

# EQUILIBRE ACIDO BASIQUE

## I. Généralité

### DEFINITIONS

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

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

**Un couple acido-basique** : molécules capables de déplacer l'équilibre entre les ions H<sup>+</sup> et les ions OH<sup>-</sup> en solution aqueuse en s'ionisant dans l'eau

### IONISATION DE L'EAU

L'eau est une molécule faiblement ionisée en H<sup>+</sup> et OH<sup>-</sup>

Elle se dissocie spontanément en H<sup>+</sup> et OH<sup>-</sup> sa constante de dissociation K<sub>H2O</sub> permet de quantifier cette ionisation.

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

- La solution est **NEUTRE** lorsque **pH = 7** soit lorsque **[H<sup>+</sup>] = 10<sup>-7</sup> mol/L ou 100 nmol/L**  
Cet équilibre est atteint pour une eau à 25°C, cela permet de définir la neutralité acido-basique
- La solution est **ACIDE** lorsque **pH < 7** soit lorsque **[H<sup>+</sup>] > 10<sup>-7</sup> mol/L ou 100 nmol/L**
- La solution est **BASIQUE** lorsque **pH > 7** soit lorsque **[H<sup>+</sup>] < 10<sup>-7</sup> mol/L ou 100 nmol/L**

### ECHELLE LOGARITHMIQUE

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

$$pH = pKa + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

La concentration de proton dans les fluides biologiques varie plus de 10<sup>7</sup> fois soit de 100 mmol/L à 10 nmol/L ainsi il est plus pratique d'utiliser l'échelle logarithmique.

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

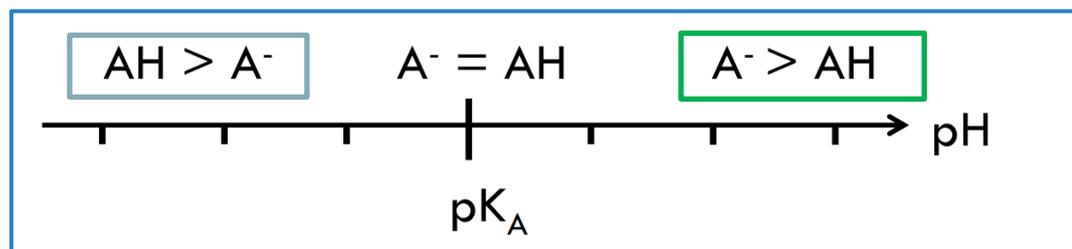
## LIQUIDES BIOLOGIQUES

- Dans l'**estomac**, le pH est très bas, environ 100 mmol/L donnant un **pH à 1**, c'est l'endroit le plus acide de l'organisme.
- Dans **les cellules** la concentration en protons est à 100 nmol/L, ce qui donne un **pH de 7**.
- Dans le **milieu extracellulaire**, 40 nmol/L 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

On peut situer le  $pK_A$  sur une **échelle de pH** pour matérialiser la prédominance d'une forme sur une autre

- Si le **pH <  $pK_A$**  alors la forme **liée AH** prédomine
- Si le **pH >  $pK_A$**  alors la forme, **dissociée  $A^-$**  prédomine



## IMPORTANCE DE L'EQUILIBRE ACIDO-BASIQUE

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

La survie de l'individu peut être compromise si le  $pH \leq 7,00$  ou  $pH \geq 7,80$ .

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**

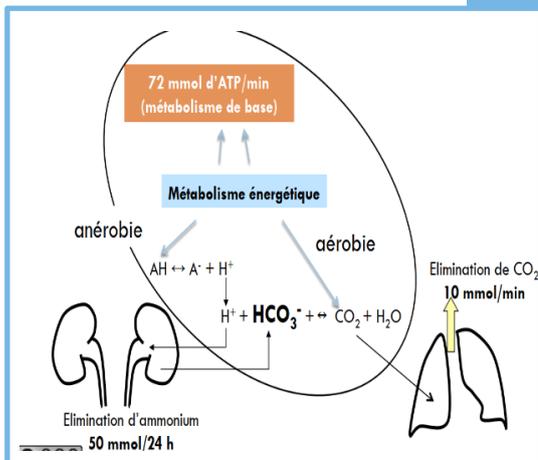
**Le pH** - indique la concentration de protons sur une échelle logarithmique  
- conditionne de nombreuses fonctions  
- est **EXTREMEMENT** régulé dans le milieu intérieur

♥ A BIEN COMPRENDRE ♥



## ROLE REINS POUMONS

### AU REPOS



Au repos l'organisme assure le **métabolisme de base** avec la **fabrication d'ATP minimale**.

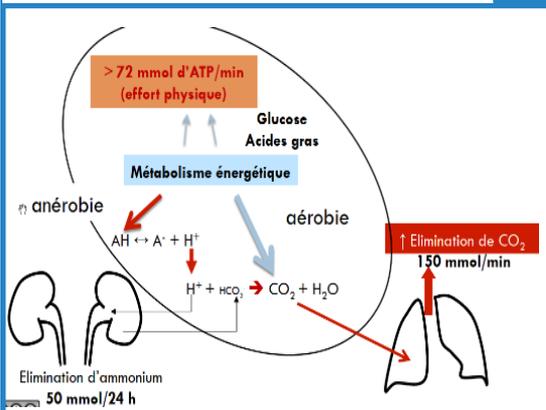
Le fonctionnement est **principalement AEROBIE**, l'acide produit ( $CO_2$ ) est principalement éliminé par les **POUMONS**.

Une **minime** partie est **ANAEROBIE**. Les bicarbonates sont en large excès dans le sang.

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  $CO_2$  pouvant être lui-même exhalés par les poumons.

### A L'EFFORT



Lors d'un effort les **besoins énergétiques augmentent** on aura besoins de plus d'ATP ainsi la **production de  $CO_2$  et d'acide lactique augmente**.

Ainsi les métabolismes AEROBIE et ANAEROBIE augmentent.

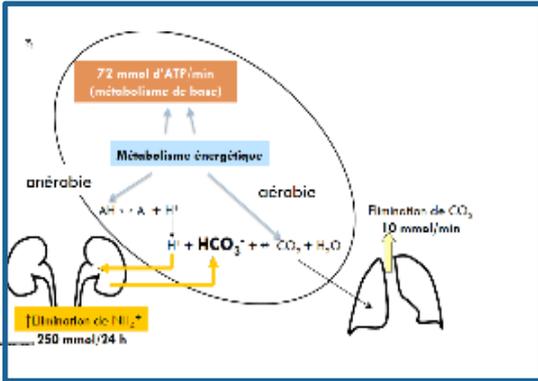
**Les poumons** s'adaptent **IMMÉDIATEMENT** et se mettent à éliminer jusqu'à **15 fois** plus de  $CO_2$ , c'est à ce moment qu'on hyperventile.

**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 éliminés par les poumons.

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

## 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 « **longues détente** », en effet c'est à l'arrêt de l'effort qu'ils **s'ADAPTENT**

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.

IMPORTANT A BIEN  
COMPRENDRE

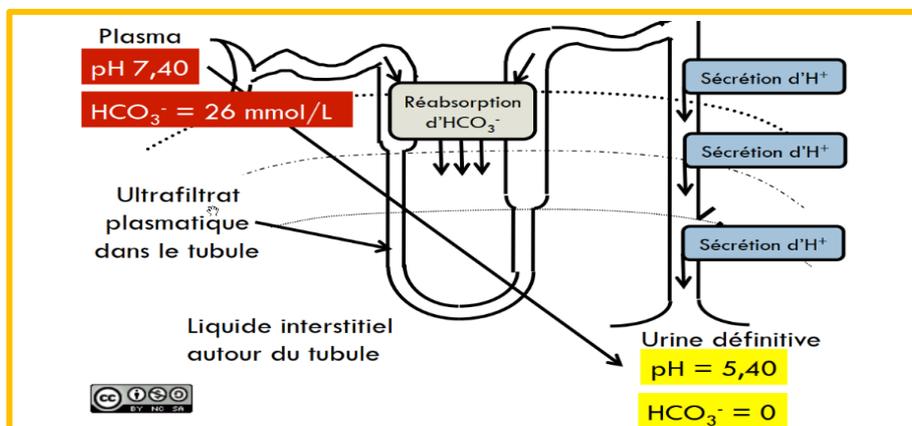
**La capacité de régulation des poumons est plus importante que celle des reins ( x15 VS x5)**

## 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 il réalise ces échanges.

### REABSORPTION DES BICARBONATES ET SECRETIONS DES PROTONS



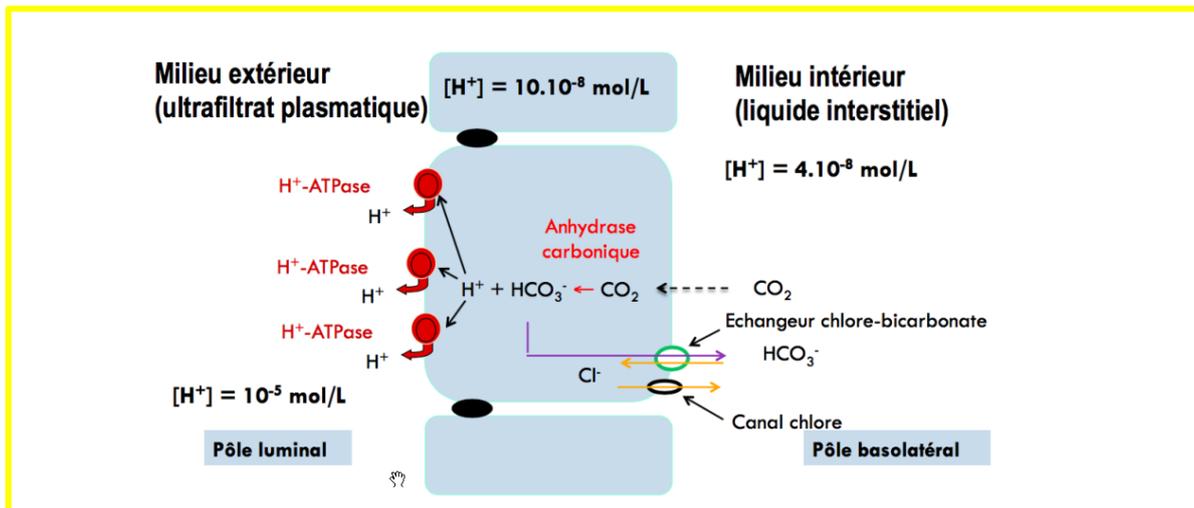
Nous avons ici le néphron avec à gauche le glomérule (croissant de lune) , le tubule ( le U ).

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 distale 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 luminiaux 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 carbonique, elle-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 **sécrétés vers l'ultrafiltrat plasmatique** grâce aux pompes H<sup>+</sup>-ATPases situées en luminal des cellules rénales. Cette sécrétion est un phénomène actif.

### FIXATION DES PROTONS DANS L'URINE

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

- Le **couple ammonium/ammoniac** à un **pK =9.20**, l'urine primitive à un pK inférieur, ainsi les protons vont s'associer à l'ammoniac et formé de l'ammonium . Ce couple est **extrêmement efficace** pour fixer les protons dans l'urine .L'ammoniac étant produit par les reins ça concentration va pouvoir augmenter afin de fixer plus de protons lors d'une acidose. Ce couple est donc **responsable de la capacité rénale d'adaptation lors d'une acidose.**

- L'acide phosphorique à un  $pK=6.80$  l'urine définitive à un  $pK$  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 libre 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

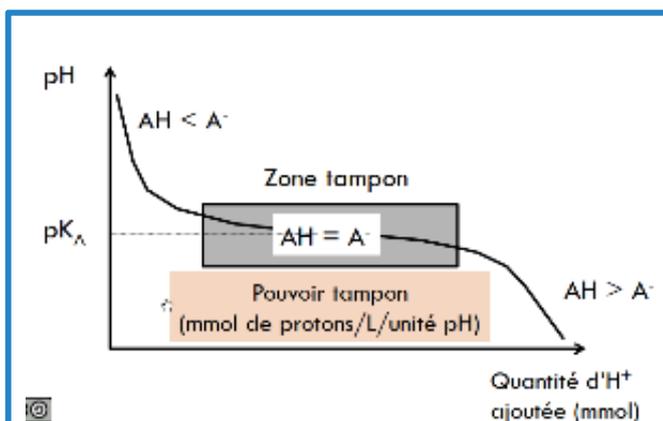
- Les reins réabsorbent les bicarbonates et sécrètent les protons
- Un proton éliminé = un bicarbonate généré
- Dans l'urine, les protons sont principalement associés avec l'ammoniac+++ et l'acide phosphorique
- Le bicarbonate et son pouvoir tampon sont essentiels au maintien de l'équilibre acido-basique

### 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.

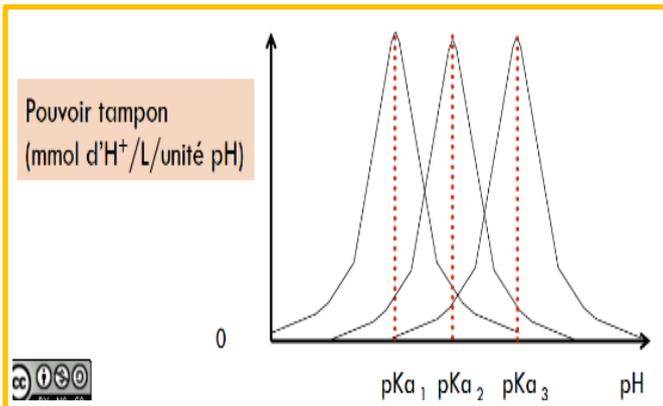
Ces couples permettent un système tampon assurant **une protection passive contre les variations de pH**, ils sont **MULTIPLES et INTERDEPENDANTS**.

#### ZONE TAMPON



**La zone tampon** : zone proche du  $pK_A$  du couple acido-basique , est une zone où il faut ajouter beaucoup de protons pour faire varier très légèrement le pH .

**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.



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.

### POUVOIR TAMPON DU SANG

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

Ces principaux tampons cellulaires et plasmatiques sont **le bicarbonate , l'acide carbonique , les protéines et acides organiques faibles** .

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

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

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

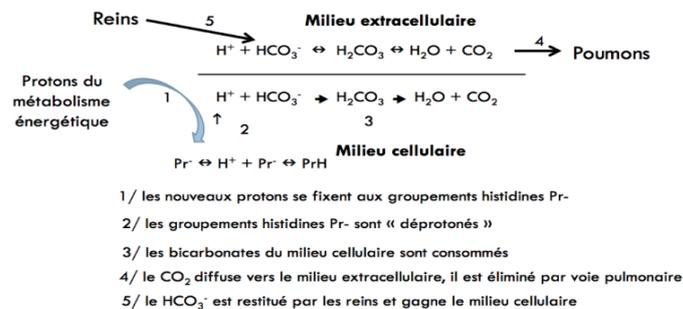
### POUVOIR TAMPON GLOBAL

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 protéine.
- 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



La complémentarité des systèmes tampons est indispensable.

- Lorsque le métabolisme énergétique dans la cellule produit des protons, les nouveaux protons vont se **fixer aux résidus d'histidines des protéines**.
- Puis les résidus d'histidines sont **déprotonés** .
- Les protons réagissant avec les bicarbonates vont accélérer la formation d'acide carbonique et de gaz carbonique.
- **Le gaz carbonique 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**.

#### RECAP :

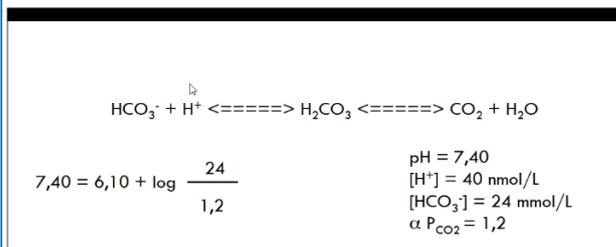
- Les systèmes tampons agissent avant même que les réactions des organismes pulmonaires et rénales aient eu lieu
- Les systèmes tampons sont interdépendants
- Les tampons sont maintenus grâce à l'activité des poumons et reins

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

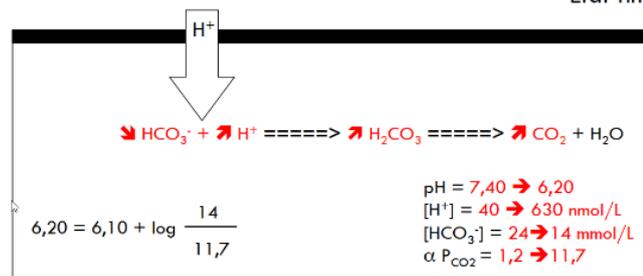
### MILIEU FERME

Nous allons ajouter des protons à une solution d'acide carbonique dans un milieu fermé  
Cela signifie que le CO<sub>2</sub> 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.

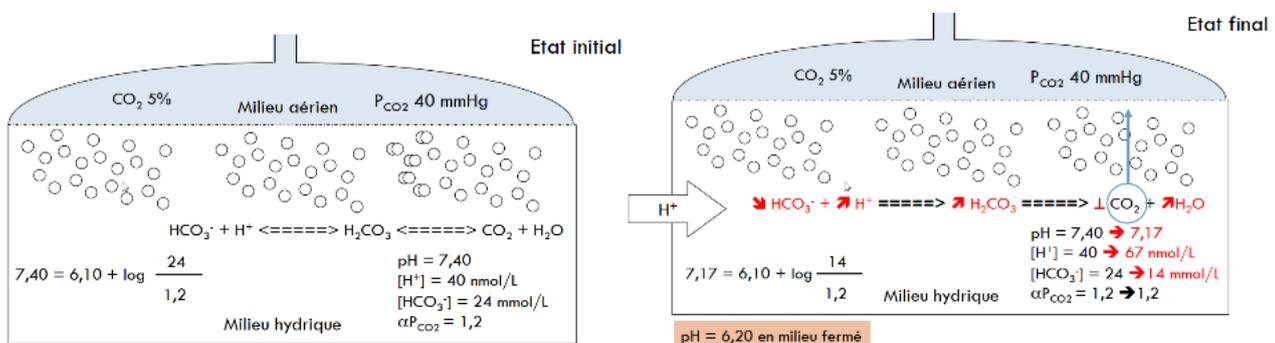
**Le pH diminue** 6,20.

Les bicarbonates ont été consommés il reste 14 mmol/L.

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

### 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 mmol/L.

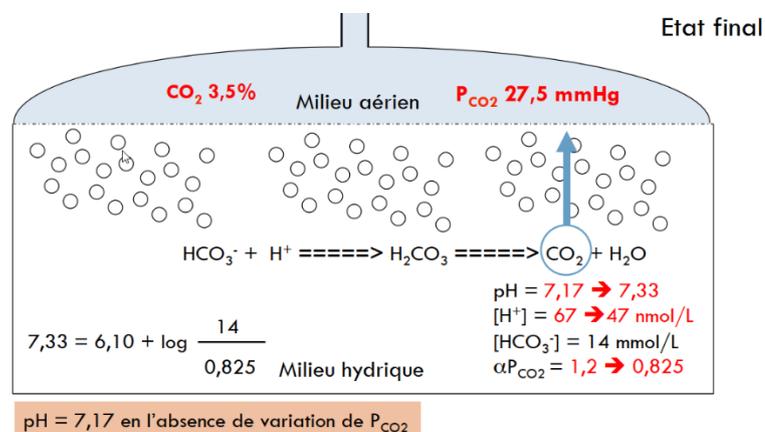
Lors de l'ajout des protons, **les bicarbonates vont être consommés**, et du CO<sub>2</sub> ET H<sub>2</sub>O vont être produits.

On va alors avoir une augmentation H<sub>2</sub>O, mais **la pression partielle en CO<sub>2</sub> 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 7,17**, car **l'acide carbonique n'est pas séquestré**.

A BIEN COMPRENDRE

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



Ici l'expérience est toujours la même, mais on a diminué la pression partielle en CO<sub>2</sub> dans le milieu extérieur. La P<sub>CO2</sub> va alors baisser, par rapport à l'expérience précédente, car on va favoriser la diffusion en CO<sub>2</sub> vers l'extérieur. Le gradient de diffusion est augmenté, le CO<sub>2</sub> diffuse mieux vers le milieu aérien.

*En effet on a « beaucoup » de CO<sub>2</sub> dans le milieu hydrique et peu dans le milieu aérien afin de maintenir en équilibre les 2 milieux le CO<sub>2</sub> va diffuser du milieu hydrique vers le milieu aérien.*

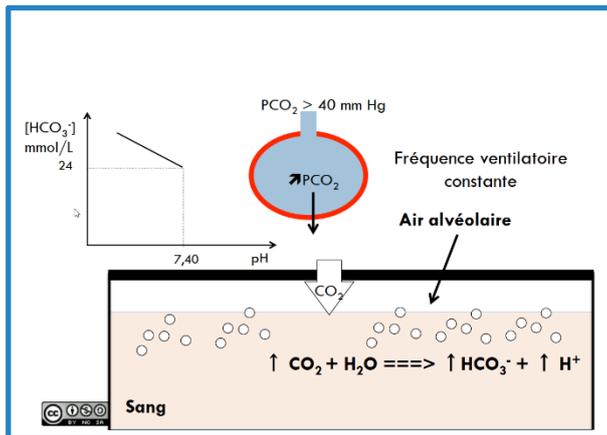
Ces expériences permettent de comprendre le fonctionnement dans l'organisme car

- Le **sang est en contact avec l'air alvéolaire**, le tampon **acide carbonique** peut être utilisé dans ce milieu ouvert
- La **diffusion de CO<sub>2</sub>** augmente avec la fréquence respiratoire  
*en effet si on hyperventile on renouvelle plus rapidement l'air de nos alvéoles ainsi le CO<sub>2</sub> présent est chassé des alvéoles, on se retrouve dans le cas de la dernière expérience ou il y a une différence de P<sub>CO2</sub> entre les 2 milieux, afin d'équilibrer les 2 milieux le CO<sub>2</sub> va plus facilement diffuser du sang vers les alvéoles.*

## V. Etude du pouvoir tampon In Vivo

### ETUDE POUVOIR TAMPON DE L'ORGANISME EN MILIEU FERME

On utilise le cas d'un animal anesthésié et ventilé ou nous modifions la pression partielle en  $\text{CO}_2$  afin de modéliser les différents diagrammes.

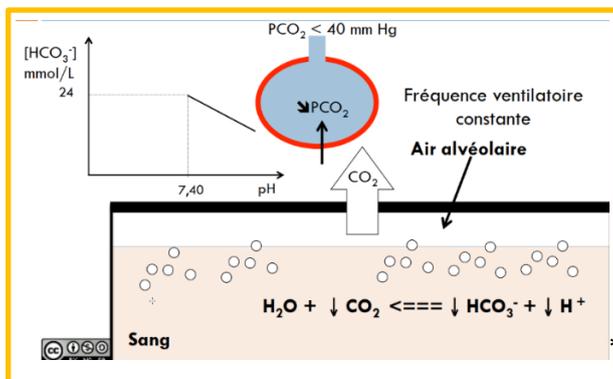


Si on augmente la  $\text{PCO}_2$  dans les alvéoles, on a alors une augmentation du  $\text{CO}_2$  dissout dans le sang (*logique il diffuse moins bien vers l'extérieur*)

Le  $\text{CO}_2$  se distribue dans le sang cela entraîne une **augmentation des bicarbonates et des protons**.

**Le pH diminue** l'équilibre est déplacé vers le haut et la gauche

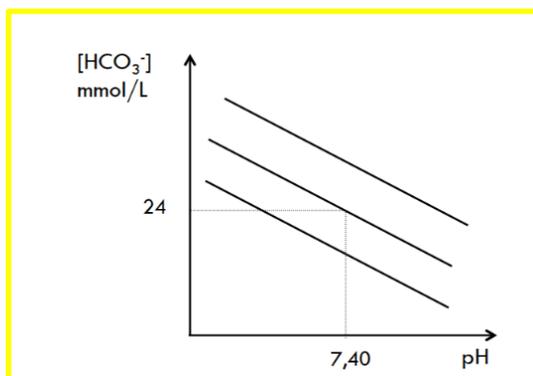
Plus la  $\text{PCO}_2$  est élevée, plus le pH diminue, plus on fabrique de bicarbonate, car l'hydratation du  $\text{CO}_2$  produit des  $\text{H}^+$  et des  $\text{HCO}_3^-$



Si on diminue la  $\text{PCO}_2$  dans les alvéoles on aboutit alors à une **diminution des protons des bicarbonates** et une **diminution de  $\text{CO}_2$**  dissout dans le sang (*encore une fois logique les  $\text{CO}_2$  va pouvoir bien diffuser vers l'extérieur*)

**Le pH augmente** l'équilibre est déplacé vers le et la droite.

### 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**.

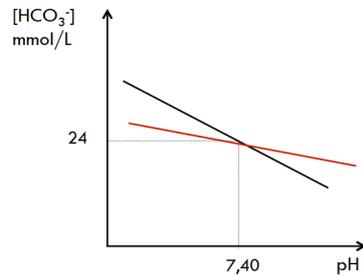
## APPLICATION EN MEDECINE

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

Hypoalbuminémie

Anémie =

↓ globules rouges  
↓ hémoglobine



Pour la même variation de [HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>], la variation du pH est plus grande.

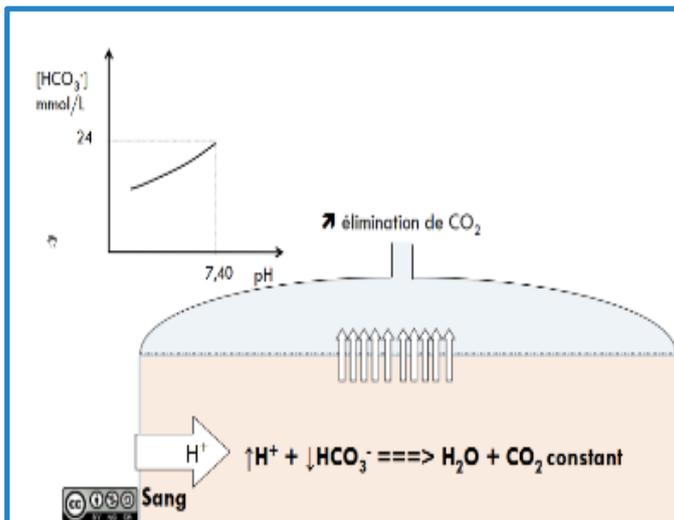
**L'anémie** : est la diminution de GR dans le sang et donc la diminution de l'hémoglobine (*qui on le rappelle est un tampon*)

Lorsque ça arrive on remarque un **aplatissement de la relation** ainsi pour une plus **faible variation de bicarbonate** la **variation de pH sera plus importante**.

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

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

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



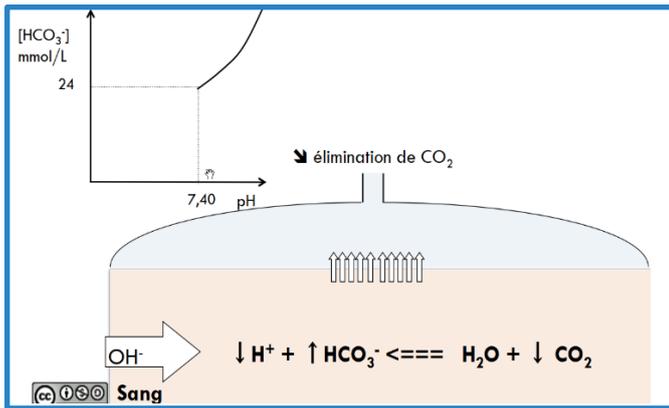
### AJOUT DE PROTONS :

**Les bicarbonates vont être consommés**, l'équilibre va tendre vers une **formation de CO<sub>2</sub>** qui pourra diffuser librement.

Grâce à cette diffusion, la **PCO<sub>2</sub> 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 qui n'est plus linéaire comme pour le milieu fermé.



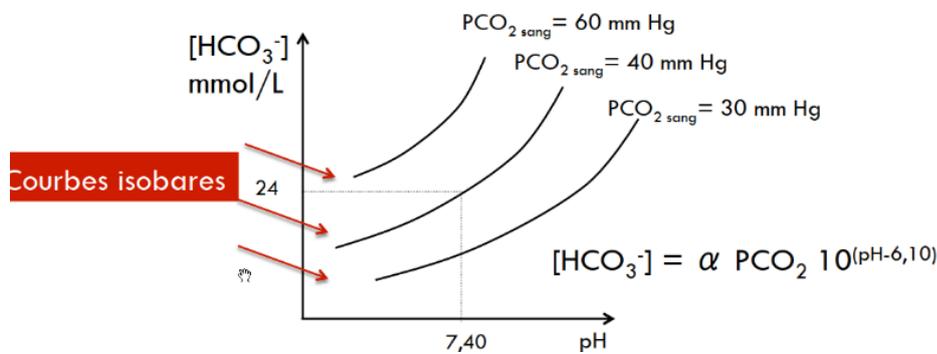
#### AJOUT DE BASE :

La **quantité de protons diminue**, car les ions  $\text{OH}^-$  captent les protons.

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**.

#### MODELISATION



Nous avons des relations **NON linéaires** (courbes isobares) qui correspondent à des valeurs variables de pression partielle en  $\text{CO}_2$  obtenue 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 fixés** 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 normale d'une personne est définis via ces 3 valeurs :

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

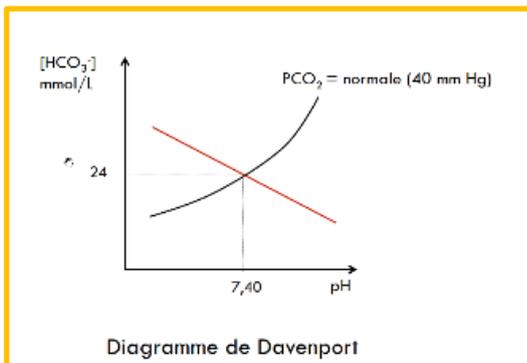
## MODELISATION D'HENDERSON ET HASSELBACH

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<sub>2</sub> sanguine.**

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

## 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 = 24mmol**

-**PCO<sub>2</sub> = 40 mmHg**

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

## VII. Déséquilibre Acido-Basique

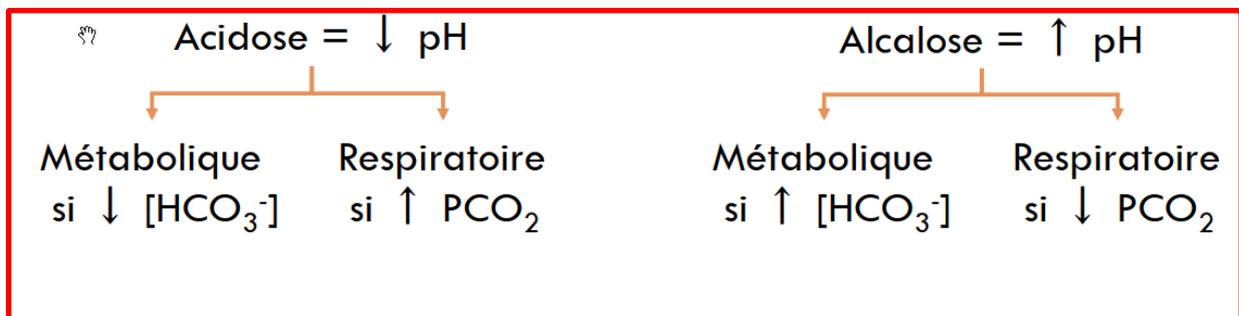
### DEFINITION

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

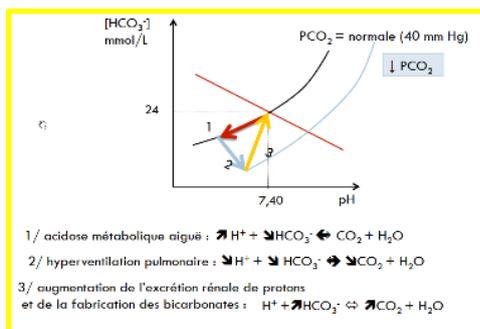
- Elle peut être **métabolique** si elle s'associe à une baisse de la concentration en bicarbonate
- Elle peut être **respiratoire** si elle s'associe à une augmentation de  $PCO_2$
- 

**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  $PCO_2$** .



### ACIDOSE METABOLIQUE



Sur le diagramme de Davenport, l'**acidose métabolique** se traduit par **une diminution du pH et une perte de bicarbonate.**

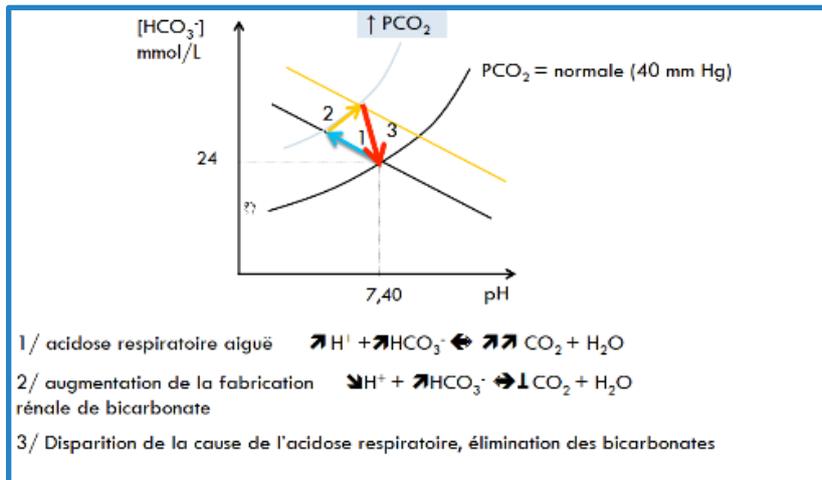
**PHASE 1** : Des protons se sont accumulés, les **bicarbonates sont consommés** ainsi le pH diminue.

**PHASE 2** : Pour compenser cette acidose, on a une mise en place d'une hyperventilation pulmonaire, la  $PCO_2$  diminue ce qui permettra une légère remontée du pH.

**PHASE 3** : Si l'origine de l'acidose disparaît, les reins vont être capables de régénérer les bicarbonates, le pH réaugmentera pour revenir à la normale, l'hyperventilation se stoppera et la  $PCO_2$  redeviendra également normale.

L'état initial d'équilibre sera alors restauré.

## ACIDOSE RESPIRATOIRE



Sur le diagramme une **acidose respiratoire** se traduit par **une augmentation de la PCO<sub>2</sub> et une diminution du pH**.

**PHASE 1** : les poumons n'éliminent plus assez les gaz carboniques, on va avoir une **augmentation de la PCO<sub>2</sub>**. Cela peut être dû à une amputation de la surface d'échange alvéolo-capillaire. L'hydratation du CO<sub>2</sub> provoque **une augmentation des H<sup>+</sup> et des HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>**. 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 CO<sub>2</sub> va pouvoir être éliminé ainsi la PCO<sub>2</sub> pourra diminuer. Les reins arrêteront leur surproduction de bicarbonates et on reviendra à l'équilibre de départ.

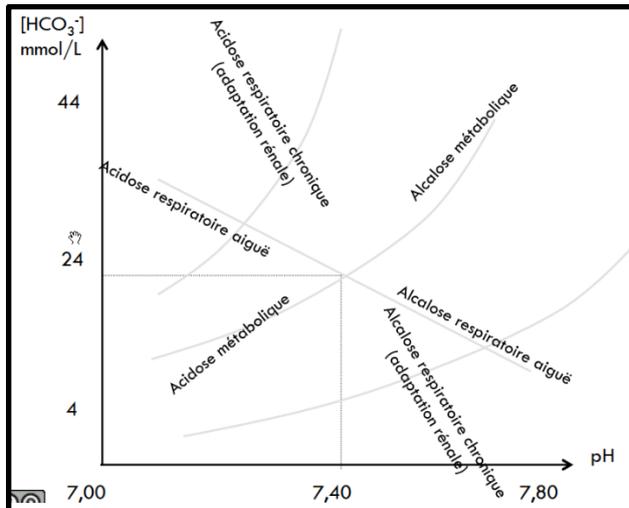
## GAZOMETRIE

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 PCO<sub>2</sub>. La seringue est conservée dans la glace jusqu'à l'analyse afin d'éviter la consommation d'oxygène et la production de CO<sub>2</sub> par les cellules.

La gazométrie nous permet de **mesurer le pH et la PCO<sub>2</sub>**, et à partir de ces données on peut **calculer la concentration en bicarbonates**.

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

## LIMITE 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, coexistence d'une insuffisance respiratoire et métabolique.

En pratique courante ce diagramme n'est pas utilisé.

***Voilà c'est tout pour ce cours !***

***Je me suis beaucoup inspiré de ma vieille Elisa ! Sa fiche était incroyable donc j'ai pas eu grand-chose à changer, et je vous sortirai des fiches récap pendant l'année sur les points de cours un peu plus difficile ♥***