

## Travaux dirigés : Bioénergétique.

### Exercice 1 :

Les concentrations d'ATP, d'ADP et de phosphate dans deux tissus différents figurent dans le tableau ci-dessous :

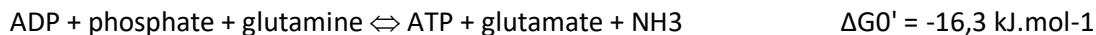
	Cellule musculaire (mmol/l)	Cellule hépatique ( mmom/l)
ATP	8.05	3.38
ADP	0.93	1.32
PHOSPHATE	8.05	4.80

Calculer la variation d'enthalpie libre réelle de la réaction d'hydrolyse de l'ATP en ADP à 37°C dans chacun des tissus. Conclure

Donnée :  $\Delta G^{\circ'}$  d'hydrolyse d'ATP en ADP = - 30kJ/mol.

### Exercice 2 :

La réaction de biosynthèse de la L-glutamine chez l'homme est catalysée par la L-glutamine synthétase. On peut la résumer de la façon suivante :



1. Préciser la signification de cette dernière donnée.
2. Cette réaction peut-être considérée comme la somme de 2 réactions composantes. Écrire ces 2 réactions et évaluer  $\Delta G_0'$  de la réaction endergonique. Sachant que la réaction d'hydrolyse de l'ATP en ADP et  $\text{P}_i$  libère 30 kJ.mol<sup>-1</sup>.
3. Plus généralement, quelles sont les conditions thermodynamiques nécessaires pour qu'une réaction endergonique puisse se produire.

### Exercice 3 :

On considère le transfert des électrons du NADH,H<sup>+</sup> jusqu'à l'oxygène.

On vous donne :

- f (la constante de Faraday) = 23,06 kcal.V<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>
- E 0' (NAD<sup>+</sup> / NADH,H<sup>+</sup>) = - 0,32 V
- E 0' (O<sub>2</sub> / H<sub>2</sub>O) = + 0,81 V

Calculez la variation d'énergie libre de Gibbs standard, dans les conditions physiologiques, ( $\Delta G^{\circ'}$ ), au cours du transfert des électrons du NADH,H<sup>+</sup> jusqu'à l'oxygène.

#### **Exercice 4 :**

1. Calculer la constante d'équilibre de la réaction de phosphorylation directe du glucose par le phosphate inorganique.

Donnée :

- $\text{Glucose} + \text{Pi} \rightleftharpoons \text{glucose-6Pi} + \text{H}_2\text{O}$ .
- $\Delta G^\circ = +14 \text{ kJ/mol}$ .

2. Dans la cellule hépatique, les concentrations physiologiques sont les suivantes :

- $\text{Glucose} = 5.00 \text{ mmol/l}$
- $\text{Phosphate} = 5.00 \text{ mmol/l}$
- $\text{Glucose-6-Pi} = 0.25 \text{ mmol/l}$

Calculer la variation de l'enthalpie libre réelle de la réaction de phosphorylation directe du glucose par le phosphate inorganique à 37°C. Conclure

3. En réalité, la phosphorylation du glucose dans la cellule est couplée à l'hydrolyse de l'ATP :

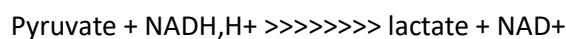
- $\text{ATP} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ADP} + \text{Pi}$
- $\Delta G^\circ = -30.5 \text{ kJ/mol}$ .

Ecrire la réaction couplée et calculer la variation d'enthalpie libre standard et la constante d'équilibre correspondante.

4. Calculer la variation d'enthalpie libre réelle de la réaction couplée à 37°C sachant que les concentrations d'ADP et d'ATP sont respectivement de 1.3 et 3.4 mmol/l. Conclure

#### **Exercice 5 :**

La variation d'énergie libre standard de la réaction :



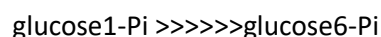
Considérée de gauche à droite est égale à -6 Kcal/mol à 25°C et pH=7.

Calculer le potentiel redox du couple pyruvate/lactate.

Donnée :  $E^\circ(\text{NAD}^+/\text{NADH, H}^+) = -0.32 \text{ V}$

#### **Exercice 6 :**

La constante d'équilibre de la réaction :



considérée de gauche à droite  $K_{eq} = 19$  à 25°C et pH=7.

1. Calculer la variation de l'enthalpie libre standard de la réaction à pH=7.
2. La formation du glucose-6-Pi peut-elle se réaliser spontanément dans les conditions standards ?
3. Calculer la constante d'équilibre de la réaction inverse et la variation d'enthalpie libre correspondante.