



www.semlalia.eu



Bioénergétique

Dr Mohamed NEJMEDDINE, Ph.D
m.nejmeddine@uiz.ac.ma

Définition de la bioénergétique

La bioénergétique:

C'est le domaine de la biochimie qui correspond à l'étude de la transformation et de l'utilisation de l'énergie par les cellules vivantes.

« **Lehninger, Principes de biochimie** »

Introduction générale

L'énergie est vitale pour les êtres vivants.

De même, elle est vitale pour le microcosme d'une cellule vivante.

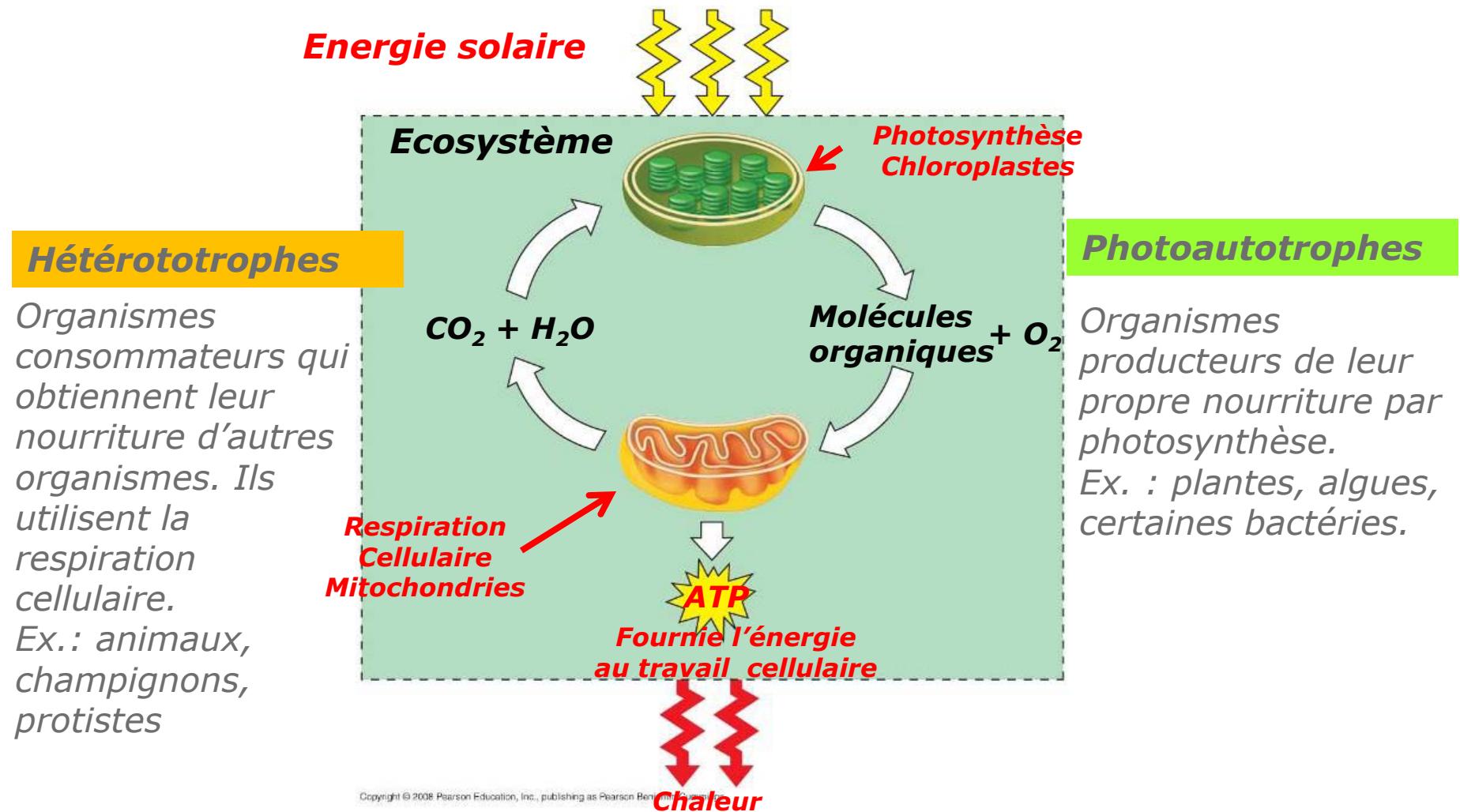
Les cellules ont besoin d'utiliser de l'énergie en permanence, pour:

- ✓ Fabriquer de nouvelles substances (le travail chimique).
- ✓ Effectuer un travail mécanique de motricité.
- ✓ Transporter des substances.
- ✓ Produire de la chaleur.

On peut dire que les cellules ont appris à utiliser l'énergie plus économiquement et avec plus d'efficacité que la plus part des machines construites par l'homme.

La source de l'énergie

D'où provient l'énergie que les organismes vivants utilisent pour survivre?

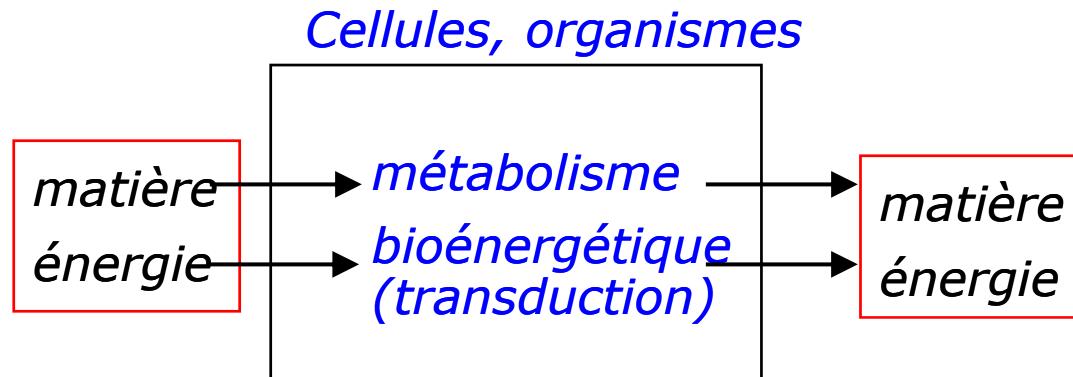


Echange de l'énergie avec l'environnement: Système ouvert

Pour survivre, les organismes vivants:

- Echange de la matière et de l'énergie avec leur environnement.

système ouvert:



- **A l'équilibre:** Entrée = Sortie ("Input = Output")

Sommaire

I. Notions thermodynamiques:

1. Première et seconde lois de la thermodynamique
2. Variation de l'énergie libre « Gibbs free energy » (ΔG)

II. Comment fonctionne le système ATP?

1. ATP
2. Autres composés à potentiel d'énergie élevé

III. Respiration cellulaire:

1. Potentiels d'oxydo-réduction
2. Intérêt de l'oxydation par étapes
3. Système transporteur d'électrons (ou chaîne respiratoire)
4. Phosphorylation au niveau de la chaîne respiratoire

IV. Anomalies mitochondrielles et autres fonctions de la mitochondrie

1. Anomalies du couplage oxydation-phosphorylation
2. Apoptose (ou mort cellulaire programmée)

Chapitre I : Lois thermodynamiques et interconversion de l'énergie

De nombreuses observations quantitatives sur l'interconversion de l'énergie, effectuées par des physiciens et des chimistes au 19^{ème} siècle, ont conduit à l'élaboration de deux lois fondamentales de la thermodynamique.

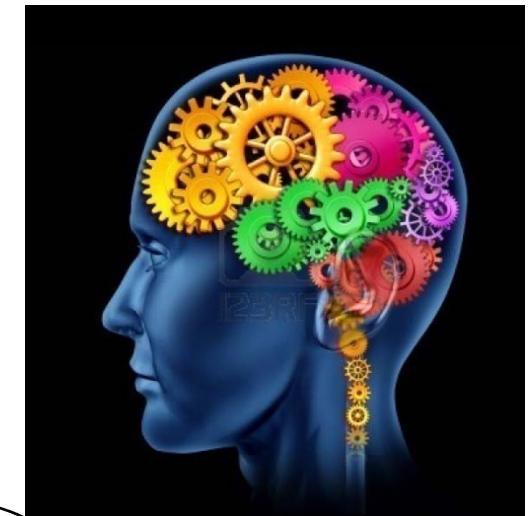
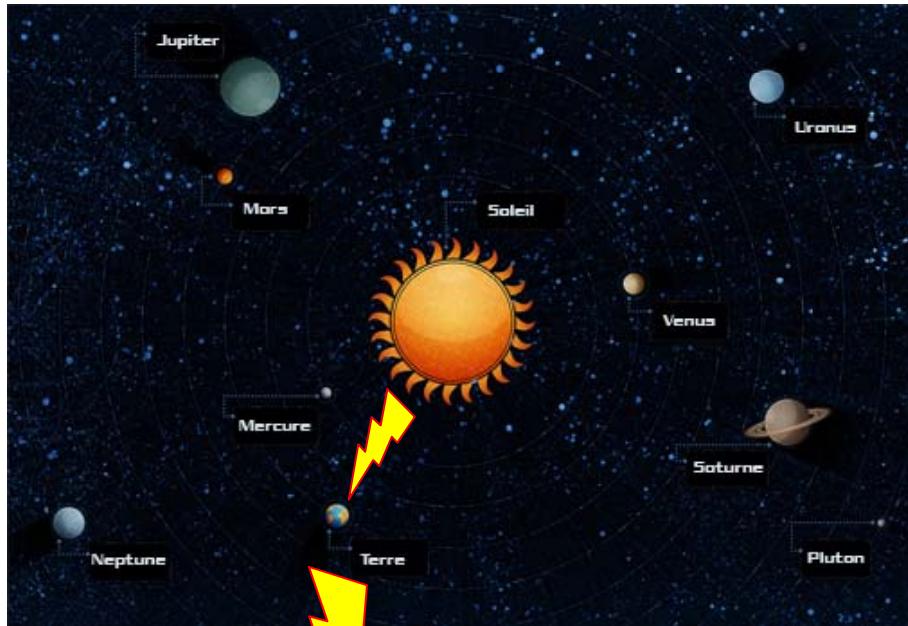
La première loi: *Principe de la conservation de l'énergie.*

Enoncé: Dans n'importe quelle modification chimique ou physique la quantité d'énergie dans l'univers reste constante.

« Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme »

A. Lavoisier (1743-1794)

Conservation de l'énergie dans l'univers



Seconde loi de la thermodynamique



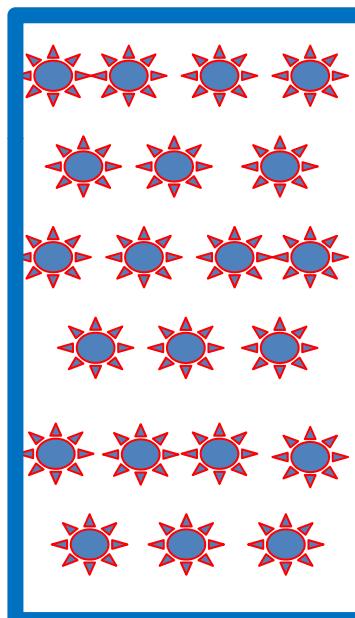
Seconde loi de la thermodynamique

La seconde loi : Entropie (ou le désordre moléculaire)

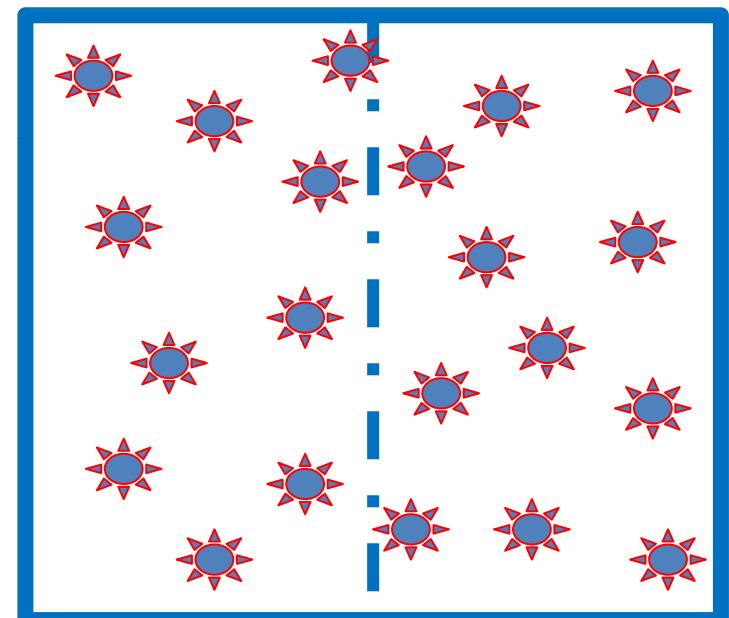
Enoncé: Toutes les modifications physiques ou chimiques tendent à s'effectuer dans une direction telle que l'énergie utile subit une dégradation irréversible en une forme désordonnée, distribuées au hasard, appelée entropie. Ces modifications s'arrêtent à un point d'équilibre où l'entropie formée est la plus grande possible dans les conditions données.

Cette définition simple, quelque peu résumée, nécessite quelques explications?

Seconde loi de la thermodynamique: Entropie



***S₁: Entropie du système
à l'état initial***



***S₂: Entropie du système
à l'état final***

Variation d'entropie du système = $\Delta S = S_2 - S_1$

Représentation chimique d'un système réactant et de son environnement

L'environnement

Système réactant

L'univers

(Le système + l'environnement)

Dans les réactions à température et à pression constantes:

I'énergie peut-être échangée entre le système et son environnement, mais ces échanges énergétiques doivent suivre les lois de la thermodynamique:

- (i) Quand un système subit une modification, la quantité totale de l'énergie dans l'univers doit rester constante.*
- (ii) Suite à une modification physique ou chimique, l'entropie de l'univers doit augmenter; simultanément l'énergie libre du système réactant diminue.*

Variation d'énergie interne ΔU



- Le système en réagissant peut échanger avec l'environnement immédiat du travail ou de l'énergie (En).
- Chacun de ces deux états est caractérisé par un niveau énergétique interne (U_1 et U_2).
- La variation de l'énergie interne (ΔU), ne dépend que de l'état initial et de l'état final: $\Delta U = U_2 - U_1$.

ΔU = la quantité maxima d'énergie susceptible d'être rendue disponible pour effectuer un travail par la transformation de $A + B$ en C .

Variation d'enthalpie libre ΔH

➤ Lors d'un travail, dans un système à **pression constante** (c'est le cas des réactions biologiques), il peut y avoir:

(i) Variation de volume.

(ii) Soit dégagement de chaleur, soit absorption de chaleur.

➤ Le travail des forces de pression est égal à:

$$P(V_2 - V_1) = P\Delta V$$

➤ La chaleur de la réaction (ΔQ) est égale à la variation de l'énergie interne (ΔU) + le travail fournit ($P\Delta V$):

$$\Delta Q = \Delta U + P\Delta V$$

➤ Si on utilise l'abréviation

ΔH « Heat content » au lieu de ΔQ « Quantité de chaleur »:

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V \quad (1)$$

Variation d'énergie libre ΔG « Gibbs free energy »

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V \quad (1)$$

Pour une température donnée, $PV = nRT$

n = nombre de moles

R = constante des gaz parfaits

T = température absolue en ($^{\circ}\text{K}$)

ΔH est exprimée en **Cal/mole** ou en **Kcal/mole**.

Si $\Delta H < 0$, la réaction est exothermique: le système libère la chaleur.

Si $\Delta H > 0$, la réaction est endothermique: le système absorbe la chaleur

Toutefois pour déterminer si une réaction exothermique est spontanée (ou non), on doit tenir compte de la variation de l'entropie ΔS de cette réaction.

ΔS , comme ΔU , dépend seulement de l'état initial et de l'état final.

Variation d'énergie libre ΔG « Gibbs free energy »

A température (**T**) et pression (**P**) constantes (conditions existantes dans les systèmes biologiques):

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad (2)$$

ΔG , c'est la variation d'énergie libre du système réactant.

C'est l'énergie maximale disponible, pour effectuer un travail à température et à pression constantes.

ΔH = la modification de son contenu thermique.

T = la température absolue à laquelle s'effectue la transformation.

ΔS = la modification de l'entropie de l'univers.

Trois cas de figure peuvent se présenter:

$\Delta G = 0$, la réaction est en équilibre.

$\Delta G < 0$, la réaction est exergonique (spontanée).

$\Delta G > 0$, la réaction est endergonique (nécessitant un apport d'énergie).

Application aux réactions chimiques

Si l'on considère 2 composés A et B en solution:

Aux conditions standard,

Température = 25°C,

Pression = 1 atmosphère

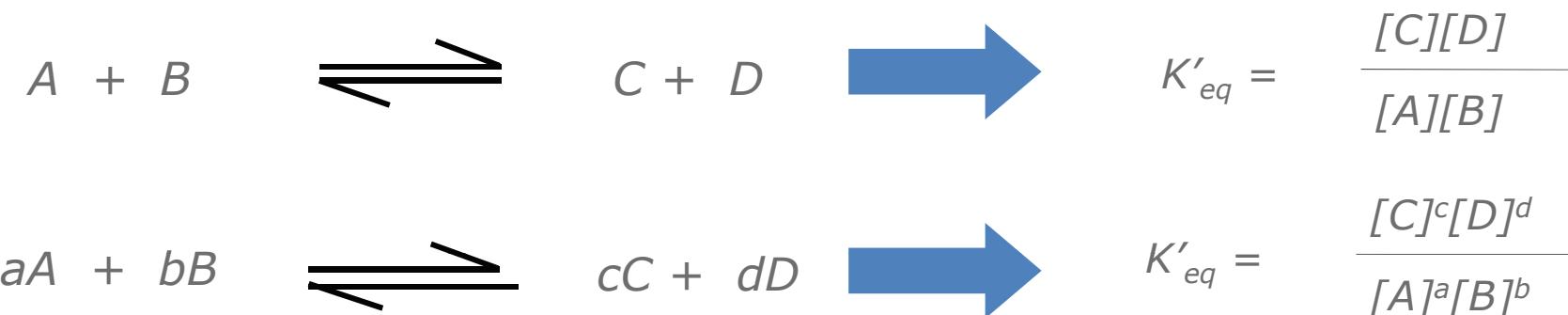
Concentration = 1M (mole/l) pour chaque composé.

On parle de variation d'énergie libre standard ΔG_0 .

ΔG_0 est caractéristique pour une réaction chimique donnée:

Elle peut-être calculée a partir de la constante d'équilibre de la réaction dans les conditions standard.

Variation d'énergie libre standard ΔG°



$$\Delta G^\circ = -2,303 RT \log K'_{eq} \quad (3)$$

R , constante des gaz parfaits : 1,987 cal/mol/K
 T , température absolue : 298°K

Si $K_{eq} = 1$, $\Delta G^\circ = 0$

Si $K_{eq} > 1$, $\Delta G^\circ < 0$ « négatif »

Si $K_{eq} < 1$, $\Delta G^\circ > 0$ « positif »

Variation d'énergie libre standard à pH 7, ΔG°

Deux points supplémentaires peuvent être rajoutés:

(i) Les réactions biochimiques se déroulent à $pH \approx 7$. Ce pH est par convention désigné comme pH standard en énergétique biochimique.

Par conséquent, la variation de l'énergie libre standard dans les systèmes biologiques est désignée par: ΔG°

(ii) Par convention (SI), on utilise le Joule comme unité de l'énergie. Cependant en biologie et en médecine, la chaleur et les mesures énergétiques sont exprimées en calories.

$$1 \text{ calorie} = 4,184 \text{ Joules}$$

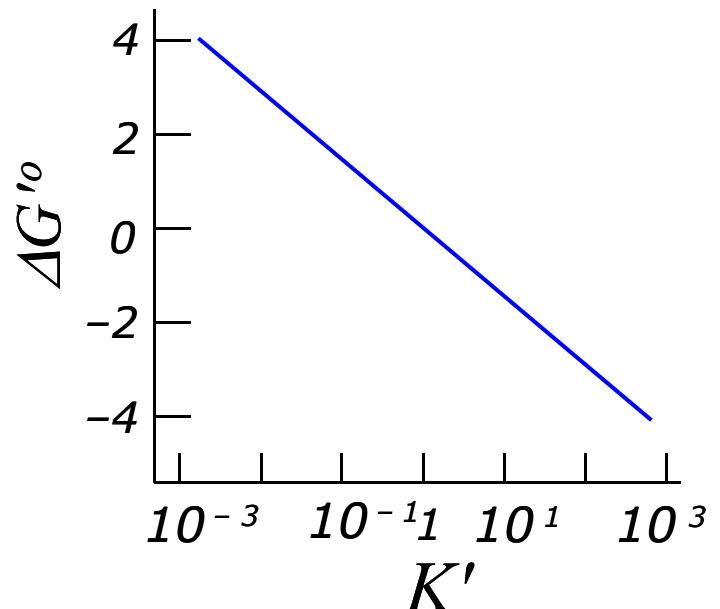
Relation entre $\Delta G'^\circ$ et K'

K'	$\Delta G'^\circ$ (25°C)	
	kcal/mol	kJ/mol
10^{-4}	5.46	22.84
10^{-3}	4.09	17.11
10^{-2}	2.73	11.42
10^{-1}	1.36	5.69
1	0	0
10	-1.36	-5.69
10^2	-2.73	-11.42
10^3	-4.09	-17.11
10^4	-5.46	-22.84

$10x K'$ ≈ 1.4 kcal/mol de $\Delta G'^\circ$

Plus K' est élevée, plus $\Delta G'^\circ$ est négative

$$\Delta G'^\circ = -RT \cdot 2.3 \log K'$$



Il existe une différence importante entre ΔG° et ΔG

ΔG° est la variation d'énergie libre standard
($T=25^\circ C$, $P=1\text{ atm}$, $C_c=1\text{ M}$ et $pH=7$)

- i. ΔG° est une constante immuable, chaque réaction possède une ΔG° caractéristique, qui peut être positive, négative ou nulle.
- ii. ΔG° nous renseigne sur la direction dans laquelle une réaction évoluera pour atteindre l'équilibre quand elle se produit dans des conditions standard.

Tandis que,

ΔG c'est la variation d'énergie libre:

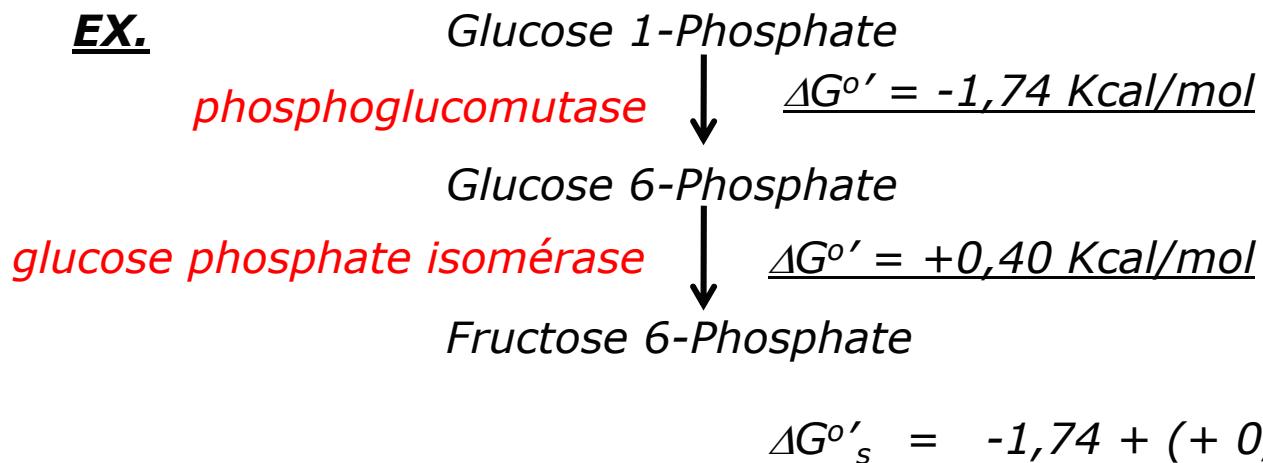
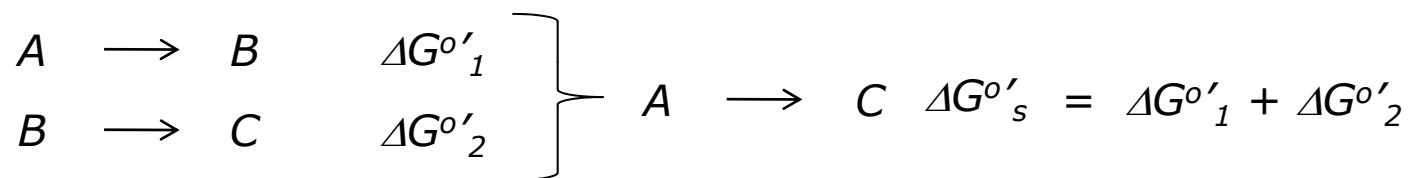
- i. ΔG diminue toujours (négatif), lors d'une réaction.
- ii. ΔG est fonction des conditions de concentration, de pH et de température réellement existantes au cours de la réaction qui ne sont pas nécessairement les conditions standard.

➤ Toutefois, pour n'importe quelle réaction ΔG et ΔG° sont liées par la relation suivante:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + 2,303 RT \log \frac{[C][D]}{[A][B]} \quad (4)$$

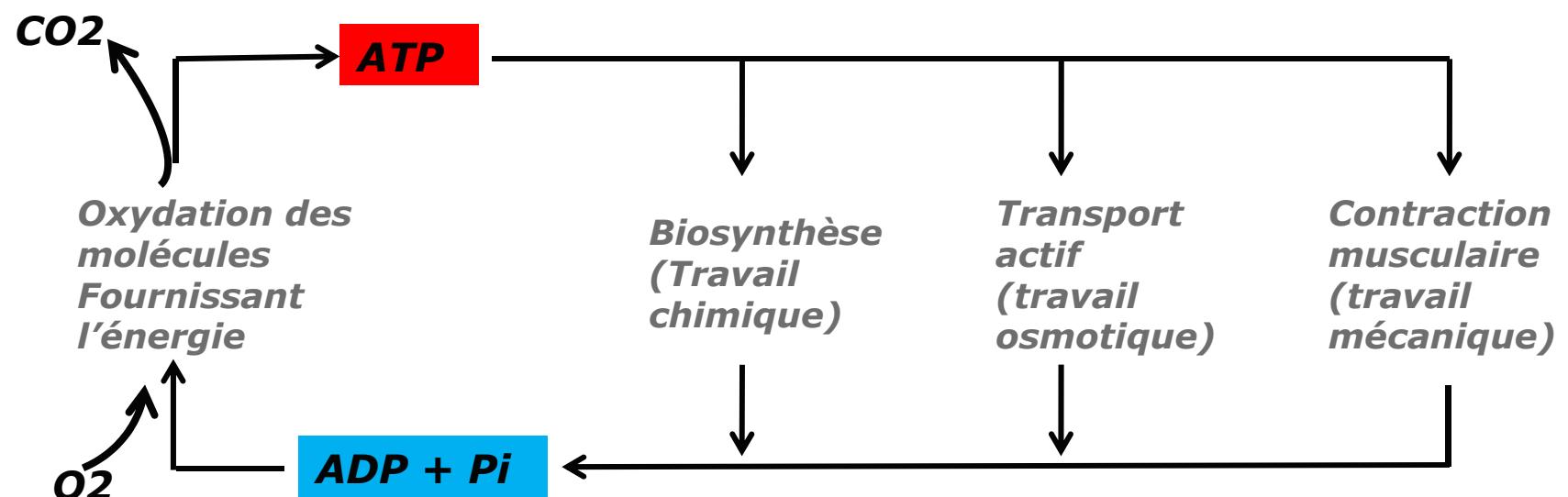
La valeur $\Delta G^{\circ'}$ des réactions séquentielles

➤ *La valeurs des énergies libres standards des réactions séquentielles sont additives:*

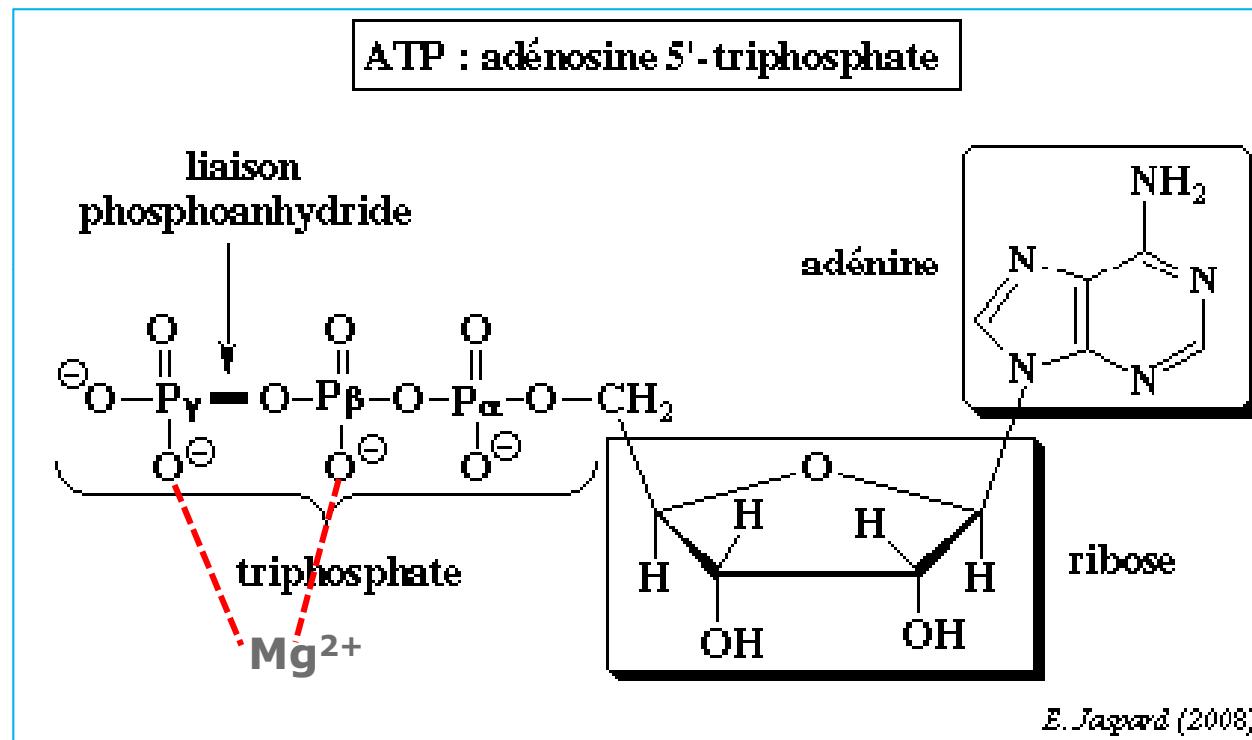


Chapitre II : L'énergie en milieu vivant, système ATP

L'ATP c'est la monnaie énergétique: son rôle est de conserver l'énergie qui sera utilisée par les cellules de tous les organismes vivants. En effet, l'ATP est le principal lien entre l'activité cellulaire fournissant de l'énergie et celle nécessitant de l'énergie.



Structure moléculaire de l'ATP



- A $\text{pH}=7$, l'ATP est sous forme ATP^{4-} , et l'ADP sous forme ADP^{3-} .
- En milieu intracellulaire riche en Mg^{2+} , on retrouve l'ATP sous forme de MgATP^{2-} , c'est la forme active de l'ATP.

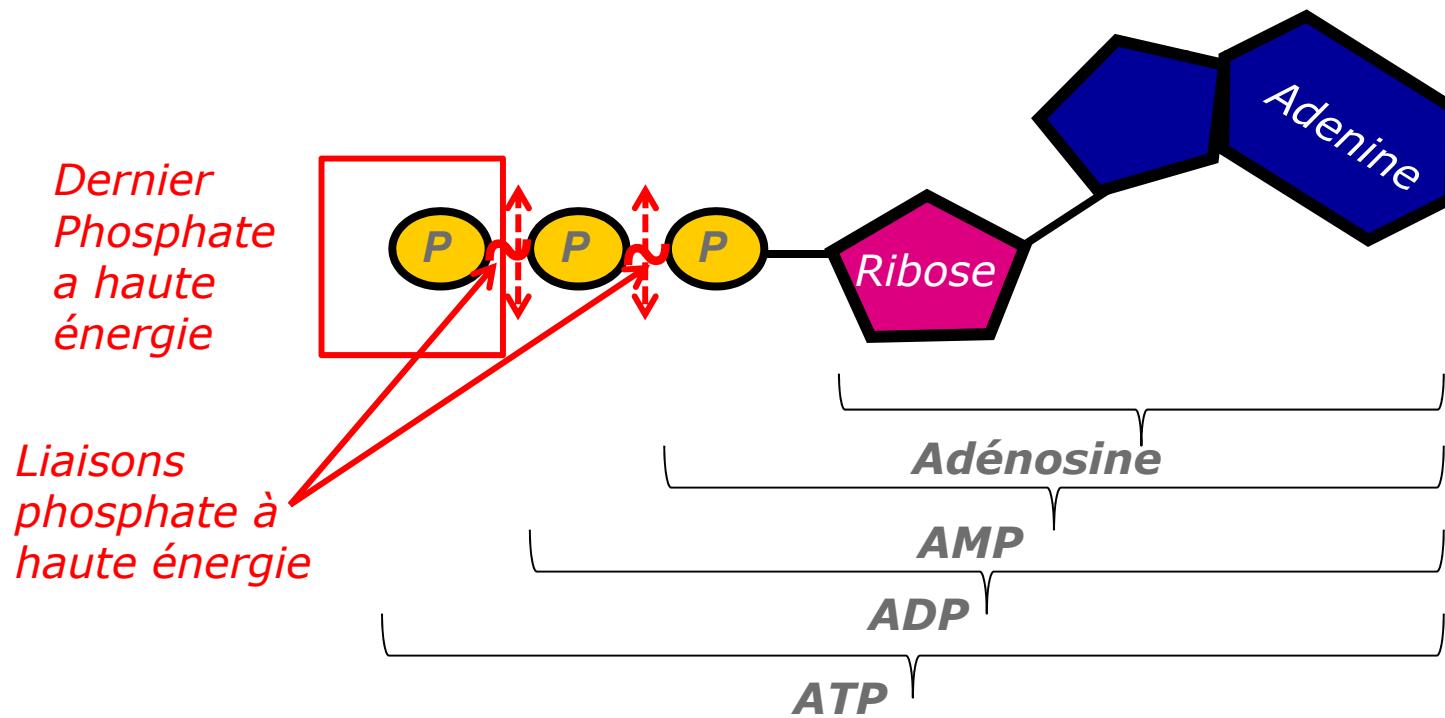
Liaison phosphate à haute énergie



$\Delta G^{\circ'} = -7,3 \text{ Kcal/mole}$



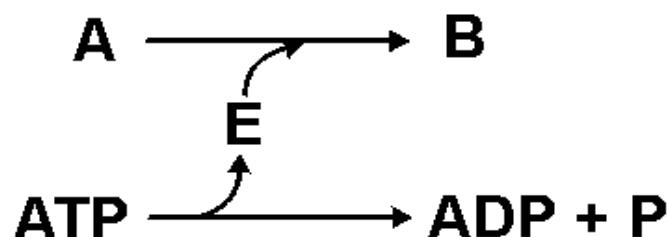
$\Delta G^{\circ'} = -7,3 \text{ Kcal/mole}$



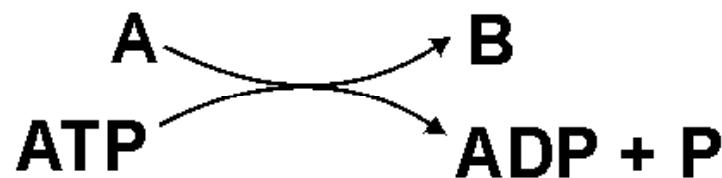
Adenosine 5'-triphosphate (ATP)

ATP et réactions couplées

L'énergie libérée par la transformation de l'ATP en ADP peut servir à activer une réaction endergonique:

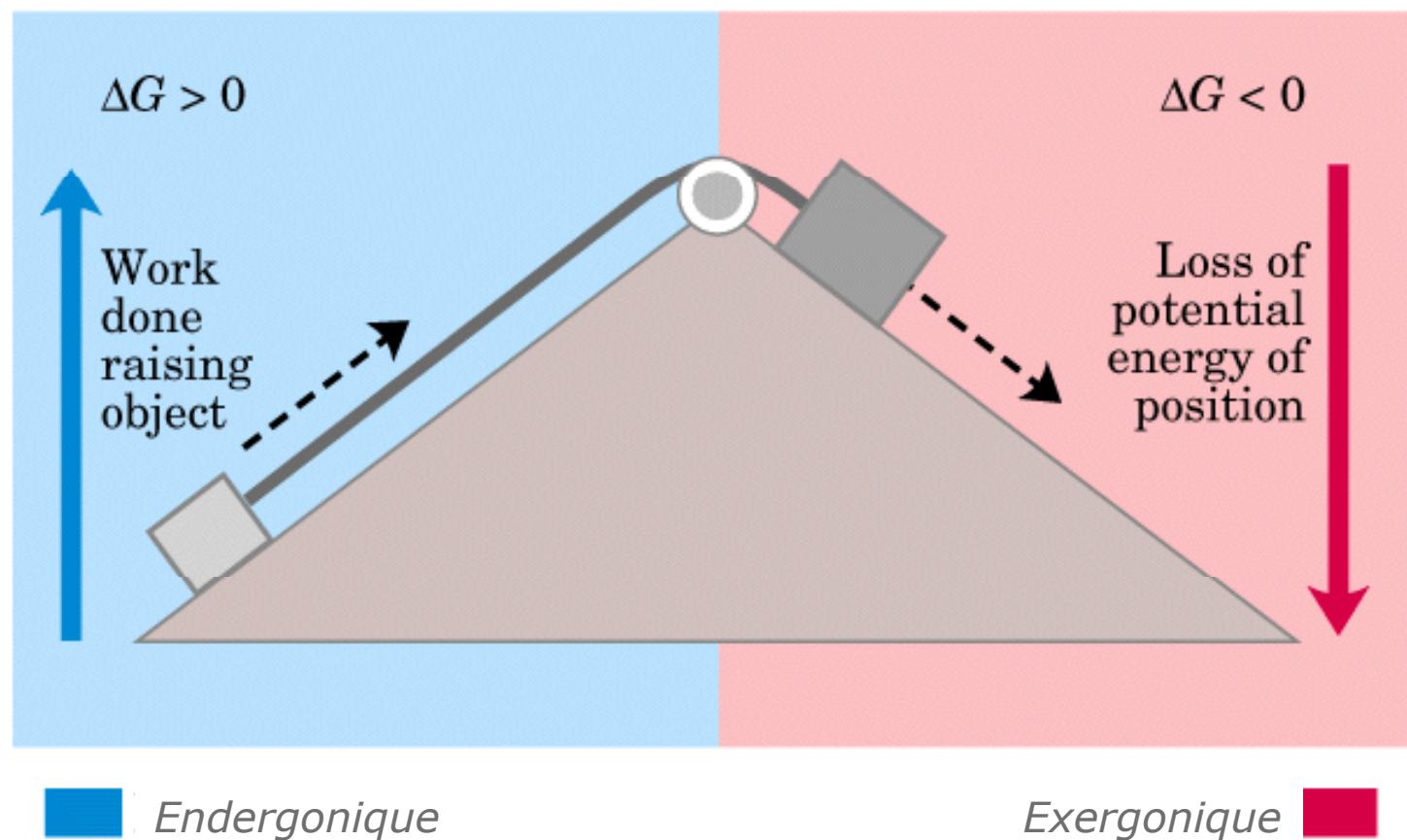


On représente ce type de réaction - réaction couplée - où l'une fournit l'énergie nécessaire à l'autre par une double flèche :



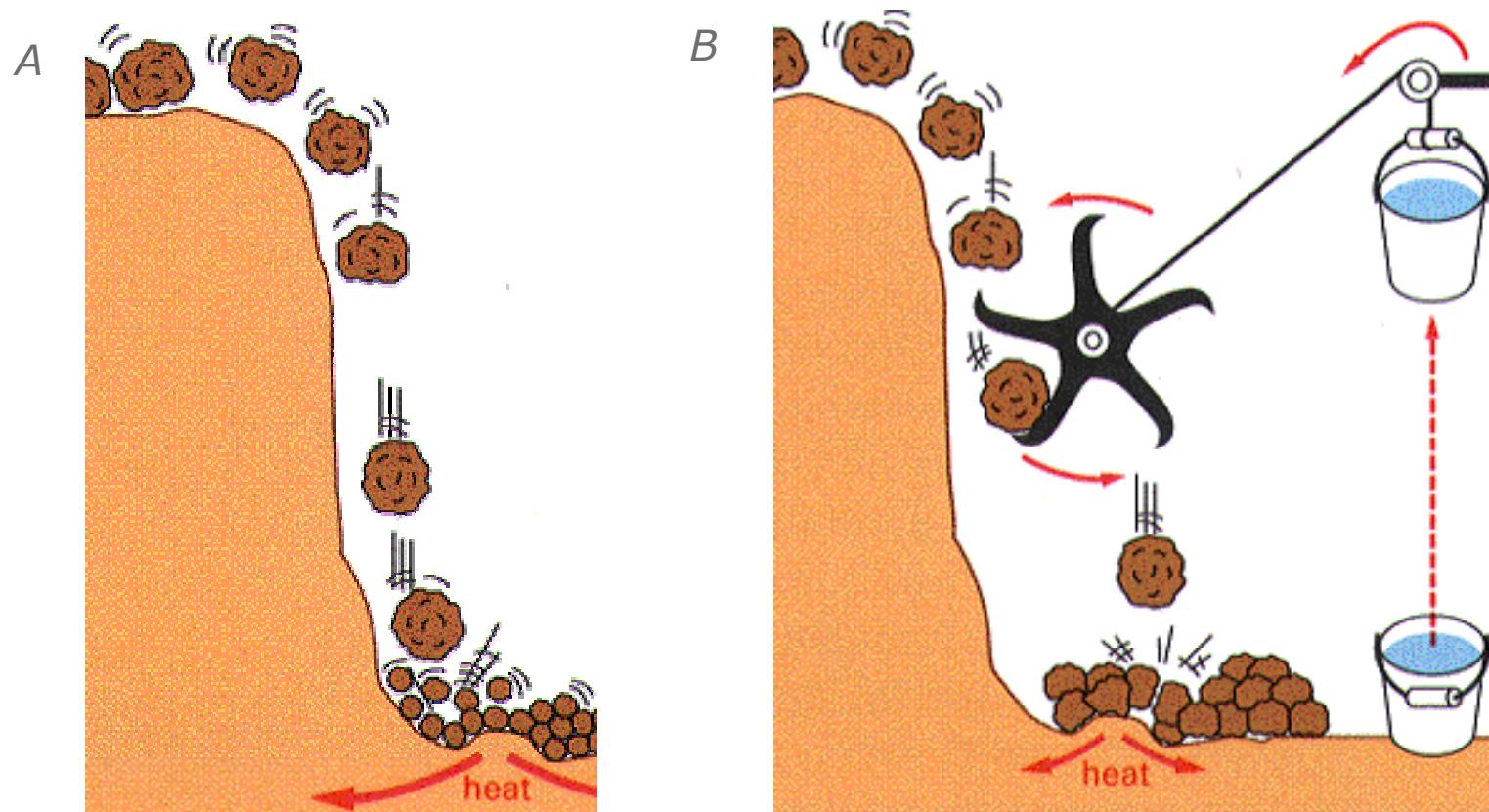
Couplage énergétique

Exemple mécanique



Lehninger et al., 4ed. Fig 1-26a

Couplage énergétique



Une fraction importante de l'énergie est utilisée pour remonter le seau d' H_2O , tandis qu'une petite fraction est transformée en chaleur

Exemples de réactions couplées

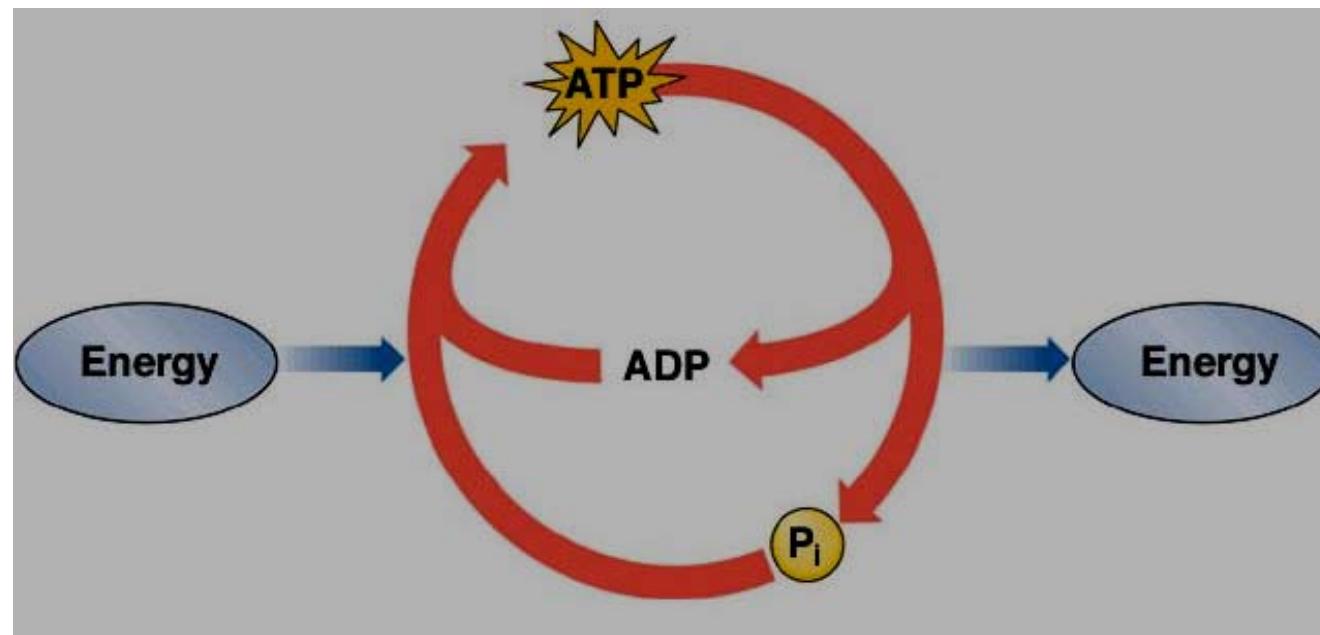


Réaction couplée :



Réactions couplées

De même, une réaction exergonique peut fournir l'énergie nécessaire pour reformer de l'ATP à partir d'ADP et de Pi

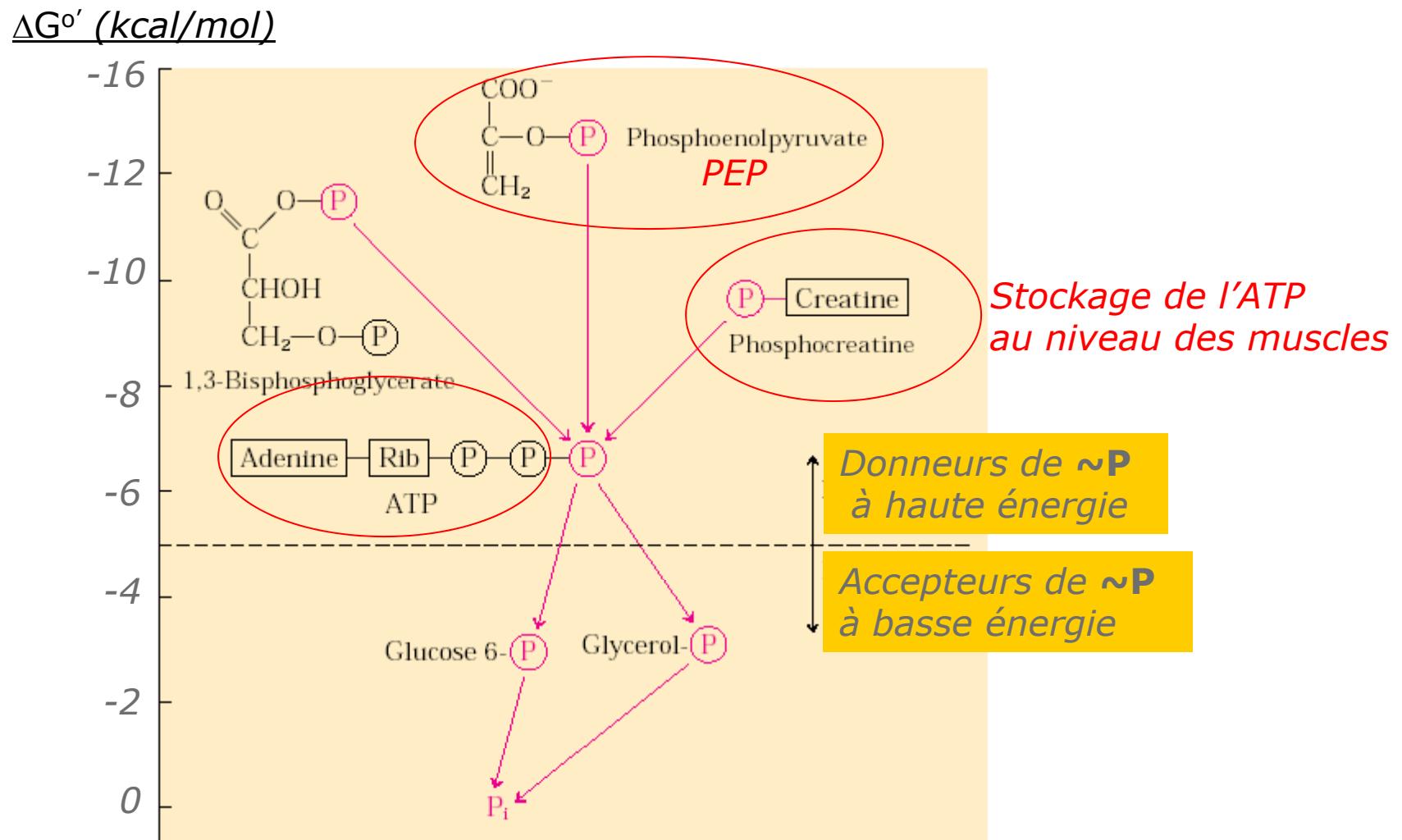


Autres composés phosphorylés à potentiel énergétique élevé

<i>Composés phosphorylés</i>	$\Delta G^\circ'$ (kcal/mol)
phosphoenolpyruvate (PEP)	-14.8
carbamoyl phosphate	-12.3
acetyl phosphate	-10.3
Phosphocréatine	-10.3
pyrophosphate	-8.0
ATP (en ADP + Pi)	-7.3
ADP (en AMP + Pi)	-7.3
AMP (en Adénosine + Pi)	-3.4
glucose 1-phosphate	-5.0
Fructose-6 phosphate	-3,8
glucose 6-phosphate	-3.3
glycerol 3-phosphate	-2.2

(Lehninger, Principes de biochimie, Flammarion, éd. 1985)

Flux des groupements phosphates de donneurs super riche vers les accepteurs de basse énergie



Importance quantitative de la production d'ATP dans le corps humain

Exemple:

Un homme de 70 kg, qui fournit un travail de bureau de 2800 kcal/jour, aura besoin de synthétiser:

$$2800 \text{ Kcal} \div 7,3 \text{ Kcal/mole} = 384 \text{ mole d'ATP}$$

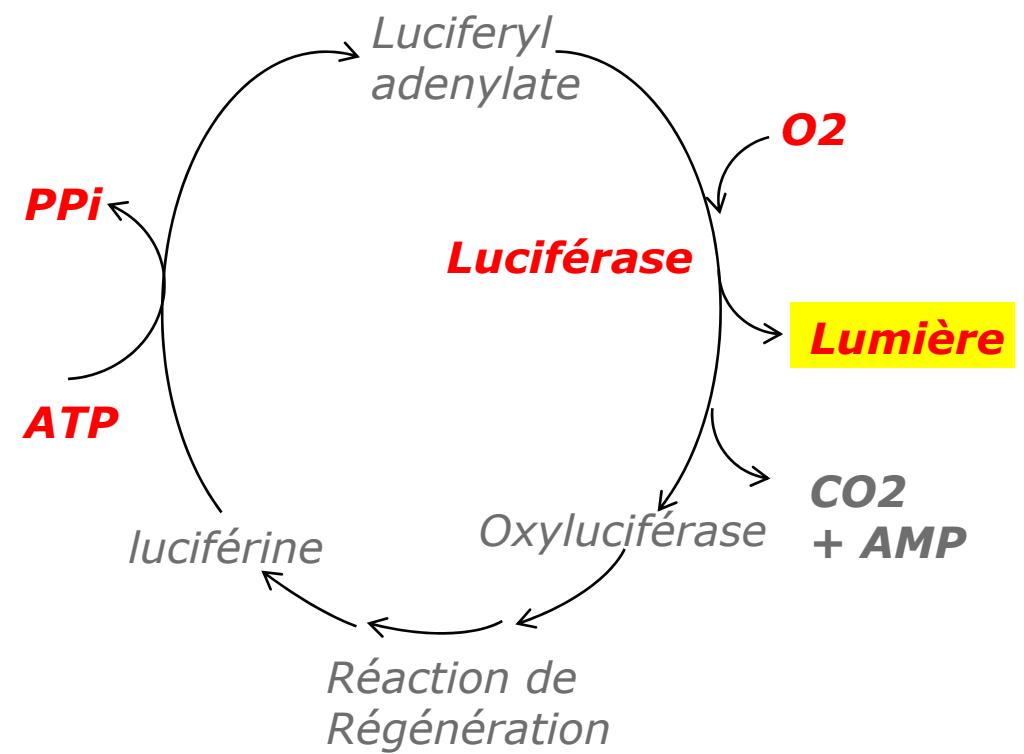
C'est approximativement l'équivalent de **190kg d'ATP/ jours.**

Alors que,

la quantité totale d'ATP présente chez un individu est de 50g.

Pour poursuivre l'activité, il faut recycler l'ADP en ATP

L'ATP est un composé important dans la fluorescence du ver luisant



Récapitulation 1 : Variation de l'énergie libre (Gibbs free energy)

ΔG

- Le maximum d'énergie disponible pour fournir un travail.
 $(\Delta G = \Delta H - T\Delta S)$
- C'est un potentiel chimique.
 $(\Delta G = \Delta G^\circ + RT 2.3 \log K')$
- C'est une force qui conduit une réaction.

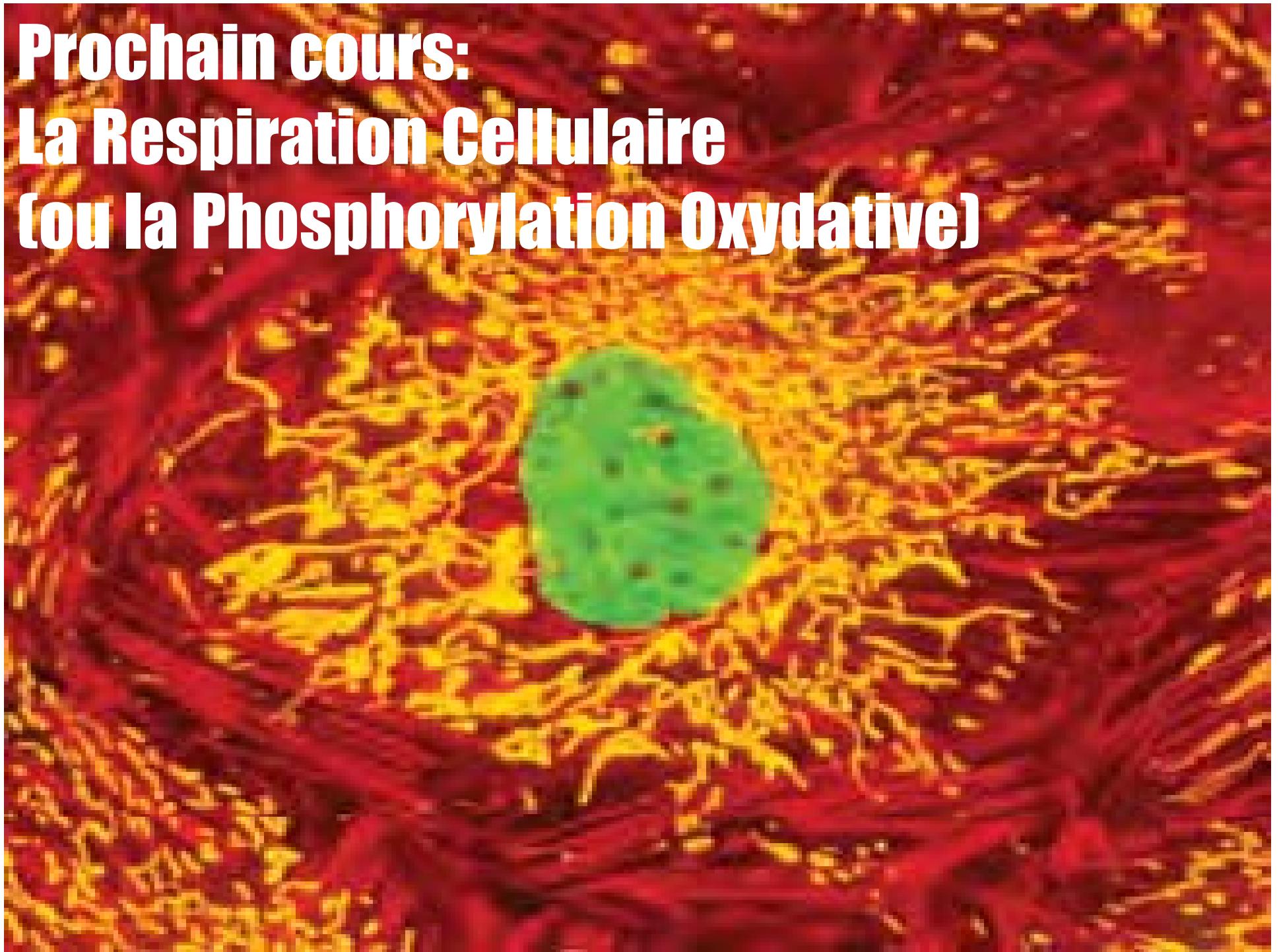
ΔG°

- Caractéristique d'une réaction chimique
 $(\Delta G^\circ = -RT 2.3 \log K').$
- Indique la tendance d'une réaction chimique.
- Si grande et négative:
La réaction est riche en énergie ou hautement énergétique.
Indique la stabilisation d'un produit relativement aux réactants.

Récapitulation 2 : Le système ATP

- *L'ATP est la monnaie énergétique d'une cellule vivante.*
- *La réaction exergonique de conversion de l'ATP en ADP + Pi (ou AMP + Ppi) peut être couplée à de nombreuses réactions endergoniques.*
- *L'ATP fournie l'énergie pour les réactions chimiques de synthèse, et de transport de molécules et d'ions à travers les membranes biologique à l'encontre du gradient de concentration ou du potentiel électrique.*
- *Les cellules contiennent d'autres composés phosphorylés (P-créatine, PEP, etc...) avec une énergie libre négative supérieure à celle de l'ATP.*

Prochain cours: La Respiration Cellulaire (ou la Phosphorylation Oxydative)



Références bibliographiques

LEHNINGER,

Principes de biochimie,

Flammarion médecine-science, 1^{ère} édition, 1985.

J. H WEIL,

Biochimie générale,

Masson, 6^{ème} édition, 1990.

DE ROBERTIS et DE ROBERTIS,

Biologie cellulaire et moléculaire,

La presse de ,université de LAVAL, édition 1983.

B. ALBERTS, D. BRAY, J. LEWIS, M. RAFF, K. ROBERTS, J. D. WATSON,

Biologie moléculaire de la cellule,

Flammarion médecine-science, 1^{ère} édition, 1986.

LUBERT STRYER,

La biochimie de Lubert Stryer,

Flammarion médecine-science, 1985.