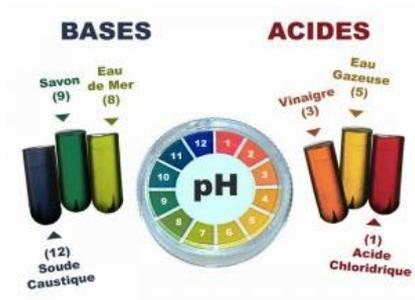


Partie 3

LA CHIMIE DU VIVANT ET POUR LE VIVANT

Chapitre 2

RÉACTION ACIDO-BASIQUE PH ET ÉQUILIBRE CHIMIQUE



sciences physiques et chimiques - Terminale S
<http://cedric.despax.free.fr/physique.chimie/>

SOMMAIRE

OBJECTIFS	3
INTRO	4
COURS	5
I. Définition et mesure du pH.....	5
II. Couple acide-base de Brønsted.....	7
III. Réaction acido-basique.....	8
III.1. Equation chimique de la réaction.....	8
III.2. Réaction totale et limitée, notion d'équilibre chimique.....	9
III.3. Le produit ionique de l'eau.....	10
IV. Force des acides et des bases.....	12
IV.1. Acides forts et bases fortes.....	12
IV.2. Acides faibles et bases faibles.....	16
V. pH et milieux biologiques.....	23
V.1. Les acides α -aminés.....	23
V.2. Effet tampon.....	27
CE QU'IL FAUT RETENIR	28
OBJECTIF BAC	29
BIBLIOGRAPHIE	29
ANIMATIONS	29

OBJECTIFS

Restituer et mobiliser ses connaissances :

- Reconnaître un acide, une base dans la théorie de Brønsted.

Rechercher, extraire et organiser l'information utile :

- Extraire et exploiter des informations pour montrer l'importance du contrôle du pH dans un milieu biologique.

Réaliser, calculer, appliquer des consignes modéliser :

- Utiliser les symbolismes \rightarrow , \leftarrow et \rightleftharpoons dans l'écriture des réactions chimiques pour rendre compte des situations observées.
- Calculer le pH d'une solution aqueuse d'acide fort ou de base forte de concentration usuelle.

Mettre en œuvre une démarche expérimentale :

- Mesurer le pH d'une solution aqueuse.
- Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité.
- Mettre en évidence l'influence des quantités de matière mises en jeu sur l'élévation de température observée lors de la réaction entre un acide fort et une base forte.

Raisonner :

- Identifier l'espèce prédominante d'un couple acide-base connaissant le pH du milieu et le pK_A du couple.

Notes perso

INTRO



Activité documentaire n°2 :
Influence du pH en milieu biologique



COURS

I. Définition et mesure du pH



Activité expérimentale n°1 : Etude de quelques acides et d'une réaction acido-basique

Le pH d'une solution aqueuse est la grandeur définie par la relation :



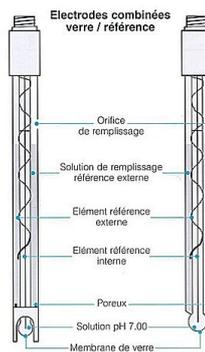
On peut également retrouver la concentration en ions oxonium dans une solution grâce au pH de la solution.

Ces relations sont valables pour des solutions diluées ($[H_3O^+] < 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$).

Notes perso

Selon la précision désirée, le pH se mesure avec un **papier indicateur de pH** ou un **pH-mètre** correctement étalonné.

Il se compose d'une électrode combinée qui délivre **une tension dépendant du pH** de la solution dans laquelle elle est plongée, et d'une partie électronique composée essentiellement d'un amplificateur et d'un afficheur.



Même étalonné correctement, la **précision du pH-mètre** sera au mieux de 0,05 unité de pH mais le plus souvent de **0,1 unité de pH**. Soit une **incertitude relative de plus de 10%** sur la valeur de la concentration en ions H_3O^+ !!!



Exercices n°4, 5, 7, 31 et 32 p.24, 25, 30 et 31 (chimie)

II. Couple acide-base de Brönsted

Un **couple acide-base**, noté AH/A^- est constitué de deux entités chimiques qui se transforment l'une en l'autre par **transfert d'un ion H^+** (proton).



L'ion H^+ (proton) transféré ne doit pas être confondu avec l'ion oxonium H_3O^+ noté également $H^+_{(aq)}$.

III. Réaction acido-basique



Activité expérimentale n°1 :
Etude de quelques acides
et d'une réaction acido-basique

III.1. Equation chimique de la réaction

Une réaction acido-basique est un transfert d'ion H^+ entre un acide et une base de **couples différents**.



Les produits sont les **formes conjuguées** des réactifs.



Exercices n°6 et 8 p.25 (chimie)

III.2. Réaction totale et limitée, notion d'équilibre chimique

Lorsque le réactif limitant est entièrement consommé à l'état final, la réaction est dite totale et son symbole est une flèche \rightarrow .

Lorsque le réactif limitant est encore présent à l'état final, la réaction est dite partielle ou limitée et son symbole est une double flèche \rightleftharpoons .



Un système chimique, siège d'une **réaction limitée**, atteint un **équilibre chimique** lorsque les concentrations des espèces présentes n'évoluent plus.

Cet état d'**équilibre** est **dynamique** : il ne se traduit pas par l'absence de transformation chimique, mais par l'existence de **deux transformations inverses** se produisant **simultanément**.

En générale, une **modification** de la **concentration** d'une espèce au sein d'un système chimique à l'**équilibre** provoque une **évolution** du système qui tend à **s'opposer** à cette **modification**.

III.3. Le produit ionique de l'eau

A 25°C, la conductivité de l'eau pure n'est pas nulle ($5,50 \mu\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$). Elle est cependant très faible et montre que l'eau, même pure, contient une faible proportions d'ions. Ces ions proviennent de l'**autoprotolyse de l'eau** :



Cette réaction est **non totale** et même **très limitée**.

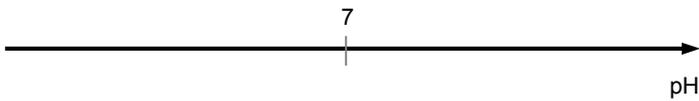
Il s'agit d'une **réaction acide base** entre les deux couples de l'eau.

Le produit ionique de l'eau, noté K_e , est égale au produit des valeurs des concentrations en ions oxonium et hydroxyde à l'état final :



A 25°C, $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$. Cette constante dépend de la température.

On note $pK_e = -\log K_e$.



IV. Force des acides et des bases

IV.1. Acides forts et bases fortes

IV.1.a. Définition

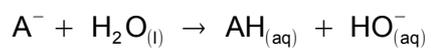
Un acide AH est dit fort si toutes les entités introduites dans l'eau se dissocient en libérant un ion hydrogène H^+ . La réaction avec l'eau est totale.



Tableau d'avancement:

	Avancement (mol)	Réactifs		Produits	
		AH	H ₂ O	A ⁻	H ₃ O ⁺
Etat du système		n_{AH}	n_{H_2O}	n_{A^-}	$n_{H_3O^+}$
Etat initial	$x=0$				
Etat final	x_f				
Etat max	x_{max}				

Une base A^- est dite forte si toutes les entités de la base introduites dans l'eau captent un ion hydrogène.
La réaction entre la base A^- et l'eau est totale.



Les espèces ioniques de formule XOH sont considérées comme des bases fortes si elles se dissolvent totalement dans l'eau :

IV.1.b. Calcul de pH

Pour des solutions d'acides de concentration molaire c en soluté apporté comprise entre 10^{-1} et 10^{-6} mol.L $^{-1}$, le **pH** d'une solution d'**acide fort** se calcule à l'aide de la relation :

Pour des solutions de bases de concentration molaire c en soluté apporté comprise entre 10^{-1} et 10^{-6} mol.L $^{-1}$, le **pH** d'une solution de **base forte** se calcule à l'aide de la relation :

IV.1.c. Effet thermique

La réaction qui se produit lors d'un mélange d'un acide fort et d'une base forte est très exothermique : elle libère de l'énergie.

L'élévation de la température du mélange est d'autant plus grande que les concentrations sont élevées.



Les acides et les bases sont corrosifs. Le contact avec la peau ou l'oeil peut provoquer de grave brûlures. En outre, leur réaction avec l'eau entraîne une élévation de température.



Exercices n°22, 25, 26, p.28 et 29 (chimie)

IV.2. Acides faibles et bases faibles



*Activité expérimentale n°2 :
Détermination expérimentale du pK_a d'un couple acide/base*

IV.2.a. Définition

Un acide AH est dit faible si une partie seulement des entités introduites dans l'eau libère un ion hydrogène H^+ . La réaction avec l'eau est limitée.

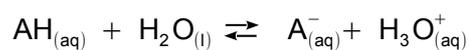


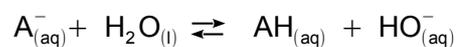
Tableau d'avancement:

		Réactifs		Produits	
		AH	H ₂ O	A ⁻	H ₃ O ⁺
Etat du système	Avancement (mol)	n _{AH}	n _{H₂O}	n _{A⁻}	n _{H₃O⁺}
Etat initial	x=0				
Etat final	x _f				
Etat max	x _{max}				



La détermination expérimentale de la force d'un acide se fait par mesure du pH de la solution d'acide de concentration molaire c en soluté apporté, qui permet de calculer $[H_3O^+]_f$.

Une base A^- est dite faible si une partie seulement des entités introduites dans l'eau captent un ion hydrogène. La réaction entre la base A^- et l'eau est limitée.



De la même manière, la détermination expérimentale de la force d'une base se fait par mesure du pH de la solution de base de concentration molaire c en soluté apporté, qui permet de calculer $[HO^-]_f$.



Exercices n°13, 14, 29, 30, 33 et 34 p.26, 27, 30 et 31 (chimie)

IV.2.b. Constante d'acidité

Un couple acide faible/base faible AH/A^- est caractérisé par sa constante d'acidité K_a , grandeur sans dimension, définie par :



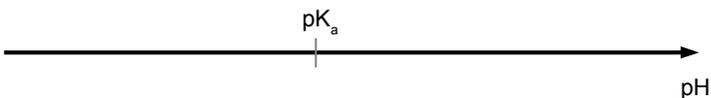
On note $pK_a = -\log K_a$.

Plus le pK_a d'un couple est grand, moins l'acide se dissocie dans l'eau.

Couple acide/base	pK_a à 25 °C
$H_3O^+(aq)/H_2O(l)$	0,0
$HF(aq)/F^-(aq)$	3,2
$H-COOH(aq)/H-COO^-(aq)$	3,8
$CH_3-COOH(aq)/CH_3-COO^-(aq)$	4,8
$CO_2, H_2O(aq)/HCO_3^-(aq)$	6,4
$NH_4^+(aq)/NH_3(aq)$	9,2
$HCO_3^-(aq)/CO_3^{2-}(aq)$	10,3
$H_2O(l)/HO^-(aq)$	14,0

IV.2.c. Domaine de prédominance

On appelle domaine de prédominance d'une forme acide ou basique d'un couple, l'intervalle de pH pour lequel cette entité est en concentration supérieure à celle de sa forme conjuguée.



Domaine de prédominance du couple AH/A^-



On appelle diagramme de distribution des formes acide et basique d'un couple le diagramme donnant le pourcentage de chaque forme acide et basique du couple en fonction du pH.

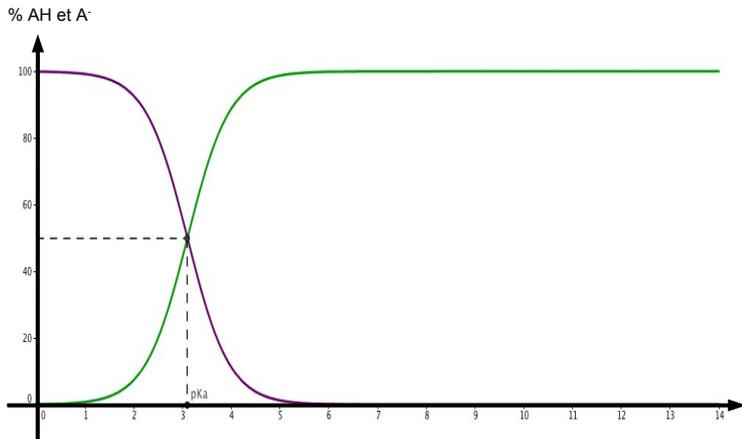


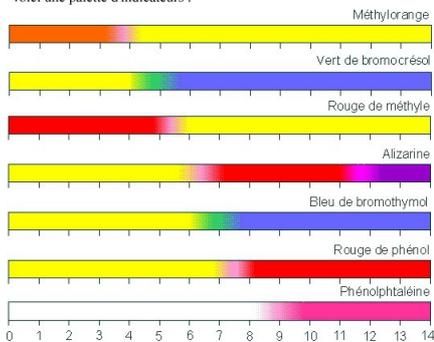
Diagramme de distribution du couple AH/A⁻



Un indicateur coloré est un couple acide-base, noté HInd/Ind⁻ dont les couleurs des formes acide et basique sont différentes.

On appelle **zone de virage** de l'indicateur coloré la zone $pK_a - 1 < pH < pK_a + 1$ pour laquelle il présente sa teinte sensible.

Voici une palette d'indicateurs :



Domaine de prédominance de quelques indicateurs colorés



Exercices n°3, 4, 6, 14, 17 et 18 p.46, 47, 50 et 51 (chimie)

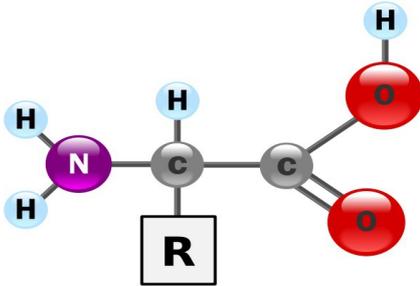
V. pH et milieux biologiques



Résolution de problème n°1 : Contrôle du pH du sang

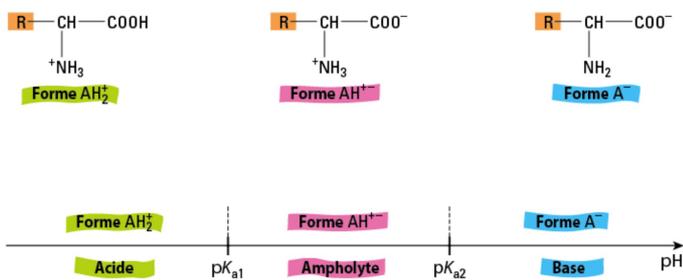
V.1. Les acides α-aminés

Les acides α-aminés ont des propriétés acido-basiques particulières : leur **groupe carboxyle** leur donne la propriété d'un **acide**, et le groupe **amine** celle d'une **base**.



Acide α-aminé

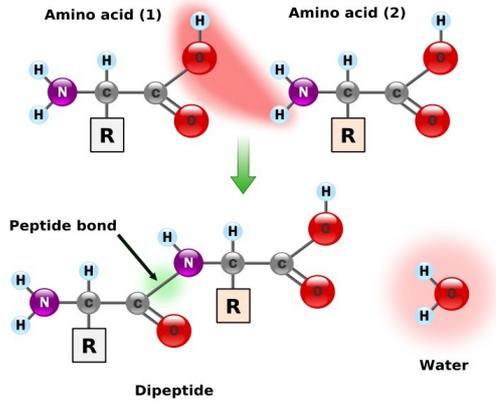
Les 3 formes de l'acide α-aminé constituent deux couples acide/base :



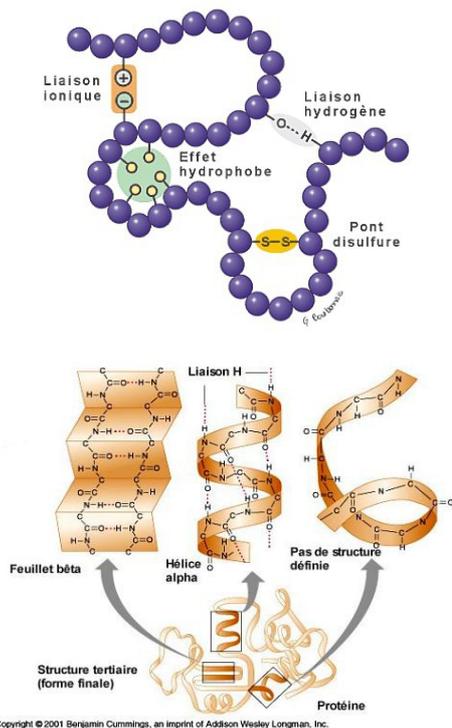
Domaine de prédominance des couples acide/base d'un acide α-aminé



Les protéines et les enzymes (protéines pourvues d'une activité catalytique) sont en premier lieu constituées de chaînes polypeptidiques où des dizaines, voire des centaines, d'acides aminés se suivent linéairement dans un ordre précis, appelé séquence peptidique, qui correspond à la structure primaire de ces macromolécules.



La liaison peptidique



V.2. Effet tampon

Une solution tampon est une solution dont le pH varie très peu lorsque l'on ajoute des quantités modérées d'acide et de base, ou par dilution modérée.



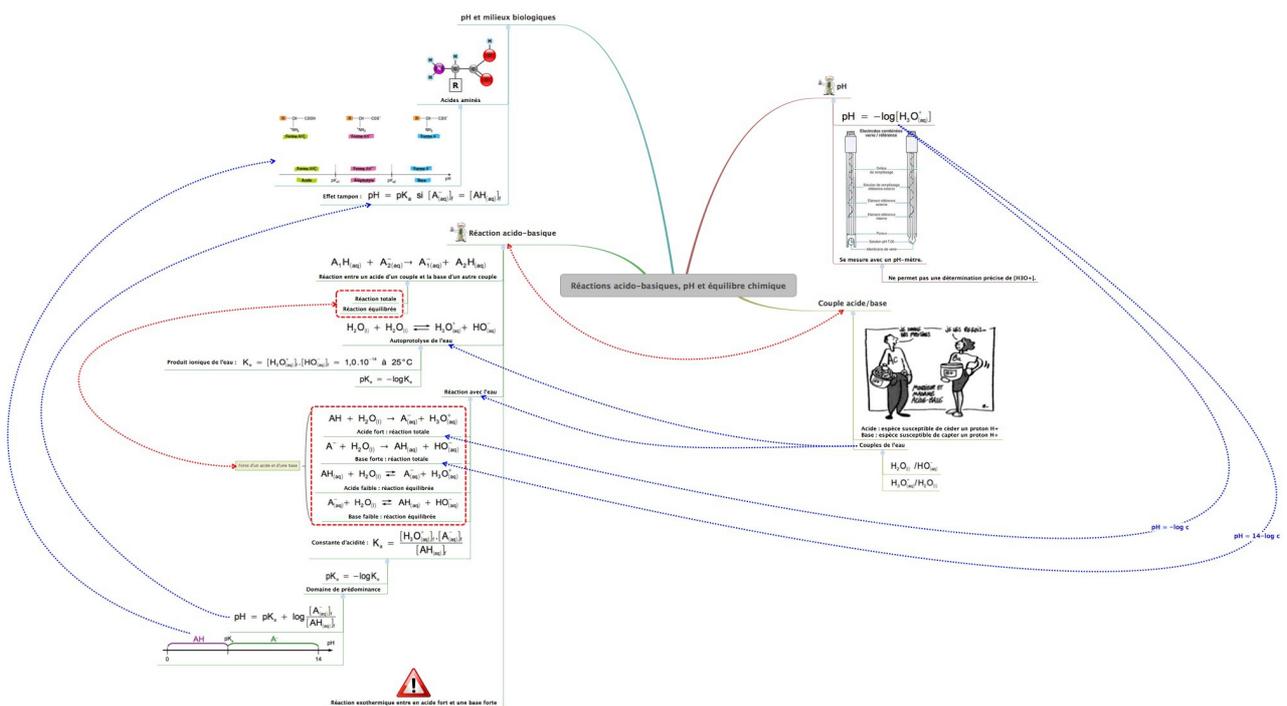
Une solution tampon contient un **acide faible** et sa **base conjuguée** en **concentrations du même ordre de grandeur**. Son **pH** est **proche** du **pK_a** du couple acide/base présent dans la solution.

Les processus biochimiques des organismes vivants sont extrêmement sensibles aux variations de pH. Le pH des milieux biologiques comme le sang est régulé par un ensemble de solutions tampons qui minimisent la variation de pH.



Exercices n°10, 12 et 19 p.48, 49 et 51 (chimie)

CE QU'IL FAUT RETENIR



OBJECTIF BAC...

Exercices du livre :

Exercices n°36, 37, 38 et 39 p.32, 33, 34 et 35

Exercices n°20, 21, 22 et 23 p.52, 53, 54 et 55

BIBLIOGRAPHIE

- BELIN, chimie Term S

ANIMATIONS

- <http://www.edumedia-sciences.com/fr/> (identifiant : 0070001N mdp : edumedia)