

Equilibre acide base et pH – Fiche de cours

1. Définitions

a. Théorie d'Arrhénius (1887)

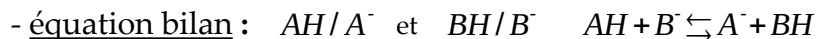
- acide : espèce chimique capable de libérer au moins un proton.
- base : espèce chimique capable de libérer des ions hydroxydes HO^-

b. Théorie de BRÖNSTED et LOWRY (1923)

- acide : espèce chimique capable de libérer au moins un proton.
- base : espèce chimique capable de capter au moins un proton

2. Réaction acide-base

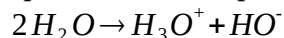
- définition : réaction chimique au cours de laquelle l'acide d'un couple acide/base réagit avec la base d'un autre couple acide/base avec échange de protons



- produit ionique de l'eau :

L'eau appartient à deux couples acide / base H_3O^+/H_2O et H_2O/HO^-

En écrivant la réaction chimique entre ces couples on obtient :



Le produit ionique de l'eau est défini par :

$$[H_3O^+]_{\text{éq}} \cdot [HO^-]_{\text{éq}} = K_e = 10^{-14} \quad \text{avec} \quad pK_e = 14$$

- constante d'acidité :

La constante d'acidité est la constante d'équilibre associée à la réaction chimique : $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}} \cdot [A^-]_{\text{éq}}}{[HA]_{\text{éq}}}$$

3. Force des acides et des bases

Le pK_A caractérise la force d'un acide ;

$$pK_A = -\log K_A \quad K_A = 10^{-pK_A}$$

- acide fort

Un acide AH est fort si en solution aqueuse il est totalement dissocié en ion H^+ et en une base conjuguée A^- . (H_3O^+ est un acide fort)



$$-1,1 < pH < 7 \quad pH = -\log C \quad pK_A < 0$$

- acide faible

Un acide AH est faible si en solution aqueuse il est partiellement dissocié en ions H^+ et en une base conjuguée A^- .



$$0 < pH < 7 \quad pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]} \quad 0 < pK_A < 14$$

- base faible

Une base A^- est faible si en solution aqueuse elle s'associe partiellement à des ions H^+ en produisant un acide conjugué AH .



$$7 < pH < 14 \quad pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]} \quad 0 < pK_A < 14$$

- base forte

Une base A^- est forte si en solution aqueuse elle s'associe totalement à des ions H^+ en produisant un acide conjugué AH . (HO^- est une base forte)



4. pH des solutions aqueuses

- **pH**: ou potentiel hydrogène caractérise l'acidité d'une solution.

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

- **pH des liquides biologiques**:

Liquide biologique	pH
Sang artériel	7,38 – 7,42
Sang veineux	7,35 – 7,42
salive	6,8 – 7,2
Suc gastrique	1,6 – 1,8
Suc pancréatique	8,0
Liquide céphalo-rachidien	7,9

- pH acidose <7,38 - pH plasmatique : 7,40 - pH alcalose >7,42

5. Effet tampon

a. Propriétés

- le pH varie très peu par ajout d'une petite quantité d'acide ou de base (amorti les variations de pH)
- le pH varie très peu lors d'une dilution
- $[AH] \approx [A^-]$ et $pH \approx pK_A$
- composition proche de la demi-équivalence

b. Pouvoir tampon

- nombre de moles d'acide ou de base nécessaires à apporter par litre de solution pour que le pH varie d'une unité
- $\beta = \frac{\Delta C}{\Delta pH}$

c. Systèmes tampons physiologiques

- **tampon bicarbonate**: régulation du pH sanguin; 43 % des tampons
 H_2CO_3/HCO_3^- ; $pK_A=6,4$ à 25°C; $pK_A=6,1$ à 37°C
- **tampon phosphate**: principal tampon intracellulaire
 $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$; $pK_A=6,4$ à 25°C; $pK_A=6,1$ à 37°C
- **tampons fermés**: ne sortent pas de l'organisme
- **tampons ouverts**: sur l'environnement tel que $CO_2, H_2O/HCO_3^-$

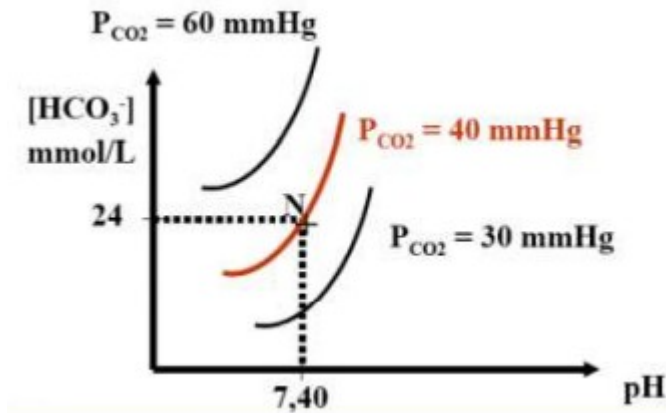
c. Troubles acido-basiques

6. Diagramme de Davenport

a. Définition

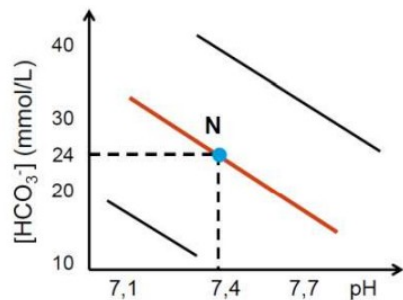
Le diagramme de Davenport représente l'évolution $[HCO_3^-] = f(pH)$
 On représente une famille de courbes exponentielles correspondant à différentes pressions de CO_2 en fonction de pH appelées isobares (support d'une demi-équation acido-basique)

$$[HCO_3^-] = a \cdot P_{CO_2} \times 10^{pH-6,1} \quad \text{avec} \quad a = 0,03 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

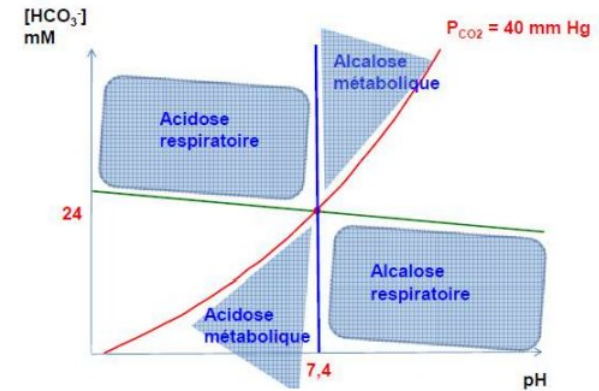


b. Droite normale d'équilibration

Si $P(CO_2)$ varie alors : $[HCO_3^-] = \beta \cdot pH + b$ (pouvoir tampon)



N est le point normal : $pH = 7,4$; $[HCO_3^-] = 24 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$



- conditions normales :

$$7,38 \leq pH \leq 7,42 \quad 23 \text{ mmol} \cdot L^{-1} \leq [HCO_3^-] \leq 28 \text{ mmol} \cdot L^{-1}$$

$$36 \text{ mmHg} \leq P(CO_2) \leq 45 \text{ mmHg}$$

- acidose : $pH \leq 7,38$

respiratoire :

- excès de CO_2 - causes : comas, myopathies,
- compensation par augmentation de $[HCO_3^-]$ (activité rénale)

métabolique :

- défaut de HCO_3^- - causes : diarrhées, insuffisances rénales
- compensation par hyperventilation

- alcalose : $pH \geq 7,42$

respiratoire :

- défaut de CO_2 - causes : troubles neurologiques, douleurs
- compensation par diminution de $[HCO_3^-]$ (activité rénale)

métabolique :

- excès de HCO_3^- - causes : fuites acides, vomissements
- compensation par hypoventilation