

Coucou tout le monde, bienvenue dans ce cours merveilleux maintenant en version complète,

# ✨ LES ÉQUILIBRES ACIDO-BASIQUES ✨

## I. Généralités

### DEFINITIONS

**Acide** : espèce capable de **céder** un ou plusieurs protons\*

**Base** : espèce capable de **capter** un ou plusieurs protons\*

**Couple acido-basique** : molécules capables de déplacer l'équilibre entre les ions  $H^+$  et les ions  $OH^-$  en solution aqueuse en s'ionisant dans l'eau

\*ce sont les définitions selon Brønsted, Lewis a donné des définitions différentes (*tu les verras en chimie*)

### IONISATION DE L'EAU

Une réaction acido-basique produit des ions (par échange de protons  $H^+$ ).

L'eau est une molécule faiblement ionisée en  $H^+$  et  $OH^-$

Elle produit des ions  $H^+$  et  $OH^-$  (ions hydroxyde) en quantité très faible ( $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$  à  $25^\circ\text{C}$ )

Elle se dissocie spontanément en  $H^+$  et  $OH^-$  sa constante de dissociation  $K_{H_2O}$  permet de quantifier cette ionisation.

Elle est proportionnelle au produit de la concentration en ions hydroxyde  $HO^-$  et en ions  $H^+$  divisée par la « concentration en eau » (= 1).

$$K_{H_2O} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

### 💡 Tut'rappelles 💡

Les crochets signifient « concentration en », généralement exprimée en  $\text{mol.L}^{-1}$  (ou  $\text{mol/L}$ )

→ La solution est **NEUTRE** lorsque  $\text{pH} = 7$  soit lorsque  $[H^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$  ou  $100 \text{ nmol.L}^{-1}$ . Cet équilibre est atteint pour une eau à  $25^\circ\text{C}$ , cela permet de définir la neutralité acido- basique. (*attention, si on change la température, le pH neutre ne sera pas égal à 7*)

→ La solution est **ACIDE** lorsque  $\text{pH} < 7$  soit lorsque  $[H^+] > 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$  ou  $100 \text{ nmol.L}^{-1}$

→ La solution est **BASIQUE** lorsque  $\text{pH} > 7$  soit lorsque  $[H^+] < 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$  ou  $100 \text{ nmol.L}^{-1}$

Ainsi, une solution **s'acidifie** quand la concentration en **protons augmente** (le **pH DIMINUE**) et elle **s'alcalinise** quand la concentration en **protons diminue** (le **pH AUGMENTE**).

## Tut'explication

→ Pourquoi  $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$  ?

Comme tu le verras juste en-dessous, on calcule le pH selon la formule suivante :  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$  (au lycée tu as dû apprendre  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ , c'est pareil). Ainsi, la fonction réciproque du logarithme décimal ( $\log$ ) étant  $10^x$ , on calculera la concentration en protons ( $[\text{H}^+]$  ou  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ) selon la formule suivante :  $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$

L'eau ayant un pH à 7, on en conclut que la concentration en protons dans l'eau est de  $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ , soit  $100 \text{ nmol.L}^{-1}$  ( $100 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ )

Ceci n'est pas dans le cours, ce n'est donc pas à apprendre mais c'est simplement pour comprendre 😊 si ça ne t'aide pas ne t'attarde pas là-dessus et passe à la suite

## ECHELLE LOGARITHMIQUE

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

→ Tout couple acido-basique a une constante de dissociation (K), elle s'exprime en **échelle logarithmique**

La concentration en protons dans les fluides biologiques varie plus de  $10^7$  fois soit de  $100 \text{ mmol.L}^{-1}$  à  $10 \text{ nmol.L}^{-1}$  ainsi il est plus pratique d'utiliser l'échelle logarithmique.

♥  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$  ♥    ♥  $\text{pK} = -\log K$  ♥

## LIQUIDES BIOLOGIQUES

La **concentration en protons** au niveau des fluides biologiques n'est pas uniforme, elle **varie** énormément.

- Dans **l'estomac**, le pH est très **bas**, environ  $100 \text{ mmol.L}^{-1}$  donnant un **pH à 1**, c'est l'endroit les plus acides de l'organisme.
- Dans **les cellules** la concentration en protons est à  $100 \text{ nmol.L}^{-1}$ , ce qui donne un **pH de 7**.
- Dans **le milieu extracellulaire**,  $40 \text{ nmol.L}^{-1}$  soit un pH de **7,40**
- **L'Urine** a un pH extrêmement **variable** compris entre **5 et 8**, elle est un émonctoire variant sa composition selon les besoins de l'organisme

## ECHELLE DE pH ET pK<sub>A</sub>

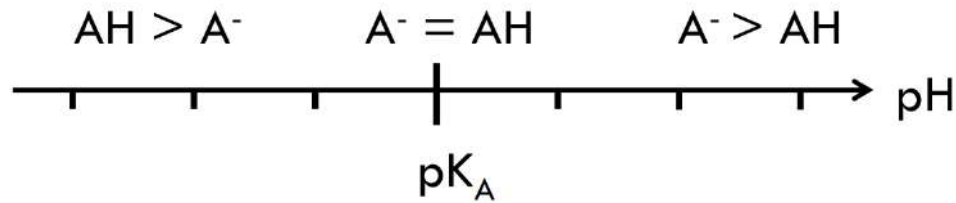
On peut situer le pK<sub>A</sub> sur une **échelle de pH** pour matérialiser la prédominance d'une forme sur une autre

## Tut'rappelles

→ Qu'est-ce que le pK<sub>A</sub> ?

Il s'agit d'une **constante** calculée telle que  $\text{pK}_A = -\log K_A$ , avec  $K_A$  la constante d'acidité du couple acide/base. Cette constante permet de comparer la **force** des acides et des bases

(je ne rentrerai pas plus dans le détail, il s'agit là de chimie de niveau fac, ce n'est pas du tout l'objet du cours. Cependant vous le verrez en chimie et également en mineure SV pour les concernés...)



- Si le **pH < pK<sub>A</sub>** alors la forme **liée AH** (l'acide du couple) prédomine
- Si le **pH > pK<sub>A</sub>** alors la forme, **dissociée A<sup>-</sup>** (la base du couple) prédomine

## IMPORTANCE DE L'ÉQUILIBRE ACIDO-BASIQUE

Le milieu intérieur est **EXTRÊMEMENT régulé** et varie dans une fourchette très étroite entre **7,38** et **7,42**.

La **survie** de l'individu peut être compromise si le **pH ≤ 7,00** ou **pH ≥ 7,80**.

Certaines fonctions sont influencées par l'état acido-basique ainsi de trop grandes variations pourraient endommager leur fonctionnement :

- ◇ Ouverture des **canaux** membranaires
- ◇ **Vitesse de réactions** enzymatiques
- ◇ Conformation et interactions de certaines **protéines**
- ◇ **Transport de l'oxygène** par l'hémoglobine

### Le pH

- ◇ indique la concentration de protons sur une échelle logarithmique
- ◇ conditionne de nombreuses fonctions
- ◇ est **EXTRÊMEMENT régulé** dans le milieu **intérieur**

## ! Tut'concentres !

Il faut vraiment comprendre que le milieu **INTÉRIEUR** est très **régulé** et que des faibles variations entraîneront des conséquences importantes, tandis que le milieu **EXTÉRIEUR** est de composition très **variable** justement pour permettre au milieu intérieur de se réguler (vous le verrez dans la suite du programme de physio). Ainsi, des variations de composition du milieu extérieur auront peu de conséquences sur l'organisme.

## CHARGE ACIDE PERMANENTE

**L'organisme est soumis à une charge acide permanente.**



- ◇ Ainsi les  $H^+$  produits pourront soit s'associer à un  $NH_3$  formant du  $NH_4^+$  (ammonium) qui peut être éliminé par les reins
- ◇ Ou alors, être trappés par un bicarbonate pour former  $H_2CO_3$  qui se dissociera finalement en  $H_2O$  et  $CO_2$ , ce-dernier pouvant être lui-même exhalé par les poumons.

## A L'EFFORT

Lors d'un effort les **besoins énergétiques augmentent** on aura besoin de plus d'**ATP**. Ainsi la **production de  $CO_2$  et d'acide lactique augmente** (ce sont des produits secondaires du métabolisme énergétique).

Ainsi les métabolismes AEROBIE et ANAEROBIE augmentent .

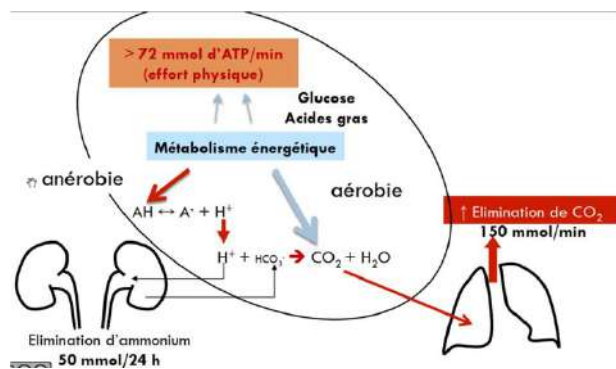
Les **poumons** s'adaptent **IMMÉDIATEMENT (+++)** et se mettent à éliminer jusqu'à **15 fois** plus de  $CO_2$ , c'est à ce moment qu'on **hyperventile**.

Les reins eux continuent à sécréter les protons, mais sont **incapables d'augmenter l'élimination** des protons dans l'immédiat . !!

Les **reins** ne **S'ADAPTENT PAS !!**

Pour limiter la charge acide les  $H^+$  vont être trappés par les bicarbonates pour former  $H_2CO_3$  qui se dissociera en  $H_2O$  et  $CO_2$  qui pourra alors être éliminé par les poumons.

Le taux de bicarbonates va alors diminuer ; on dit que **le pouvoir tampon du bicarbonate est amputé**.



## Tut'explication

Chaque ion **bicarbonate** a le potentiel d'attraper un proton, **diminuant** ainsi la charge **acide**. Ainsi, si la concentration en bicarbonates diminue, ce potentiel (= pouvoir tampon) diminue également. (En gros, on a moins de marge pour corriger l'acidité, on pourra moins se permettre de diminuer le pH car l'organisme aura moins de bicarbonates en stock)

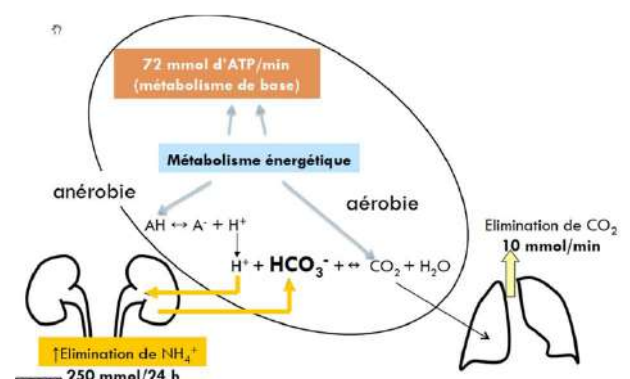
## APRES L'EFFORT

A l'arrêt de l'effort, la **demande énergétique diminue**, on a un **retour à la normale** de la ventilation.

Les reins eux sont des organes « **longue détente** », en effet c'est à l'arrêt de l'effort qu'ils **s'ADAPTENT** (ils mettent du temps à s'adapter)

Lorsque les reins éliminent **un proton** alors un **bicarbonate** est régénéré.

A l'arrêt de l'effort, les reins vont **éliminer jusqu'à 5 fois plus de protons** et ainsi générer **5 fois plus de bicarbonates**



A l'étape précédente les bicarbonates avaient été consommés et leur pouvoir tampon amputé.

Grâce à l'adaptation des reins, **les bicarbonates sont régénérés** et le pouvoir tampon revient à la normale.

**La capacité de régulation des poumons est plus importante que celle des reins ( x15 VS x5)**

+++

## CHARGE ACIDE : ALIMENTS ET MÉTABOLISME ÉNERGÉTIQUE

La **dégradation des acides aminés** et le **métabolisme énergétique** produisent cette charge acide permanente. La phosphorylation oxydative (cf. bioch) produit des acides. On produit énormément de gaz carbonique (14 400 mmol/j) et de manière plus modeste, des anions organiques associés à des protons (70 mmol/j).

H<sup>+</sup> et HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>  
14 400 mmol/jour  
Élimination pulmonaire sous  
forme de CO<sub>2</sub>

H<sup>+</sup> et anions organiques  
70 mmol/jour  
Élimination rénale sous forme  
d'ammonium et d'acide  
phosphorique

**Dégradation des nutriments et charge acide :**

PROTÉINES → glucose + urée + **acide phosphorique** + **acide sulfurique** + CO<sub>2</sub>

GLUCOSE → CO<sub>2</sub> ± **acide lactique** + ATP

ACIDES GRAS → CO<sub>2</sub> ± **corps cétoniques** + ATP

## II. Reins

*On a vu que les reins avaient une grande importance dans l'équilibre acido-basique notamment par la réabsorption de bicarbonate et la sécrétion de protons.*

*Voyons en détail comment ils réalisent ces échanges.*

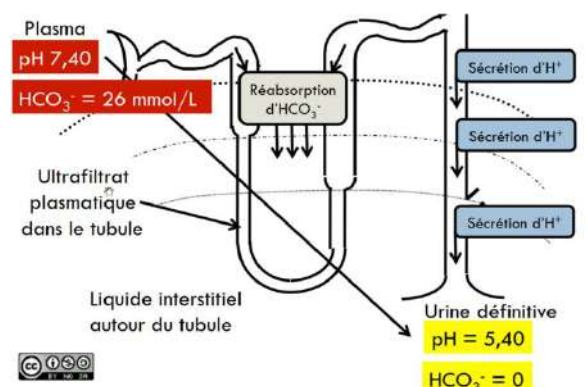
### REABSORPTION DES BICARBONATES ET SECRETION DES PROTONS

Nous avons ici le néphron avec à gauche le **glomérule** (croissant de lune), le **tubule** (le U) (ce sont des petites structures de filtration présentes dans les reins, vous l'apprendrez plus en détails par la suite).

L'ultrafiltrat plasmatique circule à l'intérieur du tubule **vers l'urine définitive**.

Tout autour circule le **liquide interstitiel**.

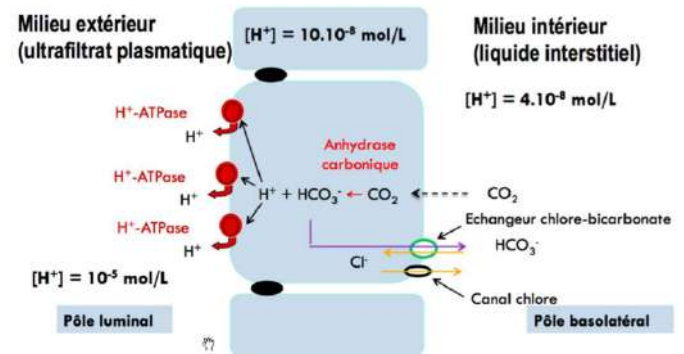
- ◇ **La réabsorption des bicarbonates** se fait à partir du fluide dans le tubule vers le liquide interstitiel, **l'urine définitive est dépourvue de bicarbonate**. **TOUS les bicarbonates sont réabsorbés.**



- ◇ En distalité du tubule les **protons** vont être **sécrétés** du liquide interstitiel **vers le fluide tubulaire**, ainsi le pH de l'urine est bas. La **réabsorption de protons est variable et dépend de l'état acido-basique**, suivant les besoins de l'organisme l'urine est plus ou moins enrichis en protons.

La sécrétion rénale des protons est un **phénomène actif** utilisant les **pompes H<sup>+</sup>-ATPases** situés aux pôles lumineux des cellules rénales, elles sont séparées par des jonctions serrées. La sécrétion de protons va pouvoir se faire **contre le flux de diffusion** soit **vers l'urine primitive**.

- Le CO<sub>2</sub> produit par le métabolisme rentre dans la cellule et est hydraté, cela donne l'acide carbonique, lui-même donne un bicarbonate et un proton.
- Le bicarbonate produit va être sécrété vers le M.I grâce à l'échangeur **chlore bicarbonate**.
- Le chlore peut ensuite **diffuser** librement grâce aux **canaux chlore**
- Le proton lui va être **sécrété vers l'ultrafiltrat plasmatique** grâce aux pompes H<sup>+</sup>-ATPases situées du côté luminal des cellules rénales. Cette sécrétion est un phénomène **actif**.



### Tut'explication

Le transport **actif** utilise de **l'ATP** (via son hydrolyse pour avoir un apport en énergie), tandis que le transport passif n'en utilise pas. C'est très, TRÈS important à comprendre et à retenir.

## FIXATION DES PROTONS DANS L'URINE

Les **protons** vont ensuite **rester dans l'urine**. Car ils vont s'y retrouver **sous forme liée**. Cela est dû aux **couples acido-basiques** dont les pK<sub>A</sub> sont **favorables** à la forme liée.

NH<sub>4</sub><sup>+</sup> = 75% des bicarbonates → **Augmentation possible** d'un **facteur 5** (dépend d'une production rénale)

H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> = 25% des bicarbonates → **Pas** d'augmentation possible (dépend des apports **alimentaires**)

*(je demanderai au professeur de préciser ce qu'il veut dire)*

- ◇ Le **couple ammonium/ammoniac** à un pK<sub>A</sub> = **9.20**, l'urine primitive à un pK<sub>A</sub> inférieur (la forme liée = acide prédomine), ainsi les protons vont s'associer à l'ammoniac et former de l'ammonium .  
Ce couple est **extrêmement efficace** pour fixer les protons dans l'urine. L'ammoniac étant **produit par les reins** sa concentration va pouvoir augmenter afin de fixer plus

de protons lors d'une acidose (= *pH du milieu intérieur inférieur à 7,38, vu plus bas*). Ce couple est donc **responsable de la capacité rénale d'adaptation lors d'une acidose**.

- ◇ **L'acide phosphorique** à un  $pK_A = 6.80$  l'urine définitive, a un  $pK_A$  généralement inférieur. Ainsi, les protons vont pouvoir s'associer à l'acide phosphorique. L'acide phosphorique provient de **l'alimentation** ; il n'est **PAS fabriqué par les reins**. *On ne va pas pouvoir augmenter le nombre de protons éliminés par ce couple.*

La quantité de protons **libres** dans l'urine est extrêmement **faible** par rapport à la quantité de protons liés. Grâce à ces couples acido-basiques, les protons sont ainsi retenus dans l'urine.

**Les bicarbonates sont fabriqués par les reins , chaque jour ils peuvent générer 50 à 300 mmol de bicarbonates selon l'acidité du milieu extérieur .**

### RECAP

- ◇ Les reins **réabsorbent** les **bicarbonates** et **sécrètent** les **protons**
- ◇ Un proton éliminé = un bicarbonate généré
- ◇ Dans l'urine, les protons sont principalement associés avec **l'ammoniac** +++ et **l'acide phosphorique**
- ◇ Le bicarbonate et son pouvoir **tampon** sont essentiels au maintien de l'équilibre acido-basique

### III. Systèmes tampons plasmatiques et cellulaires

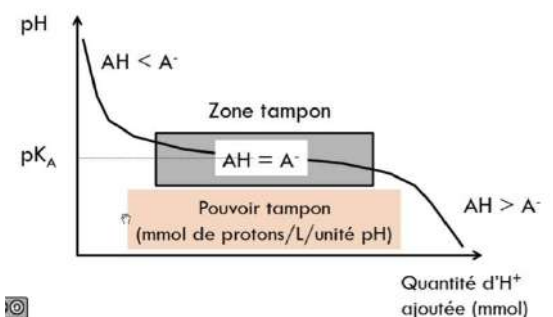
Les protons sont **fixés** par les couples acido-basiques dans l'urine, mais PAS que , cela est également valable dans les **cellules** et les milieux **extracellulaires**.

Ces couples permettent un système tampon assurant **une protection passive contre les variations de pH**, ils sont **MULTIPLES** et **INTERDEPENDANTS**.

#### ZONE TAMPON

**La zone tampon** : zone **proche du  $pK_A$**  du couple acido-basique, c'est une zone où il faut ajouter beaucoup de protons pour faire **varier très légèrement le pH** (*en gros si tu veux faire diminuer le pH autour de la zone tampon faut y aller quoi, il faudra vraiment beaucoup de protons*).

**Le pouvoir tampon** est donc **maximum** au niveau du  $pK_A$  , il correspond à la quantité de **protons** qui peuvent être **tamponnés** par unité de pH et par litre de solution.



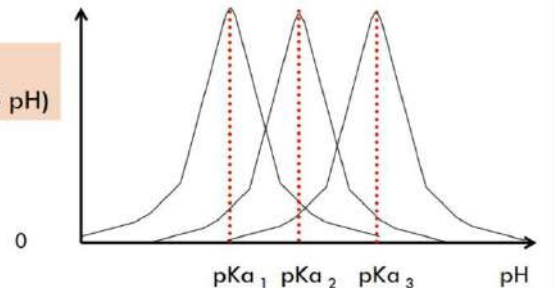
## POUVOIR TAMPON DU SANG

Si **plusieurs couples acido-basiques** sont présents dans une même solution, **la zone tampon va s'étendre** sur une zone de pH beaucoup plus **large** que lorsque seul un tampon isolé est présent.

Les différents systèmes sont en **COLLABORATION** et en **équilibre** afin de trapper les protons de la manière la plus efficace.

Dans le sang **TROIS couples acido-basiques coexistent**, ce qui permet d'avoir une **zone tampon relativement large**.

Pouvoir tampon  
(mmol d'H<sup>+</sup>/L/unité pH)



Ces principaux tampons cellulaires et plasmatiques sont le **bicarbonate (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>)**, **l'acide carbonique (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>)**, les **protéines** et **acides organiques faibles**.

**BICARBONATES** : ils se distribuent dans **50 % du poids du corps**, à une concentration moyenne de 25 mmol.L<sup>-1</sup>, nous avons 1050 mmol de bicarbonate disponible pour tamponner les protons.

Les résidus **histidine** des **protéines** et les **anions organiques faibles** comptent une concentration moyenne de 1200 mmol.

La **gamme de pH sanguin au pouvoir tampon maximal est aux alentours de 7,40**, c'est à ce niveau que la **capacité des tampons est maximale** afin de limiter les variations de pH.

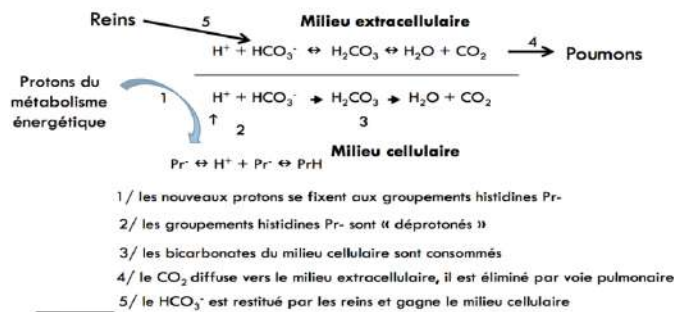
## POUVOIR TAMPON GLOBAL

Tissu/ compartiment	Système tampon	Pouvoir tampon (mmoles H <sup>+</sup> /l/unité pH)
Milieu extracellulaire	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	55
	Acide phosphorique	0,5
	Protéines	7
Milieu cellulaire	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	18
	Protéines	60
Hématies	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> Hémoglobine	30

- ◇ Dans le milieu **extracellulaire** le principal tampon est le **bicarbonate** on a très peu de protéines.
- ◇ Dans le milieu **cellulaire** à contrario le principal tampon est **les protéines**.
- ◇ Dans les globules rouges, **l'hémoglobine** circule, elle est un système tampon extrêmement efficace.

Tous ces tampons fonctionnent **ENSEMBLE**, et sont tous en communication .

## COMPLÉMENTARITÉ DES SYSTEMES TAMPONS



- ◇ Lorsque le métabolisme énergétique dans la cellule produit des protons, les nouveaux **protons** vont se **fixer aux résidus histidine des protéines**.
- ◇ Puis les résidus histidine sont **déprotonés**.
- ◇ Les protons réagissant avec les bicarbonates vont accélérer la formation **d'acide carbonique** et de gaz carbonique.
- ◇ **Le gaz carbonique ( $\text{CO}_2$ ) diffuse librement** pour être éliminé par les **poumons**.
- ◇ Une petite acidité en résulte en **intracellulaire** lié à la **consommation d'un bicarbonate**, on va avoir alors une **élimination des protons extracellulaire** par les **reins** afin de contrer cette acidité
- ◇ Un **bicarbonate** est alors régénéré et il pourra diffuser en intracellulaire pour **rétablir le pouvoir tampon**.

### ! Tut'concentres !

Attention à ne pas confondre le **gaz carbonique**  $\text{CO}_2$ , l'**acide carbonique**  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , et le bicarbonate  $\text{HCO}_3^-$ , c'est des pièges faciles (*oui oui j'annonce la couleur...*)

### RECAP

- ◇ Les systèmes **tampons** agissent **avant** même que les réactions des organismes pulmonaires et rénales aient eu lieu
- ◇ Les systèmes tampons sont **interdépendants**
- ◇ Les tampons sont maintenus grâce à l'activité des **poumons** et des **reins**
- ◇ **La complémentarité des systèmes tampons est indispensable.**

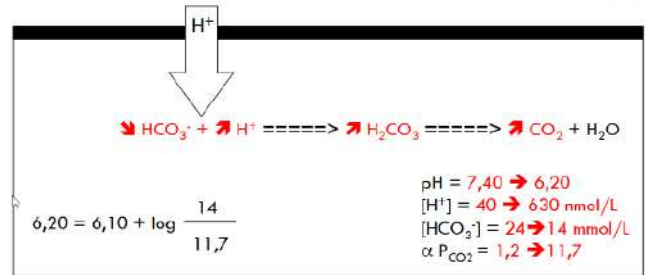
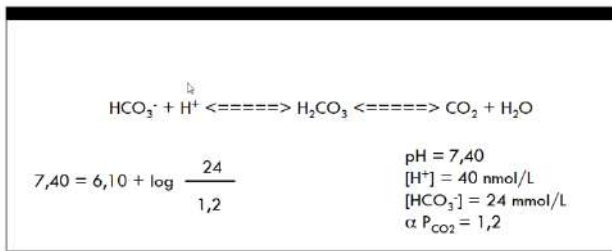
## IV. Pouvoir tampon d'une solution d'acide carbonique

### MILIEU FERMÉ

Nous allons ajouter des protons à une solution d'acide carbonique dans un milieu fermé. Cela signifie que le  $\text{CO}_2$  produit ne pourra **pas diffuser** vers l'extérieur .

Etat initial

Etat final



A l'état initial nous avons un pH de 7,40, une concentration de 40 nmol de protons et 24 mmol de bicarbonates. Lors de l'ajout de 10 mmol de protons on consomme les bicarbonates et formons du CO<sub>2</sub> et H<sub>2</sub>O.

La **concentration en protons augmente** et passe à 630 nmol.L<sup>-1</sup>.

Le **pH diminue** jusqu'à 6,20.

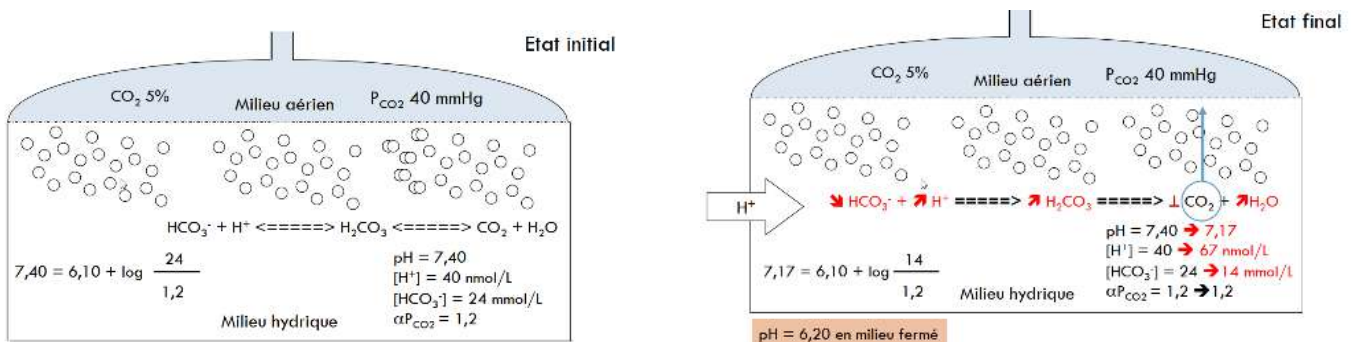
Les bicarbonates ont été consommés il reste 14 mmol.L<sup>-1</sup>.

La **pression en CO<sub>2</sub> a fortement augmenté**.

### Tut'explication

Les **bicarbonates** servent à **équilibrer** la charge acide. Ainsi, leur concentration diminue à mesure que l'on rajoute des protons, formant ainsi de l'acide carbonique. L'acide carbonique se dissocie en gaz carbonique et en eau. Donc, si on fait le bilan, on perd en bicarbonates et on gagne en CO<sub>2</sub>. De manière très simplifiée, la concentration en **base** (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>) **diminue** tandis que celle en **acide** (CO<sub>2</sub>) **augmente**. Le pH diminue donc beaucoup et la solution s'acidifie.

### MILIEU OUVERT



On réalise la même expérience, mais maintenant en milieu ouvert. Ainsi le **CO<sub>2</sub> pourra diffuser** vers un milieu extérieur comme c'est le cas dans le corps humain grâce à la ventilation.

Dans le milieu extérieur on maintient une pression partielle en CO<sub>2</sub> correspondant à la pression alvéolaire 40 mmHg.

Lors de l'ajout des protons, **les bicarbonates vont être consommés**, et du **CO<sub>2</sub> ET H<sub>2</sub>O** vont

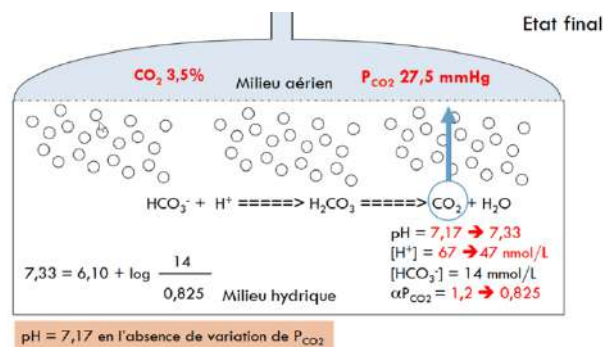
être produits.

On va alors avoir une augmentation  $H_2O$ , mais la **pression partielle en  $CO_2$  ne change PAS**, car le gaz carbonique a **diffusé** vers le milieu aérien.

Ainsi malgré l'ajout de protons ici le **pH varie plus légèrement, jusqu'à 7,17**, car l'**acide carbonique n'est pas séquestré** (le gaz carbonique issu de sa dissociation peut s'échapper).

La simple capacité du gaz carbonique à diffuser vers un milieu aérien permet un **variation moindre** de pH.

## AJOUT DE PROTONS EN MILIEU OUVERT AVEC DIMINUTION DE LA PRESSION PARTIELLE EN $CO_2$ DU MILIEU AÉRIEN



Ici l'expérience est toujours la même, mais on a **diminué** la pression partielle en  $CO_2$  dans le milieu **extérieur**. La  $PCO_2$  va alors baisser, par rapport à l'expérience précédente, car on va favoriser la **diffusion** en  $CO_2$  vers l'extérieur. Le gradient de diffusion est augmenté, le  $CO_2$  diffuse **mieux** vers le milieu aérien.

### Tut'explication

Les éléments chimiques ont une tendance naturelle à vouloir équilibrer leur concentration dans les différents milieux. Ainsi, lorsque l'on a affaire à deux milieux à concentrations différentes d'une espèce chimique, on parle de **gradient** de concentration (ou de diffusion pour les gaz). Ici, le  $CO_2$  va vouloir diffuser du côté où il est le plus concentré vers le côté où il est le moins concentré (*en gros il veut se partager entre les 2 milieux de façon à atteindre un équilibre*). Plus la différence de concentration est grande, plus le  $CO_2$  va être attiré vers le côté où il est le moins concentré. Ainsi, en **diminuant la  $PCO_2$**  dans le milieu aérien, on va **accentuer sa diffusion** vers ce dernier.

Ces expériences permettent de comprendre le fonctionnement dans l'organisme car :

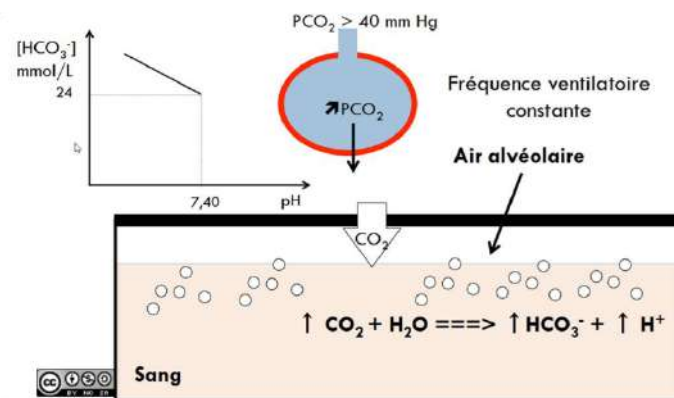
- ◇ Le sang est en contact avec l'air alvéolaire, le **tampon acide carbonique** peut être utilisé dans ce milieu ouvert
- ◇ La **diffusion du  $CO_2$  augmente** avec la fréquence respiratoire *en effet si on hyperventile on renouvelle plus rapidement l'air de nos alvéoles ainsi le  $CO_2$  présent est chassé des alvéoles, on se retrouve dans le cas de la dernière expérience ou il y a une différence de  $PCO_2$  entre les 2 milieux. Afin d'équilibrer les 2 milieux, le  $CO_2$  va plus facilement diffuser du sang vers les alvéoles.*

## 🤔 Tut'rassures 🤔

Le professeur n'attend pas que vous connaissiez tous les chiffres utilisés dans ces exemples : ce ne sont que des exemples. Il ne vous demandera pas « quel était le pH du milieu hydrique à la page 12 du cours » (*et moi non plus*). Ces exemples sont là pour votre compréhension. En revanche vous devrez connaître le pH du milieu intérieur, de l'estomac... etc.

## V. Etude du pouvoir tampon In Vivo

### ETUDE DU POUVOIR TAMPON DE L'ORGANISME EN MILIEU FERMÉ



On utilise le cas d'un animal anesthésié et ventilé où nous modifierons la pression partielle en  $CO_2$  afin de modéliser les différents diagrammes.

Si on **augmente la  $PCO_2$**  dans les alvéoles, on aura alors une augmentation du  $CO_2$  dissout dans le sang (logique il diffuse moins bien vers l'extérieur, le gradient étant moins important)

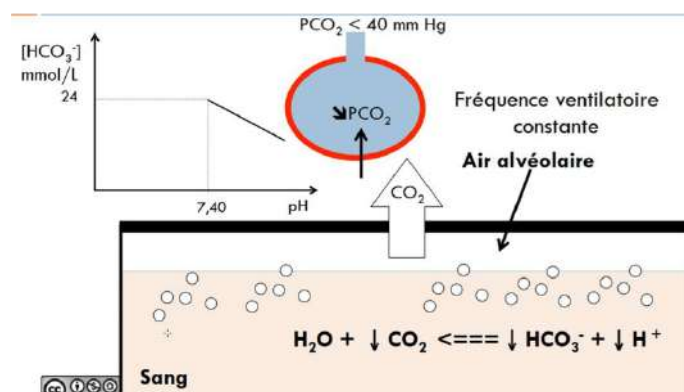
Le  $CO_2$  se distribue dans le sang ; cela entraîne une **augmentation des bicarbonates et des protons** (le  $CO_2$  s'hydrate en  $H_2CO_3$  qui lui-même se dissocie en  $HCO_3^- + H^+$ , c'est important à comprendre).

Le **pH diminue** ; l'équilibre est déplacé vers le haut et la gauche du diagramme (c'est-à-dire qu'on aura une concentration en bicarbonate plus élevée et un pH plus faible)

Plus la  $PCO_2$  est élevée, plus le **pH diminue**, plus on fabrique de bicarbonates, car l'hydratation du  $CO_2$  produit des  $H^+$  et des  $HCO_3^-$  (indirectement, via la dissociation du  $H_2CO_3$ , oui je me répète mais c'est important que ça rentre...)

Si on **diminue la  $PCO_2$**  dans les alvéoles on aboutit alors à une **diminution des protons des bicarbonates** et une **diminution de  $CO_2$**  dissout dans le sang (car le  $CO_2$  va pouvoir bien diffuser vers l'extérieur)

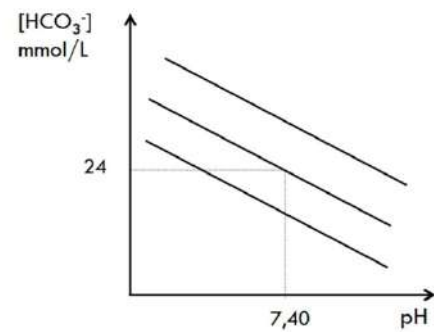
Le **pH augmente** ; l'équilibre est déplacé vers le haut et la droite du diagramme (c'est-à-dire qu'on aura une concentration en bicarbonate plus faible et un pH plus élevé : plus la  $PCO_2$  est faible, plus le pH augmente, moins on fabrique de bicarbonates)



## MODELISATION

En milieu **fermé** la relation entre le pH et la concentration plasmatique de bicarbonates est **linéaire**.

La constante  $K_A$  représente le pouvoir tampon des **tampons non volatils** comme **les protéines et les acides faibles non organiques**.

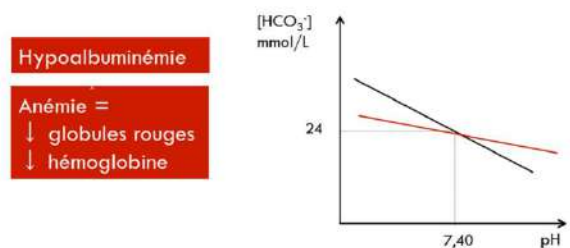


## APPLICATION EN MEDECINE

L'**anémie** : est la **diminution de GR** (globules rouges) dans le sang et donc la diminution de **l'hémoglobine** (qui on le rappelle est un **tampon**)

Lorsqu'on a un cas d'anémie on remarque un **aplatissement de la relation**. Ainsi pour une plus **faible variation de la concentration en bicarbonates**, la **variation de pH sera plus importante**.

**Diminution des tampons non volatils (les protéines) :**

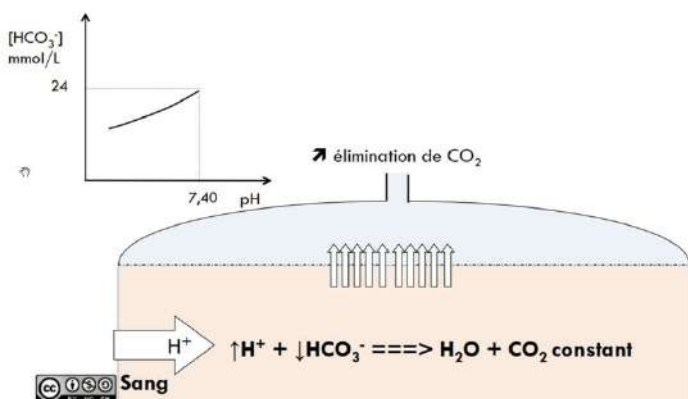


Pour la même variation de  $[HCO_3^-]$ , la variation du pH est plus grande.

Cela montre l'importance des pouvoirs **tampons**, la **carence** en l'un de ces tampons entraîne de plus grandes **variations du pH**.

## ETUDE DU POUVOIR TAMPON DE L'ORGANISME EN MILIEU OUVERT

On se place dans un milieu **ouvert**, via une intraveineuse on introduit des acides ou des bases dans le sang.

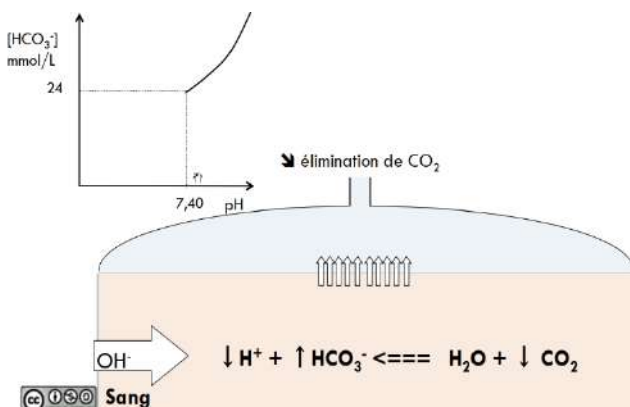


**AJOUT DE PROTONS :**

**Les bicarbonates vont être consommés**, l'équilibre va tendre vers une **formation de  $CO_2$**  qui pourra **diffuser** librement (*allez cette fois-ci essayez de comprendre tout seul, si c'est toujours pas clair → petit post sur le fofo*). Grâce à cette diffusion, la  **$PCO_2$  sanguine reste constante**.

Notre équilibre est déplacé vers le bas et la gauche, car on a une **augmentation des protons** et une **diminution des bicarbonates**.

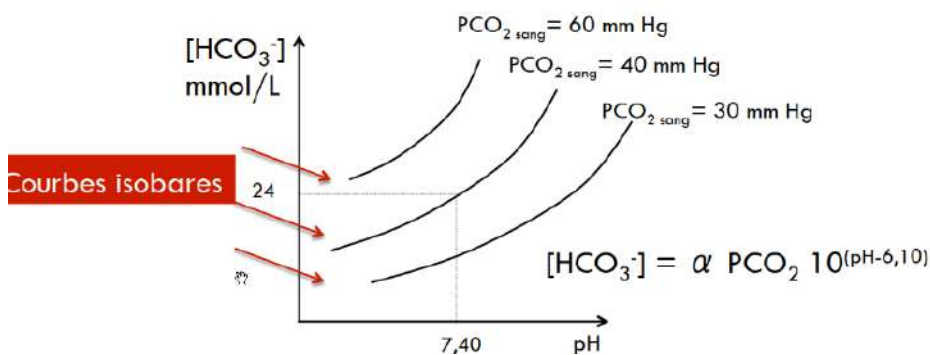
Notre relation correspond à une **courbe** est n'est plus linéaire comme pour le milieu fermé.

**AJOUT DE BASE :**

La **quantité de protons diminue**, car les ions  $\text{OH}^-$  captent les protons ( $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$ ).

L'équilibre de la réaction est déplacé vers la **fabrication de bicarbonates**.

L'équilibre est déplacé vers le haut et la droite car on a une **augmentation des bicarbonates et du pH** (la solution s'alcalinise).

**MODELISATION**

Nous avons des relations **NON linéaires** (courbes isobares) qui correspondent à des valeurs variables de pression partielle en  $\text{CO}_2$  obtenues par diffusion du gaz carbonique en milieu **ouvert**.

La relation entre le pH et les bicarbonates est **exponentielle** est dépend de la capacité à évacuer les gaz carboniques.

**RECAP**

- ◇ Les variations de  $\text{PCO}_2$  en milieu **fermé** nous permettent de caractériser les **tampons fixes**, soit les tampons protéiques.
- ◇ Les ajouts de protons/bases dans le sang en milieu **ouvert** nous permettent de caractériser les **tampons volatils**.
- ◇ Les tampons fixes et volatils sont **interdépendants**

**VI. Analyse de l'équilibre Acido-Basique chez l'Homme**

L'état **ACIDO BASIQUE normal** d'une personne est défini via ces 3 valeurs :

- ◇  $7,38 < \text{pH} < 7,42$
- ◇  $36 \text{ mmHg} < \text{PCO}_2 < 44 \text{ mmHg}$
- ◇  $22 \text{ mmol/L} < [\text{HCO}_3^-] < 26 \text{ mmol/L}$

### Tut'explication

Le millimètre de mercure (mmHg) est une unité de **pression** (tu auras tout le loisir de la voir en biophysique...)

### Tut'rappelles

Si ça peut t'aider (sinon oublie)

→ Pour le pH sanguin, retiens que c'est  $7,40 \pm 0,02$

→ Pour la  $PCO_2$ , c'est  $40 \text{ mmHg} \pm 4$

→ Pour  $[HCO_3^-]$  c'est  $24 \text{ mmol/L} \pm 2$

### Tut'concentres

Et tut'concentres même beaucoup : c'est HYPER IMPORTANT !! Ces constantes sont à savoir par cœur, c'est essentiel. Je te conseille d'en faire des post-it et de les mettre à un endroit où tu passes beaucoup de temps (sur ton bureau par exemple).

Ça fait beaucoup de points tut là...

## MODELISATION D'HENDERSON ET HASSELBACH

Henderson et Hasselbach ont attribué un rôle central à l'**acide carbonique** pour **modéliser** et caractériser les variations de l'état **acido-basique** chez l'homme.

Cette équation met en relation le **pH du milieu extracellulaire**, la **concentration sanguine en bicarbonate** et la  **$PCO_2$  sanguine**.

$$pH = pKa + \log \frac{[HCO_3^-]}{\alpha PCO_2}$$

## DIAGRAMME DE DAVENPORT

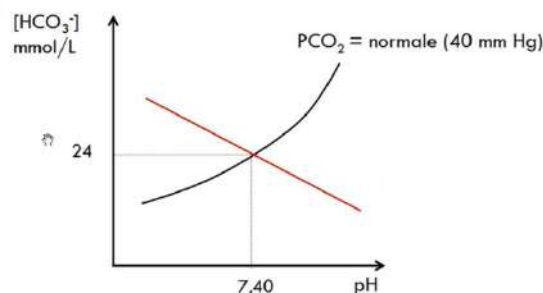


Diagramme de Davenport

Ce diagramme représente graphiquement l'équation d'Henderson et Hasselbach. Il permet la **compréhension des troubles acido-basiques** chez l'homme.

Le **point d'équilibre** sur le graphique correspond aux **croisements des courbes** avec

- ◇ **pH = 7,40**
- ◇ **Bicarbonatémie = 24 mmol/L**
- ◇  **$PCO_2 = 40 \text{ mmHg}$**

Les variations de pH et de bicarbonate sont mises en avant par la relation **linéaire** (milieu fermé) et la **courbe** (milieu ouvert).

## VII. Déséquilibres acido-Basiques

Là c'est ma partie préférée les gars alors c'est parti on s'accroche et on prend bien le temps de comprendre, ça tombe souvent à l'exam...

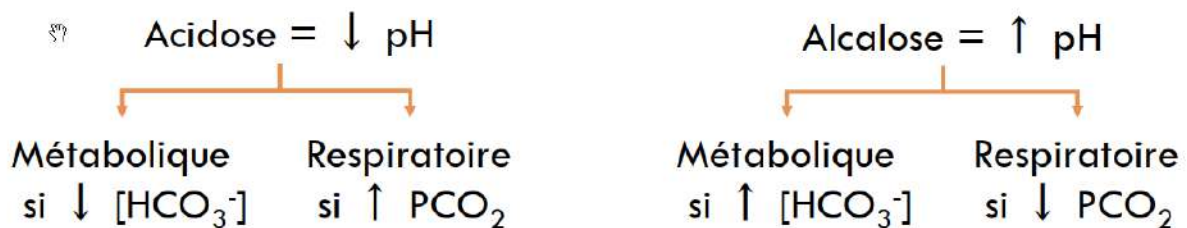
### DÉFINITIONS

**Acidose** : diminution du pH en dessous de **7,38**

- ◇ Elle peut être **métabolique** si elle s'associe à une **baisse** de la concentration en bicarbonates
- ◇ Elle peut être **respiratoire** si elle s'associe à une **augmentation** de  $PCO_2$

**Alcalose** : augmentation du pH au-delà de **7,42**

- Elle peut être **métabolique** si elle s'associe à une **augmentation** des bicarbonates
- Elle peut être **respiratoire** si elle s'accompagne d'une **baisse** de la  $PCO_2$ .



### Tut'explication

Pour bien comprendre, il faut voir le  $CO_2$  comme un **acide** et le  $HCO_3^-$  comme une **base** (pour simplifier).

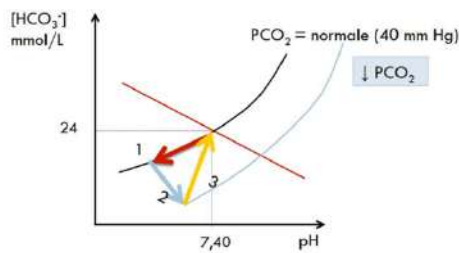
→ Si on a **trop** de  $CO_2$ , on tend vers une **acidose**, si on en n'a **pas** assez on tend vers une **alcalose**.

→ Si on a **trop** de  $HCO_3^-$  on tend vers une **alcalose**, si on en n'a **pas** assez on tend vers une **acidose**.

→ Quand ça touche au  $CO_2$ , le trouble (acidose/alcalose) est **respiratoire** (car c'est les poumons qui s'occupent d'expulser le  $CO_2$ ).

→ Quand ça touche aux **bicarbonates**, le trouble est **métabolique** (car on a un métabolisme de production du bicarbonate, vous le verrez en biochimie).

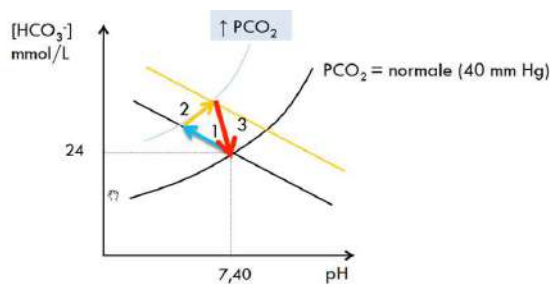
## ACIDOSE METABOLIQUE



- 1/ acidose métabolique aiguë :  $\nearrow \text{H}^+ + \searrow \text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 2/ hyperventilation pulmonaire :  $\searrow \text{H}^+ + \searrow \text{HCO}_3^- \leftrightarrow \searrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3/ augmentation de l'excrétion rénale de protons et de la fabrication des bicarbonates :  $\text{H}^+ + \nearrow \text{HCO}_3^- \leftrightarrow \nearrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Les reins vont être capables de **régénérer** les bicarbonates, le pH réaugmentera pour revenir à la normale, l'hyperventilation se stoppera et la  $\text{PCO}_2$  redeviendra également normale. **L'état initial d'équilibre sera alors restauré.**

## ACIDOSE RESPIRATOIRE



- 1/ acidose respiratoire aiguë :  $\nearrow \text{H}^+ + \nearrow \text{HCO}_3^- \leftrightarrow \nearrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 2/ augmentation de la fabrication rénale de bicarbonate :  $\searrow \text{H}^+ + \nearrow \text{HCO}_3^- \leftrightarrow \searrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3/ Disparition de la cause de l'acidose respiratoire, élimination des bicarbonates

La cause d'une pathologie, ce qui empêche au  $\text{CO}_2$  d'être évacué correctement). L'hydratation du  $\text{CO}_2$  provoque une **augmentation des  $\text{H}^+$  et des  $\text{HCO}_3^-$** . **Le pH lui diminue.**

**PHASE 2 :** Les reins s'adaptent et fabriquent plus de bicarbonate et d'ammoniac afin d'éliminer plus de protons, le pH augmentera légèrement.

**PHASE 3 :** Si la cause de l'acidose disparaît le  $\text{CO}_2$  va pouvoir être éliminé. Ainsi, la  $\text{PCO}_2$  pourra diminuer. Les reins arrêteront leur surproduction de bicarbonates et on reviendra à l'équilibre de départ.

### Tut'explication

Je vous joins un petit diagramme que j'avais trouvé très utile l'année dernière (et que j'ai mis en favoris à 3 semaines de l'examen, mais bref passons). L'alcalose n'est pas détaillée dans le cours mais ça peut toujours être utile à comprendre (surtout si ça vous intéresse) (Encore une fois si ça ne vous aide pas n'y prêtez pas attention)

	Métabolique $\text{HCO}_3^-$	Respiratoire $\text{PCO}_2$
<b>Acidose</b> $\text{pH} < 7,38$	1er $\text{HCO}_3^-$ ↓ ↓	1er $\text{PCO}_2$ ↑ ↑
	2ème $\text{PCO}_2$ ↓	2ème $\text{HCO}_3^-$ ↑
<b>Alcalose</b> $\text{pH} > 7,42$	1er $\text{HCO}_3^-$ ↑ ↑	1er $\text{PCO}_2$ ↓ ↓
	2ème $\text{PCO}_2$ ↑	2ème $\text{HCO}_3^-$ ↓

## GAZOMETRIE

En pratique pour **caractériser l'état acido-basique** d'un patient on réalise une gazométrie. C'est un **prélèvement sanguin** sous anticoagulant, on prend soin de chasser les bulles d'air pour éviter les modifications de la  $\text{PCO}_2$ . La seringue est conservée dans la **glace** jusqu'à l'analyse afin d'éviter la consommation d'oxygène et la production de  $\text{CO}_2$  par les cellules. La gazométrie nous permet de **mesurer le pH et la  $\text{PCO}_2$** , et à partir de ces données on peut **calculer la concentration en bicarbonates**.

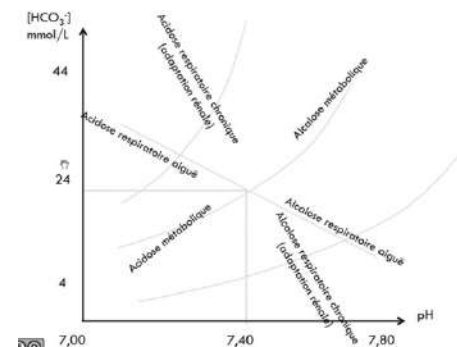
**L'acide carbonique est au centre de la régulation de l'équilibre acido-basique de l'organisme.**

## LIMITES A L'UTILISATION DU DIAGRAMME

Le diagramme de Davenport est adapté pour des **troubles simples** respiratoires ou métaboliques.

Or, en médecine on a régulièrement des **troubles mixtes**, par exemple la **coexistence** d'une insuffisance respiratoire et métabolique.

En **pratique courante** ce diagramme n'est **pas utilisé**.



*C'est la fin de cette fiche, je me suis beaucoup inspirée de la fiche du tuteur de l'année dernière Roméostasie, et de celle d'Elisanémie, tutrice de l'année d'avant (et ronéiste de l'année dernière). Elle change très peu de la version TTR. J'espère que mes petits points tut vous auront aidés, et si vous avez des retours, je vous invite à me contacter sur messenger (je m'appelle Sofia Lamali sur facebook). Si vous avez des remarques je prends. Si vous avez des questions, ça se passe sur le forum, j'y répondrai avec plaisir.*

*Dédicace à Eslem la boss qui m'a fait comprendre ce cours malgré elle, si je suis là c'est en partie grâce à toi <3*

*Je vous souhaite plein de courage pour ce début d'année ! J'espère que vous avez aimé la tut' rentrée et que votre rentrée s'est bien passée ! Bisous les boss <3*

