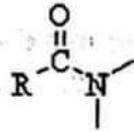
$n=2$ (nombre d'électrons).



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

Les amides aliphatiques (Bac sciences exp)

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



AELDOCUMENTS
.com

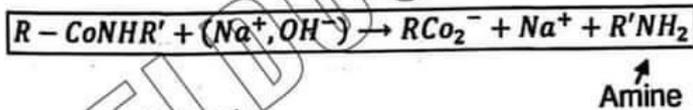
De formule générale $C_nH_{2n+1}ON$

$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{N}-\text{R}' \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{N}-\text{R}'' \\ \\ \text{R}' \end{array}$
Amides non substitués	Amide N-monosubstitués	Amide N,N disubstitués

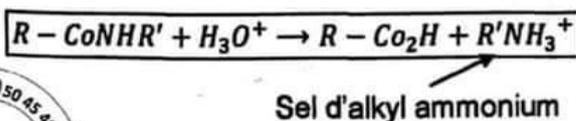
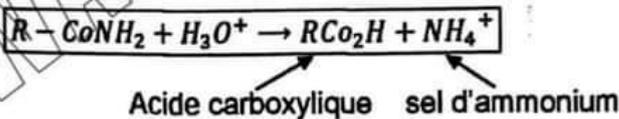
On peut préparer les amides non substitués par déshydratation du carboxylate d'ammonium correspondant :



Hydrolyse en milieu basique :



Hydrolyse en milieu acide :



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

