

UE1 - Chimie

Annales Classées

Échanges d'énergie et équilibres

CORRIGE

TABLEAU DE RÉPONSES

UNIVERSITE DE PARIS

Session 1		
2023	2022	2021
Q21 : BE	Q18 : CD	Q1 : ACE
	Q19 : BE	Q2 : CDE
		Q3 : ACE

Session 2		
2023	2022	2021
Q16 : AD	Q22 : D	Q17 : AD
Q18 : BE	Q23 : CDE	
Q22 : B		

UNIVERSITE PARIS V

2019	2018	2017	2016	2015	2014	2013	2012	2011
Q29 : CE	Q1 : AD	Q17 : AE	Q6 : CD	Q1 : E	Q1 : A	Q1 : B	Q1 : D	Q1 : AC
Q30 : C		Q18 : CE	Q7 : B	Q2 : AD	Q2 : BE	Q2 : AD	Q2 : ACE	Q2 : A
Q32 : AD		Q19 : E	Q10 : E	Q4 : BE	Q23 : C	Q3 : AD	Q3 : AC	Q3 : D
Q33 : BC		Q20 : ADE	Q11 : BCD	Q6 : DE	Q24 : BD	Q4 : BE	Q7 : ABCD	Q4 : BD
Q34 : B				Q7 : BE	Q25 : C		Q8 : ACD	Q8 : CD
							Q19 : D	

UNIVERSITE PARIS VII

2020	2019	2018
Q11 : B	Q6 : ACD	Q12 : E
	Q11 : B	Q13 : C

CORRECTION

2023

Question 21 :

Réponse : BE

A. Faux : La réaction consomme des ions H^+ . Au cours de la réaction, la concentration en ions H^+ diminue.

B. Vrai : Au cours de la réaction, la concentration en ions H^+ diminue. Cela se traduit par une augmentation du pH. En fin de réaction, le pH de la solution est donc **supérieur à 7**.

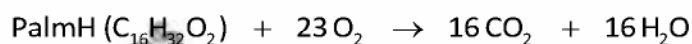
C. Faux, D. Faux et E. Vrai : La réaction est considérée comme totale. Dressons le tableau d'avancement de la réaction :

	pyr^-	+	$NADH$	+	H^+	$\rightleftharpoons$	lac^-	+	NAD^+
Etat initial	2×10^{-2}		1		10^{-7} Réactif limitant		0		0
Etat final	$2 \times 10^{-2} - 10^{-7}$		$1 - 10^{-7}$		0		10^{-7}		10^{-7}

Question 18 :

Réponse : CD

A. Faux :



Dans le sens direct de l'équation 3, 23 moles de dioxygène sont consommées.

B. Faux : cf item A

C. Vrai : cf item A

D. Vrai

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \cdot \Delta_r S^\circ$$

$$\Leftrightarrow \Delta_r S^\circ = \frac{\Delta_r H^\circ - \Delta_r G^\circ}{T} = -1000 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

E. Faux : Le signe de $\Delta_{\text{comb}} S^\circ(\text{PalmH}_{\text{solide}})$ est en accord avec une **diminution** du nombre de moles d'espèces gazeuses lors de la réaction de combustion de l'acide palmitique.

Question 19 :

Réponse : BE

A. Faux : $\Delta_r G^\circ \ll 0$: l'équilibre est **fortement déplacé** vers la droite.

B. Vrai

$$K = \exp\left(-\frac{\Delta_r G^\circ}{RT}\right) = \exp\left(\frac{9700}{2,5}\right) \gg \exp 4 > 10$$

C. Faux : Le signe de $\Delta_{\text{comb}} G^\circ(\text{PalmH}_{\text{solide}})$ permet de conclure sur la spontanéité de la réaction, et non pas sur son caractère endo- ou exo-thermique.

D. Faux : $\Delta_r H^\circ < 0$. D'après la loi de Van't Hoff, K est une fonction décroissante de T. Par conséquent, si on diminue T, on augmente K.

E. Vrai

Question 1 :

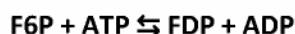
Réponse : ACE

A. Vrai

$$\Delta_r G_{(2)} = \Delta_r G_{(2)}^\circ + RT \ln \Gamma = \Delta_r G_{(2)}^\circ + RT \ln \frac{[\text{ADP}][\text{Pi}]}{[\text{ATP}]} = -52,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Leftrightarrow \Delta_r G_{(2)} < \Delta_r G_{(2)}^\circ$$

B. Faux et C. Vrai : La réaction (3) correspond au couplage entre les réactions (1) et (2). On a donc : (3) = (1) + (2), soit :



D. Faux : La réaction (3) correspond au couplage entre les réactions (1) et (2). On a donc : (3) = (1) + (2), soit : $\Delta_r G_{(3)} = \Delta_r G_{(1)} + \Delta_r G_{(2)}$

E Vrai :

$$\Delta_r G_{(1)} = \Delta_r G_{(3)} - \Delta_r G_{(2)} = 29,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$\Delta_r G_{(1)}$ est en valeur absolue égale à $|30 \pm 2| \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Question 2 :

Réponse : CDE

A. Faux : L'état stationnaire de non-équilibre est défini pour un système ouvert.

B. Faux et C. Vrai

D. Vrai : K étant constant pour une réaction à T constant, $\Delta_r G_{(3)}^\circ$ est constant.
Pour un état stationnaire de non-équilibre, $\Delta_r G_{(3)}$ est constant.

E. Vrai : Pour un état stationnaire de non -équilibre, Γ est constant.

Question 3 :

Réponse : ACE

A. Vrai et B. Faux :

$$\Delta_r H_4^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Liaisons produits}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Liaisons réactifs})$$

$$\Delta_r H_4^\circ = 2 \Delta_f H^\circ_{(\text{C-C})} + 4 \Delta_f H^\circ_{(\text{C-H})} + 2 \Delta_f H^\circ_{(\text{C-O})} + \Delta_f H^\circ_{(\text{C=O})} + \Delta_f H^\circ_{(\text{O-H})} - 2 \Delta_f H^\circ_{(\text{C-C})} - 3 \Delta_f H^\circ_{(\text{C-H})} - \Delta_f H^\circ_{(\text{C-O})} - 2 \Delta_f H^\circ_{(\text{C=O})} - \Delta_f H^\circ_{(\text{H-H})}$$

$$\Delta_r H_{(4)}^\circ = \Delta_f H^\circ_{(\text{C-H})} + \Delta_f H^\circ_{(\text{O-H})} + \Delta_f H^\circ_{(\text{C-O})} - \Delta_f H^\circ_{(\text{C=O})} - \Delta_f H^\circ_{(\text{H-H})}$$

C. Vrai :

$$\Delta_r H_{(4)}^\circ = -90 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

L'enthalpie standard de réaction est négative. La réaction est donc **exothermique**.

D. Faux : D'après le principe de Le Châtelier, une augmentation de la température déplace l'équilibre dans le sens endothermique, ce qui correspond ici au **sens indirect** (gauche vers droite).

E Vrai