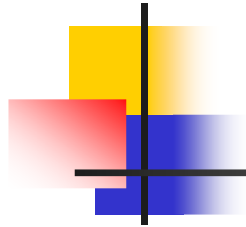


BIOPHYSIQUE DE L'ETAT **GAZEUX**

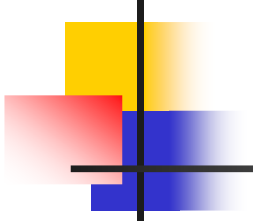
Cours de Biophysique
1^{ère} année Médecine

M^{me} le Professeur N. BEN RAIS AOUAD



Mme Pr N Ben Raïs Aouad

- **Directeur de la Formation et la recherche en biophysique et médecine nucléaire**
Faculté de médecine et de pharmacie Rabat
- **Chef de service de médecine nucléaire**
Hôpital Ibn SINA Rabat
- **Equipe de médecine nucléaire Ibn Sina**
Pr N Ben Rais, Pr As I Ghfir, Pr As H Guerrouj

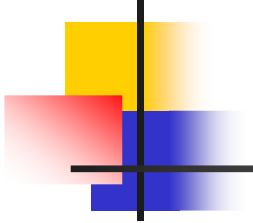


BIOPHYSIQUE DE L'ETAT

GAZEUX

Plan

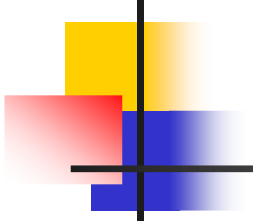
- I. Définition**
- II. Grandeurs fondamentales**
- III. Etat gazeux parfait**
- IV. Mélanges gazeux**
- V. Dissolution des gaz**



I- Définition:

L'état gazeux est **l'état le plus dispersé** de la matière. Il présente certaines propriétés :

- Il n'y a quasiment aucune interaction entre les molécules.
- Les particules gazeuses se déplacent de manière désordonnée.
- Un gaz n'a pas de forme propre.
- Un gaz est compressible.



II. Grandeurs fondamentales:

L'état d'un gaz dépend de 4 variables: la pression « P », le volume « V », la température « T » et la quantité exprimée en nombre de moles « n ».

A- Pression « P »:

$$P = \frac{F}{S}$$

F: force (en Newton) exercée sur la surface: S (m²)

N.B: la tension $T = \frac{F}{L}$

Unités :

- **Le Pascal ou N/m^2 : Pa**

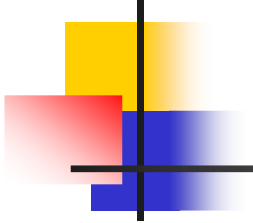
Dim: $\text{MLT}^{-2}.\text{L}^{-2} = \mathbf{ML^{-1}T^{-2}}$

- **Le cm de mercure (cmHg):** c'est la pression nécessaire pour induire une dénivellation $h=1$ cm dans un manomètre à mercure ($1\text{cmHg} = 98,1 \text{ Pa}$).

- **L'atmosphère : Atm**

Correspond à la valeur de la pression atmosphérique au niveau de la mer :

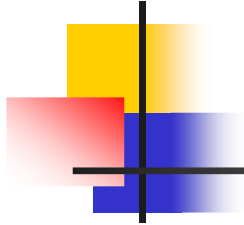
$1 \text{ Atm} = 760 \text{ mmHg} \approx 100 \text{ kPa} \approx 10 \text{ m d'eau} \approx 1 \text{ kg/cm}^2 \approx 1 \text{ Bar}$



Loi fondamentale de la statique des fluides: (Loi de Pascal)

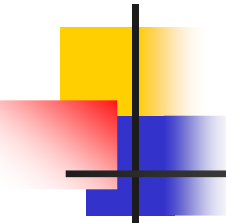
Dans un fluide (liquide ou gaz) au repos, existe une pression due au poids du fluide et appelée en général pression hydrostatique, cette pression obéit aux 3 lois suivantes:

- En un point du fluide cette pression a la même valeur dans toutes les directions.
- En tout point d'un même plan horizontal cette pression a la même valeur.



- La différence de pression ΔP existant entre deux niveaux d'une différence de hauteur Δh dans un fluide de masse volumique ρ soumis à l'intensité du champ terrestre g est donnée par la relation générale:

$$\Delta P = - \rho \cdot g \cdot \Delta h$$



B- Volume «V» :

- Il est exprimé en m^3 . Dim: $\mathbf{L^3}$
- Pour un nombre de moles $\mathbf{n}$ et une température θ constants , le volume $\mathbf{V}$ diminue lorsque la pression $\mathbf{P}$ augmente (**loi de Boyle-Mariotte**) : **$PV = \text{Cte}$**

C - Température:

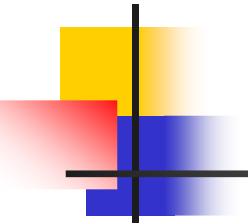
- Elle est exprimée en degré Kelvin (K) ou degré Celsius ($^{\circ}\text{C}$) [$0^{\circ}\text{C} = +273^{\circ}\text{K}$] .
- Pour $\mathbf{n} = \text{Cte}$ et $\mathbf{P} = \text{Cte}$, le $\mathbf{V}$ varie linéairement avec la température (**Loi de Gay Lussac**).



D - La quantité en moles «n»:

- Exprimée en mole.
- Sous une $P = 1 \text{ atm}$ et $\theta = 0 \text{ }^{\circ}\text{C}$:

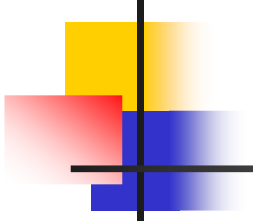
1 mole de gaz parfait occupe un volume de $22,4 \text{ L} = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$



III. Etat gazeux parfait:

A- Définition:

Un gaz est considéré **parfait** lorsque ses molécules sont **très éloignées** les unes des autres ,c'est-à-dire lorsqu'elles se trouvent dans un **très grand volume** donc à pression faible ou à température élevée .



III. Etat gazeux parfait:

B- Équation d'état des gaz parfaits:

$$PV = n.R.T$$

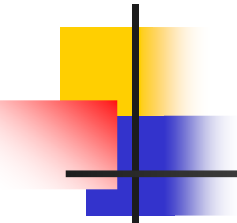
P: pression (Pa)

V: volume en m³

n: nombre de moles de gaz

T: température en Kelvin

R: constante des gaz parfaits = 8.314 J.mol⁻¹.K⁻¹

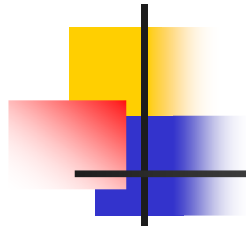


$$PV = n.R.T$$

Dim de R:

$$R = P V / n.T = ML^{-1}T^{-2}.L^3(n^{-1}.\theta^{-1})$$

$$\text{Dim R} = \mathbf{ML^2T^{-2}}(n^{-1}.\theta^{-1})$$



C- Conditions d'expression des volumes gazeux:

En médecine, on exprime les volumes gazeux sous trois conditions principales:

- 1. STPD:** S: standard de température: $T (= 0\text{ }^{\circ}\text{C})$, P: pression (1atm), D: Dry (sec: non mélangé à la vapeur d'eau)
- 2. BTPS:** B :Body ,T:Temperature (Température du corps),
P: pression de l'atmosphère où le gaz se trouve,
S: saturé en vapeur d'eau.
- 3. ATPS:** A: ambient (pression et température),
S: saturé en vapeur d'eau (mesure in vitro).

IV. Mélanges gazeux:

A. Fraction molaire/ Composition en volume :

1. Fraction molaire « x_i »:

Si considère un Gaz i dans un mélange gazeux, la fraction molaire x_i est définie par le rapport :

$$x_i = \frac{n_i}{n}$$

n_i : nombre de moles du gaz i

n : nombre de moles du mélange gazeux

x_i est alors une grandeur sans dimension.

Sachant que: $n = \sum n_i$



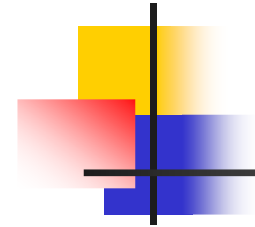
$$\sum x_i = 1$$



2. Composition en volume :

Si on considère un Gaz i dans un mélange gazeux, la **composition en volume** est définie par le rapport :

$$\text{Comp en vol} = \frac{V_i}{V} = \frac{\text{Volume occupé par le gaz } i}{\text{Volume total du mélange gazeux}}$$

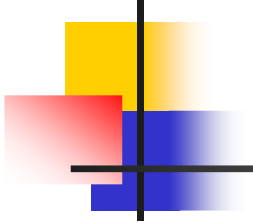


Si on applique la loi des gaz parfaits:

- Au gaz i : $PV_i = n_i RT$ $v_i = \frac{n_i RT}{P}$
 - Au mélange : $PV = nRT$ $v = \frac{n RT}{P}$
- $\left. \begin{array}{l} v_i \\ v \end{array} \right\} \frac{v_i}{v}$

$$\frac{v_i}{v} = \frac{n_i}{n} = x_i$$

N.B : La composition en volume, très utilisée dans l'industrie et les mesures des gaz, correspond en fait à la fraction molaire x_i .



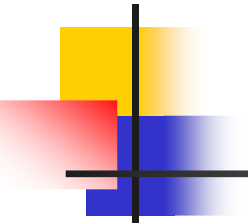
B- Notion de pression partielle « P_i » :

Si on place dans le volume **V** (d'un mélange gazeux), **n_i** moles d'un gaz **i**, à la température **T**, elles se trouvent à une pression **P_i**:

$$P_i = \frac{n_i RT}{V}$$

Pour le mélange gazeux :

$$P = \frac{nRT}{V}$$



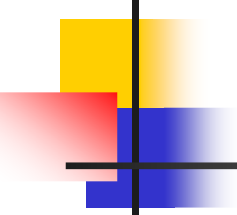
D'où:

$$\frac{P_i}{P} = \frac{n_i}{n}$$

$$P_i = \frac{n_i}{n} \times P = \frac{V_i}{V} \times P = \text{Comp en vol} \times P$$

$$P_i = \text{Comp en vol} \times P = X_i \times P$$

P_i: pression qu'aurait le gaz i s'il occupait seul le volume,
elle est appelée **pression partielle du gaz i** dans
le mélange.

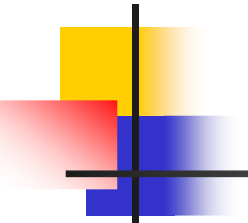


V. Dissolution des gaz:

Lorsqu'un gaz est au contact d'un liquide, des molécules de gaz se dissolvent partiellement dans le liquide; la concentration **C_i** (mol/L) du gaz i dissous est, lorsque l'équilibre est réalisé, proportionnelle à la pression partielle **P_i** du gaz i à l'état gazeux:

$$\mathbf{C_i = a_i \times P_i}$$

a_i : coefficient de solubilité du gaz i



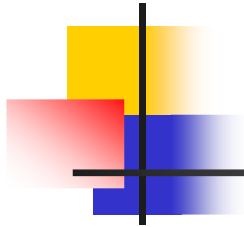
A. Loi de Henry:

En pratique physiologique, on a l'habitude d'exprimer la concentration du gaz dissous i par V_i , qui n'est autre que le rapport **du volume V_i du gaz i (STPD)** par unité de **volume de la solution V** .

Donc:

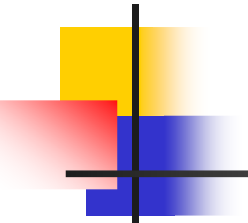
$$V_i = \frac{V_i}{V} = s_i \cdot P_i \quad (\text{Loi de Henry})$$

s_i est le coefficient de solubilité du gaz i dans le liquide.



- **si**: est le coefficient de solubilité du gaz i dans le liquide.
- exprimé en **atm⁻¹** (L/L.atm) ou en **Pa⁻¹**

$$\text{Dim } \mathbf{si} = \text{Dim } \frac{V_i}{P_i} = \mathbf{1 / ML^{-1}T^{-2}} = \mathbf{M^{-1}LT^2}$$



Puisque une mole de n'importe quel gaz supposé parfait occupe en STPD un volume de 22,4 L.

$$V_i = \frac{V_i}{V} = \frac{n_i \cdot 22,4}{V} = 22,4 C_i$$

Or on sait que :

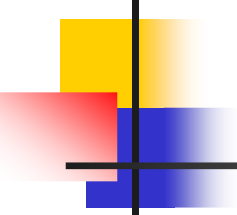
$$\frac{V_i}{V} = s_i \cdot P_i$$

Donc:

$$22,4 \cdot C_i = s_i \cdot P_i$$

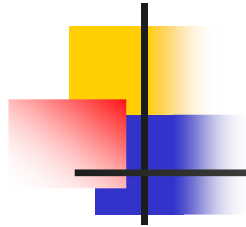
$$s_i = 22,4 \cdot a_i$$

a_i : coefficient de solubilité du gaz i



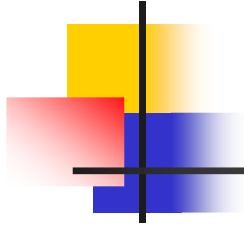
B. Surdissolution des gaz:

- La dissolution des gaz est un phénomène relativement lent qui s'effectue toujours de façon **progressive** jusqu'à ce que la pression partielle P_i du gaz dissous soit égale à la pression partielle du même gaz dans l'atmosphère gazeuse.



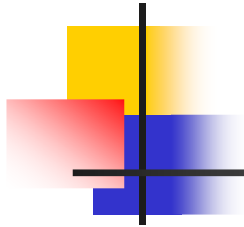
- Quand la pression partielle P_i du gaz augmente, un excès de ce dernier est dissous et on parle alors de **surdissolution**.
- Quand la P_i diminue lentement, le gaz passe progressivement à l'état gazeux sans formation de bulles.
- Quand la P_i diminue rapidement, le gaz surdissous passe à l'état gazeux en formant de nombreuses bulles (bouteille d'eau minérale gazeuse ouverte brutalement).

Ces phénomènes sont à la base **des accidents de plongée sous-marine**.

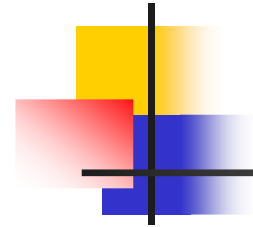


Lors de la plongée, la pression augmente (**1 atm** tous les **10 mètres**) et par suite les pressions partielles des gaz respirés, ainsi les quantités de gaz dissous dans le plasma augmentent donc elles aussi et ceci sans problème physique.

A la remontée, la pression diminue et par suite les P_i des gaz également et on observe des phénomènes dépendant de la vitesse de la remontée:



- Si la remontée se fait lentement, les pressions diminuent aussi lentement et les gaz dissous en excès passent à l'état gazeux progressivement au niveau des poumons sans formation de bulles dans le sang.



- Par contre si la remontée est trop rapide, les gaz dissous en excès forment des bulles dans le sang. Ces bulles produisent des effets nocifs dans l'organisme à l'origine de l'**embolie gazeuse** (scintigraphie pulmonaire).
- Pour éviter ces accidents, les plongeurs doivent remonter à la surface par paliers de décompression et non d'un seul coup.