

COURS DE CHIMIE N°4

REACTIONS ACIDE BASE Théorie de Brönsted

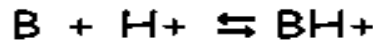
I/ Equilibres en solution aqueuse

1/ Acides et bases (définition selon Brönsted)

Un **acide** est un **donneur de protons**.

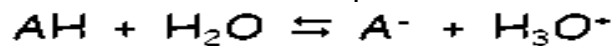


Une **base** est un **accepteur de protons**.

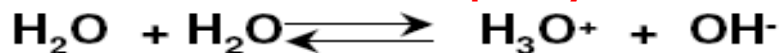


ATTENTION :

Le proton n'existe **pas sous forme H⁺ isolé** en solution. En effet dans le cas contraire, il posséderait une **énergie trop considérable**. Il est donc **toujours associé avec une base**. Cette base est soit l'eau elle-même c'est-à-dire qu'on a H₃O⁺ ou bien avec une autre base.

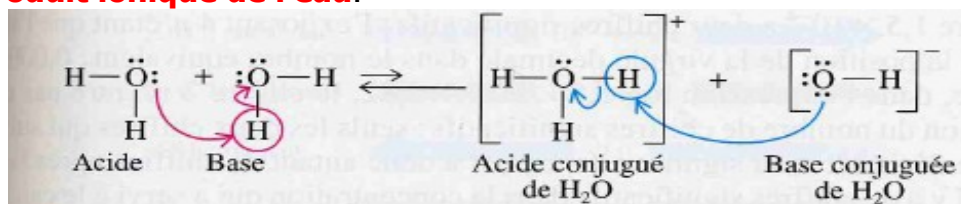


Dans l'eau pure, on observe **une réaction d'auto-protolyse**.

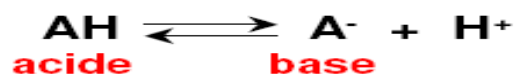


Avec $K_e = (H_3O^+)(OH^-) = 10^{-14}$ à 298K et 1 atm.

K_e est le **produit ionique de l'eau**.



2/ Couples acide-base



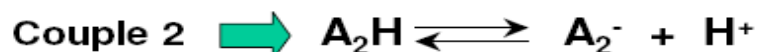
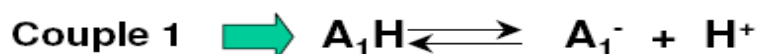
AH/A⁻ correspond à un couple acide-base.

A⁻ est la base conjuguée de l'acide AH.

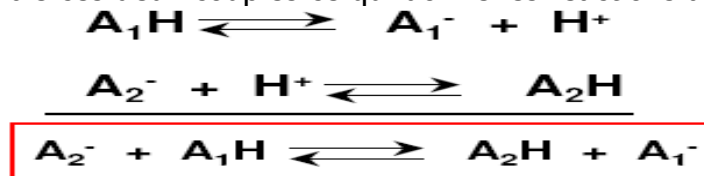
3/ Notion de couple acido-basique

Une réaction acido-basique est un **échange de protons entre deux couples acide-base**.

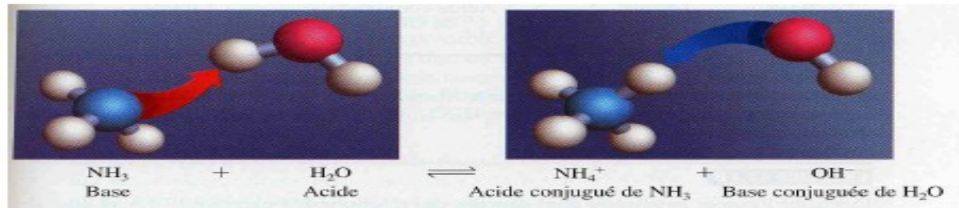
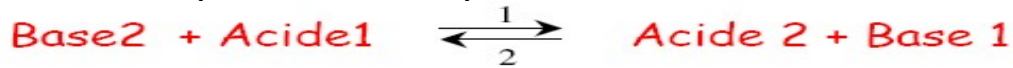
Exemple : A₁H/A₁⁻ et A₂H/A₂⁻



On fait réagir ensemble ces deux couples ce qui donne les réactions acide-base suivantes :

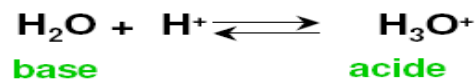
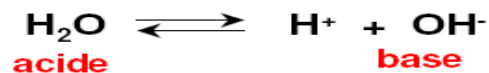


On remarque que la base 2 et l'acide 1 réagissent ensemble pour former l'acide 2 et la base 1 et inversement (réaction réversible).



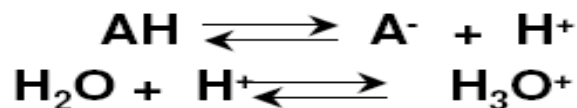
4/ Le cas de l'eau

Réaction des couples acide-bases dans l'eau :



On en déduit donc que l'eau est une molécule ampholyte (ou bien on peut dire que l'eau est amphotère. **C'est la même chose**) car elle peut être à la fois acide et base.

5/ Equilibre en solution à température et pression constantes

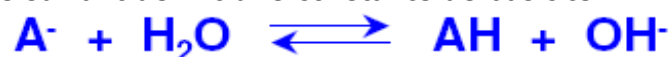


On définit alors la **constante d'acidité** :

$$K_A = \frac{(\text{A}^-)(\text{H}_3\text{O}^+)}{(\text{AH})}$$

Pour les solutions diluées, on confond activité et concentration (en mol.L⁻¹ ou M) : a_i = C_i

Alors que l'équilibre suivant définit une constante de basicité :



$$K_B = \frac{(\text{AH})(\text{OH}^-)}{(\text{A}^-)}$$

Mais le produit **K_A·K_B = K_e**

La **définition d'une constante de basicité K_B est donc inutile**. On utilise donc uniquement les constantes d'acidité K_A.

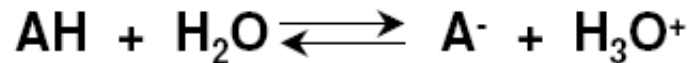
II/ Echelle des constantes d'acidité (pK_A)

Un couple acide-base est **caractérisé** par la valeur de pK_A.
On définit pK_A par :

$$\mathbf{pK_A = - \log K_A}$$

1/ Acide fort

Un **acide fort** est **totalement dissocié** en solution.



K_A > 1 (car l'acide est totalement dissocié) donc **pK_A < 0**

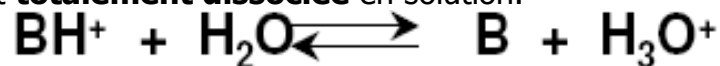
Donc tout acide ayant un pK_A < 0 sera un acide fort.

La base conjuguée A⁻ de cet acide fort n'a **pas de propriétés basiques**. C'est une base dite **inactive**.

Ex : HCl a un pK_A de - 7 c'est donc un acide fort. Sa base conjuguée Cl⁻ est donc une base inactive.

2/ Base forte

Une **base forte** est **totalement dissociée** en solution.



Le pK_A de son acide conjugué BH⁺ est plus grand que pK_e.

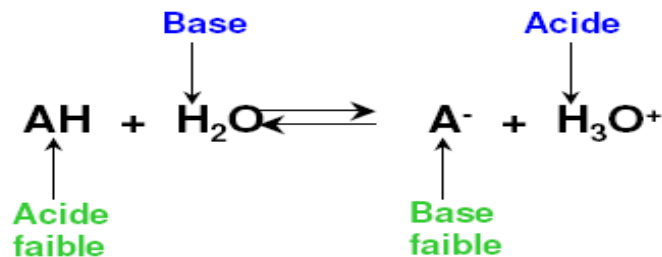
pK_A > 14 donc B est une base plus forte que OH⁻.

L'acide conjugué BH⁺ est inactive.

Ex : NaOH. L'acide conjugué est Na⁺, son pK_A est de 17.

3/ Acide faible- Base faible

Les acides **faibles** ont toujours une base conjuguée **faible**.



Le pK_A de ces acides faibles est compris entre 0 et 14.

$$\mathbf{0 < pK_A < 14.}$$

Résumé :

Indifférente	Très faible	Faible	Forte	Base A-
Fort	Faible	Très faible	Indifférent	Acide AH
	0	7	14	pK _A

III/ pH

$pH = -\log(a_{H^+})$

(a_{H⁺}) représente **l'activité de l'ion H₃O⁺**. Pour une solution diluée d'acide ou de base (C ≤ 0,1 M), on confond activité et concentration.

D'où :

$pH = -\log [H_3O^+]$

1/ Echelle de pH

Dans **l'eau utilisée comme solvant**, le pH est défini dans l'intervalle **0 ≤ pH ≤ 14**.

La valeur pH = 0 correspond à [H₃O⁺] = 1M

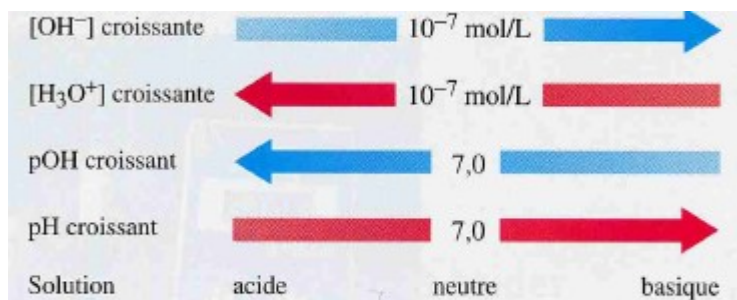
La valeur pH = 14 correspond à [OH⁻] = 1M ou [H₃O⁺] = 10⁻¹⁴ M

Dans l'eau pure, les seuls ions sont H₃O⁺ et OH⁻.

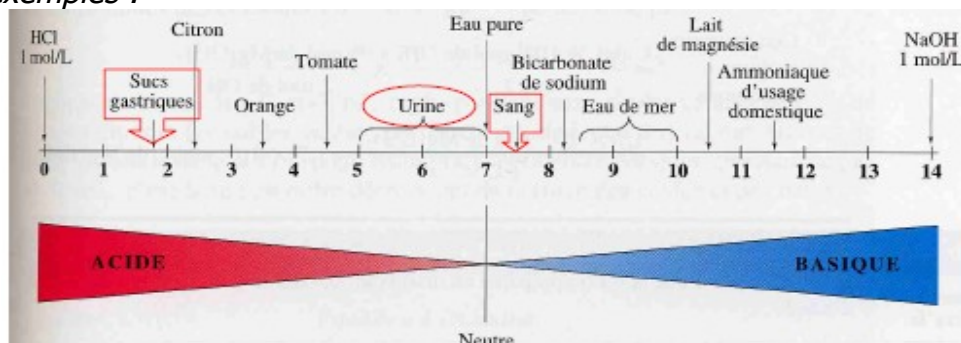
L'**électroneutralité** impose qu'il y ait autant d'ions H₃O⁺ que d'ions OH⁻.

[H₃O⁺] = [OH⁻] = √K_s = 10⁻⁷M

Donc pH = 7



Quelques exemples :



ATTENTION :

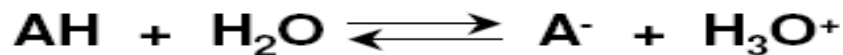
Il ne faut pas confondre **un acide** et **une solution acide**.

Le pH mesure **l'acidité ou la basicité d'une solution** et non **la force** de l'acide ou de la base en solution.

Le pK_A mesure la **force propre d'un acide** dans un solvant à une température donnée, **indépendamment de sa concentration**.

Remarque : le pH dépend de la solution alors que le pK_A dépend de l'acide.

IV/ Espèces dissoutes prédominantes



La proportion de l'espèce A^- par rapport à AH **va varier en fonction du pH**. Par ailleurs, **la somme de leur concentration reste constante**.

La concentration totale de l'acide est décrite par :

$$C = [AH] + [A^-]$$

$$K_A/[H_3O^+] = [A^-]/[AH]$$

$$\text{Donc } \log([A^-]/[AH]) = \text{pH} - \text{p}K_A$$

Si $\text{pH} < \text{p}K_A$ alors $[AH] > [A^-]$

Si $\text{pH} = \text{p}K_A$ alors $[AH] = [A^-]$

Si $\text{pH} > \text{p}K_A$ alors $[AH] < [A^-]$



V/ Calcul du pH des solutions aqueuses

Données :

- Concentration de l'acide ou de la base
- Constante d'équilibre du couple acide-base
- Produit ionique de l'eau K_e
- Activité de l'eau : $a_{H_2O} = [H_2O] = 1$

Inconnues :

- Les concentrations de toutes les espèces dissoutes : $[AH]$, $[A^-]$, $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$

Deux de ces inconnues sont liées par la relation K_e . Donc si on connaît l'une on connaît forcément l'autre. Cela réduit donc le nombre d'inconnues à 3.

Relations (autres que K_e) :

- Concentration de l'acide ou de la base $C = [AH] + [A^-]$ (acide)
ou $C = [BH^+] + [B]$ (base)
- Constante d'équilibre du couple acide-base :
 $K_A = [H_3O^+][A^-]/[AH]$ ou $K_A = [H_3O^+][B]/[BH^+]$

- **Electroneutralité :**

$$[H^+] = [A^-] + [OH^-] \text{ ou } [BH^+] + [H^+] = [OH^-]$$

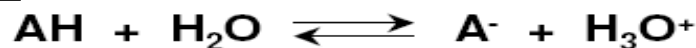
On a donc **3** relations et **3** inconnues. Pour résoudre cela il nous faut donc utiliser une équation du **3^{ème} degré**.

L'équation est la suivante :

$$a[H_3O^+]^3 + b[H_3O^+]^2 + c[H_3O^+] + d = 0$$

Comme il est difficile de résoudre ce genre d'équations, on va **l'approximer** par une équation du 1^{er} degré ou une équation du 2nd degré (selon les cas).

1/ Cas d'un acide fort



Comme c'est un acide fort, $K_A \gg 1$.

On a $C = [AH] + [A^-]$ avec $[A^-] \gg [AH]$ (du fait du K_A)

Donc $[H_3O^+] = [A^-] + [OH^-]$ d'où $[A^-] = [H_3O^+] - [OH^-]$

$[H_3O^+] \gg [OH^-]$ donc $[H_3O^+] = [A^-] = C$

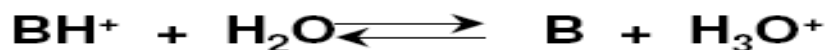
et $pH = -\log C$

Pour un **acide fort** on aura donc toujours **$pH = -\log C$**

Cette relation **n'est plus vérifiée** si $C \leq 10^{-7} \text{ M}$ car $[OH^-]$ n'est plus négligeable devant $[H_3O^+]$. Il faut donc trouver une équation du second degré à résoudre.

Remarque : cette équation du second degré est variable d'un problème à l'autre. En revanche dans le cas d'un acide fort on aura toujours $[A^-] \gg [AH]$ du fait du statut d'acide fort.

2/ Cas d'une base forte



Comme c'est une base forte, $K_A \ll 10^{-14}$

On a $C = [B] + [BH^+]$ sachant que $[BH^+] \gg [B]$ on peut donc réduire à $C = [BH^+]$

$[H_3O^+] + [BH^+] = [OH^-]$ donc $[BH^+] = [OH^-] - [H_3O^+]$

$[OH^-] \gg [H_3O^+]$ donc $[BH^+] = [OH^-]$ d'où $C = [OH^-]$

$C = K_e / [H_3O^+]$ d'où $\log C = pH - pK_e$

Donc pour une **base forte**, on aura toujours **$pH = \log C + pK_e$**

Cette relation n'est plus vérifiée si $C \leq 10^{-7} \text{ M}$.

3/ Cas d'un acide faible

Le calcul **direct** du pH n'est possible que si les 2 approximations suivantes sont vérifiées :

- $[H_3O^+]$ de la dissociation de l'eau $\ll [H_3O^+]$ de la dissociation de l'acide
- $[HA] \gg [A^-]$ ou $[HA]/[A^-] > 10$

On déduit donc de cela que

$$C^{\circ} = [\text{HA}] \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] \text{ et } K_A = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2/C^{\circ}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (K_A \cdot C^{\circ})^{1/2}$$

$$\text{pH} = 1/2(\text{p}K_A - \log C^{\circ})$$

Si l'on a **seulement la 2^{ème} approximation de vérifiée.**

On peut écrire que

$$C^{\circ} = [\text{HA}] \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-]$$

$$\text{Sachant que } K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

et que $K_A = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}]$, on pose l'équation suivante :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (K_A \cdot C^{\circ} + K_e)^{1/2}$$

Il faudra ensuite résoudre cette équation afin d'obtenir $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et une fois $[\text{H}_3\text{O}^+]$ obtenu, on pourra en déduire la valeur du pH.

Si l'on a **seulement la 1^{ère} approximation de vérifiée.**

On peut écrire que

$$C^{\circ} = [\text{HA}] \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$$

$$\text{De plus } K_A = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}] \text{ et } K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

On a donc l'équation du second degré suivante :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 + K_A [\text{H}_3\text{O}^+] + K_A \cdot C^{\circ} = 0$$

Tout comme lors du cas précédent, il faudra résoudre cette équation afin d'obtenir $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et en déduire ensuite le pH.

4/ Cas d'une base faible

Le **calcul direct** n'est possible que si les **2 approximations suivantes sont vérifiées** :

- $[\text{OH}^-]$ de la dissociation de l'eau $<$ $[\text{OH}^-]$ de la dissociation de la base
- $[\text{BH}^+] \ll [\text{B}]$ ou $[\text{B}]/[\text{BH}^+] > 10$
 $K_A/[\text{H}_3\text{O}^+] > 10$ ou $\text{pH} < \text{p}K_A + 1$

Dans ce cas, on peut écrire :

$$C^{\circ} = [\text{B}] \text{ et } [\text{BH}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$\text{et } K_A = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{B}]/[\text{BH}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \cdot C^{\circ}/K_e$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (K_A \cdot K_e/C^{\circ})^{1/2}$$

$$\text{Donc } \text{pH} = 1/2(14 + \text{p}K_A + \log C^{\circ})$$

Si on a **seulement la 2^{ème} approximation de vérifiée.**

On peut écrire :

$$C^{\circ} = [\text{B}] \text{ et } [\text{BH}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \text{ et } K_A = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{B}]/[\text{BH}^+]$$

D'où l'équation suivante :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [(K_A - K_e)/(C^{\circ} + K_A)]^{1/2}$$

En résolvant cette équation on obtient $[\text{H}_3\text{O}^+]$ d'où on déduit pH.

Si on a seulement la 1ère approximation de vérifiée.

On peut écrire :

$$C^{\circ} = [B] + [BH^{+}] \text{ et } [BH^{+}] = [OH^{-}]$$

$$K_e = [H_3O^{+}][OH^{-}] \text{ et } K_A = [H_3O^{+}][B]/[BH^{+}]$$

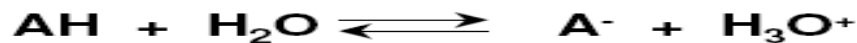
D'où l'équation suivante du second degré suivante :

$$C^{\circ}[H_3O^{+}]^2 - K_e[H_3O^{+}] - K_A \cdot K_e = 0$$

En résolvant cette équation on obtient $[H_3O^{+}]$ d'où on déduit pH.

5/Dissociation d'un couple acide-base en fonction de sa concentration (loi de Oswald)

a/ Loi de Oswald



On définit le **coefficient de dissociation α** par

$$\alpha = [A^{-}]/[AH] + [A^{-}] = [A^{-}]/C$$

avec $[H_3O^{+}] = [A^{-}] + [OH^{-}]$ et $[H_3O^{+}] \gg [OH^{-}]$

on écrit donc $[H_3O^{+}] = [A^{-}] = C\alpha$ et $[AH] = C(1-\alpha)$

$$\text{D'où } K_A = C\alpha^2/1-\alpha$$

$$\text{Et } K_A/C = \alpha^2/1-\alpha$$

b/ Conséquences de la loi de Oswald

- Une **acide faible très dilué** tend à se dissocier totalement, il **se comporte comme un acide fort** : **pH = - log C**. On peut traduire cette phrase mathématiquement par : quand C tend vers 0, α tend vers 1.
- Une **base faible très diluée** se comporte comme le conjugué d'un acide faible très dilué (*nous avons dit précédemment qu'il se comportait comme un acide fort*) donc comme **une base inactive** : **pH = 7**.

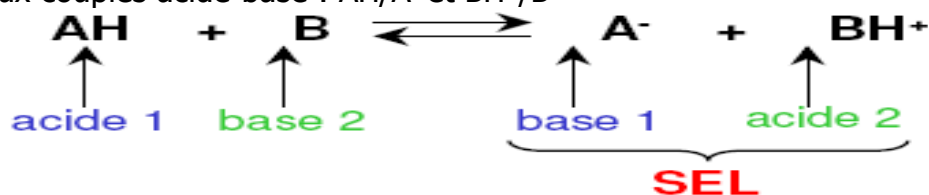
VI/ Calcul du pH des solution de sels

1/ Définition d'un sel

Un sel résulte de la neutralisation d'un acide par une base ou de la neutralisation d'une base par un acide.

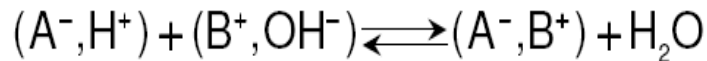
Un sel est un composé ionique totalement dissocié en solution.

On prend deux couples acide-base : AH/A^{-} et BH^{+}/B



La base 1 et l'acide 2 imposent le pH à la solution car ce sont eux qui composent le sel.

2/ Sel d'acide fort et de base forte



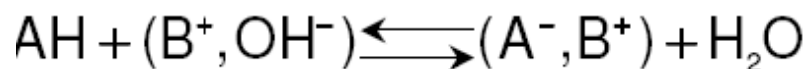
A^- est la base conjuguée d'un acide fort donc est **inactive**.

B^+ est l'acide conjugué d'une base forte donc est **inactif**.

Le sel A^-B^+ n'a donc **pas de propriétés acido-basique**. La solution est donc neutre :
 $pH = 7,00$

Ex : Na^+Cl^- , $K^+NO_3^-$

3/ Sel d'acide faible et de base forte



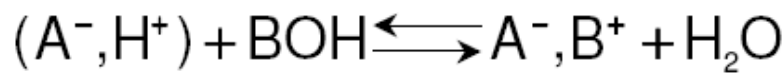
A^- est la base conjuguée d'un acide faible donc est une **base faible**.

B^+ est l'acide conjugué d'une base forte donc est un **acide inactif**.

Le sel A^-B^+ est donc une **base faible** donc une solution basique à laquelle on applique les formules de calcul de pH d'une solution basique faible.

Ex : $CH_3COO^-Na^+$, $HCO_3^-Na^+$

4/ Sel d'acide fort et de base faible

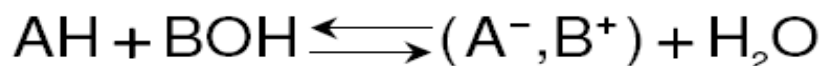


A^- est la base conjuguée d'un acide fort donc est une **base inactive**.

B^+ est l'acide conjugué d'une base faible donc est un **acide faible**.

Le sel A^-B^+ est donc un **acide faible** donc une solution acide à laquelle on applique les formules de calcul de pH d'une solution.

5/ Sel d'acide faible et de base faible



A^- est la base conjuguée d'un acide faible donc est une base faible

B^+ est l'acide conjugué d'une base faible donc est un acide faible

Le pH de la solution est difficile à prévoir, il dépend de la force relative de la base faible et de l'acide faible.

$$pH = \frac{1}{2} (pK_{A1} + pK_{A2})$$

Ex : à une même concentration de $C = 10^{-3}M$

$CH_3COO^-NH_4^+$ a un pH de 7 alors que $CO_3^{2-}NH_4^+$ a un pH de 9,17.

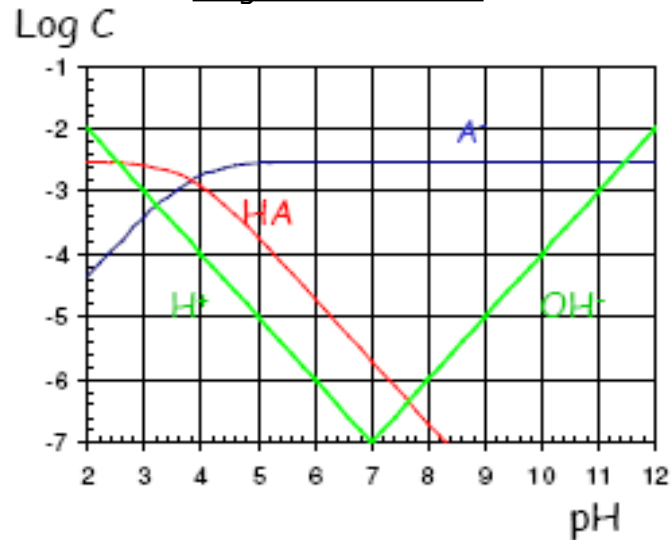
VII/ Calculs de pH méthode graphique

1/ Méthodologie

Représentation graphique de l'évolution, en fonction du pH, des concentrations en solution d'un acide et de sa base conjuguée.

On utilise pour cette résolution l'électroneutralité : $C = [HA] + [A^-]$ et la définition du pK_A .

Diagramme de Sillen



On s'intéresse au pH de la solution initiale ainsi qu'au pH de la solution après neutralisation par une base forte.

2/ Construction du diagramme de Sillen

On sait que $\log[H^+] = -pH$, $\log [HO^-] = -14+pH$ et $pK_A = 3,86$.

a/ Tracé de $\log[A^-]$

$$\log[A^-/AH] = pH - pK_A$$

$$\log [AH] + pH - pK_A = \log [A^-]$$

Si $pH < pK_A - 2$ alors $\log [AH] = \log C$

et $\log [A^-] = \log C - pK_A + pH$

Si $pH > pK_A + 2$ alors $[A^-] = C$

et $\log [A^-] = \log C$

b/ $pH = pK_A$

$$[AH] = [A^-] = C/2 \quad \log[A^-] = \log C - 0,3$$

c/ Tracé de $\log [AH]$

Si $pH < pK_A - 2$ alors $\log [AH] = \log C$

Si $pH > pK_A + 2$ alors $[A^-] = C$ et $\log [AH] = \log C - pK_A - pH$

3/ Résolution graphique des calculs de pH

a/ pH de la solution initiale

L'électroneutralité donne $[H^+] = [A^-] + [OH^-]$

$$\log [H^+] = \log([A^-] + [OH^-])$$

$$\log [H^+] = \log [A^-]$$

b/ pH de la solution après neutralisation par une base forte de l'acide initiale

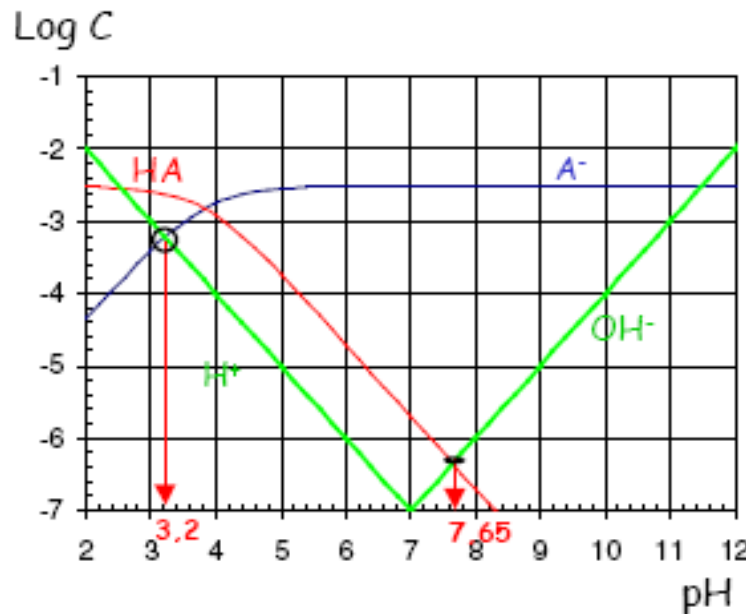
$$[B+] = C = [AH] + [A^-]$$

$$[B+] + [H+] = [A^-] + [OH^-]$$

$$[AH] + [H+] = [OH^-]$$

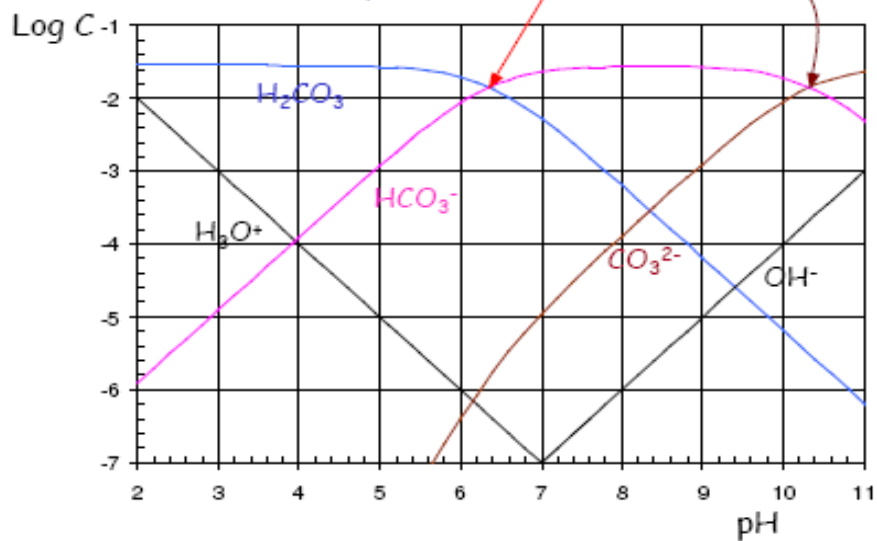
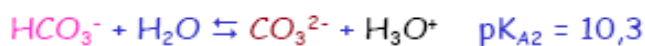
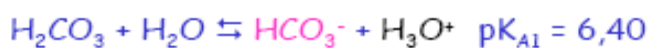
$$\log [OH^-] = \log ([AH] + [H+]) =$$

$$\log [OH^-] = \log [AH]$$



4/ Le système carbonaté

$$\Sigma CO_2 = C_{st} = [H_2CO_3] + [HCO_3^-] + [CO_3^{2-}]$$



VIII/ Solutions tampons

1/ Définition

Une **solution tampon** est une solution ayant **son pH fixé** soit :

- par la concentration **d'acide fort ou de base forte**
- par la concentration d'un couple faible telle que $[AH] = [A^-]$ et $pH = pK_A$

Exemple : le tampon acétate est le résultat d'un mélange d'acide acétique et de l'ion acétate $CH_3CO_2^-$ sous la forme d'acétate de sodium.

On définit le pouvoir tampon par :

$$\beta = dC / dpH \text{ en } M \cdot pH^{-1}$$

Remarque : le pouvoir tampon c'est la capacité d'une solution à maintenir son pH malgré des perturbations.

2/ Tampon acide fort/base forte

Exemple : solution d'acide fort à $10^{-2}M$ donc à $pH = 2,00$.

On neutralise 10% de l'acidité par une base forte

$dC = 10^{-3} M$ (base forte ajoutée)

Il reste donc $[H_3O^+] = 9 \cdot 10^{-3} M$ donc $pH = 2,04$

$$\beta = 10^{-3}/0,04 = 2,5 \cdot 10^{-2} M \cdot pH^{-1}$$

Le pH d'un tampon d'acide fort ou de base forte **dépend de sa concentration**.

3/ Tampon acide faible/base faible

a/Cas n°1

$C = [AH] + [A^-]$ donc $[AH] = [A^-] = C/2$

$pH = pK_A + \log [A^-]/[AH]$ donc $pH = pK_A$

A la demi-neutralisation, le pH d'un tampon acide faible/base faible **ne dépend pas de sa concentration** :

$$pH = pK_A$$

b/ Cas n°2

$$[AH] \neq [A^-] \neq C/2$$

Dans la zone tampon de la courbe de titrage, si $[AH] > [A^-]$ on aura $pH < pK_A$ et

$$[AH] = C/2 + z$$

$$\text{et } [A^-] = C/2 - z$$

$$pH = pK_A + \log [(C/2 - z)/(C/2 + z)]$$

*Ex : $C = 10^{-2} M$; $pK_A = 5,00$; $z = 2 \cdot 10^{-3} M$
donc $pH = 5 + \log 3/7$ d'où $pH = 4,63$*

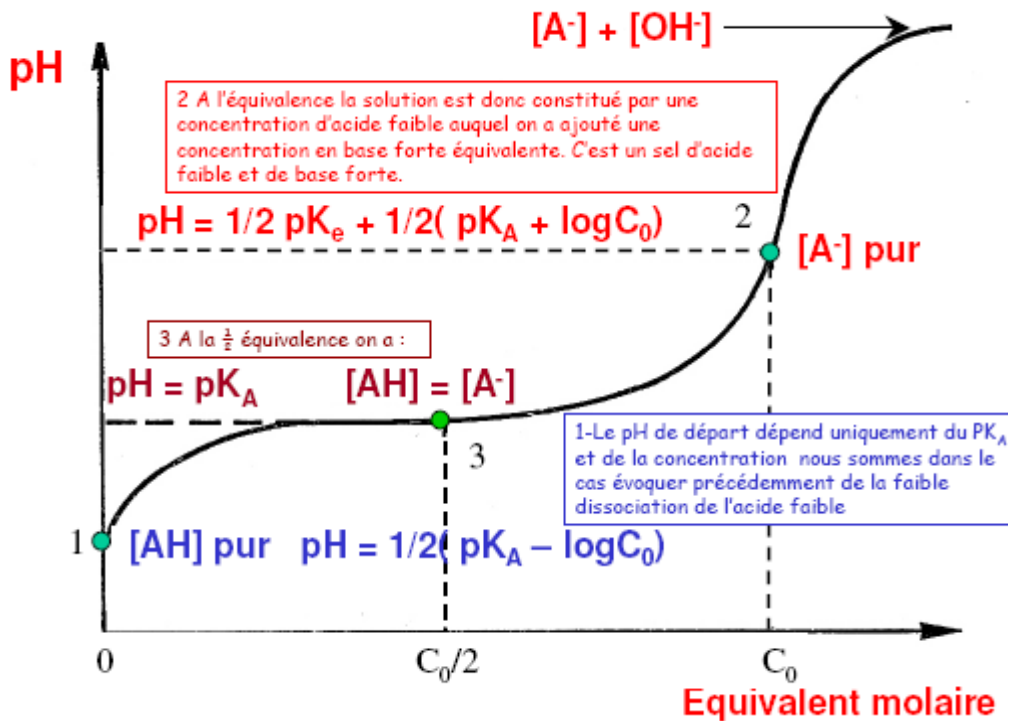
Si on ajoute $dx \text{ mole.L}^{-1}$ de base forte on neutralise $dx \text{ mole.L}^{-1}$ de AH et on produit $dx \text{ mole.L}^{-1}$ de A⁻.

Avec $dx = d[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, on obtient $\text{pH} = 4,73$ d'où
 $\beta = 5 \cdot 10^{-4} / 4,73 - 4,63 = 5 \cdot 10^{-3}$

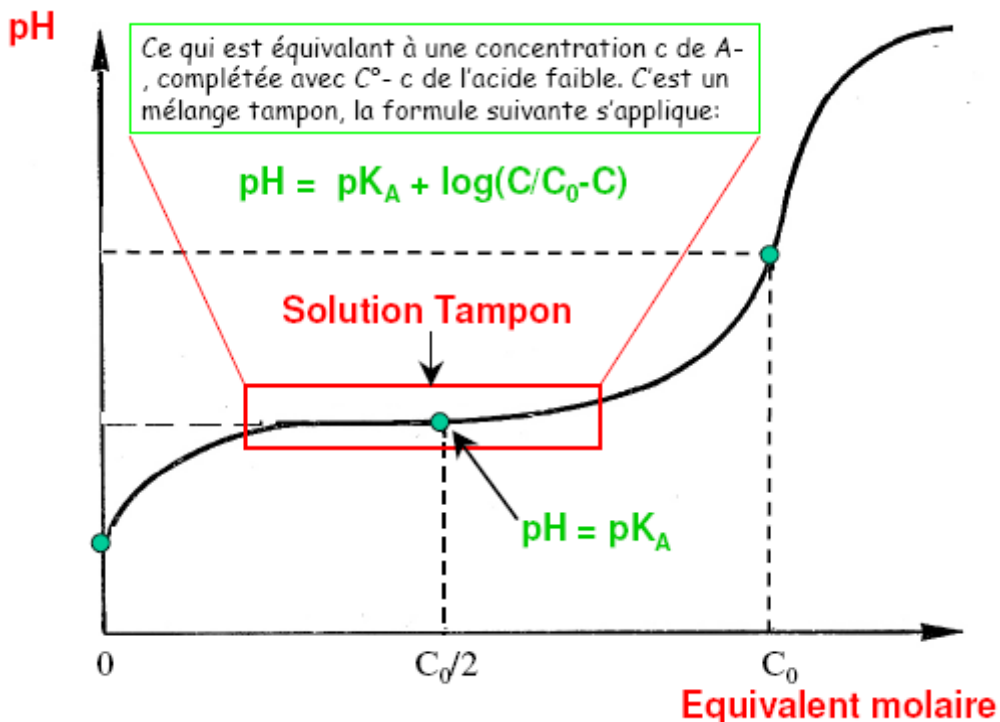
Le pouvoir tampon décroît très vite si on s'éloigne du pK_A

4/ Courbe de titrage : cas d'un acide faible par une base forte

a/ Solution normale

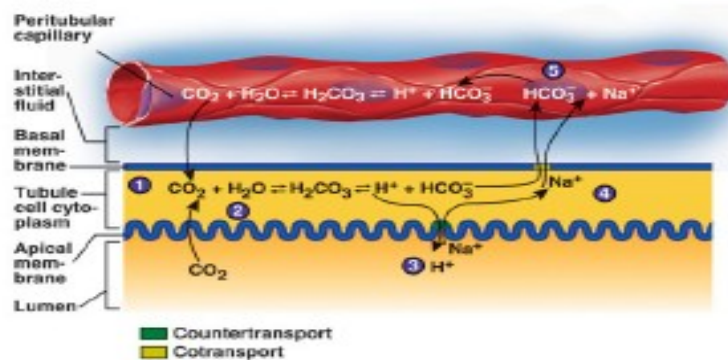


b/ Solution tampon



IX/ pH sanguin

Le pH sanguin a des limites étroites : il est toujours compris entre 7,3 et 7,7. Pour cela il existe des mécanismes d'élimination des protons et acides produits (par exemple : élimination d'H⁺ par les systèmes rénaux, hydrocarbures acides métabolisés). Ce sont des systèmes tampons efficaces : processus lents surtout en cas de variations brusques (ex : acide lactique pendant un effort) mais indispensables car sinon le pouvoir tampon s'épuiserait.

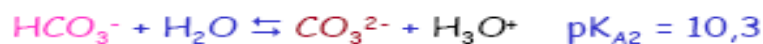
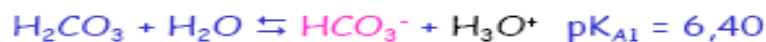


1/ Le contrôle du pH sanguin

Ce sont les systèmes tampons efficaces.

On trouve :

- A 55% le **système carbonaté** :
 $\Sigma\text{CO}_2 = [\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}]$



- A 40% le **système hémoglobine**



- A 5% le **système protéique et les phosphates inorganiques**



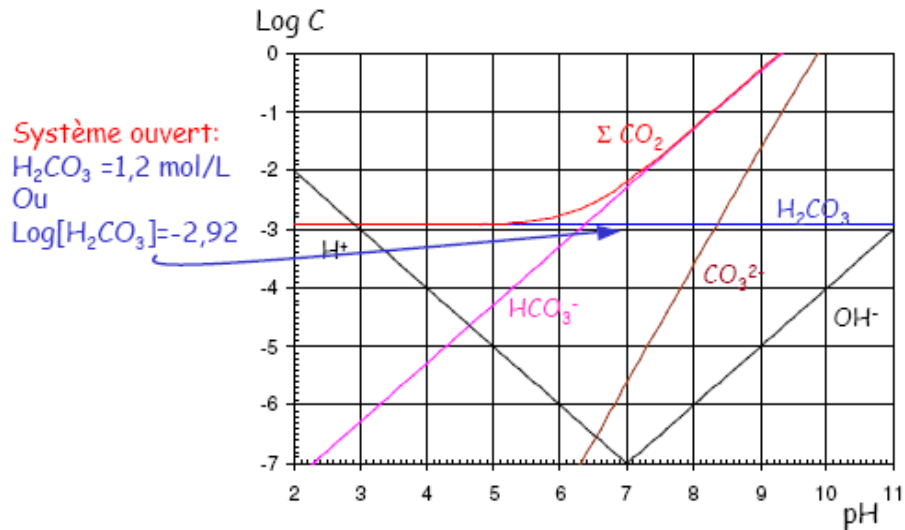
2/ Le système carbonaté : 1^{ère} ligne de défense



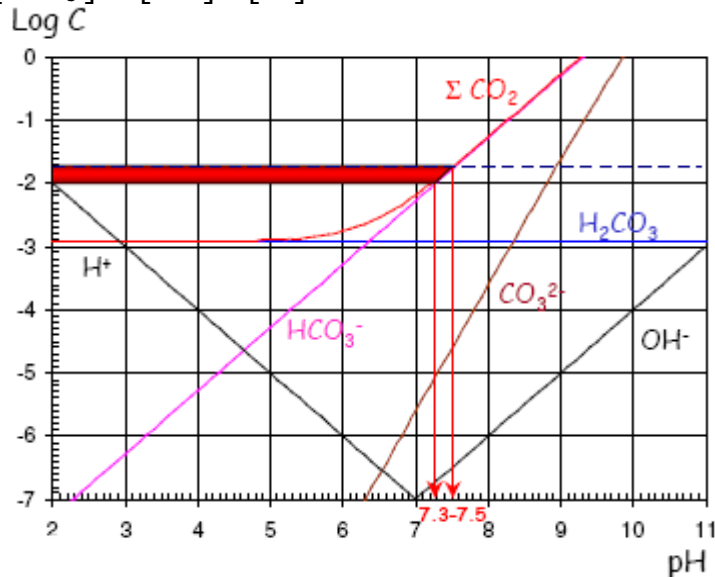
$$\text{pH} = 6,1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]_{\text{dissous}}}$$

$$= 6,1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{a_{\text{CO}_2} \text{PCO}_2}$$

$$= 6,1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$



Electroneutralité donne :



$$[Na^+] = 0,136 \text{ eq}$$

$$[Cl^-] = 0,11 \text{ eq}$$

L'électroneutralité impose que $\log ([Na^+] - [Cl^-]) = \log ([HCO_3^-])$

$$\log ([Na^+] - [Cl^-]) = -1,7$$

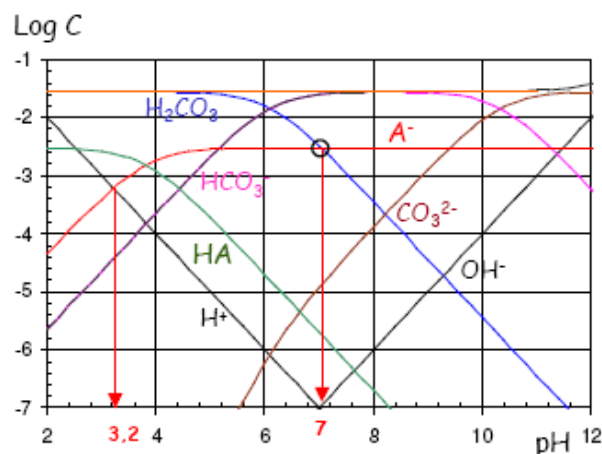
3/ Le système carbonate : ouvert versus fermé

Système fermé :

1-Electroneutralité : $[Na^+] - [Cl^-] = [HCO_3^-]$

Production d'acide lactique durant un effort : HA/A^-

2- Electroneutralité : $[Na^+] + [H_3O^+] = [HCO_3^-] + [Cl^-] + [A^-]$



Graphiquement :

$$\Sigma \text{CO}_2 = [\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}] = [\text{Na}^+] + [\text{Cl}^-]$$

Donc on peut écrire :

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] = [\text{HCO}_3^-] + [\text{A}^-]$$

Donc il y aura électroneutralité à

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = [\text{A}^-]$$

En absence de tampon carbonate, le pH aurait été de 3,2.

4/ Les autres lignes de défense

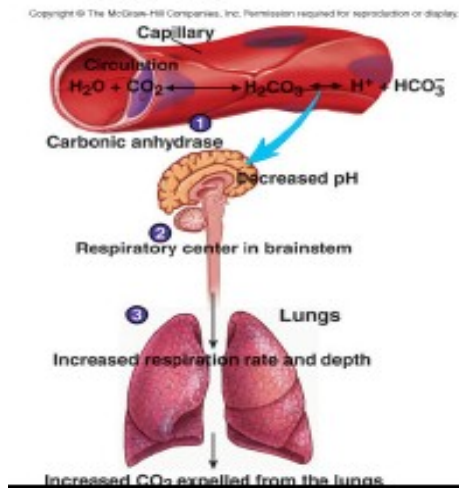
$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}; \quad \frac{[\text{HPO}_4^-]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}; \quad \frac{[\text{Prot}^-]}{[\text{H} \cdot \text{Prot}]}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{H}_2\text{CO}_3} + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]_d} = \text{pK}_{\text{PO}_4} + \log \frac{[\text{HPO}_4^-]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = \text{pK}_{\text{Prot}} + \log \frac{[\text{Prot}^-]}{[\text{H} \cdot \text{Prot}]}$$

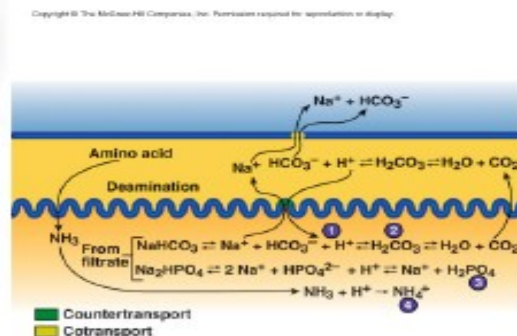
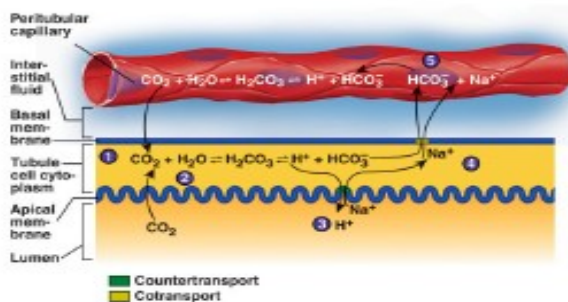
La 2^{ème} ligne de défense est **la respiration** pour contrer les variations de pH ou ΔPCO_2 .

L'**hyperventilation** entraîne une diminution de la PCO_2 et une **augmentation du pH**.

L'**hypoventilation** entraîne une augmentation de la PCO_2 et une **diminution du pH**.



La 3^{ème} ligne de défense est **l'élimination d'H⁺ par les systèmes rénaux**.



Ce document, ainsi que l'intégralité des cours de P1, sont disponibles gratuitement à l'adresse suivante : <http://cours1bichat-larib.weebly.com>