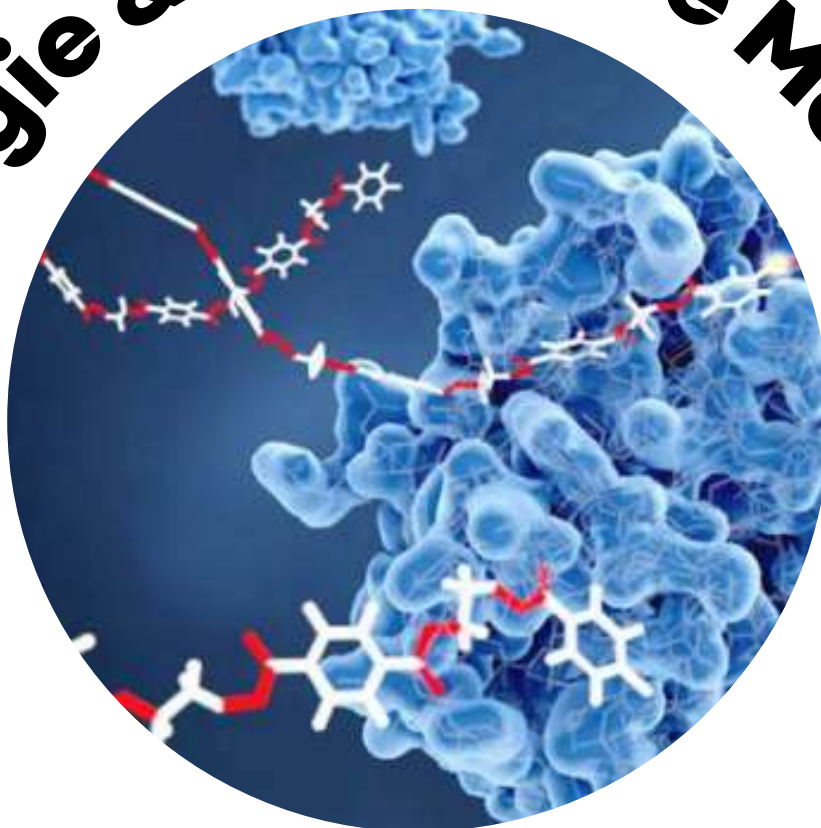


Enzymologie & Biochimie Métabolique



SCIENCES DE LA
VIE



Shop



- Cahiers de Biologie + Lexique
- Accessoires de Biologie



Etudier



Visiter [Biologie Maroc](http://www.biologie-maroc.com) pour étudier et passer des QUIZ et QCM en ligne et Télécharger TD, TP et Examens résolus.



Emploi



- CV • Lettres de motivation • Demandes...
- Offres d'emploi
- Offres de stage & PFE

Cours Bioénergétique

Module : Enzymologie , Biochimie Métabolique

Sciences de la vie S4

Pr. Adnane LOUAIJRI
alouajri@uae.ac.ma

Introduction Générale

- **Définition**

La bioénergétique est la partie de la biochimie qui s'intéresse aux aspects énergétiques des organismes vivants: extraction, transformation et utilisation de l'énergie

Ces processus obéissent en grande partie aux principes de la thermodynamique

- **Rappels principes thermodynamiques**

Notion de système

Un système est formé par une réunion de matière constituant un ensemble cohérent pouvant être considéré comme un tout.

Exemple : une cellule vivante peut être assimilée à un système

Types de systèmes

- Système ouvert : échange de l'énergie et de la matière entre le système considéré et l'environnement
- Système fermé ou clos : échange de l'énergie et pas de la matière
- Système isolé dit adiabatique : Aucun échange (ni énergie ni matière)

- L' être vivant est considéré comme un système ouvert dit biosystème entouré par ce qui est à l'extérieur ou écosystème
- Le biosystème extrait de la matière de l'écosystème pour en tirer de l'énergie (transformation) nécessaire puis rejette de la chaleur et de la matière

- **Premier principe thermodynamique**
 - Il n y a ni création ni perte d'énergie mais seulement des transformations ainsi le contenu de l'énergie de l'univers est constant
 - Une cellule -biosystème ouvert -passe d'un état initial avant toute transformation à un état final .

La différence du contenu en En du biosystème entre état initial et état final doit être compensée par une différence du contenu d'En du milieu extérieur ou écosystème.

- Ainsi on peut écrire:

$$\Delta U = U_f - U_i \quad \text{et} \quad U = Q + W$$

U_i : énergie interne du système avant transformation

U_f : énergie après transformation

Q : quantité de chaleur échangée

W : travail effectué par le système

- Par définition $W = P \Delta V$

P : pression

ΔV : variation du volume

Dans la cellule la pression est constante et le volume ne varie presque pas : $W = 0$

Ainsi la variation d'énergie du système se résume à la chaleur absorbée ou produite à pression constante

$$\Delta U = Q_p$$

$$\Delta U = \Delta H \text{ Enthalpie}$$

Enthalpie : une fonction d'état du système

- Unité d'enthalpie est Joules/ mole, **J/mole**
- Processus exothermique: production de la chaleur par le système **$\Delta H < 0$**
- Processus endothermique absorption de la chaleur par le système **$\Delta H > 0$**

- **Second principe de la thermodynamique:**

- Entropie**

- Tout échange ou transformation d'En dans un système ouvert augmente son entropie ou le degré du désordre du système

- Tout processus spontané s'accompagne d'une augmentation de l'entropie de l'univers

- Pour les systèmes vivants, l'entropie (S) est la forme d'énergie dégradée : vivant rejette de l'entropie
- Toutes les modifications spontannées irréversibles tendent à s'effectuer dans une direction telle que l'énergie utile subit une dégradation irréversible en entropie (S)

- Pour les processus spontanés $\Delta S > 0$

$$\Delta S \text{ Totale} = \Delta S \text{ système} + \Delta S \text{ milieu extérieur}$$

$$\Delta S \text{ Totale} > 0$$

Remarque : *La propension de l'entropie à augmenter est la force qui pousse les systèmes à évoluer vers leur état d'équilibre*

- **Notion de spontanéité d'un système**

→ Tous les systèmes tendent spontanément vers un état d'équilibre (plus stable)

→ Propriété importante liée à la notion de spontanéité est celle de réversibilité

- Processus réversible : retour à l'état initial sans presque aucune dépense d'En

- Processus irréversible fait perdre au système sa capacité de changement spontané

- **Enthalpie Libre ou Energie libre de Gibbs(G)**

- Fonction d'état

- La variation d'En libre de Gibbs mesure la partie de l'énergie d'un système qui produit un travail

- A temperature et pression constantes G permet d'évaluer l'En potentielle qui n'est pas dissipée sous forme de chaleur

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

- Tous les systèmes tendent spontanément vers un état d'équilibre car état plus stable
- Plus on s'approche de l'état d'équilibre plus la capacité d'un système à fournir un travail diminue car l'énergie potentielle est de plus en plus faible
- A l'équilibre ΔG est nulle

→ Quand $\Delta G < 0$ système instable, la réaction est **spontanée** $\Delta H < T\Delta S$

S > H donc entropie du système augmente →
Processus exergonique

→ Quand $\Delta G > 0$ il faut un apport d'En du milieu extérieur au système → **Processus endergonique**

Remarque: *Il faut distinguer entre les termes exergonique et exothermique, ainsi entre endergonique et endothermique*

- **Etat standard**

Pour pouvoir comparer entre elles les fonctions d'état des systèmes on définit un état de référence dit standard caractérisé par des variables d'état suivants:

- Concentrations produits et réactants = 1 Mole/l
- Pression = 1 atm pour les gaz
- $[H^+] = 1 \longrightarrow \text{pH} = 0$

- Température entre 25° C et 27° C
- Faut préciser que pour l'état standard biologique $[H^+] = 10^{-7}$ Mole/l \longrightarrow **pH = 7**
- Etat standard = Etat de référence
- **$\Delta G^{0'}$: Energie libre standard de Gibbs d'un système biologique**

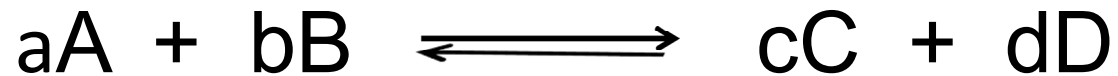
- **Variations d'énergie libre de Gibbs et constante d'équilibre**

$$\Delta G' = \Delta G^{0'} + R.T \text{ Ln } ([\text{Produit}] / [\text{réactant}])$$

R : constante des gaz parfaits

T : température absolue en Kelvin

- Si on prend la réaction suivante



$$\Delta G = \Delta G^0 + R.T \ln ([C]^c \cdot [D]^d / [A]^a \cdot [B]^b)$$

A l'état d'équilibre $\Delta G = 0$

$$\Delta G^0 = - R.T \ln ([C]^c \cdot [D]^d / [A]^a \cdot [B]^b)$$

$$K = [C]^c \cdot [D]^d / [A]^a \cdot [B]^b$$

si on a réaction $1 \rightleftharpoons 2$

$K = 1 : \Delta G^0 = 0$

$K < 1 : \Delta G^0 > 0$, réaction de 2 vers 1

$K > 1$, $\Delta G^0 < 0$, réaction de 1 vers 2

- **Remarques :**

- Une réaction à l'équilibre ne signifie pas que les concentrations sont égales

- Les concentrations physiologiques des réactants et produits(métabolites) régissent les variations d'énergie libre d'une réaction, sa spontanéité et le sens dans lequel elle se déroule

ΔH

ΔG

ΔS

` ΔG : énergie utile disponible pour accomplir un travail et permet de prévoir le sens de la réaction

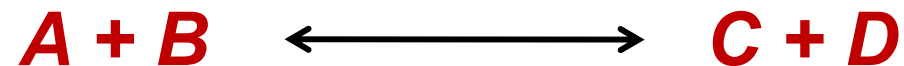
ΔG tend vers zéro, réaction se rapproche de l'équilibre

- ΔH : la chaleur de la réaction dissipée ou absorbée et ne permet pas de prévoir le sens de la réaction.
- ΔS : mesure l'état du désordre dans le système, ne permet pas non plus de prévoir le sens de la réaction.

Energie libre de formation : ΔG°_f

Pour une réaction donnée

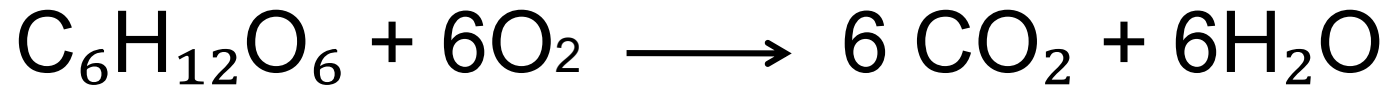
$\Delta G^\circ_f =$ *la somme des ΔG°_f des produits moins la somme des ΔG°_f des réactants.*



$$\Delta G^\circ = (\Delta G^\circ_f C + \Delta G^\circ_f D) - (\Delta G^\circ_f A + \Delta G^\circ_f B)$$

ΔG°_f du carbone (C), l'azote (N₂), (O₂) et (H₂) sont nulles.

Soit la combustion complète du glucose



$$\Delta G^\circ = (6 \Delta G^\circ_f \text{CO}_2 + 6 \Delta G^\circ_f \text{H}_2\text{O}) - (\Delta G^\circ_f \text{glucose} + 0)$$

- ΔH° peut être déduite des ΔH°_f selon le même raisonnement (*Loi de Hess*)

Additivité des variations d'énergie libre

Les réactions métaboliques sont séquentielles, il n'y a pas de réaction isolée.



$$K_{AD} = K_{AB} \cdot K_{BC} \cdot K_{CD}$$

- **Etat stationnaire/ Etat d'équilibre**

Voie métabolique: grand ensemble des réactions biochimiques



Si on prend un intermédiaire (Ex B) , sa concentration est dans un état stationnaire quand vitesse de sa formation à partir de A est égale à vitesse de sa transformation en C.

B constant tandis que A disparaît et C s'accumule

- Situation différente d'une réaction à l'équilibre



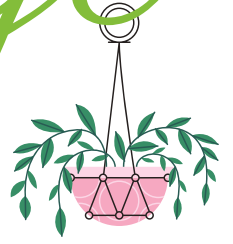
Les concentrations de A et B constantes

Donc :

- voies métaboliques sont dans un état stationnaire dynamique
- Les réactions d'une voie métabolique sont plus ou moins éloignés de l'état d'équilibre.
- La balance entre rapprochement et éloignement de l'état d'équilibre = état stationnaire.

Merci

Bon courage



LIENS UTILES 🙌

Visiter :

1. <https://biologie-maroc.com>

- Télécharger des cours, TD, TP et examens résolus (PDF Gratuit)

2. <https://biologie-maroc.com/shop/>

- Acheter des cahiers personnalisés + Lexiques et notions.
- Trouver des cadeaux et accessoires pour biologistes et géologues.
- Trouver des bourses et des écoles privées

3. <https://biologie-maroc.com/emploi/>

- Télécharger des exemples des CV, lettres de motivation, demandes de ...
- Trouver des offres d'emploi et de stage

