

Term S - Chap 13 - Transformations associées à des réactions acido-basiques

I) Le pH et sa mesure :

Le caractère acide d'une solution aqueuse est dû à la présence des ions

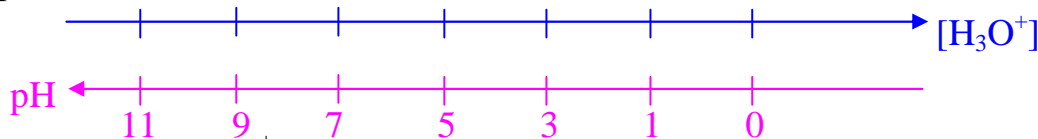
1) Définition du pH :

Le pH, grandeur mesure d'une solution aqueuse

Il est défini par la relation : $pH = \dots\dots\dots$ avec $[H_3O^+]$ en ($[H_3O^+]$

Le pH d'une solution permet de déterminer la concentration en ions: $[H_3O^+] = \dots\dots\dots$

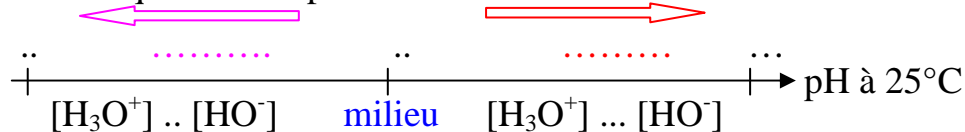
Exemple : $pH = 4,5 \Rightarrow [H_3O^+] = \dots\dots\dots = \dots\dots\dots$



Plus pH est grand, plus $[H_3O^+]$ est et inversement, plus pH est petit, plus $[H_3O^+]$ est

A 25°C, la neutralité acido-basique correspond à $pH = \dots\dots\dots$, les solutions acides ont un pH

..... et que les solutions basiques ont un pH



2) Mesure du pH :

Le pH se mesure à l'aide d'un C'est un relié à deux électrodes. Ces électrodes mettent en jeu deux couples rédox tels que la tension électrique entre ces deux électrodes est

Il faut l'étalonner **dans l'ordre** avec des solutions

L'incertitude de mesure d'un pH est de l'ordre de unité. Cela correspond à une incertitude relative pour $[H_3O^+]$ assez grande voisine de $[H_3O^+]$ s'exprime avec .. chiffres significatifs.

$pH = \dots\dots\dots$ et $[H_3O^+] = \dots\dots\dots$

II) Equilibre chimique :

1) Réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau :

On mesure le pH d'une solution d'acide éthanoïque (ou acide acétique) CH_3-COOH noté AH de concentration $c = 1,0 \cdot 10^{-2} mol.L^{-1}$ et on trouve 3,4. $n(AH)_0 = \dots\dots\dots$ ($V = 100 mL = 0,100 L$)

Equation chimique		$CH_3-COOH + H_2O \rightarrow CH_3-COO^- + H_3O^+$			
Etat du système	Avanc.	Quantité de matière en mol			
Etat initial	0				
En cours de transformation	x				
Etat final	x_f				

$[H_3O^+]_f = \dots\dots\dots \Rightarrow [H_3O^+]_f = \dots\dots\dots$

$n(H_3O^+)_f = \dots\dots\dots$

Si la réaction était totale, $n(AH)_f = \dots \Rightarrow \dots\dots\dots$

$x_f \dots x_{max} \Rightarrow$ la réaction

Le taux d'avancement final est : $\tau = \dots\dots\dots$

2) Questionnement :

L'exemple précédent de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau suggère que seules 4% des molécules d'acide réagissent avec l'eau. Pourquoi certaines molécules réagissent et pas d'autre ?

3) Etude expérimentale :

On verse dans deux béchers le même volume de solution d'acide éthanoïque à la concentration $c = 1,0 \cdot 10^{-2} mol.L^{-1}$. Une mesure du pH dans chaque bécher donne $pH = \dots\dots\dots$

On ajoute alors dans le bécher 1 un peu d'acide éthanoïque pur, et dans le bécher 2, des cristaux d'éthanoate de sodium. Après agitation, $pH_1 = \dots\dots\dots$ et $pH_2 = \dots\dots\dots$

Interprétation :

Dans le bécher 1, le pH, la concentration des ions

équation : $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

La réaction s'effectue dans le sens indiqué par la flèche (sens de)

Dans le bécher 2, le pH, la concentration des ions

La réaction s'effectue dans le sens du sens de la flèche (sens de)

En fait, lorsqu'une réaction n'est pas totale, elle s'effectue

Il n'y a donc pas 4% des molécules d'acide éthanóique qui réagissent avec l'eau.

Elles réagissent mais la réaction

Les deux réactions se font

Une telle réaction est réversible, elle s'écrit avec une

4) Etat d'équilibre :

Un système chimique est en équilibre si les concentrations (ou les quantités de matière) de ses constituants (réactifs et produits) restent

Cela correspond à l'état où l'avancement est noté

On définit le taux d'avancement final : $\tau = \dots\dots\dots$ (x_{max} : avancement si réaction

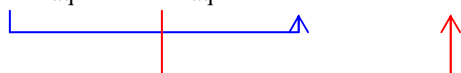
III) Acide et base selon Brönsted :1) Définitions :

Une réaction acido-basique consiste en un entre un acide et une base.

Un acide est une espèce chimique capable de

Une base est une espèce chimique capable de

exemple : $\text{NH}_4^+_{\text{aq}} + \text{HO}^-_{\text{aq}} \rightarrow$



Deux espèces chimiques constituent un couple acide / base s'il est possible de passer de l'un à l'autre par

2) Demi-équation acido-basique :

Soit AH / A^- un couple acide / base .

Si AH est l'un des réactifs, il va donner sa base : $\text{AH} \rightarrow$

Si A^- est l'un des réactifs, il va donner son acide : $\text{A}^- \rightarrow$

La réaction peut se faire dans les deux sens, on donc écrit :

exemple : $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} \dots\dots\dots$ (couple acide benzoïque / ion benzoate)

3) Couple acide-base de l'eau :

L'eau a des propriétés acido-basiques :

* c'est un acide : couple $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$ (HO^- ion hydroxyde)

* c'est une base : couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ (H_3O^+ ion oxonium)

Une espèce chimique qui appartient à deux couples acide / base en étant tantôt l'acide tantôt la base est un L'eau est un ($\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$)

On définit le produit ionique de l'eau, noté K_e .

$K_e = \dots\dots\dots$

4) Equation chimique d'une réaction acide-base :

Une réaction acide – base fait intervenir deux couples acide/base $\text{A}_1\text{H} / \text{A}_1^-$ et $\text{A}_2\text{H} / \text{A}_2^-$.

Si l'acide A_1H réagit sur la base A_2^- , on écrit les demi-équations dans le sens où elles se font .

.....
 équation de la réaction :

5) Acide faible et base faible :

Un acide est faible si sa réaction avec l'eau : $AH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$

Les acides sont des acides faibles.

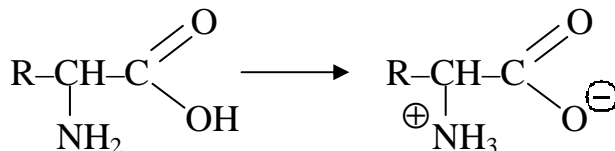
Une base est faible si sa réaction avec l'eau : $A^- + H_2O \rightleftharpoons HO^- + AH$

Les sont des bases faibles.

Les acides α -aminés $R-CH(NH_2)-COOH$ existe en solution aqueuse sous forme d'ion appelé

$R-CH(NH_3^+)-COO^-$. L'..... est un

Un acide α -aminé est



6) Acide fort et base forte :

Si la réaction avec l'eau est totale, l'acide est (acide)

$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$ Soit c la concentration en soluté apporté :

$[H_3O^+] = \dots\dots\dots$; $pH = \dots\dots\dots$

Si $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $pH = \dots\dots\dots$

Si la réaction avec l'eau est totale, la base est(.....)

$A^- + H_2O \rightleftharpoons HO^- + AH$ Si c est la concentration en soluté apporté ($c = \dots\dots\dots$)

$[HO^-] = \dots\dots\dots$; $[H_3O^+] = \dots\dots\dots$

$pH = \dots\dots\dots$

Si $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $pH = \dots\dots\dots$

Une réaction entre un acide fort et une base forte libère

Cela peut être Ils doivent être manipulés avec précaution lorsqu'ils sont

On ne doit jamais vers car cela peut provoquer des

II) Constante d'acidité K_A et pK_A :

1) Définition :

La constante d'acidité K_A est la constante d'équilibre de la réaction d'un acide avec l'eau.

équation : $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = \dots\dots\dots$

constante d'acidité : $K_A = \dots\dots\dots$ pK_A est défini par: $pK_A = \dots\dots\dots$

* Couple acide éthanoïque / ion éthanoate : équation : $CH_3-COOH + H_2O = CH_3-COO^- + H_3O^+$

$K_A = \dots\dots\dots$ $K_A = 1,58 \cdot 10^{-5}$ et $pK_A = 4,80$

* Couple ion ammonium / ammoniac : équation : $NH_4^+ + H_2O = \dots\dots\dots$

$K_A = \dots\dots\dots$ $K_A = 6,30 \cdot 10^{-10}$ et $pK_A = 9,20$

* Couples de l'eau. : L'eau fait partie de deux couples acido-basiques : H_2O / HO^- et H_3O^+ / H_2O

- 1^{er} couple : H_2O / HO^- l'eau est du couple

équation de la réaction avec l'eau :

$K_{A1} = \dots\dots\dots$ $K_{A1} = \dots\dots\dots$ et $pK_{A1} = \dots\dots\dots$

- 2^{ème} couple : H_3O^+ / H_2O l'eau est la base du couple.

équation de la réaction avec l'eau :

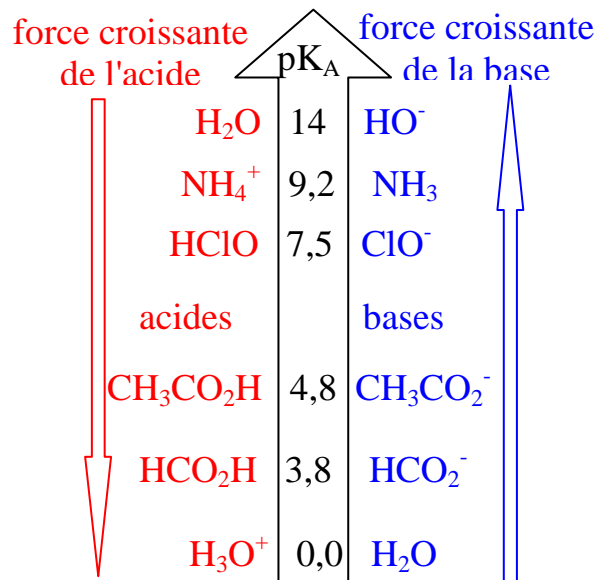
$K_{A2} = \dots\dots\dots$ et $pK_{A2} = \dots\dots\dots$

2) Echelle des pK_A :

Le pK_A caractérise l'aptitude d'un acide à
ou celle d'une base à

Une base est d'autant plus forte que la constante d'acidité
K_A du couple acide/base est ou que le pK_A est

Ainsi, plus un acide est plus fort, plus sa base conjuguée
est et inversement.



III) Diagramme de prédominance :

* Définition. : Une espèce A est prédominante par rapport à une espèce B si : [A] ... [B]

* Pour déterminer les domaines de prédominance en fonction du pH, on cherche la relation donnant le pH d'une solution aqueuse contenant un acide A et sa base B :

K_A = ⇒ [H₃O⁺]_{éq} =
 ⇒ -log[H₃O⁺]_{éq} =
 ⇒ pH =
 ⇒

* Il y a trois situations possibles :

A prédomine par rapport à B : [A] .. [B] ⇒ [B] / [A] ⇒ log([B]/[A])

⇒ pH - pK_A ⇒ pH ... pK_A

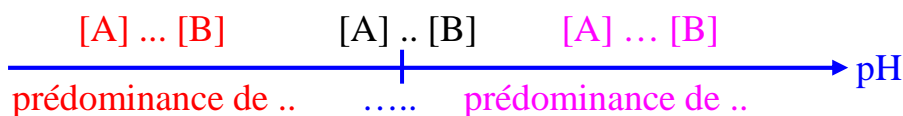
B prédomine par rapport à A : [A] .. [B] ⇒ [B] / [A] ⇒ log([B]/[A])

⇒ pH - pK_A ⇒ pH ... pK_A

A et B à concentrations égales : [A] ... [B] ⇒ [B] / [A] ⇒ log([B]/[A])

⇒ pH - pK_A ⇒ pH ... pK_A

* Diagramme de prédominance :



* cas d'un acide α-aminé : la glycine

couple A / B : NH₃⁺-CH₂-COOH / NH₃⁺-CH₂-COO⁻ pK_{A1} = 9,8

couple B / C : NH₃⁺-CH₂-COO⁻ / NH₂-CH₂-COOH pK_{A2} = 2,4



IV) Contrôle du pH, Solution tampon :

Une solution tampon a une composition telle que le pH

Elles sont utilisées pour

Les solutions biologiques des organismes vivants ont un pH maintenu grâce à des systèmes Le pH du sang doit être