

Équilibre Acido-Basique

I. Introduction :

L'équilibre acido-basique ou homéostasie du pH, est une des fonctions essentielles de l'organisme. En effet, l'organisme humain doit maintenir le pH de son sang dans des limites étroites (7.38 - 7.42), seules de faibles variations sont compatibles avec la vie; en deca c'est l'acidose* et au-delà c'est l'alcalose**. Ce maintien du pH est soumis à une régulation des plus précises, c'est ce qu'on entend par: équilibre acidobasique.

*L'**acidose** est provoquée par une surproduction d'acides qui s'accumulent dans le sang ou une perte excessive de bicarbonates du sang (acidose métabolique) ou par l'accumulation de dioxyde de carbone dans le sang à cause d'une mauvaise fonction pulmonaire ou d'une dépression respiratoire (acidose respiratoire).

L'alcalose** est une alcalinité excessive du sang due soit à un excès de bicarbonates ou à une perte d'acides du sang (alcalose métabolique), soit par un taux faible de dioxyde de carbone dans le sang dû à une respiration rapide ou profonde (alcalose respiratoire).

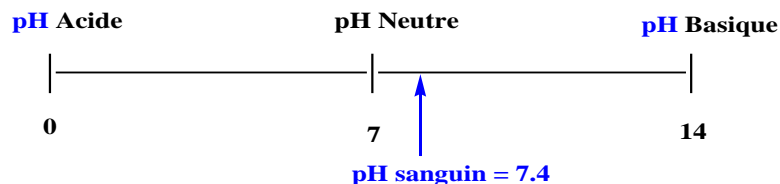
I.1. Équilibre acido-basique :

Le pH (potentiel hydrogène) d'une solution est une mesure de sa concentration en ions H⁺.

$$\text{pH} = \log_{10}\left(\frac{[1]}{[\text{H}^+]}\right)$$

L'organisme contient des composés acides et des composés basiques qu'il doit maintenir à un état d'équilibre constant. L'équilibre acido-basique évalué grâce au **pH** qui reflète la concentration d'ions H⁺ libres dans une solution.

Plus le pH est bas plus la solution est acide



pH organisme = 7.4 (±0,05), **pH = -log[H⁺]** (limites compatibles avec la vie = 6.6 à 7.7 ± 0,1), le métabolisme Caire produit **50 à 100 mmol/Jour** d'ions H⁺, éliminés par **2voies** :

Voie 1 : Systèmes tampons (Caire, plasmatique et globulaire) ;

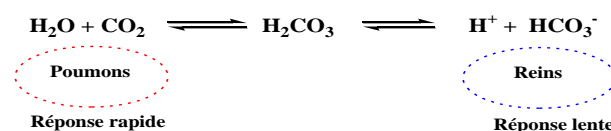
Voie 2 : Organes excréteurs (rein, poumon, foie).

I.1.2.Sources d'acides

✓ **Production de CO₂ = Acide volatil**

✓ **Production d'ions H⁺ = Acide non volatil ou métabolique**

I.1.2.1.Production de CO₂ : Résulte du métabolisme oxydatif cellulaire.



Éliminé par les poumons lors de l'expiration \Rightarrow évite l'accumulation d' H^+ . Dans des conditions normales: **ni** gain, **ni** pertes d' H^+ à partir de cette source.

I.1.2.2. Production d'ions H^+

- ✗ Proviennent de l'alimentation (sulfates, acide urique, acide lactique...etc.) ;
- ✗ HCl produit par l'estomac ;
- ✗ Substances médicamenteuses ;
- ✗ Élimination par le rein.

I.2. Acidité titrable ou potentielle et acidité réelle

10mL de solution décimolaire de HCl et 10mL de solution décimolaire d'acide acétique seront toutes deux neutralisées par 10 mL de solution décimolaire de soude. Les deux solutions d'acide sont dans cet exemple toutes deux décinormales; elles sont toutes deux capables de mettre en 1/10 de mole/litre d' H^+ .

1.2.1. Normalité

- On dit qu'une solution est normale lorsqu'elle contient potentiellement sous forme **libre ou libérable** une mole d'ions H^+ par litre.
- Il y a donc identité sur le plan de la normalité entre une solution décinormale d'acide acétique et décinormale d'acide chlorhydrique.

Cependant ces deux acides sont différents: HCl est un acide fort dont tous les ions H^+ sont libérés en solution, alors que CH_3COOH est un **acide faible** peu dissocié ne mettant en jeu en solution qu'une **fraction** des ions H^+ qu'il contient.

Ce qui compte dans beaucoup de phénomènes physico chimiques et biologiques, ce sont les **ions H^+ réellement libres**, c'est à dire la concentration en ions H^+ de la solution.

Pour définir l'**acidité réelle**, on utilise donc le pH qui est défini par le cologarithme décimal de la concentration en ion hydrogène **libres** :

$$pH = -\log_{10}(H^+)$$

La dissociation de l'eau $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$

La loi d'action de masse donne: $K_a = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$

La constante K est très faible ; une molécule d'eau sur 550 millions est dissociée; aussi (H_2O) peut-il être considéré comme constant, et tous calculs faits on trouve qu'à 25°C le produit ionique de l'eau (toute solution aqueuse) : $[OH^-] \cdot [H^+] = 10^{-14}$

Si $[OH^-] = [H^+]$ (eau pure, neutre) $\Rightarrow pH = -\log 10^{-7}$

$$\Rightarrow pH=7$$

Acide : cède des H⁺

Base : accepte des H⁺

I.3.Régulation du pH

- ✓ Systèmes tampons ;
- ✓ Rôle des poumons (régulation immédiate).

I.3.1.Systèmes tampons

Définition: Ce sont des mélanges de substances en équilibre chimique s'opposant aux variations de pH. Un système tampon comprend généralement :

- ✓ Un acide faible et sa base conjuguée ;
- ✓ Une base faible et son acide conjugué.

En général : acide faible / son sel de base forte / son sel d'acide fort.

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log_{10} \left(\frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]} \right): \text{c'est l'équation d'Henderson Hasselbach.}$$

Système tampon = Mélange Acide Faible + Base Forte

ou

Acide Fort + Base Faible

Lorsque le pH est acide et qu'une base est rajoutée progressivement à une solution comprenant un système tampon (ou inversement en partant d'un pH alcalin et en rajoutant un acide) le pH varie suivant la courbe de la **figure 1**.

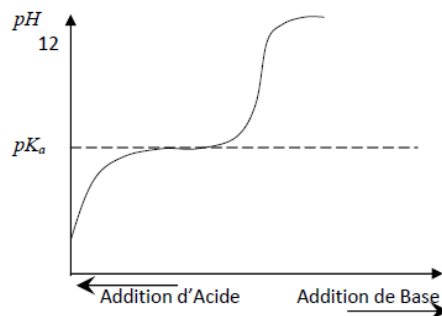


Figure 1 : Courbe de titration d'un système tampon

Cette courbe est appelée courbe de titration du système tampon. On constate que le tampon n'est efficace que dans une étroite bande de pH autour de son pKa. Quand le pH est trop alcalin par rapport au pKa, l'acide faible est alors complètement dissocié, il se comporte comme un acide fort et n'a donc plus d'efficacité en tant que tampon. Quand le pH est trop acide, la quasi-totalité du système se retrouve sous forme acide AH et il n'y a plus de sel libre disponible pour pouvoir tamponner un acide fort.

⊕ **La zone tampon** : Zone proche du pKa 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 pKa , il correspond à la quantité de protons qui peuvent être tamponnés par unité de pH et par litre de solution.

I.3.1.1.L'équation de Henderson Hasselbalch

L'équation de **Henderson-Hasselbach** représente une façon de déterminer le pH d'une solution tampon et pour l'étude de l'équilibre acido-basique, dans laquelle la partie acide est représentée par le CO₂ et la partie alcaline par les bicarbonates (HCO₃⁻). Dans cette équation, [HA] et [A⁻] font référence à l'équilibre de concentration de la paire d'acide-base conjugués utilisé pour créer la solution tampon et la formule est la suivante : $\text{pH} = \text{pKa} + \log_{10}\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right)$.

L'équation de Henderson-Hasselbalch permet de calculer le pH sanguin à partir des concentrations en ion bicarbonate (HCO₃⁻) et en acide carbonique (H₂CO₃).

En chimie, l'équation de Henderson-Hasselbalch est l'équation donnant le pH d'un système tamponné. 1 H⁺ capté, 1 HCO₃⁻ consommé (pH constant).

L'acide faible est faiblement dissocié $\text{AH} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}^+$



À l'équilibre: $[\text{H}^+].[\text{A}^-] = \text{Ka}[\text{AH}]$

Ka: constante de dissociation de l'acide

$$\text{Ka} = \frac{[\text{A}^-].[\text{H}^+]}{[\text{AH}]} \text{ (loi d'action de masse)}$$

$$[\text{H}^+] = \text{Ka} \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}$$

Prenant le logarithme décimal des deux membres précédés du signe moins on a :

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log_{10}\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right) \text{ (C'est le pH pour une solution d'acide faible)}$$

Remarque : Pouvoir tampon maximum pour pH = pKa.

Comment fonctionne le système tampon ?

Les systèmes tampons sont des solutions contenant des substances qui ont la capacité de stabiliser les changements de pH en absorbant soit les acides forts, soit les bases fortes. Les reins et les poumons travaillent ensemble au maintien du pH sanguin autour de **7.4** en affectant les composants des tampons du sang.

I.3.1.2.Les différents systèmes tampons

I.3.1.2.a.Tampon ion bicarbonate (HCO₃⁻) et en acide carbonique (H₂CO₃)

Tampon (HCO₃⁻/H₂CO₃)

C'est le tampon le plus important quantitativement dans le milieu extracellulaire. Son pH s'exprime comme suit: $\text{pH} = \text{pKa} + \log_{10}\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{\text{CO}_2\text{dissous}}\right)$, le $\text{pH} = 7.4$ et $\text{pKa} = 6.1$

Donc: $\frac{[\text{HCO}_3^-]}{\text{CO}_2\text{dissous}} = 20$. Ce tampon est efficace pour 3 raisons:

Raison 1. C'est un système ouvert \Rightarrow Il ne se sature pas:

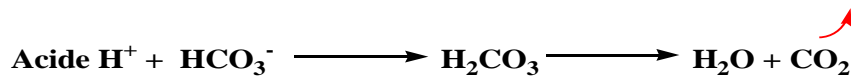
Addition d'un acide : Le CO_2 sera éliminé par les poumons.

Addition d'une base : Le CO_2 est vite compensée par sa production

Raison 2. Le système (en interaction) agit en étroite collaboration avec le tampon (hémoglobine/ hémoglobine-bicarbonate) (Hb/Hbinate).

Raison 3. Ce système est sous contrôle des poumons et des reins.

Tout ce dispositif permet le maintien à 20 le rapport entre les bicarbonates et le CO_2 dissous.

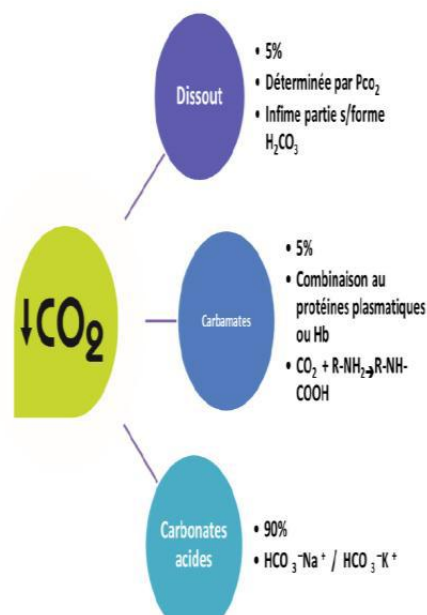


I.3.1.2.a.1. Formes de transport du CO_2 sanguin

- 5% du CO_2 se trouve sous forme dissous $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ avec $[\text{H}_2\text{CO}_3] = a \text{pCO}_2$
- 5% à l'état de carbamate par combinaison aux protéines plasmatiques ou à l'Hb



- 90% sous forme de bicarbonate, synthétisé au niveau du globule rouge sous l'action de l'anhydrase carbonique. $\text{HCO}_3^- \text{Na}^+ / \text{HCO}_3^- \text{K}^+$



I.3.1.2.b. Tampon protéine/protéinate

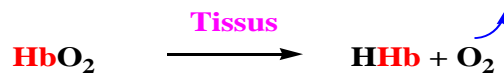
C'est le tampon le plus important au niveau intracellulaire. À pH physiologique, les protéines se comportent comme des anions et donc lient un H^+ . En cas **d'acidose**, un H^+ entre dans la cellule pour être fixé par les protéines tandis qu'un K^+ prend le chemin inverse pour préserver la neutralité électrique.

C'est ainsi qu'une acidose engendre une hyperkaliémie. L'effet de ce tampon dans le plasma est négligeable.

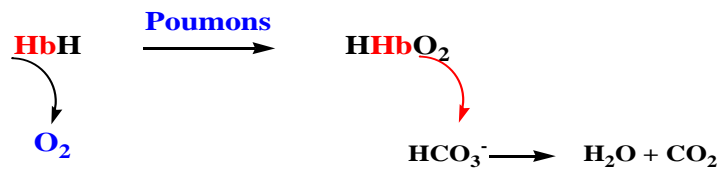
I.3.1.2.c. Tampon Hb/Hbinate

Ils interviennent de 2 manières: fixation du CO_2 sur l'Hb pour former un dérivé carbaminé,

- ✗ Au **niveau des tissus**, HbO_2 va libérer l' O_2 pour le délivrer aux cellules, et éponger les H^+ produits par l'hydratation du CO_2 provenant de ces mêmes cellules.



- ✗ Au **niveau des poumons**, l'Hb peut être oxygénée et libérer dans le milieu les H^+ . Ce ci permet de comprendre l'étroite interdépendance des tampons Hbinate et HCO_3^- :



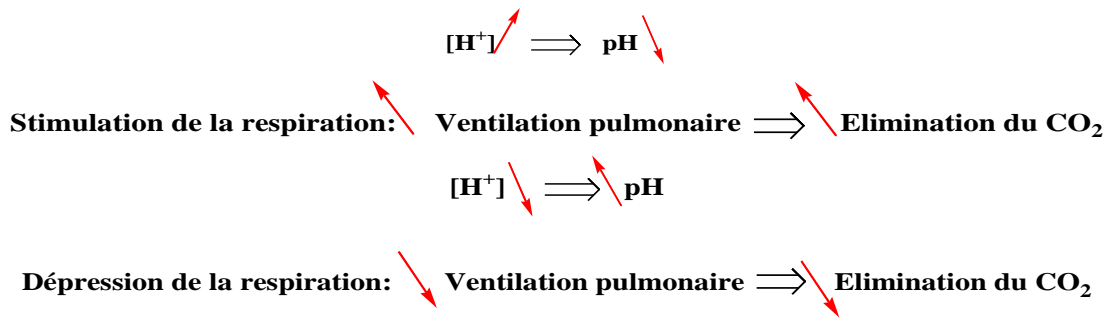
I.3.1.2.d. Tampon phosphate

C'est un tampon mineur dans le liquide extracellulaire mais il a une importance fondamentale dans l'urine $H_2PO_4^- \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H^+$. Il existe à 80% sous forme monoacide: HPO_4^{2-} et à 20% sous forme diacide: $H_2PO_4^-$. À côté de ces systèmes, il y a les tampons osseux, qui sont lentement mobilisables mais qui jouent un rôle majeur dans les surcharges acides chroniques.

I.3.2. Rôle des poumons (régulation immédiate)

I.3.2.1. La régulation respiratoire

Le gaz carbonique, déchet du métabolisme cellulaire, est expulsé par le système respiratoire à mesure qu'il se forme. La ventilation alvéolaire joue un rôle capital dans la régulation acido-basique à court et moyen termes. Elle permet en effet de réguler l'élimination du CO_2 . En pathologie, il s'agit du système de réponse immédiatement mis en jeu dans les troubles acido-basiques métaboliques. Ce type de réponse intervient par l'intermédiaire de chémorécepteurs centraux et périphériques sensibles aux variations de pH. L'intérêt de la réponse ventilatoire est qu'elle est prévisible selon l'importance du trouble métabolique.



L'hyperventilation provoque une élimination accrue de CO_2 , et une diminution des ions H^+ . Augmentant alors le pH, et provoquant une alcalose respiratoire. Inversement, une diminution de la ventilation provoque l'accumulation de CO_2 , une augmentation des H^+ , et donc, une acidose respiratoire.

En résumé

✗ Augmentation $[\text{H}^+]$ \Rightarrow diminution du pH ;

Stimulation de la respiration: \uparrow Ventilation pulmonaire \Rightarrow \uparrow Élimination du CO_2 ;

✗ Diminution $[\text{H}^+]$ \Rightarrow augmentation du pH

Dépression de la respiration: \downarrow Ventilation pulmonaire \Rightarrow \downarrow Élimination du CO_2

✗ Un excès d'élimination de CO_2 \Rightarrow **alcalose** respiratoire.

✗ Une insuffisance d'élimination de CO_2 \Rightarrow **acidose** respiratoire.

Ce système est utilisé par l'organisme afin de réguler le pH. En effet, bien que plus lent que les systèmes tampons chimiques, le système respiratoire a une capacité de régulation du pH supérieure à l'ensemble des tampons chimiques. C'est pourquoi tout ce qui gêne le fonctionnement correct du système respiratoire a des répercussions au niveau de l'équilibre acido basique de l'organisme. La pression partielle de gaz carbonique (P_{CO_2}) dans le sang artériel est le principal indice du fonctionnement du système respiratoire. Normalement compris entre 36 et 42 mm Hg

✓ Une pression $>$ à 42 révèle l'acidose ;

✓ Une pression $<$ à 36 révèle l'alcalose.

I.3.2.2. La régulation rénale.

Seul l'acide carbonique peut être éliminé par le système respiratoire. Les autres acides ou bases excédentaires sont donc excrétées par les reins. Ils le font de 2 façons:

✓ En excrétant ou en réabsorbant des ions H^+ ;

✓ En augmentant ou diminuant le taux de réabsorption des ions HCO_3^- .

Cette régulation comprend 3 étapes:

Étape 1 : On observe une réabsorption spontanée des bicarbonates jusqu'à une concentration seuil de 26-28mmol/L,

- Les bicarbonates filtrés par le glomérule sont presque totalement réabsorbés au niveau du tube proximal.
- La réabsorption des bicarbonates dépend en particulier de la p_{CO_2} dont une élévation entraîne une réabsorption accrue et réciproquement.

Étape 2 : Excrétion des H^+ grâce aux phosphates:

- Elle se déroule au niveau du tube contourné distal $HPO_4 + H^+ \rightarrow H_2PO_4$ dont l'excrétion rénale provoque la réabsorption d'un HCO_3^- .
- C'est à ce niveau qu'il y a compétition entre le K^+ et H^+

Acidose \Rightarrow hyperkaliémie

Alcalose \Rightarrow hypokaliémie

Étape 3 : Excrétion des H^+ grâce aux ions ammonium: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$ excrété dans les urines et voilà pourquoi l'urine sent l'ammoniaque.

I.4. Exploration biochimique:

I.4.1. Prélèvement: ponction de l'artère radiale, fémorale ou humérale; prélèvement sur héparine, échantillon maintenu en anaérobiose stricte; analyse immédiate ou échantillon maintenu au froid pendant maximum 1h.

3 paramètres biologiques sanguins permettent de quantifier et de comprendre les anomalies de l'équilibre acido-basique. Il s'agit du: pH, P_{CO_2} , les bicarbonates. Il suffit de mesurer 2 paramètres et le 3^{ème} est calculable par l'équation d'Henderson-Hasselbalch.

I.4.2.Mesure du pH: faite à l'aide d'une électrode de verre. Les valeurs normales sont de 7.4 ± 0.02 . Limites compatibles avec la vie: 6.8 - 7.8

I.4.3.Mesure de la P_{CO_2} : faite grâce à l'électrode de Severinghaus

Valeurs physiologiques: 35 à 44 mmHg sang A.

42 à 48 mmHg sang V.

I.4.4.Mesure des bicarbonates: déduite à l'aide de l'équation d'Henderson Hasselbalch ou par ionogramme.

Valeurs normales : **22 à 27 mmol/L**

Excès de bases: C'est la différence entre la valeur des bases tampons calculée du sujet étudié et celle des bases tampons d'un individu normal (47 mmol/L).

Valeurs normales : **0 \pm 2mmol/L.**

⊕ Une valeur positive ⇒ Un excès de base ou un déficit d'acide.

⊖ Une valeur négative ⇒ Un déficit en base ou un excès d'acide.

☀ L'excès de base dénote un dérangement métabolique.

* Il est dit primaire dans un déséquilibre métabolique;

* Il est dit secondaire lors d'un déséquilibre respiratoire compensé.

I.5. Interpréter des données de pH chez le patient

Nécessaire dans de nombreuses situations médicales. De nombreux diagrammes ont été proposés pour interpréter graphiquement les désordres de l'équilibre acide base. Le plus classique est celui proposé par **Davenport**.

I.5.1. Le Diagramme de Davenport

Dans ce diagramme le pH est en abscisse, le HCO_3^- en ordonnée, placer les données d'un patient dans ce diagramme permet de faire (presque) tous les diagnostics médicaux de trouble de l'équilibre acido-basique. Pour une valeur donnée de la P_{CO_2} , (CO_3H^-) varie exponentiellement avec le pH; la représentation de l'expression est donc une courbe appelée isobare P_{CO_2} .

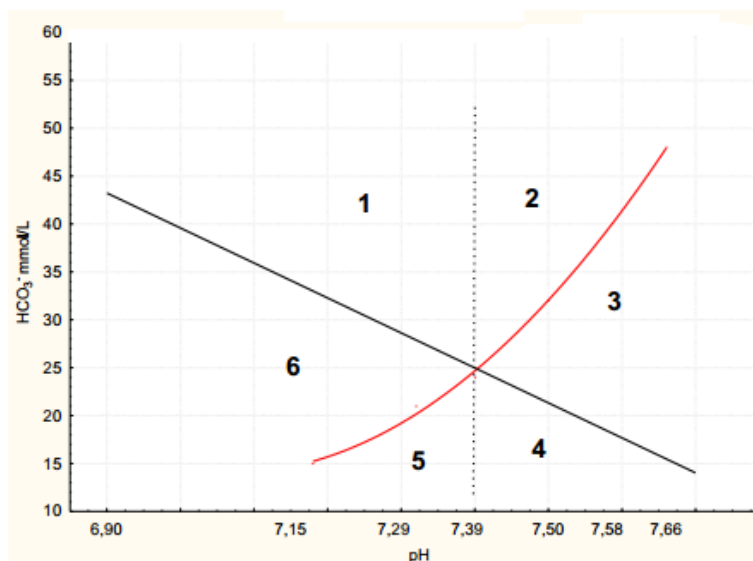


Schéma (diagramme) de Davenport

Le diagramme de Davenport, c'est un schéma qui décrit la concentration en bicarbonates en fonction du pH de la solution. Comme tu l'as compris, tu as la partie en dessous de 7,39 sur le schéma qui désigne l'acidose et une partie au dessus qui désigne l'alcalose. Ensuite tu as la courbe en noire qui représente la droite d'équilibration du CO_2 et la courbe en rouge qui représente celle de la P_{CO_2} . L'intersection entre ces 2 courbes est le point d'équilibre acido-basique.

Sur le schéma il y a 6 zones.

Zone 1: **Acidose respiratoire** au-dessus de la P_{CO_2} normale avec excès de CO_2 et incapacité à éliminer ce CO_2 .

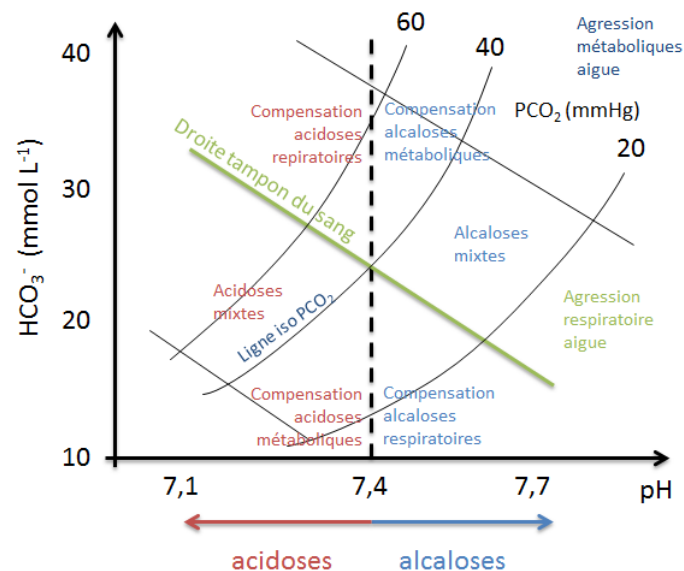
Zone 2: **Alcalose métabolique** au-dessus de la droite d'équilibration de CO_2 et de l'isobare de P_{CO_2} donc surcharge en base non volatile.

Zone 3: **Alcalose mixte** respiratoire et métabolique.

Zone 4: **Alcalose respiratoire** en dessous de la droite et de l'isobare par excès de base volatile.

Zone 5: **Acidose métabolique** en dessous de la droite d'équilibration par excès d'acide non volatil.

Zone 6 : **Acidose mixte** respiratoire et métabolique.



Bibliographie

- L'équilibre acido-basique, Salima Zekri, Cours de deuxième année médecine, **2019**, Université de Constantine.
- Ventilation artificielle, Jérôme Liotier, 3^{ème} édition, **2011**, Maloine.

Diagnostic d'un déséquilibre acide base aux urgences, J.Levraut, CHU de Nice, COPACAMU, **2010**.

- Évaluation de l'équilibre acido-basique en réanimation, H.Quintard, JC.Orban, C.Ichai, CHU Nice, 51^{ème} congrès de la SFAR, **2009**.
- Transport des gaz dans le sang, L. Baud, PCEM2, Faculté Saint Antoine, Paris. L'équilibre acide-base, P.Baele, UCL St Luc, **1996**.
- Bases physiopathologiques du traitement des acidoses métaboliques : Place du bicarbonate, X.Leverve, D.Barnoud, M.Guignier, CHU Grenoble, Conférences d'actualisation SFAR, **1996**.