

Γιώργος Μαρνέρης

ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΑ ΘΕΜΑΤΑ

Χημεία Γ' Λυκείου

Η ΩΡΑ ΤΗΣ ΕΠΑΝΑΛΗΨΗΣ

ΥΛΗ 2021



ΓΙΩΡΓΟΣ ΜΑΡΝΕΡΗΣ

ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΑ ΘΕΜΑΤΑ
ΧΗΜΕΙΑΣ Γ ΛΥΚΕΙΟΥ

ΚΕΦΑΛΑΙΟ: ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

- ΣΥΝΟΠΤΙΚΗ ΘΕΩΡΙΑ
- ΒΑΣΙΚΕΣ ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ.

ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

1. Η μεταβολή ενθαλπίας ΔH ίδουται αριθμητικά με το ποσό θερμότητας (q) που απορροφάται ή εκλύεται κατά τη διάρκεια μιας αντιστάσεως εφ' όσον αυτή πραγματοποιείται υπό βολή πύσης.

$$\Delta H = H_f - H_i$$

H_f = τελική ενθαλπία

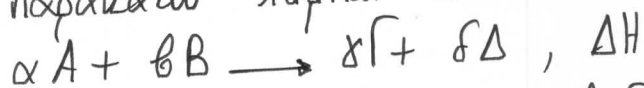
H_i = αρχική ενθαλπία

Η ενθαλπία (H) είναι μια καταστατική και εκτατική ιδιότητα η οποία εξαρτάται μόνο από την κατάσταση στην οποία βρίσκεται το σύστημα (ορισμένη θερμοκρασία και πίεση) και από την ποσότητα της ουσίας. Δηλαδή εξαρτάται από την ποσότητα και τις συνθήκες που βρίσκεται το σύστημα και όχι από τον τρόπο που φτάσει το σύστημα στην κατάσταση αυτή.

2. Σε μια χημική αντίδραση η μεταβολή ενθαλπίας (ΔH) ή ενθαλπία αντίδρασης είναι:

$$\Delta H = H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}}$$

Για παράδειγμα στην αντίδραση που περιγράφεται από την παρακάτω χημική εξίσωση:



Η προΐοντων: Η ενθαλπία των γ mol Γ και των δ mol Δ

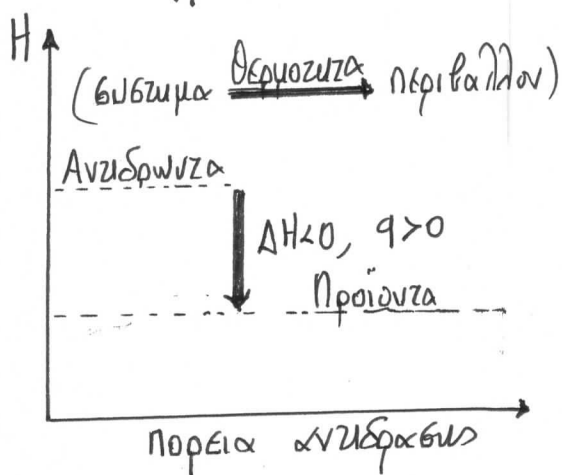
Η αντιδρώντων: Η ενθαλπία των α mol A και των β mol B .

Συνήθως η μεταβολή ενθαλπίας (ΔH) μιας αντίδρασης δέσφωμένη θερμοκρασία και βολή πύσης αναφέρεται και ως ενθαλπία αντίδρασης.

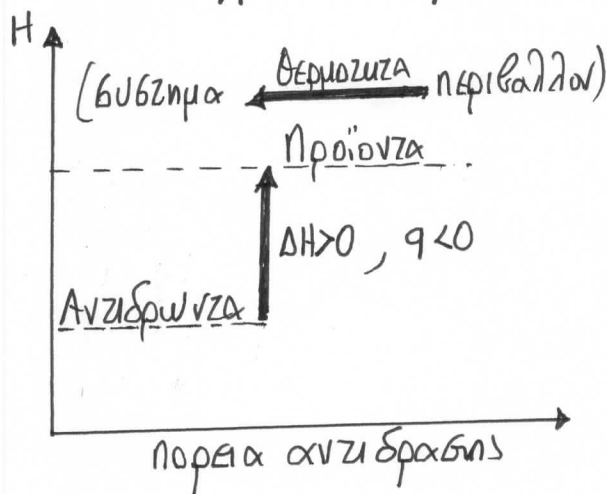
3. Εξώθερμες αντιδράσεις ονομάζονται οι αντιδράσεις που ελευθερώνουν θερμότητα στο περιβάλλον κατά την πραγμάτωσή τους. Επομένως για εξώθερμες αντιδράσεις ισχύει: $H_{\text{προϊόντων}} < H_{\text{αντιδρώντων}}$ δηλαδή $H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}} < 0$ ή $\Delta H < 0$ και $q > 0$ αφού το ΔH αναφέρεται στο σύστημα και το q στο περιβάλλον. Άρα $|\Delta H| = q$ υπο βγαίνει πέντε.

Ενδοθερμες αντιδράσεις ονομάζονται οι αντιδράσεις που απορροφούν θερμότητα από το περιβάλλον κατά την πραγμάτωσή τους. Επομένως για ενδοθερμες αντιδράσεις ισχύει: $H_{\text{προϊόντων}} > H_{\text{αντιδρώντων}}$ δηλαδή $H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}} > 0$ ή $\Delta H > 0$ και $q < 0$. Έτσι μπορούμε να πούμε: $\Delta H = |q|$ υπο βγαίνει πέντε.

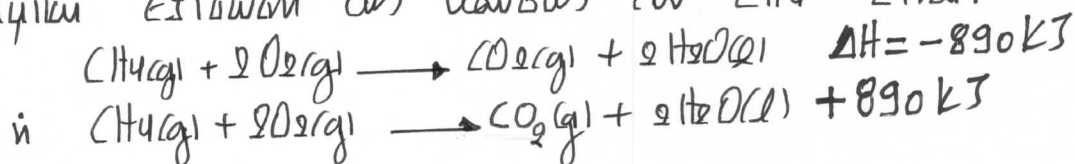
Εξώθερμη αντίδραση



Ενδοθερμη αντίδραση



Θερμοχημική εξίσωση ονομάζεται η χημική εξίσωση στο 2^ο μέλος της οποίας αναγράφεται είτε η μεταβολή ενθαλπίας (ΔH) της αντίδρασης είτε το ποσό θερμότητας q που εκλύεται ή απορροφάται. Για παράδειγμα η θερμοχημική εξίσωση της καύσης του CH_4 είναι:

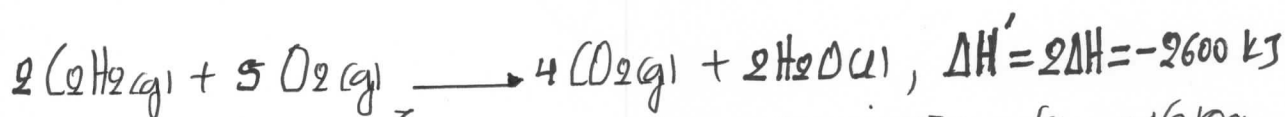


Παρατηρήσεις

Η μεταβολή ενθαλπίας ΔH μιας αντίδρασης αναφέρεται στην αντίδραση όπως αυτή αναγράφεται στην αντίστοιχη θερμοχημική εξίσωση. Δηλαδή η μεταβολή ενθαλπίας ΔH αντιστοιχεί σε τόσα mol κάθε βωμάτος όσος είναι ο συντελεστής του στην αντίστοιχη θερμοχημική εξίσωση. Για παράδειγμα κατά την καύση του C_2H_2 σε ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας η θερμοχημική εξίσωση μπορεί να γραφτεί με τους δύο παραπάνω τρόπους:

$$1 C_2H_2(g) + \frac{5}{2} O_2(g) \longrightarrow 2 CO_2(g) + 1 H_2O(l), \quad \Delta H = -1300 \text{ kJ}$$

ή



Στη θερμοχημική εξίσωση είναι απαραίτητο να αναγράφεται και η φυσική κατάσταση των ουσιών που μετέχουν, δ' αυτήν αφαιρείται η διαφορετική φυσική κατάσταση επηρεάζει το ΔH της αντίδρασης.

4. Η μεταβολή της ενθαλπίας ΔH μιας αντίδρασης εξαρτάται:

α) Από τη φύση των αντιδρώντων.

Ορισμένα στοιχεία για την ίδια φυσική κατάσταση (s, g, l) εμφανίζονται σε δύο ή περισσότερες διακριτές μορφές που ονομάζονται αλλοτροπικές μορφές του στοιχείου. Για παράδειγμα το οξυγόνο μπορεί να υπάρχει ως O_2 και ως O_3 (οζόν), ενώ ο βερέος άνθρακας ως γραφίτης και ως διαμάντι. Από τις αλλοτροπικές μορφές ενός στοιχείου ως προκύπτει μορφή (μορφή αναφοράς) ορίζεται η βεβαρύτερη μορφή του στοιχείου σε προκύπτει κατάσταση.

Προζυνη καταβραβή

Για συγκριτικούς λόγους πρέπει οι μεταβολές ενθαλπίας να ανάγονται στις ίδιες συνθήκες. Οι μεταβολές αυτές έχει καθοριστεί να αναφέρονται σε αντιδρώντα και προϊόντα που βρίσκονται στη προζυνη κατάσταση τους.

Η προζυνη κατάσταση μιας ουσίας (βροίχσιον ή χημικόν ένωση) είναι η σταθερότερη μορφή της σε συνθήκες:

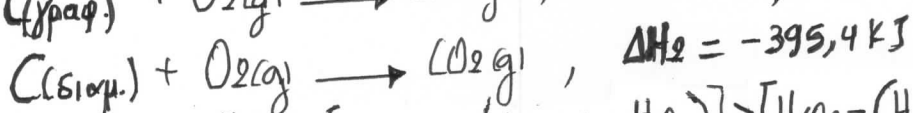
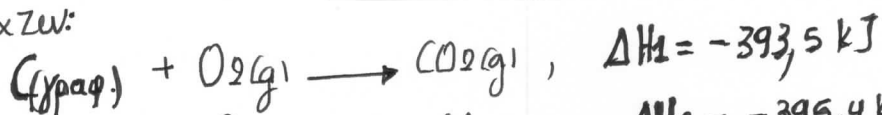
• Θερμοκρασία: $\theta = 25^{\circ}\text{C}$ ή $T = 298\text{ K}$

• Πίεση : $P = 1\text{ atm}$

• Συγκέντρωση: $C = 1\text{ M}$ στην περίπτωση που η ουσία βρίσκεται σε διάλυμα.

Όταν τα αντιδρώντα και τα προϊόντα μιας αντίδρασης βρίσκονται στη προζυνη κατάσταση η αντίβροίχη μεταβολή της ενθαλπίας ονομάζεται προζυνη ενθαλπία και συμβολίζεται με ΔH° (ή ΔH_{298}° για τους 25°C)

Γενικά η σταθερότερη μορφή μιας ουσίας έχει το μικρότερο ενεργειακό περιεχόμενο δηλαδή τη μικρότερη ενθαλπία σε ορισμένες συνθήκες. Για παράδειγμα οι θερμοχημικές εξισώσεις για τις δύο μορφές του βρετού άνθρακα είναι οι παρακάτω:



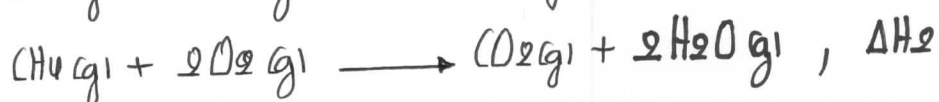
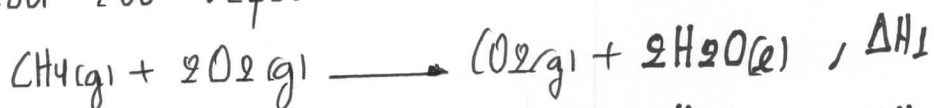
$$\text{Ισχύει: } \Delta H_1 > \Delta H_2 \text{ ή } [\text{HCO}_2 - (\text{H}_{(\text{γραφ})} + \text{H}_{\text{O}_2})] > [\text{HCO}_2 - (\text{H}_{(\text{διαμ.})} + \text{H}_{\text{O}_2})]$$

$$\text{ή } -\text{H}_{(\text{γραφ})} > -\text{H}_{(\text{διαμ.})} \text{ ή } \text{H}_{(\text{γραφ})} < \text{H}_{(\text{διαμ.})}$$

Επομένως ο γραφίτης είναι η σταθερότερη μορφή από τις δύο αλλοτροπικές μορφές του άνθρακα.

β) Από τη φυσική καταγωγή των αντιδρώντων και των προϊόντων της αντίδρασης.

Το ενεργειακό περιεχόμενο μιας χημικής ουσίας μεταβάλλεται όταν μεταβάλλεται η φυσική της κατάσταση και επομένως επηρεάζει τη ΔH της αντίδρασης. Γενικά για ορισμένες ποσοτικά ουσίες ισχύει: $H(g) > H(l) > H(s)$. Για παράδειγμα κατά την καύση του CH_4 έχουμε τις παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις (ίδες συνθήκες) ανάλογα με τη φυσική κατάσταση του νερού.



Ισχύουν οι παρακάτω σχέσεις:

- $\Delta H_1 = H(\text{προϊόντων})_1 - H(\text{αντιδρώντων})_1$
- $\Delta H_2 = H(\text{προϊόντων})_2 - H(\text{αντιδρώντων})_2$
- $H(\text{προϊόντων})_1 < H(\text{προϊόντων})_2$ αφού $H(H_2O(l)) < H(H_2O(g))$
- $H(\text{αντιδρώντων})_1 = H(\text{αντιδρώντων})_2$

Από τις σχέσεις αυτές προκύπτει: $\Delta H_1 < \Delta H_2$. Οι αντιδράσεις καύσης είναι εξώθερμες αντιδράσεις οπότε

$\Delta H_1 < 0$ και $\Delta H_2 < 0$. Επομένως αφού $\Delta H_1 < \Delta H_2$ ισχύει:

$|\Delta H_1| > |\Delta H_2|$ ή $q_1 > q_2$. Δηλαδή κατά την καύση 1 mol CH_4 εκλύεται μεγαλύτερο ποσό θερμότητας όταν το νερό παράγεται σε υγρή μορφή, αφού ουσιαστικά βγαινει ΔH_1 συμπιεσμένη ενέργεια και η ενδοθέρμη μετατροπής του $H_2O(g)$ σε $H_2O(l)$ για την οποία ισχύει: $\Delta H < 0$.

Γενικά οι μεταβολές τιμών και εξαιρέσεις πραγματοποιούνται με απορρόφηση θερμότητας από το περιβάλλον ($\Delta H > 0$), ενώ οι μεταβολές υψοποιούν και πηγή εκλύουν θερμότητα στο περιβάλλον ($\Delta H < 0$).

δ) Από τις συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας καθώ από τις οποίες πραγματοποιείται η αντίδραση.

5. Νόμοι Θερμοχημείας

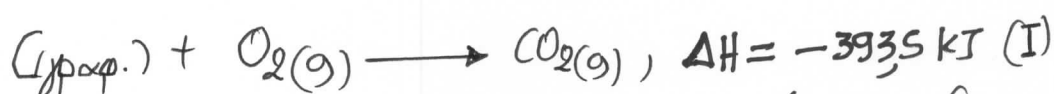
Αποζηλών συνέπεια της αρχής διατήρησης της ενέργειας.

α) Νόμος (ή αρχή) Lavoisier-Laplace

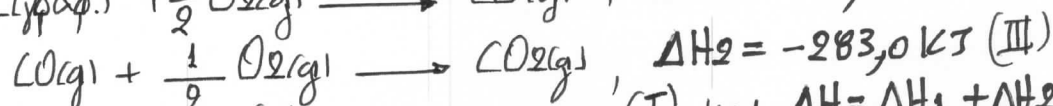
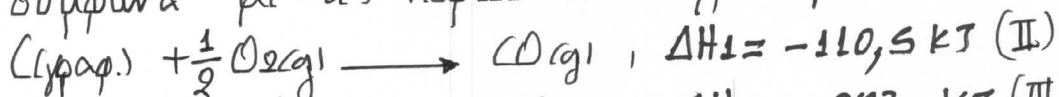
"Το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάζεται κατά τη συνθήκη 1 mol μιας χημικής ένωσης από τα συστατικά της βροίχεται είναι ίσο με το ποσό θερμότητας που απορροφάζεται ή εκλύεται αντίστροφα κατά τη διάσπαση 1 mol της ίδιας χημικής ένωσης στα συστατικά της βροίχεται." Δηλαδή αν ΔH_1 και ΔH_2 είναι οι μεταβολές ενθαλπίας κατά το σχηματισμό και τη διάσπαση 1 mol της χημικής ένωσης αντίστροφα ισχύει: $\Delta H_1 = -\Delta H_2$. Φυσικά οι αντιδράσεις σχηματισμού και διάσπασης πρέπει να πραγματοποιούνται στις ίδιες συνθήκες και η φυσική κατάσταση των ουσιών να είναι καθορισμένη.

β) Νόμος Hess

"Το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάζεται σε μια χημική αντίδραση είναι το ίδιο είτε η αντίδραση πραγματοποιείται σε ένα, είτε πραγματοποιείται σε περιβόστρα βραδία." Για παράδειγμα η καύση του γραφίτη προς CO_2 περιγράφεται από την παρακάτω θερμοχημική εξίσωση:



Η αντίδραση αυτή μπορεί να πραγματοποιηθεί σε δύο βραδία σύμφωνα με τις παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις.



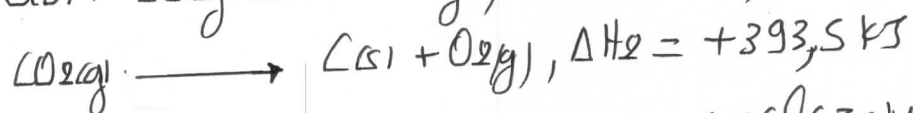
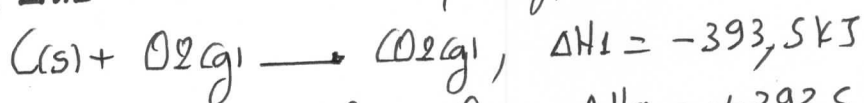
Με πρόσθεση των (II) και (III) προκύπτει η (I) και $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$.

Γενίκευση του νόμου Hess αποζητεί το αξίωμα της αρχικής και τελικής καταστάσεως συμφωνία με το οποίο:

"Το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά τη μεταβολή ενός χημικού συστήματος από μια καθορισμένη αρχική κατάσταση σε μία επίσης καθορισμένη τελική κατάσταση είναι ανεξάρτητο από τα ενδιάμεσα στάδια με τα οποία μπορεί να πραγματοποιηθεί η μεταβολή.

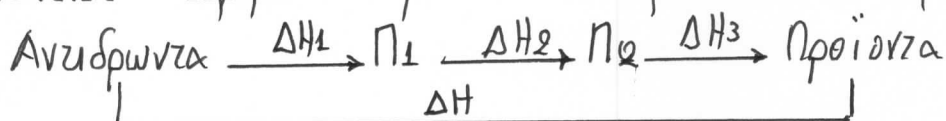
Παρατηρήσεις

- Ο νόμος Lavoisier - Laplace μας επιτρέπει να αντιστρέψουμε μια θερμοχημική εξίσωση που έχει ενθαλπία ΔH_1 αλλάζοντας το πρόσημο της ενθαλπίας αντίδρασης. Δηλαδή αν η αντίστροφη αντίδραση έχει ενθαλπία ΔH_2 θα ισχύει: $\Delta H_2 = -\Delta H_1$. Για παράδειγμα:

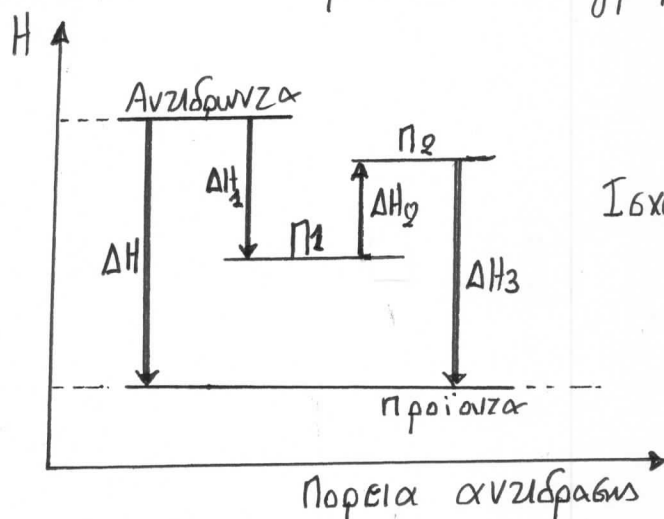


- Ο νόμος του Hess μας επιτρέπει να προβέσουμε θερμοχημικές εξισώσεις προβέποντας αλγεβρικά τις ΔH . Έχει ιδιαίτερη σημασία αφού μπορούμε με εφαρμογή των να υπολογίσουμε τις ενθαλπίες πολλών αντιδράσεων των οποίων είναι δύσκολος ο άμεσος προσδιορισμός (αρχής αντιδράσεων, θερμοχημικά αλκάνια κλπ)
- Γνωρίζοντας τις ΔH ορισμένων αντιδράσεων μπορούμε με κατάλληλες τροποποιήσεις (αντίστροφη, πολλαπλασιασμός των συντελεστών και της ΔH μιας αντίδρασης με κατάλληλο αριθμό) να υπολογίσουμε την ενθαλπία μιας αντίδρασης. Αυτό γίνεται με πρόβλεψη κατά μέλη των τροποποιημένων θερμοχημικών εξισώσεων οπότε προκύπτει η ζητούμενη θερμοχημική εξίσωση (νόμος Hess)

- Η διαγραμματική απεικόνιση του νόμου του Hess μιας αντίδρασης: Αντιδρώντα $\longrightarrow$ Προϊόντα, ΔH η οποία μπορεί να πραγματοποιηθεί μέσω εδαιμετων βηδων σύμφωνα με το παρακάτω σχημα:

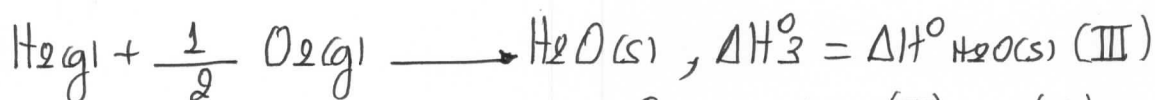
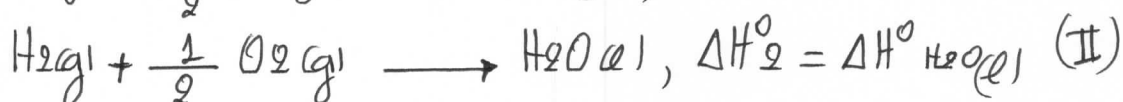
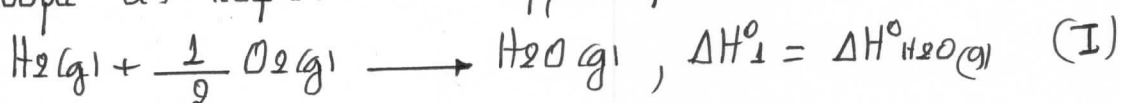


φάνεται στο παρακάτω διαγραμμα:



Ισχύει: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$.

Για παράδειγμα για τις προζυγες ενθαλπίες σχηματισμού των τριών μορφών του νερού ($\text{H}_2\text{O}(s)$, $\text{H}_2\text{O}(l)$, $\text{H}_2\text{O}(g)$) έχουμε τις παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις:



Σε κάθε μια από τις αντιδράσεις (I), (II) και (III)

ισχύει: $\Delta H = H(\text{προϊόντων}) - H(\text{αντιδρώντων})$.

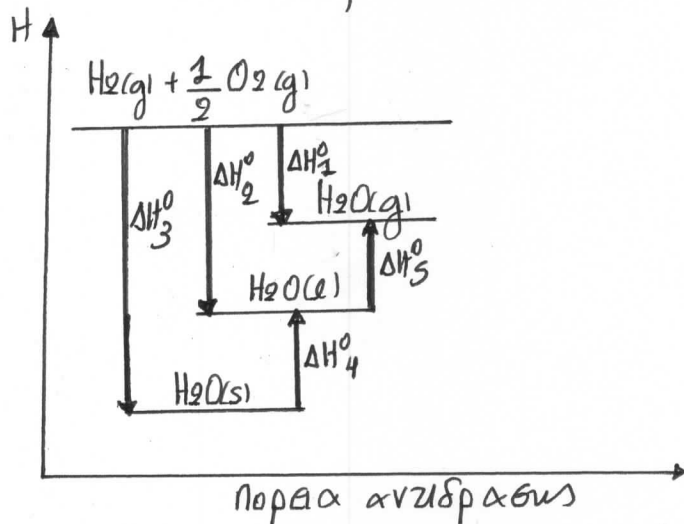
Επειδή $H(\text{H}_2\text{O}(g)}) > H(\text{H}_2\text{O}(l)}) > H(\text{H}_2\text{O}(s)})$ και $H(\text{αντιδρώντων})$ ίδια σε όλες τις αντιδράσεις προκύπτει το ίδιο:

$\Delta H_1^\circ > \Delta H_2^\circ > \Delta H_3^\circ$. Οι παραπάνω αντιδράσεις είναι εξωθερμικές (καλύει) οπότε $\Delta H_1^\circ, \Delta H_2^\circ, \Delta H_3^\circ < 0$.

Δηλαδή ισχύει: $\Delta H_1^0 > \Delta H_2^0 > \Delta H_3^0$ ή $|\Delta H_1^0| < |\Delta H_2^0| < |\Delta H_3^0|$

οπότε: $q_1 < q_2 < q_3$. Επομένως μεγαλύτερο ποσό θερμότητας εκλύεται κατά τον σχηματισμό 1 mol $H_2O(s)$, λιγότερο κατά τον σχηματισμό 1 mol $H_2O(l)$ και ακόμα λιγότερο κατά τον σχηματισμό 1 mol $H_2O(g)$.

Η διαγραμματική απεικόνιση φαίνεται στο παρακάτω σχήμα.



Ισχύει: $\Delta H_2^0 + \Delta H_4^0 - \Delta H_3^0 = 0$ ή $\Delta H_4^0 = \Delta H_2^0 - \Delta H_3^0$ (1)

$\Delta H_2^0 + \Delta H_5^0 - \Delta H_1^0 = 0$ ή $\Delta H_5^0 = \Delta H_1^0 - \Delta H_2^0$ (2)

Όμως $\Delta H_4^0 > 0$ (ζηίζει παχόν) και $\Delta H_5^0 > 0$ (εξάερων υφών H_2O)

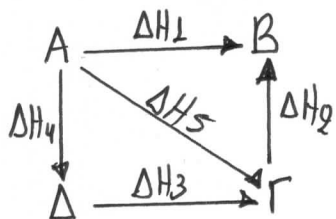
Δηλαδή έχουμε: Από την (1): $\Delta H_2^0 - \Delta H_3^0 > 0$ ή $\Delta H_2^0 > \Delta H_3^0$
και από την (2): $\Delta H_1^0 - \Delta H_2^0 > 0$ ή $\Delta H_1^0 > \Delta H_2^0$.

Τελικά προκύπτει: $\Delta H_1^0 > \Delta H_2^0 > \Delta H_3^0$ (αλγεβρικά)

6. Θερμοχημικοί κύκλοι.

Περιγράφουν δύο ή περισσότερες πορείες τις οποίες μπορούμε να ακολουθήσουμε για τη μετατροπή των αντιδρώντων σε προϊόντα. Οι πορείες αυτές έχουν το ίδιο αλγεβρικό άθροισμα ενθαλπιών ΔH . Οι θερμοχημικοί κύκλοι αποτελούν ουσιαστικά εφαρμογή των νόμων του Hess. Σε κάθε θερμοχημικό κύκλο εφαρμόζουμε τα εξής:

- Όταν η πορεία που ακολουθούμε γίνεται κατά τη φορά των βελών τότε προσθέτουμε την ενθαλπία που αναφέρεται σε αυτό, ενώ αν η πορεία γίνεται αντίθετα από τη φορά των βελών τότε αφαιρούμε την ενθαλπία που αναφέρεται σε αυτό. Για παράδειγμα στο παρακάτω σχήμα έχουμε:



Στη πορεία: A, B, Γ, Δ ... ισχύει: $\Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 \dots$

Στη πορεία: A, Δ, Γ, B ... ισχύει: $\Delta H_4 + \Delta H_3 + \Delta H_2 \dots$

- Το άθροισμα όλων των ενθαλπιών κάθε πορείας η οποία ξεκινάει από μια αρχική κατάσταση και καταλήγει στην ίδια αρχική κατάσταση είναι μηδέν. Για παράδειγμα στο παρακάτω σχήμα έχουμε:

Πορεία: ABΓΔΑ: $\Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4 = 0$ ή $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$

Πορεία: ABΓΑ: $\Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_5 = 0$ ή $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_5$

Πορεία: ΑΓΔΑ: $\Delta H_5 - \Delta H_3 - \Delta H_4 = 0$ ή $\Delta H_5 = \Delta H_3 + \Delta H_4$

7. Ορισμένες ενδοθερμες και ορισμένες εξωθερμες χημικές αντιδράσεις είναι οι παρακάτω:

Ενδοθερμες ($\Delta H > 0$)

- Διασπάση δεσμών
- Ιοντισμός αβέδνου ηλεκτρολυσή

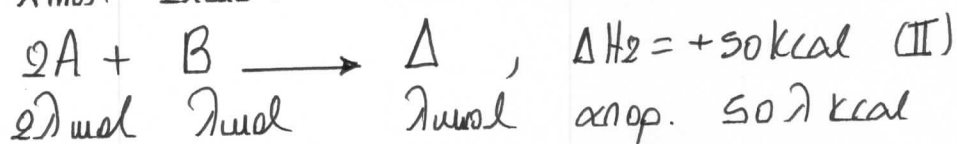
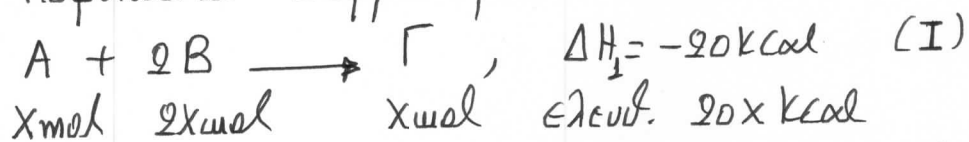
Εξωθερμες ($\Delta H < 0$)

- Δημιουργία δεσμών
- Αντιδράσεις καύσης

• **Εξουδετέρωση:** Κατά την εξουδετέρωση 1 mol του οξέος HA από 1 mol NaOH εκλύεται μεγαλύτερο ποσό θερμότητας βζμ περίπτωση που το οξύ HA είναι γχύρο. Αυτό συμβαίνει διότι βζμ περίπτωση που το οξύ HA είναι αδύνο ένα μέρος της εκλυόμενης θερμότητας δαπανάζεται για να ιονιζέται.

8. Συνολική Θερμοχημική Εξίσωση.

Οι χημικές ουσίες Α και Β μετέχουν στις δύο παραλλήλες αντιδράσεις που περιγράφονται από τις παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις.



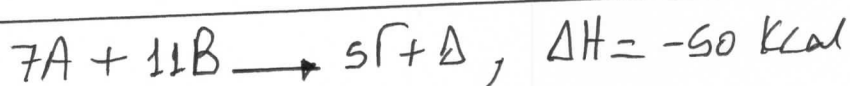
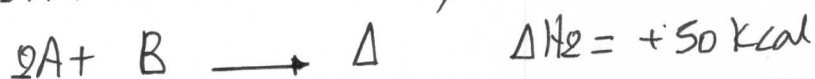
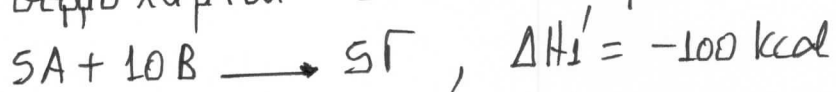
- Το ποσοστό μετατροπής των Α π.χ στην αντίδραση (I) είναι: $\frac{x}{x+2\lambda} \cdot 100$ ενώ των Β: $\frac{2x}{2x+\lambda} \cdot 100$

- Το θερμικό αποτέλεσμα των αντιδράσεων (I) και (II) στο δοχείο είναι $q_{ολ} = 20x - 50\lambda$.

Αν δεν έχουμε θερμική μεταβολή τότε $q_{ολ} = 0$ δηλαδή $20x = 50\lambda$.

- Αν θέλουμε να γραφούμε τη συνολική θερμοχημική εξίσωση τότε πρέπει να χωρίσουμε την αντίστοιχη mol των Γ και Δ δηλαδή την αντίστοιχα $\frac{x}{\lambda}$. Για παράδειγμα αν $\frac{x}{\lambda} = \frac{5}{1}$ τότε πολλαπλασιάζουμε

τις (I) επί 5 και ότι συνεχώς προσθέτουμε τη θερμοχημική εξίσωση με την (II). Δηλαδή:

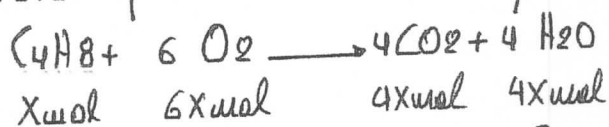


ΑΣΚΗΣΕΙΣ ΜΕ ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΥΣ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΥΣ

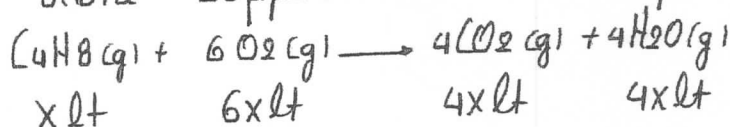
Βασικές γνώσεις - Μεθοδολογία

1. Στοιχειομετρικοί συντελεστές.

Σε μια χημική εξίσωση οι στοιχειομετρικοί συντελεστές των ενώσεων δείχνουν την αναλογία mol με την οποία οι ουσίες μετέχουν στη χημική αντίδραση.



Ειδικά για τα αέρια σε ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας δείχνουν και την αναλογία όγκων με την οποία συμμετέχουν στη χημική αντίδραση.



2. Υπολογισμός αριθμού mol.

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A} = C \cdot V$$

$$V_m = 22,4 \text{ lt σε STP}$$

$$N = \text{αριθμός μορίων}$$

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$C = \text{συγκέντρωση δ/τος}, V = \text{όγκος δ/τος σε λίτρα.}$$

Αν οι συνθήκες δεν είναι οι πρότυπες συνθήκες (STP) τότε ο αριθμός mol του αερίου υπολογίζεται από την καταστατική εξίσωση των αερίων:

$$P \cdot V = n R T$$

$$P = \text{πίεση αερίου σε atm (1 atm = 760 mm Hg)}$$

$$V = \text{όγκος αερίου σε lt (1 lt = 1000 ml)}$$

$$T = 273 + \theta \text{ και } R = 0,082 \frac{\text{lt} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K.}}$$

3. Υπολογισμοί M_r αέριας ενώσης

α. Από τον όγκο V που καταλαμβάνει ορισμένη μάζα (m) του αερίου σε πρότυπες συνθήκες (STP)

$$n = \frac{VL}{22,4 \text{ L/mol}} \text{ και } n = \frac{m}{M_r \text{ g/mol}}$$

β. Από την καταστατική Εξίσωση των αερίων

$$PV = nRT \text{ οπότε } n = \frac{PV}{RT} \text{ και } n = \frac{m}{M_r}$$

γ. Από την πυκνότητα (ρ) του αερίου

ι. Σε Πρότυπες συνθήκες (STP)

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M_r}{n \cdot 22,4} = \frac{M_r \text{ g/mol}}{22,4 \text{ L/mol}} \text{ οπότε } M_r = \rho \cdot 22,4 \text{ g/mol.}$$

ii. Σε άλλες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας από την καταστατική Εξίσωση των αερίων

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \text{ ή } P \cdot V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M_r} \text{ ή } P = \frac{m \cdot R \cdot T}{V \cdot M_r}$$

$$\text{ή } P = \rho \frac{RT}{M_r} \text{ ή } M_r = \rho \frac{RT}{P}$$

4. Όταν το ένα τουλάχιστον από τα αντιδρώντα συμμετέχει στην αντίδραση με τη μορφή διαλυματος.

Στους στοιχειομετρικούς υπολογισμούς χρησιμοποιούνται οι ποσότητες των διαλυμένων ουσιών και όχι των διαλυμάτων. Έτσι αν γνωρίζουμε τα βάρη του διαλύματος (ποσότητα, περιεκτικότητα κλπ) υπολογίζουμε την ποσότητα της διαλυμένης ουσίας σε mol και τη χρησιμοποιούμε στο στοιχειομετρικό υπολογισμό. Αν δεν είναι γνωστά όλα τα βάρη του διαλύματος υπολογίζουμε την ποσότητα (mol) της διαλυμένης ουσίας από τη χημική εξίσωση και βρούμε τα βάρη.

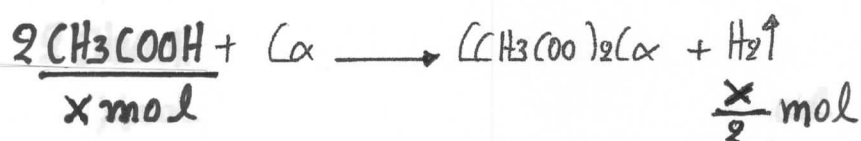
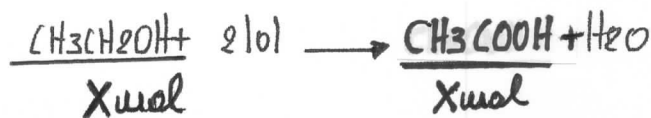
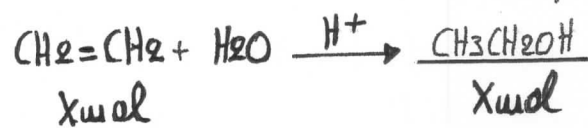
Με ανάλογο τρόπο αντιμετωπίζεται και η περίπτωση που ένα από τα αντιδρώντα συμμετέχει στην αντίδραση με τη μορφή ακάθαρτου σώματος. Στο βιοχημικό υπολογισμό χρησιμοποιούμε την ποσότητα του καθαρού σώματος.

5. Αδράσεις με διαδοχικές αντιδράσεις.

Σε πολλές περιπτώσεις η δράση αναφέρεται σε μία σειρά διαδοχικών αντιδράσεων στις οποίες το προϊόν της μιας αντίδρασης είναι αντιδρών της επόμενης.

Στη περίπτωση αυτή ξεκινάμε με τα γνωστά ή αγνώστα mol του σώματος που μας ενδιαφέρει στην πρώτη αντίδραση και μέσω των διαδοχικών αντιδράσεων καταλήγουμε στο σώμα που μας ενδιαφέρει στη τελευταία χημική εξίσωση. Κάνοντας χρήση στη συνέχεια των δεδομένων βρίσκουμε τα ζητούμενα.

Προσοχή: Ο αριθμός mol μιας ουσίας που παροχέται σε μια αντίδραση είναι ίσος με τον αριθμό mol της ίδιας ουσίας στην επόμενη αντίδραση αντισταθμίζοντας από τους συντελεστές της ουσίας στις δύο χημικές εξισώσεις. π.χ



6. Ασκήσεις στις οποίες δίνονται οι ποσότητες και των δύο αντιδρώντων.

Στην περίπτωση αυτή πρέπει να εξετάσουμε αν οι αρχικές ποσότητες είναι στοιχειομετρικές όποτε αντιδρούν πλήρως μεταξύ τους ή αν κάποιο από τα αντιδρώντα βρίσκεται σε περίσσεια όποτε στο τέλος των αντιδράσεων περιμένει μέρος από των αρχικών του ποσότητα. Οι στοιχειομετρικές ποσότητες έχουν αναλογία mol ίση με την αναλογία των αντίστοιχων στοιχειομετρικών συντελεστών στη χημική εξίσωση.

Για παράδειγμα οι χημικές ουσίες Α και Β αντιδρούν σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $A + 2B \longrightarrow AB_2$.

1^η περίπτωση.

Αν αναμείξουμε τις ουσίες Α και Β με αναλογία mol 1:2 αντίστοιχα τότε είναι στοιχειομετρικές και αντιδρούν πλήρως. π.χ

$A + 2B \longrightarrow AB_2$			
2mol	4mol	—	Αρχικά (στοιχειομετρικές)
-2mol	-4mol	2mol	Αντιδρούν/Παραχόνται
—	—	2mol	Τελικά.

2^η περίπτωση.

Αν αναμείξουμε τις ουσίες Α και Β με αναλογία mol διαφορετική από την αναλογία των συντελεστών 1:2 τότε ένα από τα αντιδρώντα βρίσκεται σε περίσσεια π.χ

$A + 2B \longrightarrow AB_2$			
2mol	6mol	—	Αρχικά (περίσσεια Β)
-2mol	-4mol	2mol	Αντιδρούν/Παραχόνται
—	2mol	2mol	Τελικά

7. Ασκήσεις με μείγματα.

α. Όταν έχουμε ένα μείγμα των στοιχείων $A, B, \dots$ ισχύουν τα εξής:

- $\omega_{\text{μείγμ.}} = \omega_A + \omega_B + \dots = n_A \cdot M_r(A) + n_B \cdot M_r(B) + \dots$

- $V_{\text{μείγμ.}} = (n_A + n_B + \dots) V_m = n_{\text{ολ.}} \cdot V_m$

- $n_{\text{ολ.}} = n_A + n_B + \dots$

- $P_{\text{ολ.}} V = n_{\text{ολ.}} R \cdot T$

- $\frac{V_A}{V_{\text{μείγμ.}}} = \frac{n_A}{n_{\text{μείγμ.}}}$ σε ίδιες συνθήκες P, T εφ' όσον οι ουσίες $A, B, \dots$ είναι αέρια.

Αν θέσουμε $V_{\text{μείγμ.}} = 100 \text{ lt}$ τότε $V_A = \% \text{ v/v του } A$.

Δηλαδή $\% \text{v/v}(A) = \frac{n_A \cdot 100}{n_{\text{μείγμ.}}}$

β. Ισομοριακό μείγμα

Ονομάζεται το μείγμα του οποίου τα συστατικά έχουν τον ίδιο αριθμό μορίων επομένως και 160 αριθμό mol. Δηλαδή ισχύει: $n_A = n_B = \dots$

γ. Αναλογία mol

Αν δίνεται η αναλογία mol των συστατικών του μείγματος πχ $\frac{n_A}{n_B} = \frac{2}{1}$ τότε θέσουμε $2x \text{ mol}$ το A και $x \text{ mol}$ το B .

δ. Όταν χωρίζουμε ένα μείγμα σε 2 ίσα μέρη.

Θέσουμε $x \text{ mol}$ το A , $y \text{ mol}$ το B , ... στο αρχικό μείγμα. Σε κάθε μέρος του μείγματος

Θα περιέχονται $\frac{x}{\lambda}$ mol A, $\frac{y}{\lambda}$ mol B, ...

Βέβαια θα μπορούσαμε να δέσουμε λ mol το A, λy mol το B ... στο αρχικό μείγμα οπότε το κάθε μέρος του μείγματος θα περιέχει x mol A, y mol B...

Ε. Επίδραση αντιδραστήριου σε μείγμα ενώσεων A, B, ... που δεν αντιδρούν μεταξύ τους.

Εξετάζουμε αν όλα τα συστατικά του μείγματος αντιδρούν με το αντιδραστήριο που προσθέτουμε και γράφουμε ξεχωριστά τη χημική εξίσωση κάθε συστατικού με το αντιδραστήριο.

Η έκφραση «το μείγμα αντιδρά με το αντιδραστήριο ...» δεν σημαίνει ότι πρέπει όλα τα συστατικά του μείγματος να αντιδράσουν με αυτό, αλλά ότι αντιδρά ένα τουλάχιστον συστατικό του μείγματος.

1^η περίπτωση.

Αν η σύσταση του μείγματος είναι γνωστή τότε με βάση τη στοιχειομετρία των αντιδράσεων κάνουμε τους απαραίτητους υπολογισμούς.

2^η περίπτωση

Αν η σύσταση του μείγματος είναι αγνώστη τότε:

- Θέτουμε $x, y, \dots$ τους αριθμούς mol των συστατικών του μείγματος
- Υπολογίζουμε με βάση τη στοιχειομετρία των αντιδράσεων σε συνάρτηση με τους αγνώστους $x, y, \dots$ τους αριθμούς mol αντιδρώντων ή προϊόντων για τα οποία έχουμε δεδομένα

• Εκφράζουμε όλα τα δεδομένα πχ μάζα, όγκο του μείγματος ή καποιου συστατικού της αντίδρασης σε συνάρτηση με τους αγνώστους $x, y, \dots$ και λύνουμε το σύστημα των εξισώσεων που προκύπτει.

Θέμα 60

Για τα στοιχεία A, B, Γ, Δ, E, Θ, K, Λ, M, N, Π δίνονται οι παρακάτω πληροφορίες.

- Τα στοιχεία A, B, Γ, Δ με διαδοχικές τιμές ατομικών αριθμών ανήκουν στον ίδιο τομέα του περιοδικού πίνακα και ανά δύο στην ίδια περίοδο.
- Το στοιχείο E ανήκει σε κύρια ομάδα του περιοδικού πίνακα και το σύνολο των ηλεκτρονίων του κατανέμονται σε τέσσερις στιβάδες. Οι τιμές των ενεργειών ιοντισμού του E είναι:
 $E_{i,1} = 740 \text{ KJ/mol}$, $E_{i,2} = 1450 \text{ KJ/mol}$
 $E_{i,3} = 7700 \text{ KJ/mol}$, $E_{i,4} = 11.000 \text{ KJ/mol}$
- Το ευγενές αέριο Θ έχει ατομικό αριθμό Z. Το στοιχείο K της 16ης ομάδας του περιοδικού πίνακα έχει ατομικό αριθμό $Z_1 = Z + 6$, ενώ το στοιχείο Λ των αλκαλικών γαιών έχει ατομικό αριθμό $Z_2 = Z_1 + 22$.
- Το στοιχείο M βρίσκεται στην ίδια περίοδο με το 3ο αλογόνο και το άθροισμα spin όλων των ηλεκτρονίων του είναι ίσο με 3.
- Το στοιχείο N σχηματίζει σύμπλοκα ιόντα και έγχρωμες ενώσεις. Βρίσκεται στην 1η σειρά των στοιχείων μετάπτωσης και έχει 4 μονήρη ηλεκτρόνια στη θεμελιώδη κατάσταση.
- Το στοιχείο Π βρίσκεται στην ίδια περίοδο με το 3ο ευγενές αέριο και έχει τη δεύτερη μεγαλύτερη $E_{i,1}$ από όλα τα στοιχεία της περιόδου του.

- α)** Να βρείτε τους ατομικούς αριθμούς των στοιχείων Α, Β, Γ, Δ, Ε, Θ, Κ, Λ, Μ, Ν, Π.
- β)** Ποιο από τα στοιχεία Α, Β, Γ, Δ, Ε, Θ, Κ, Λ, Μ, Ν, Π έχει μεγαλύτερη $E_{i,1}$ και ποιο την μεγαλύτερη ατομική ακτίνα.
- γ)** Να συγκρίνετε το μέγεθος των ιόντων E^{2+} και K^{2-} και την $E_{i,1}$ των στοιχείων Ε και Λ.
- δ)** Να υπολογίσετε την ενέργεια που απαιτείται για την απομάκρυνση ενός ηλεκτρονίου από ένα άτομο του στοιχείου Ε και την ενέργεια που απαιτείται για την μετατροπή 0,1 mol ατόμων του στοιχείου Ε σε ιόντα E^{2+} στην αέρια φάση.
- ε)** Το ηλεκτρόνιο του στοιχείου Α απορροφώντας την κατάλληλη ενέργεια συχνότητας F_1 μεταπηδά από την θεμελιώδη κατάσταση στην ενεργειακή στάθμη με $n = 3$. Σε ελάχιστο χρονικό διάστημα εκπέμποντας την κατάλληλη ενέργεια συχνότητας F_2 βρίσκεται στην ενεργειακή στάθμη με $n = 2$. Να βρείτε τον λόγο των συχνοτήτων $\frac{F_1}{F_2}$.
- στ)** Να γράψετε την ηλεκτρονιακή δομή του ιόντος N^{2+} και του ιόντος N^{3+} και να εξηγήσετε ποια από τα δύο ιόντα είναι σταθερότερο.
- ζ)** Να γράψετε τις αντιδράσεις του οξειδίου του Λ με H_2O και με H_2SO_4 και του οξειδίου KO_3 (ανυδριτής του H_2KO_4) με υδατικό διάλυμα $NaOH$.
- η)** Πόσα ηλεκτρόνια του στοιχείου Μ έχουν $m_l = 0$ και πόσα ηλεκτρόνια του στοιχείου Λ έχουν $m_l = 1$ και $m_s = +\frac{1}{2}$.
- θ)** Σε ποιες ομάδες και σε ποιο τομέα του περιοδικού πίνακα ανήκουν τα στοιχεία Μ και Ν.
- ι)** Σε δοχείο σταθερού όγκου 10lt περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 0,8mol KO_3 , 0,8 mol KO_2 και 0,2 mol O_2 σε θερμοκρασία $327^\circ C$ σύμφωνα με τη χημική εξίσωση $2KO_{3(g)} \rightleftharpoons 2KO_{2(g)} + O_{2(g)}$
- Θερμαίνουμε το μίγμα στους $527^\circ C$ οπότε μετά την αποκατάσταση της νέας χημικής ισορροπίας η ολική πίεση των αερίων ισορροπίας είναι 13,12atm.
- 1)** Να εξετάσετε αν η διάσπαση του οξειδίου KO_3 είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.
- 2)** Να υπολογίσετε τη σύσταση του μίγματος ισορροπίας στους $527^\circ C$.

- 3) Να βρείτε τον λόγο $\frac{K_c}{K'_c}$ των σταθερών ισορροπίας K_c στους 327°C και K'_c στους 527°C.

Θέμα 60

- α)** ${}_1\text{A}, {}_2\text{B}, {}_3\text{Γ}, {}_4\text{Δ}, {}_{20}\text{E}, {}_{10}\text{Θ}, {}_{16}\text{K}, {}_{38}\text{Λ}, {}_{24}\text{M}, {}_{26}\text{N}, {}_{17}\text{Π}$
- β)** Μεγαλύτερη $E_{i,1}$ έχει το ${}_2\text{B}$ και μεγαλύτερη ατομική ακτίνα έχει το ${}_{38}\text{Λ}$.
- γ)** ${}_{20}\text{E}^{2+} < {}_{16}\text{K}^{2-}$ και για τις $E_{i,1}$ ισχύει: ${}_{38}\text{Λ} < {}_{20}\text{E}$.
- δ)** $\frac{740}{N_A} \text{ KJ}$ και 219 KJ
- ε)** $\frac{F_1}{F_2} = \frac{32}{5}$
- στ)** Σταθερότερο είναι το ιόν ${}_{26}\text{N}^{3+}$ αφού η δομή $3d^5$ είναι αυξημένης σταθερότητας.
- ζ)** $\text{ΛO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Λ(OH)}_2$
 $\text{ΛO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ΛSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{KO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{KO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- η)** $m_\ell = 0$ έχουν 12 ηλεκτρόνια (ένα τροχιακό σε κάθε υποστιβάδα) του στοιχείου Μ.
 $m_\ell = 1$ έχει ένα τροχιακό σε κάθε p και κάθε d υποστιβάδα του στοιχείου Λ.
 Επειδή $m_s = +\frac{1}{2}$ τελικά 4 ηλεκτρόνια.
- ι)** **1)** Ενδόθερμη διότι με αύξηση θερμοκρασίας αυξάνουν τα ολικά mol, οπότε η ισορροπία μετατοπίζεται δεξιά.
2) $0,4 \text{ mol KO}_3, 1,2 \text{ mol KO}_2, 0,4 \text{ mol O}_2$
3) $\frac{K_c}{K'_c} = \frac{1}{18}$