

Coucou tout le monde, bienvenue dans ce cours merveilleux présenté à la TTR,

✨ 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 Brönsted, Lewis a donné des définitions différentes (tu les verras en chimie)

IONISATION DE L'EAU

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

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

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

💡 Tut'rappelles 💡

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

→ La solution est **NEUTRE** lorsque $\text{pH} = 7$ soit lorsque $[H^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ ou 100 nmol.L^{-1} . Cet équilibre est atteint pour une eau à 25°C , cela permet de définir la neutralité acido- basique.

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

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

📖 Tut'explication 📖

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

Comme tu le verras juste en-dessous, on calcule le pH selon la formule suivante :

$\text{pH} = -\log [H^+]$ (au lycée tu as dû apprendre $\text{pH} = -\log [H_3O^+]$, c'est pareil). Ainsi, la fonction réciproque du logarithme décimal (\log) étant 10^x , on calculera la concentration en protons ($[H^+]$ ou $[H_3O^+]$) selon la formule suivante : $[H^+] = 10^{-\text{pH}}$

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 nmol.L^{-1} ($100 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$)

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 mmol.L⁻¹ à 10 nmol.L⁻¹ ainsi il est plus pratique d'utiliser l'échelle logarithmique.

♥ **pH = -log [H⁺]** ♥ ♥ **pK = -log K** ♥

LIQUIDES BIOLOGIQUES

- Dans l'**estomac**, le pH est très **bas**, environ 100 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 nmol.L⁻¹, ce qui donne un **pH de 7**.
- Dans le **milieu extracellulaire**, 40 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

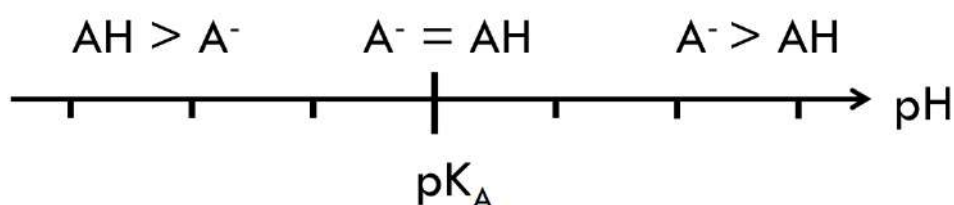
ECHELLE DE pH ET pK_A

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

💡 Tut'rappelles 💡

→ Qu'est-ce que le pK_A ?

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_A** alors la forme **liée AH** (l'acide du couple) prédomine
- Si le **pH > pK_A** alors la forme, **dissociée A-** (la base du couple) prédomine

IMPORTANCE DE L'EQUILIBRE 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 $\text{pH} \leq 7,00$ ou $\text{pH} \geq 7,80$.

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 **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.

L'**équilibre** de l'organisme est en permanence menacé, la charge acide provient de la dégradation des acides aminés et du métabolisme énergétique (*vu en biochimie*).

Cette charge acide est **inéluctable**, le pH va pouvoir être maintenu grâce aux poumons et reins via l'intermédiaire du couple acido-basique de **l'acide carbonique**.

Lors d'un métabolisme **aérobie** : production de **CO₂** exclusivement (acide **volatil**)

Lors d'un métabolisme **anaérobie** : production de **CO₂** et d'acide **lactique**+++ (acide **fixe**)

Acide volatil : éliminé par les **poumons** (Exemple : +++ **CO₂** +++)

Acide fixe (organique) : éliminé sous forme dissoute, par voie urinaire grâce aux **reins**

ACIDE CARBONIQUE H₂CO₃

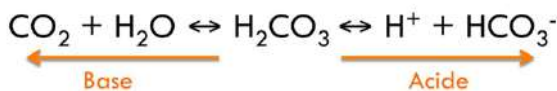
Le couple **bicarbonate/proton** est au cœur de la régulation du pH du sang et des cellules : il est extrêmement abondant et régulé par les poumons et les reins :

- ◇ Les **reins** fabriquent les **bicarbonates (HCO₃⁻)**

- ◇ Le CO_2 est éliminé par les **poumons** (à travers l'expiration)
- ◇ Les H^+ vont
 - soit être éliminés par les reins sous forme d'**ammonium** ($\text{NH}_4^+ = \text{NH}_3 + \text{H}^+$)
 - soit **s'associer à un bicarbonate** pour devenir un acide carbonique pouvant lui-même se **dissocier** en CO_2 et H_2O

Réaction réversible d'hydratation
accélérée par
l'anhydrase carbonique

Dissociation
ionique



L'acide carbonique H_2CO_3 peut acidifier ou alcaliniser l'organisme, c'est un couple acido-basique (il fait partie d'un couple acido-basique)

- Il **acidifie** via l'ionisation de l'acide carbonique
- Il **alcalinise** via l'hydratation du gaz carbonique

! Tut'concentres !

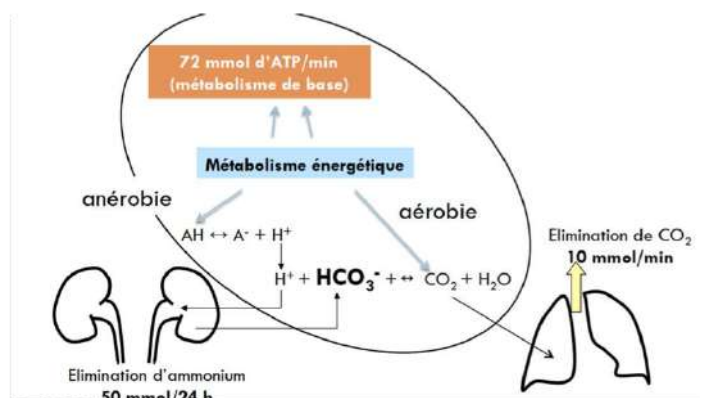
Il faut bien différencier l'ionisation et l'hydratation, ce ne sont pas les mêmes mécanismes. Aidez-vous du schéma de gauche.

ROLE DES REINS ET DES POUMONS

AU REPOS

Au repos l'organisme assure le **métabolisme de base** avec la **fabrication d'ATP minimale**. Le fonctionnement est **principalement AÉROBIE**, l'acide produit (CO_2) est principalement éliminé par les **POUMONS**. Une **minime** partie est **ANAÉROBIE**. 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 , ce-dernier pouvant être lui-même exhalé par les **poumons**.



A L'EFFORT

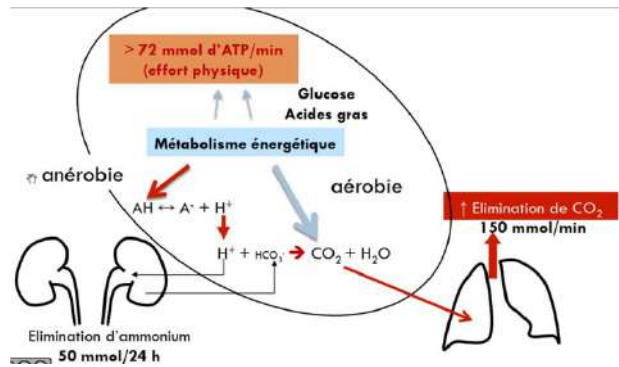
Lors d'un effort les **besoins énergétiques augmentent** on aura besoin de plus d'**ATP**. Ainsi la **production de CO_2 et d'acide lactique augmente** (ce sont des produits secondaires du métabolisme énergétique).

Ainsi les métabolismes AÉROBIE et ANAÉROBIE 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

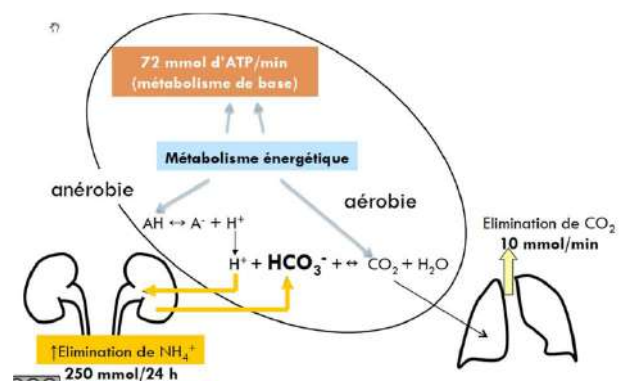
A l'arrêt de l'effort, la **demande énergétique diminue**, on a un **retour à la normale** de la ventilation.

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)

+++

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.

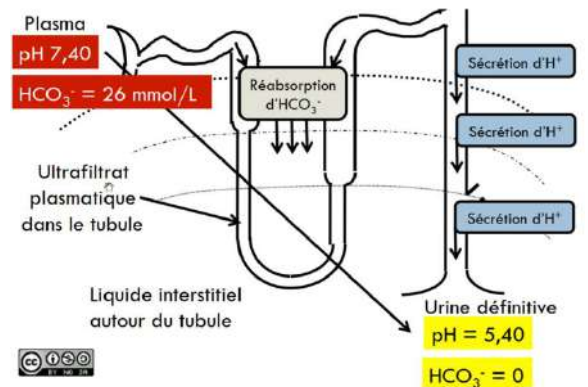
Voyons en détail comment ils réalisent ces échanges.

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.

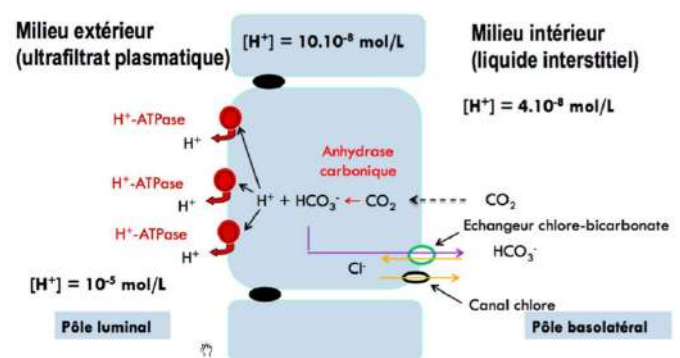
Tout autour circule le **liquide interstitiel**.

- ◇ 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 enrichie en protons.



La sécrétion rénale des protons est un **phénomène actif** utilisant les **pompes H^+ -ATPases** situés aux pôles luminaux 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_2 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^+ -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_A sont **favorables** à la forme liée.

- ◇ Le couple **ammonium/ammoniac** à un $pK_A = 9.20$, l'urine primitive à un pK_A 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

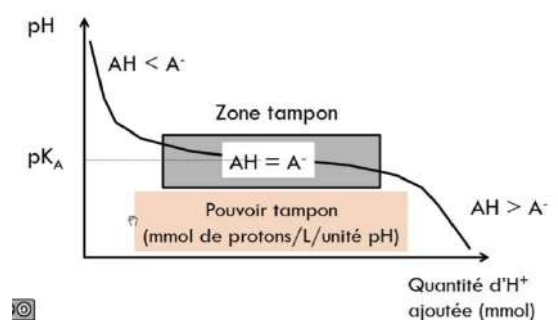
Les protons sont **fixés** par les couples acido-basiques dans l'urine, mais PAS que , cela est également valable dans les **cellules** et les milieux **extracellulaires**.

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.



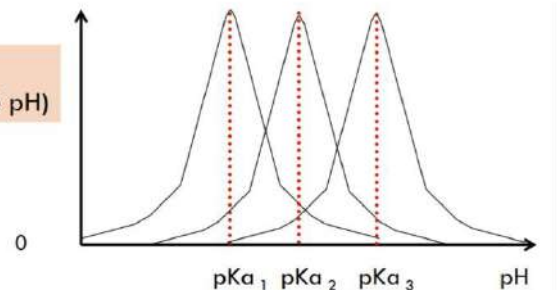
POUVOIR TAMPON DU SANG

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⁺/L/unité pH)



Ces principaux tampons cellulaires et plasmatiques sont le **bicarbonate (HCO₃⁻)**, l'**acide carbonique (H₂CO₃)**, les **protéines** et **acides organiques faibles**.

BICARBONATES : ils se distribuent dans **50 % du poids du corps**, à une concentration moyenne de 25 mmol.L⁻¹, 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.

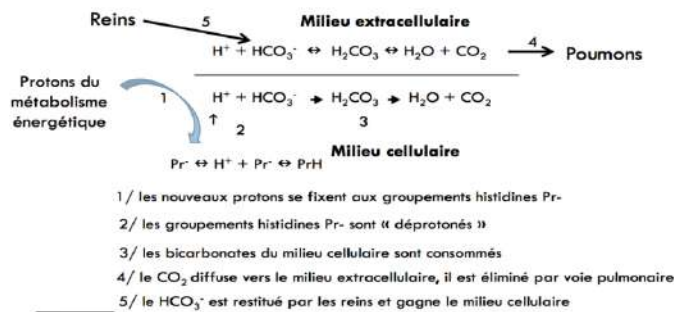
POUVOIR TAMPON GLOBAL

Tissu/ compartiment	Système tampon	Pouvoir tampon (mmoles H ⁺ /l/unité pH)
Milieu extracellulaire	HCO ₃ ⁻ /H ₂ CO ₃	55
	Acide phosphorique	0,5
	Protéines	7
Milieu cellulaire	HCO ₃ ⁻ /H ₂ CO ₃	18
	Protéines	60
Hématies	HCO ₃ ⁻ /H ₂ CO ₃ 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 (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** CO_2 , l'**acide carbonique** H_2CO_3 , et le bicarbonate HCO_3^- , c'est des pièges faciles (*oui oui j'annonce la couleur...*)

RECAP

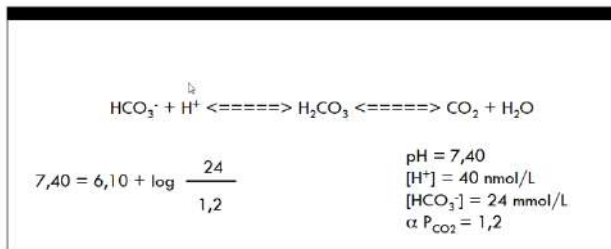
- ◇ Les systèmes **tampons** agissent **avant** même que les réactions des organismes pulmonaires et rénales aient eu lieu
- ◇ Les systèmes tampons sont **interdépendants**
- ◇ Les tampons sont maintenus grâce à l'activité des **poumons** et des **reins**
- ◇ **La complémentarité des systèmes tampons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

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

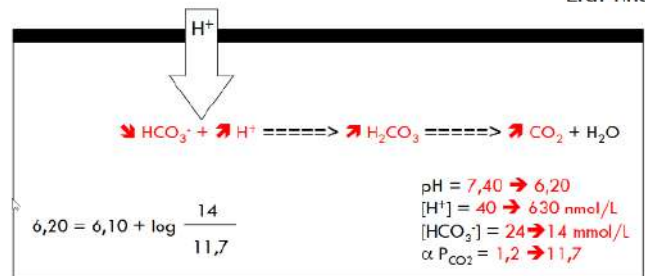
MILIEU FERMÉ

Nous allons ajouter des protons à une solution d'acide carbonique dans un milieu fermé. Cela signifie que le **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 CO₂ et H₂O.

La **concentration en protons augmente** et passe à 630 nmol.L⁻¹.

Le **pH diminue** jusqu'à 6,20.

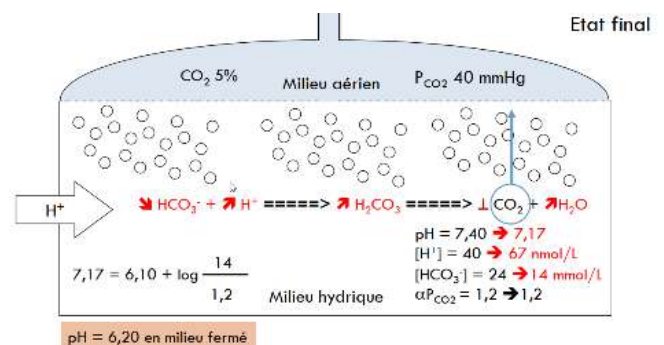
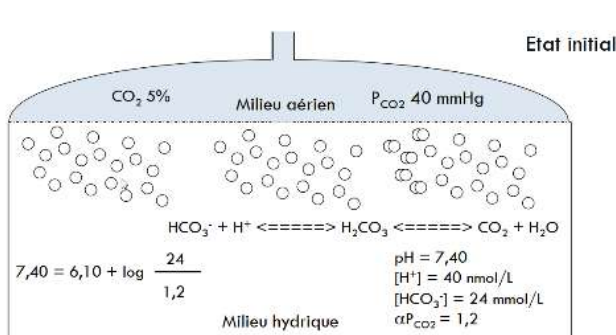
Les bicarbonates ont été consommés il reste 14 mmol.L⁻¹.

La pression en **CO₂** 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 CO₂. De manière très simplifiée, la concentration en **base** (HCO₃⁻) **diminue** tandis que celle en **acide** (CO₂) **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 **CO₂** 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 CO₂ correspondant à la pression alvéolaire 40 mmol.L⁻¹.

Lors de l'ajout des protons, les **bicarbonates vont être consommés**, et du **CO₂** ET **H₂O** vont

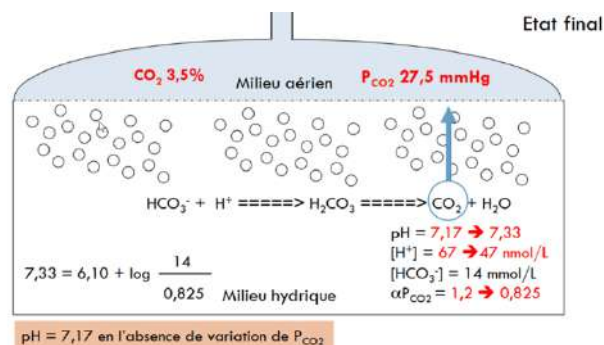
être produits.

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 :

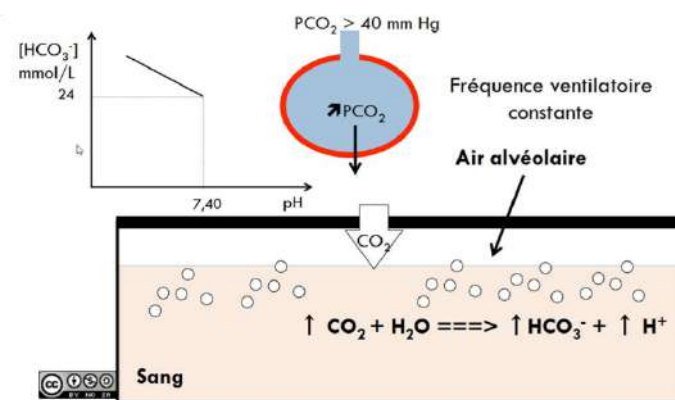
- ◇ Le sang est en contact avec l'air alvéolaire, le **tampon acide carbonique** peut être utilisé dans ce milieu ouvert
- ◇ La **diffusion du CO_2 augmente** avec la fréquence respiratoire *en effet si on hyperventile on renouvelle plus rapidement l'air de nos alvéoles ainsi le CO_2 présent est chassé 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)

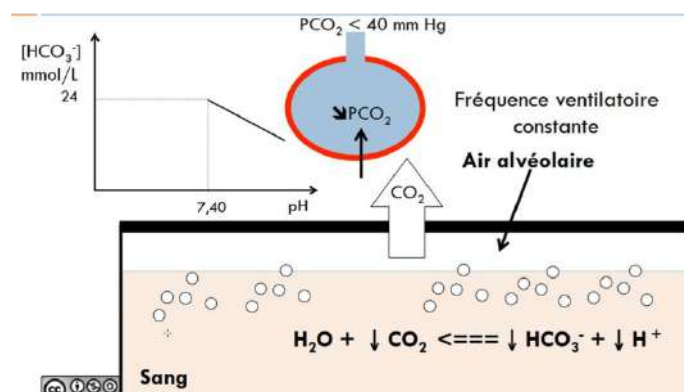
Le **CO_2 se distribue dans le sang** ; cela entraîne une **augmentation des bicarbonates et des protons** (le CO_2 s'hydrate en H_2CO_3 qui lui-même se dissocie en $HCO_3^- + H^+$, c'est important à comprendre).

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)

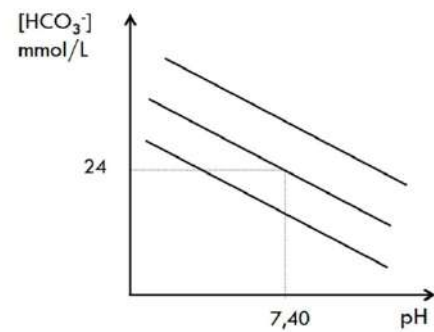
Le **pH augmente** ; l'équilibre est déplacé vers le et la droite du diagramme (c'est-à-dire qu'on aura une concentration en bicarbonate plus faible et un pH plus élevé : plus la PCO_2 est faible, plus le pH augmente, moins on fabrique de bicarbonates)



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**.



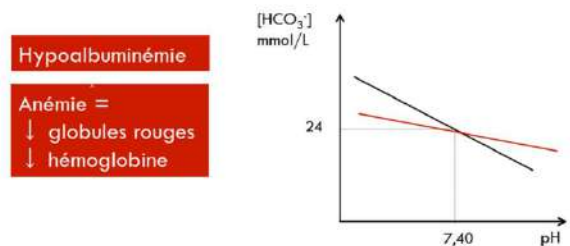
APPLICATION EN MEDECINE

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**.

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

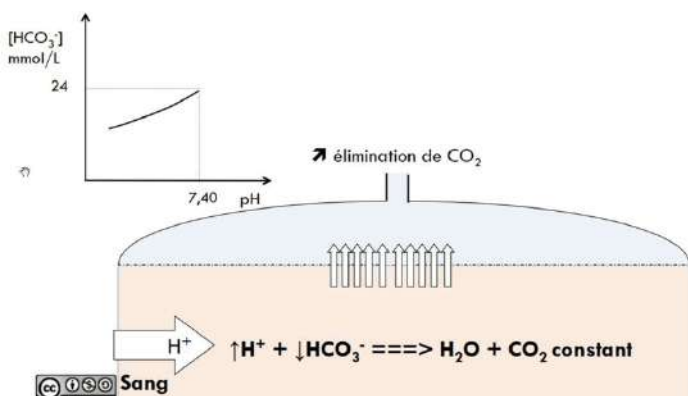
Diminution des tampons non volatils (les protéines) :



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

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.

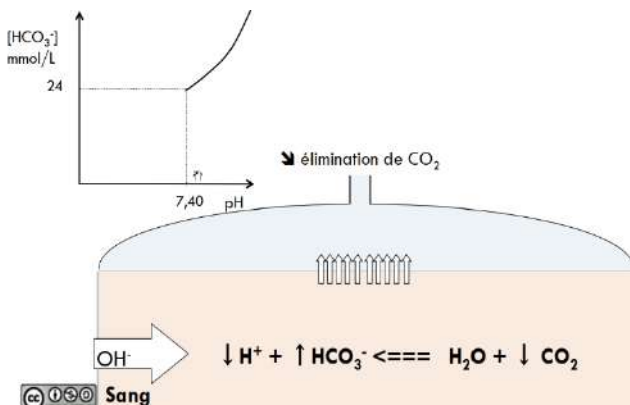


AJOUT DE PROTONS :

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**.

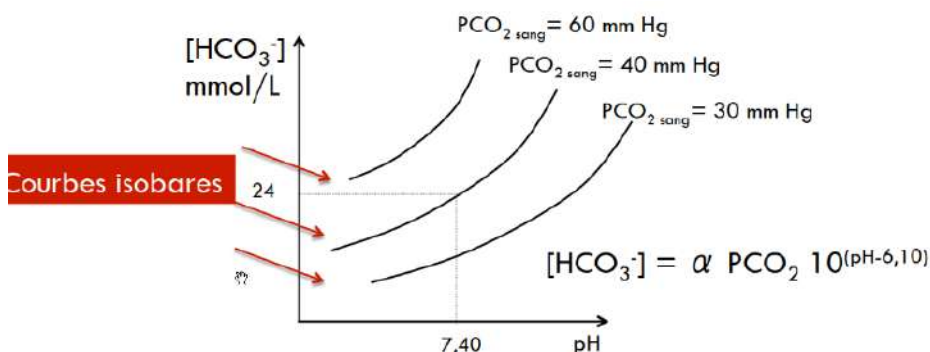
Notre relation correspond à une **courbe** est n'est plus linéaire comme pour le milieu fermé.

AJOUT DE BASE :

La **quantité de protons diminue**, car les ions 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 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 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.

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

DIAGRAMME DE DAVENPORT

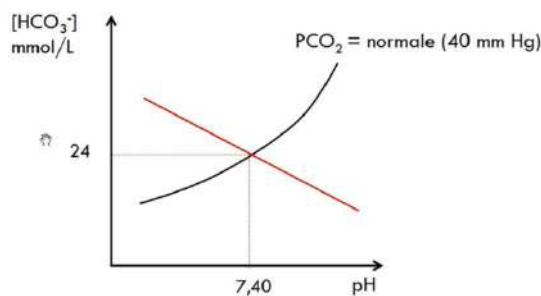


Diagramme de Davenport

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 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'examen...

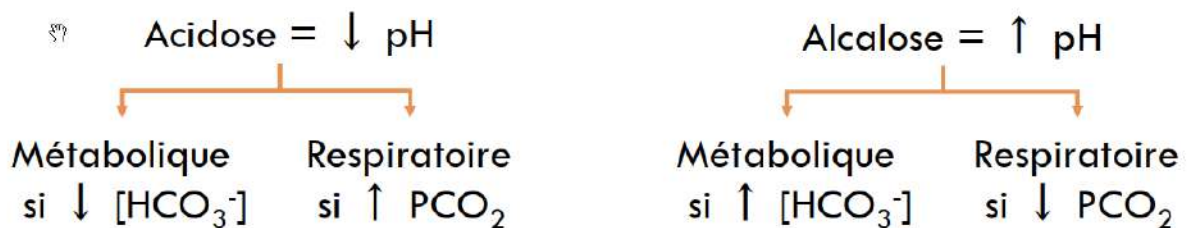
DÉFINITIONS

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).

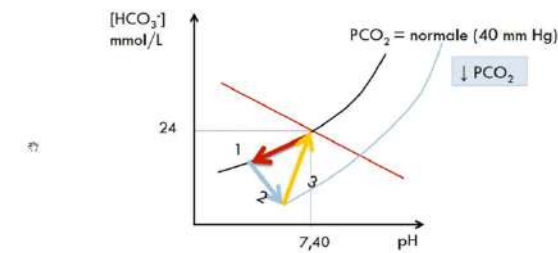
→ Si on a **trop** de CO_2 , on tend vers une **acidose**, si on en n'a **pas** assez on tend vers une **alcalose**.

→ 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 : $\uparrow \text{H}^+ + \uparrow \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 2/ hyperventilation pulmonaire : $\downarrow \text{H}^+ + \downarrow \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \downarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3/ augmentation de l'excrétion rénale de protons et de la fabrication des bicarbonates : $\text{H}^+ + \uparrow \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \uparrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

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

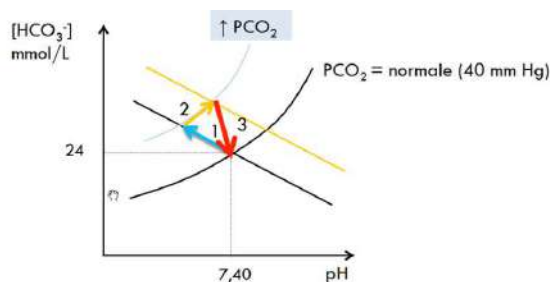
PHASE 1 : Des protons se sont accumulés, les **bicarbonates sont consommés** ainsi le pH diminue. **PHASE 2** : Pour compenser cette acidose, on a une mise en place d'une **hyperventilation pulmonaire** : la **PCO₂ diminue** ce qui permettra une légère remontée du pH.

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 PCO₂ redeviendra également normale.

L'état initial d'équilibre sera alors restauré.

ACIDOSE RESPIATOIRE



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

Sur le diagramme une **acidose respiratoire** se traduit par une **augmentation de la PCO₂** et une **diminution du pH**.

PHASE 1 : les poumons n'éliminent plus assez le **gaz carbonique**, on va avoir une **augmentation de la PCO₂**. Cela peut être dû à une amputation de la surface d'échange alvéolo-capillaire (*en gros la surface d'échange entre les capillaires sanguins et les alvéoles est réduite à*

cause d'une pathologie, ce qui empêche au CO₂ d'être évacué correctement). L'hydratation du CO₂ provoque une **augmentation des H⁺ et des HCO₃⁻**. 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 **CO₂** va pouvoir être **éliminé**. Ainsi, la PCO₂ 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 HCO_3^-	Respiratoire PCO_2
Acidose $\text{pH} < 7,38$	1er $\text{HCO}_3^- \downarrow \downarrow$ 2ème $\text{PCO}_2 \downarrow$	1er $\text{PCO}_2 \uparrow \uparrow$ 2ème $\text{HCO}_3^- \uparrow$
Alcalose $\text{pH} > 7,42$	1er $\text{HCO}_3^- \uparrow \uparrow$ 2ème $\text{PCO}_2 \uparrow$	1er $\text{PCO}_2 \downarrow \downarrow$ 2ème $\text{HCO}_3^- \downarrow$

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_2 . La seringue est conservée dans la **glace** jusqu'à l'analyse afin d'éviter la consommation d'oxygène et la production de CO_2 par les cellules. La gazométrie nous permet de **mesurer le pH et la PCO_2** , et à partir de ces données on peut **calculer la concentration en bicarbonates**.

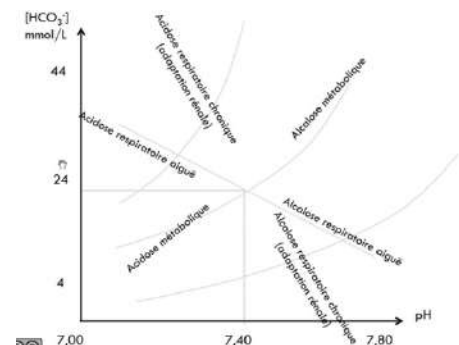
L'acide carbonique est au centre de la régulation de l'équilibre acido-basique de l'organisme.

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). 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 kiffez la tut' rentrée !

