

Τα βιβλία των Εκδόσεων Πουκαμισάς συμπυκνώνουν την πολύχρονη διδακτική εμπειρία των συγγραφέων μας και αποτελούν το βασικό εκπαιδευτικό υλικό που χρησιμοποιούν οι μαθητές των φροντιστηρίων μας. Μέσα από τη διαρκή τους αξιοποίηση στις τάξεις μας διασφαλίζουμε τον εμπλουτισμό τους, τη συνεχή τους βελτίωση και την επιστημονική τους αρτιότητα, καθιστώντας τα βιβλία των Εκδόσεών μας εγγύηση για την επιτυχία των μαθητών.



εκδόσεις

ΠΟΥΚΑΜΙΣΑΣ

ΤΑ **ΒΙΒΛΙΑ** ΤΩΝ **ΕΠΙΤΥΧΙΩΝ**

ΣΤΕΦΑΝΟΣ ΓΕΡΟΝΤΟΠΟΥΛΟΣ
ΜΙΧΑΛΗΣ ΓΚΕΚΟΣ
ΔΡ. ΜΑΡΙΝΟΣ ΙΩΑΝΝΟΥ

ΑΝΟΡΓΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ

Γ' Λυκείου Θετικών Σπουδών &
Σπουδών Υγείας

Α' ΤΟΜΟΣ



εκδόσεις
ΠΟΥΚΑΜΙΣΑΣ

Κάθε αντίτυπο φέρει την υπογραφή ενός εκ των συγγραφέων

Σειρά: ΓΕΝΙΚΟ ΛΥΚΕΙΟ | Γ' Λυκείου Θετικών Σπουδών & Σπουδών Υγείας
Ανόργανη Χημεία Γ' Λυκείου, α' τόμος
Στέφανος Γεροντόπουλος, Μιχάλης Γκέκος, Μαρίνος Ιωάννου
ISBN: 978-618-5325-08-4
SET: 978-618-5325-10-7

Επιμέλεια κειμένου: Γεωργία Κουτσούγερα, Χαρά Παπαδοπούλου
Στοιχειοθεσία-σελιδοποίηση: Γεωργία Λαμπροπούλου, Μαλβίνα Κότο
Σχεδιασμός εξωφύλλου: Αλέξανδρος Γιαννακούλιας
Υπεύθυνη έκδοσης: Μαλβίνα Κότο

Copyright 2018 © ΕΚΔΟΣΕΙΣ ΠΟΥΚΑΜΙΣΑΣ, Στέφανος Γεροντόπουλος, Μιχάλης Γκέκος, Μαρίνος Ιωάννου για την ελληνική γλώσσα σε όλο τον κόσμο

Εικόνες: commons.wikimedia.org, wikiwand.com, en.wikipedia.org, freepik.com

Κυκλοφορία έκδοσης: Ιούλιος 2019

Επικοινωνία με συγγραφείς: Στέφανος Γεροντόπουλος – sgeros71@gmail.com
Μιχάλης Γκέκος – mgekos@yahoo.gr
Μαρίνος Ιωάννου – ioannoupir@gmail.com

Απαγορεύεται η με οποιονδήποτε τρόπο, μέσο και μέθοδο αναδημοσίευση, αναπαραγωγή, μετάφραση, διασκευή, θέση σε κυκλοφορία, παρουσίαση, διανομή και η εν γένει πάσης φύσεως χρήση και εκμετάλλευση του παρόντος έργου στο σύνολό του ή τμηματικά, καθώς και της ολικής αισθητικής εμφάνισης του βιβλίου (στοιχειοθεσίας, σελιδοποίησης κ.λπ.) και του εξωφύλλου του, σύμφωνα με τις διατάξεις της υπάρχουσας νομοθεσίας περί προστασίας πνευματικής ιδιοκτησίας και των συγγενικών δικαιωμάτων περιλαμβανομένων και των σχετικών διεθνών συμβάσεων.

Αριθμός έκδοσης: 2η | Αριθμός αντιτύπων: 1000



Λ. Βουλιαγμένης 46 & Αλεξίουπόλεως, ΤΚ 164 52 Αργυρούπολη
Τ. 210 4112507 | www.ekdoseispoukamisas.gr | info@ekdoseispoukamisas.gr

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

Το κεφάλαιο οξειδοαναγωγή θα συμπεριληφθεί στον β' τόμο, ο οποίος θα κυκλοφορήσει το φθινόπωρο του 2019.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 1: ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ – ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ – ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

1.1 Διαμοριακές δυνάμεις	11
1.2 Καταστάσεις της ύλης – Ιδιότητες υγρών – Τάσεις ατμών	31
1.3 Προσθετικές ιδιότητες – Ώσμωση και ωσμωτική πίεση	41

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2: ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

2.1 Θερμοχημεία	67
2.2 Νόμοι θερμοχημείας	85

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3: ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

3.1 Χημική κινητική και ταχύτητα αντίδρασης	105
3.2 Παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα μιας αντίδρασης – Καταλύτες	139
3.3 Νόμος ταχύτητας – Μηχανισμός αντίδρασης	165

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 4: ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

4.1 Χημική ισορροπία και απόδοση αντίδρασης	195
4.2 Παράγοντες χημικής ισορροπίας – Η αρχή Le Chatelier – Σταθερά χημικής ισορροπίας (K_c)	228
Επαναληπτικές ασκήσεις για λύση	315

ΠΑΡΑΡΤΗΜΑ

Περιοδικός πίνακας	325
Πίνακας σχετικών ατομικών μαζών	326
Βιβλιογραφία	327

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 1

ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ
ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ
ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

1.1 ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Εισαγωγή

Χημικοί δεσμοί είναι οι ελκτικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ των δομικών σωματιδίων της ύλης και οδηγούν στον σχηματισμό ενός σταθερού και καθορισμένου σώματος.

Οι χημικοί δεσμοί διακρίνονται στους **ενδομοριακούς** και στους **διαμοριακούς**.

Ενδομοριακοί δεσμοί είναι οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των ατόμων εντός των μορίων και των πολυατομικών ιόντων.

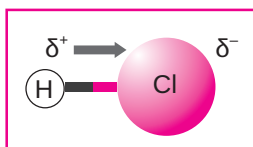
Διαμοριακοί δεσμοί είναι οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των μορίων.

Στους διαμοριακούς δεσμούς ανήκουν:

- i. **οι δυνάμεις van der Waals** που διακρίνονται:
 - στις δυνάμεις μεταξύ μόνιμων δίπολων μορίων,
 - στις δυνάμεις διασποράς (London), δηλαδή τις δυνάμεις μεταξύ στιγμιαίων δίπολων μορίων που εμφανίζονται και σε δίπολα αλλά και σε μη πολικά μόρια,
- ii. **οι δεσμοί ιόντων-δίπολων μορίων** (οι οποίοι δεν είναι καθαρά διαμοριακοί δεσμοί),
- iii. **ο δεσμός υδρογόνου**, που αποτελεί ειδική περίπτωση δυνάμεων διπόλου-διπόλου.

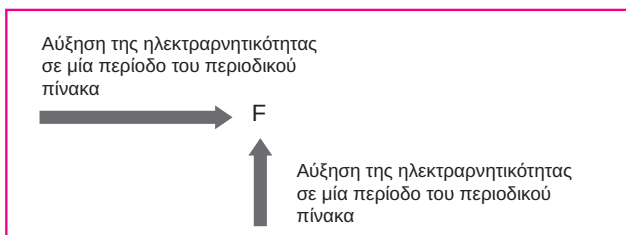
1. Τι ονομάζουμε ηλεκτραρνητικότητα;

Ηλεκτραρνητικότητα είναι η τάση ενός στοιχείου να έλκει προς το μέρος του το ζεύγος των ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού που σχηματίζει, με αποτέλεσμα τη δημιουργία φορτίου δ^- σε αυτό και δ^+ στο άλλο άτομο όπως φαίνεται στο επόμενο σχήμα 1:



Σχήμα 1: Πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός

Η ηλεκτραρνητικότητα αυξάνει κατά μήκος μίας περιόδου του περιοδικού πίνακα από τα αριστερά προς τα δεξιά και κατά μήκος μίας ομάδας από κάτω προς τα πάνω όπως φαίνεται και στο σχήμα 2:



Σχήμα 2: Μεταβολή της ηλεκτραρνητικότητας σε μία ομάδα και σε μία περίοδο του περιοδικού πίνακα

Δομικά σωματίδια της ύλης είναι τα **άτομα**, τα **μόρια** και τα **ιόντα**.

Η σειρά ισχύος των δεσμών είναι: ενδομοριακοί > δεσμός H > δυνάμεις van der Waals.

Σειρά ηλεκτραρνητικότητας:
 $F > O > N, Cl > Br > S, I, C > P > H$

2. Με βάση τη διαφορά ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ δύο ατόμων, τι χαρακτηρία μπορεί να έχει ο δεσμός, μεταξύ τους;

Ο δεσμός, μεταξύ τους, μπορεί να είναι:

- Ομοιοπολικός μη πολωμένος όταν δεν υπάρχει διαφορά ηλεκτραρνητικότητας όπως, για παράδειγμα, στο μόριο του Cl_2 .
- Πολωμένος ομοιοπολικός όταν υπάρχει μικρή διαφορά ηλεκτραρνητικότητας όπως, για παράδειγμα, στο μόριο του HCl .
- Ιοντικός όταν υπάρχει πολύ μεγάλη διαφορά ηλεκτραρνητικότητας.

3. Τι γνωρίζετε για τη διπολική ροπή;

Η διπολική ροπή είναι ένα διανυσματικό μέγεθος, με συμβατική φορά από το θετικό προς το αρνητικό τμήμα του διπόλου, που μας δίνει ένα μέτρο της πολικότητας ενός μορίου. Δίνεται από τον τύπο:

$$\mu = q \cdot r$$

Όπου:

μ : η διπολική ροπή

q : το φορτίο δ^+ ή δ^-

r : η απόσταση μεταξύ των φορτίων.

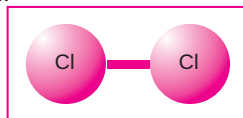
Η διπολική ροπή έχει μονάδες $\text{Cb} \cdot \text{m}$.

4. Πότε ένα μόριο εμφανίζεται ως δίπολο και πότε όχι;

Μη πολικά μόρια είναι τα μόρια που αποτελούνται από όμοια άτομα ή μόρια στα οποία οι αναπτυσσόμενες διπολικές ροπές εξουδετερώνονται λόγω γεωμετρίας.

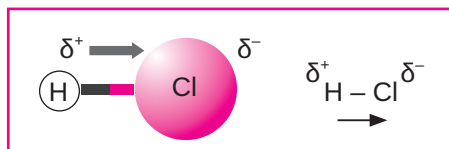
Πολικά μόρια είναι τα μόρια που απαρτίζονται από διαφορετικά άτομα και στα οποία η συνισταμένη τους διπολική ροπή είναι διάφορη του μηδενός. Έτσι:

- Τα διατομικά μόρια που αποτελούνται από ίδια άτομα, όπως το Cl_2 , είναι μη πολικά.



Σχήμα 3: Το Cl_2 είναι μη πολικό μόριο.

- Τα διατομικά μόρια που αποτελούνται από διαφορετικά άτομα, όπως το HCl , είναι πολικά.

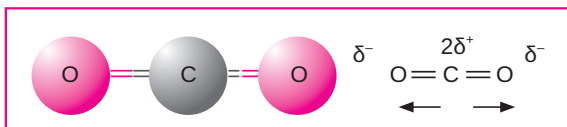


Σχήμα 4: Το HCl είναι πολικό μόριο.

- Στα μόρια που αποτελούνται από δύο ή περισσότερα είδη ατόμων και περιέχουν τρία ή περισσότερα άτομα, υπάρχει πιθανότητα η γεωμετρία του μορίου να είναι τέτοια ώστε οι αναπτυσσόμενες δι-

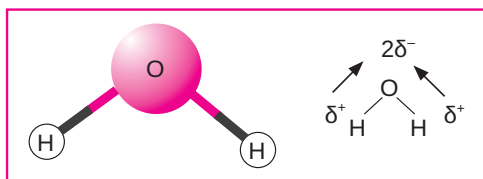
Όσο μεγαλύτερη διαφορά ηλεκτραρνητικότητας έχουν τα άτομα που συμμετέχουν στην κατασκευή του μορίου, τόσο περισσότερο μετατοπισμένο είναι το δεσμικό ζεύγος των ηλεκτρονίων προς το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο του δεσμού με αποτέλεσμα να αναπτύσσεται μεγάλη διπολική ροπή.

πολικές ροπές να εξουδετερώνονται με αποτέλεσμα τα μόρια να εμφανίζονται ως μη δίπολα. Παράδειγμα τέτοιου μορίου είναι το CO_2 το οποίο αν και έχει δύο πολωμένους ομοιοπολικούς δεσμούς δεν εμφανίζει πολικότητα γιατί αυτοί είναι συμμετρικά τοποθετημένοι στον χώρο ως προς το άτομο του άνθρακα, με αποτέλεσμα οι αναπτυσσόμενες διπολικές ροπές να εξουδετερώνονται:



Σχήμα 5: Το CO_2 είναι μη πολικό μόριο λόγω γεωμετρίας.

- Τα μόρια που αποτελούνται από δύο ή περισσότερα είδη ατόμων και περιέχουν τρία ή περισσότερα άτομα και η γεωμετρία του μορίου τους είναι τέτοια ώστε οι αναπτυσσόμενες διπολικές ροπές να μην εξουδετερώνονται εμφανίζονται ως δίπολα. Παράδειγμα τέτοιου μορίου είναι το H_2O .



Σχήμα 6: Το H_2O είναι πολικό μόριο λόγω γεωμετρίας.

Η παραπάνω κατάταξη φαίνεται συνοπτικά στο σχήμα 7:

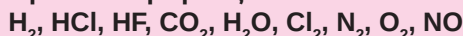
ΜΟΡΙΑ	
ΜΗ ΠΟΛΙΚΑ	ΠΟΛΙΚΑ
<p>Μόρια που αποτελούνται από όμοια άτομα ή μόρια στα οποία οι αναπτυσσόμενες διπολικές ροπές εξουδετερώνονται λόγω γεωμετρίας.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Cl_2: μη πολικό γιατί αποτελείται από ίδια άτομα. 	<p>Μόρια που αποτελούνται από διαφορετικά άτομα ή μόρια στα οποία οι αναπτυσσόμενες διπολικές ροπές δεν εξουδετερώνονται λόγω γεωμετρίας.</p> <ul style="list-style-type: none"> • HCl: πολικό γιατί αποτελείται από διαφορετικά άτομα.
<ul style="list-style-type: none"> • CCl_4: μη πολικό γιατί οι αναπτυσσόμενες διπολικές ροπές εξουδετερώνονται λόγω γεωμετρίας. 	<ul style="list-style-type: none"> • H_2O: πολικό γιατί αποτελείται από διαφορετικά άτομα και οι αναπτυσσόμενες διπολικές ροπές δεν εξουδετερώνονται λόγω γεωμετρίας.

Σχήμα 7: Κατάταξη των μορίων σε πολικά και μη πολικά

Μη πολικά μόρια λόγω γεωμετρίας είναι το CO_2 , CCl_4 , CH_4 , CBr_4 , αλκάνια, αιθέρες...

Εφαρμογή 1

Ποια μόρια από τα παρακάτω είναι πολικά και ποια όχι; Εξηγήστε την απάντησή σας.

**Λύση**

Πολικά μόρια είναι τα HCl, HF, H₂O, NO γιατί απαρτίζονται από διαφορετικά άτομα και η συνισταμένη διπολική ροπή είναι διάφορη του μηδενός.

Μη πολικά μόρια είναι τα H₂, Cl₂, N₂ και O₂ γιατί αποτελούνται από όμοια άτομα, καθώς και το CO₂, γιατί παρόλο που αποτελείται από διαφορετικά άτομα, οι αναπτυσσόμενες διπολικές ροπές εξουδετερώνονται λόγω γεωμετρίας.

5. Τι ονομάζουμε διαμοριακές δυνάμεις; Τι καθορίζουν; Ποιες κατηγορίες διαμοριακών δυνάμεων γνωρίζετε;

Λύση

Διαμοριακές δυνάμεις ονομάζουμε, όπως ήδη γνωρίζουμε, τις δυνάμεις που αναπτύσσονται ανάμεσα σε μόρια ή σε μόρια και ιόντα. Οι διαμοριακές δυνάμεις είναι ηλεκτροστατικής φύσεως, ασθενέστερες από τις ενδομοριακές και οφείλονται στην πολικότητα που εμφανίζουν τα μόρια των ομοιοπολικών ενώσεων. Οι διαμοριακές δυνάμεις καθορίζουν τις φυσικές σταθερές, όπως το σημείο βρασμού, το σημείο πήξης και τη διαλυτότητα των ομοιοπολικών ενώσεων.

Οι κατηγορίες των διαμοριακών δυνάμεων είναι οι εξής:

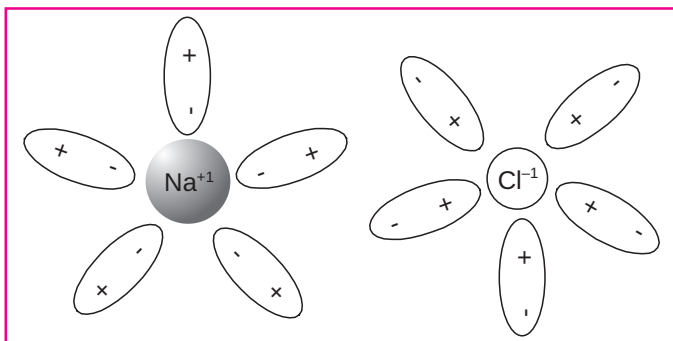
- i.** Δυνάμεις ιόντος-διπόλου
- ii.** Δυνάμεις διπόλου-διπόλου
- iii.** Δυνάμεις διπόλου-επαγόμενου διπόλου
- iv.** Δυνάμεις διασποράς (Δυνάμεις London)
- v.** Δεσμός υδρογόνου

6. Τι ξέρετε για τις δυνάμεις ιόντος-διπόλου;

Οι δυνάμεις ιόντος-διπόλου αναπτύσσονται μεταξύ ενός ιόντος και ενός πολικού μορίου και είναι αρκετά ισχυρές (περίπου το 1/100 της ισχύος του ετεροπολικού δεσμού). Όσο πιο πολικό είναι το μόριο, τόσο πιο ισχυρή είναι η ελκτική δύναμη που αναπτύσσεται. Σημαντικό ρόλο στην ισχύ των δυνάμεων αυτών έχει τόσο το φορτίο του ιόντος όσο και το μέγεθός του, καθώς και το μέγεθος του δίπολου μορίου.

Τα ιόντα είναι φορτισμένα σωματίδια που δεν μπορούν να υπάρξουν ελεύθερα στη φύση. Κατά τη διάλυση μιας ιοντικής ένωσης στο νερό καταστρέφεται το κρυσταλλικό πλέγμα, με αποτέλεσμα τα ιόντα να απελευθερώνονται στο διάλυμα. Τα ιόντα δημιουργούν γύρω τους στοιχειώδη ηλεκτρικά πεδία, στα οποία μπορούν να προσανατολιστούν μικρά πολικά μόρια, όπως τα μόρια του

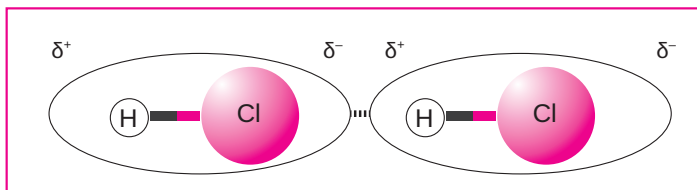
νερού και της αμμωνίας. Τέτοιου είδους δυνάμεις αναπτύσσονται κατά τη διάλυση χλωριούχου νατρίου στο νερό (σχήμα 8).



Σχήμα 8: Δυνάμεις ιόντος-διπόλου

7. Τι ξέρετε για τις δυνάμεις διπόλου-διπόλου;

Οι δυνάμεις διπόλου-διπόλου αναπτύσσονται μεταξύ των δίπολων μορίων (μόνιμα δίπολα) μίας πολικής ένωσης, όπως για παράδειγμα, στο HCl (σχήμα 9).



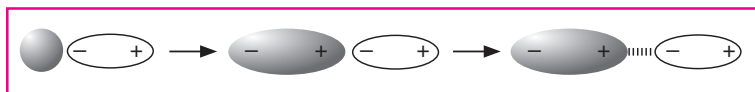
Σχήμα 9: Δυνάμεις διπόλου-διπόλου

Όσο ισχυρότερες είναι αυτές οι δυνάμεις τόσο υψηλότερο θα είναι το σημείο ζέσης της ένωσης.

Η ισχύς των δεσμών αυτών εξαρτάται κυρίως από το μέγεθος της πόλωσης του μορίου, δηλαδή από τη διπολική ροπή. Όσο μεγαλύτερη η πόλωση τόσο μεγαλύτερη είναι η ισχύς τους.

8. Τι ξέρετε για τις δυνάμεις διπόλου-επαγόμενου διπόλου;

Οι δυνάμεις διπόλου-επαγόμενου διπόλου αναπτύσσονται μεταξύ ενός διπόλου και ενός επαγόμενου διπόλου, όπως για παράδειγμα, μεταξύ των μορίων H₂O και I₂ (σχήμα 10).

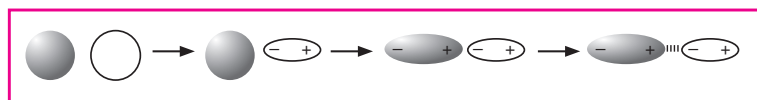


Σχήμα 10: Δυνάμεις διπόλου-επαγόμενου διπόλου

Ένα δίπολο μόριο που περιβάλλεται από μη πολικά έχει τη δυνατότητα επενεργώντας σε αυτά να τους προκαλέσει πόλωση. Το αποτέλεσμα είναι να σχηματίζονται δίπολα από επαγωγή.

9. Τι ξέρετε για τις δυνάμεις διασποράς (Δυνάμεις London);

Είναι προφανές πως ανάμεσα σε μη πολικά μόρια δεν θα μπορούσαν να αναπτυχθούν δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως. Έχει παρατηρηθεί όμως πως ακόμα και σε τέτοια μόρια αναπτύσσονται ελκτικές δυνάμεις αν και είναι πράγματι ασθενέστατες. Αυτό συμβαίνει, σύμφωνα με τον Γερμανό φυσικό Fritz London γιατί, ενώ γενικά τα ηλεκτρόνια βρίσκονται συμμετρικά γύρω από τους πυρήνες των ατόμων, στιγμιαία μπορεί να βρεθούν στη μία άκρη του μορίου, φορτίζοντάς την αρνητικά, με αποτέλεσμα να μετατρέπεται αυτό στιγμιαία σε δίπολο και να αναπτύσσονται ασθενείς έλξεις με άλλα γειτονικά, επίσης στιγμιαία δίπολα (σχήμα 11). Αυτές οι ασθενείς ελκτικές δυνάμεις μεταξύ στιγμιαίων διπόλων ονομάζονται «Δυνάμεις διασποράς» ή «Δυνάμεις London».



Σχήμα 11: Δυνάμεις επαγόμενου διπόλου-επαγόμενου διπόλου

Γενικά ισχύει ότι όσο αυξάνει η σχετική μοριακή μάζα μίας ένωσης τόσο αυξάνει και το σημείο ζέσης της και το αντίστροφο.

Η ισχύς των διαμοριακών αυτών δεσμών εξαρτάται από:

- τη σχετική μοριακή μάζα (M_r). Όσο μεγαλύτερη είναι η σχετική μοριακή μάζα του μορίου, τόσο ευκολότερα διαταράσσεται η συμμετρική κατανομή των ηλεκτρονίων του και τόσο ισχυρότερες ελκτικές δυνάμεις αναπτύσσονται μεταξύ των στιγμιαίων διπόλων.
- το σχήμα των μορίων. Τα ευθύγραμμα μη πολωμένα μόρια εμφανίζουν ισχυρότερες δυνάμεις London, σε αντίθεση με σφαιρικά και διακλαδισμένα μόρια, γιατί μπορούν να πλησιάσουν περισσότερο μεταξύ τους και έτσι αναπτύσσονται ισχυρότερες ελκτικές δυνάμεις. Για παράδειγμα, στο πεντάνιο έχουμε ισχυρότερες δυνάμεις London από ό,τι στο διμέθυλο προπάνιο, παρόλο που έχουν το ίδιο M_r .

Γενικά πάντως οι δεσμοί London εμφανίζονται ανάμεσα σε όλα τα μόρια, είτε αυτά είναι πολωμένα είτε όχι.

Εφαρμογή 2

Το σημείο βρασμού του NO είναι 121,39 K, ενώ του O₂ είναι 90,19 K. Γιατί υπάρχει αυτή η διαφορά στα σημεία βρασμού τους;

[Δίνονται: $A_r(\text{N}) = 14$, $A_r(\text{O}) = 16$]

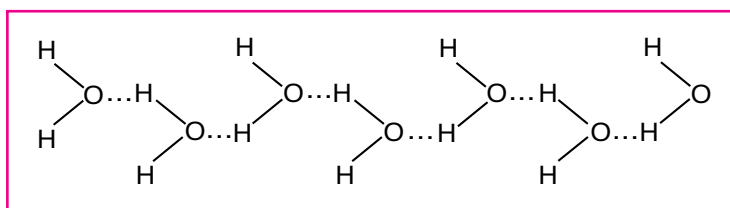
Λύση

Τα μόρια αυτά έχουν παραπλήσιες σχετικές μοριακές μάζες και συγκεκριμένα $M_r(\text{NO}) = 30$ και $M_r(\text{O}_2) = 32$, που σημαίνει ότι οι δυνάμεις London που αναπτύσσονται έχουν παρόμοια ισχύ. Όμως το NO είναι πολικό μόριο και εμφανίζει και δυνάμεις διπόλου-διπόλου, σε αντίθεση με το μη πολικό O₂. Άρα οι διαμοριακές δυνάμεις ανάμεσα στα μόρια του NO είναι ισχυρότερες και γι' αυτό το NO έχει υψηλότερο σημείο βρασμού.

10. Τι ξέρετε για τον δεσμό υδρογόνου; Δώστε παράδειγμα.

Ο δεσμός υδρογόνου ή γέφυρα υδρογόνου αποτελεί μία ειδική περίπτωση δεσμού διπλόου-διπλόου και αναπτύσσεται μεταξύ των μορίων μίας υδρογονούχας ένωσης, στα οποία το υδρογόνο είναι ενωμένο με ένα ηλεκτραρνητικό άτομο, όπως για παράδειγμα, F, O και N.

Το μικρού μεγέθους ηλεκτραρνητικό στοιχείο ασκεί ισχυρή έλξη στο ζεύγος ηλεκτρονίων του δεσμού, το μετατοπίζει προς το μέρος του και έτσι αφήνει το άτομο του H σχεδόν «γυμνό» από ηλεκτρόνια, ως $H^{\delta+}$. Το $H^{\delta+}$, με τη σειρά του, έλκει ισχυρά με δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης το αρνητικά φορτισμένο μέρος (F, N, O) ενός διπλανού μορίου, ίδιου ή διαφορετικού είδους και έτσι δημιουργείται ένας διαμοριακός δεσμός. Ο δεσμός H συμβολίζεται με τρεις τελείες «...». Η ισχύς του φθάνει το 10% ενός ομοιοπολικού δεσμού. Χαρακτηριστικό παράδειγμα της ύπαρξης αυτών των δεσμών είναι το νερό (σχήμα 10).



Σχήμα 12: Δεσμός Υδρογόνου στο νερό

Η ύπαρξη του δεσμού H καθορίζει πολλές από τις ιδιότητες των ενώσεων και συγκεκριμένα:

- Δικαιολογεί το υψηλό σημείο βρασμού που παρουσιάζουν τα πρώτα μέλη των υδριδίων των ομάδων V_A , VI_A , VII_A του περιοδικού πίνακα, που εμφανίζουν δεσμούς υδρογόνου, σε αντίθεση με τα υπόλοιπα μέλη που έχουν μεγαλύτερες σχετικές μοριακές μάζες (M_r).

Ομάδα V_A	Σ.Ζ. (°C)	Ομάδα VI_A	Σ.Ζ. (°C)	Ομάδα VII_A	Σ.Ζ. (°C)
NH_3	-33	H_2O	100	HF	20
PH_3	-88	H_2S	-61	HCl	-85
AsH_3	-55	H_2Se	-41	HBr	-67

Οι ενώσεις με δεσμούς υδρογόνου έχουν αυξημένο σημείο βρασμού γιατί οι δεσμοί υδρογόνου είναι ισχυροί δεσμοί ηλεκτροστατικής φύσης και συγκρατούν τα μόρια σε κοντινές αποστάσεις. Για να βράσει ένα σώμα, πρέπει να καταναλωθεί ενέργεια για τη διάσπαση των δεσμών υδρογόνου και κατόπιν για να αποκτήσουν τα μόρια την απαραίτητη κινητική ενέργεια, ώστε να περάσουν στην αέρια φάση.

- Εξηγεί πολλές από τις ιδιότητές του H_2O , όπως για παράδειγμα το υψηλό σημείο βρασμού του, την κρυσταλλική δομή του πάγου και την αύξηση της πυκνότητάς του από 0 έως 4 °C (στους 4 °C εμφανίζει τη μεγαλύτερη πυκνότητα η οποία είναι 1 g/mL).

Ο δεσμός υδρογόνου οφείλεται στην πολύ απλή δομή του ατόμου του, η οποία συνεταιγεται μικρό βάρος και μικρό μέγεθος. Μικρό βάρος σημαίνει μεγάλη ευκινησία. Μικρό μέγεθος σημαίνει μεγάλη διεισδυτικότητα.

Όταν επίσης απομακρυνθεί αρκετά το μοναδικό e του H, το $H^{\delta+}$ λόγω της απουσίας άλλων ηλεκτρονίων προσεγγίζει εύκολα τα αρνητικά φορτία, επιπλέον δε, λόγω του μικρού του μεγέθους, δημιουργεί ισχυρότατο πεδίο, αναπτύσσοντας ισχυρές ελκτικές δυνάμεις.

Σε μορφή πάγου τα μόρια του νερού έχουν τον μέγιστο αριθμό δεσμών υδρογόνου. Έτσι η πυκνότητα του πάγου είναι μικρότερη από την πυκνότητα του νερού, γι' αυτό και ο πάγος επιπλέει, δρώντας θερμομονωτικά στις παγωμένες θάλασσες και λίμνες, διατηρώντας το νερό κάτω από αυτόν σε σχετικά υψηλές θερμοκρασίες. Έτσι διατηρείται η ζωή κάτω από τον πάγο.

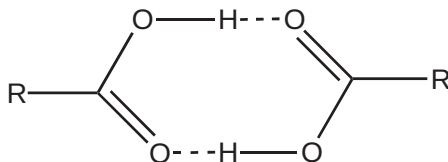
Ο δεσμός υδρογόνου σε ορισμένες πρωτεΐνες και σε ορισμένες πολυσθενείς αλκοόλες αναπτύσσεται και ενδομοριακά.

Η ζωή στη Γη, τουλάχιστον με τη σημερινή της μορφή, χωρίς τον δεσμό υδρογόνου θα ήταν αδιανόητη διότι:

$Mr(H_2O) = 18 < Mr(H_2S) = 34$
οπότε:

$\Sigma.Z. (H_2O) < \Sigma.Z. (H_2S) = -61^\circ C$
με αποτέλεσμα το νερό να είχε σημείο ζέσης αρκετά μικρότερο από τους $-61^\circ C$ πιθανότατα γύρω στους $-100^\circ C$ άρα θα ήταν αέριο και ουσιαστικά δεν θα υπήρχε το H_2O στην υγρή κατάσταση, σημείο αναφοράς για τη ζωή όπως τη γνωρίζουμε σήμερα...

- iii. Εξηγεί τα υψηλά σημεία ζέσης που παρουσιάζουν τα κατώτερα μέλη των αλκοολών ($R-OH$) σε σύγκριση με τους αιθέρες ($R-O-R'$) με ίδια ή παραπλήσια μοριακή μάζα.
- iv. Διαδραματίζει ρόλο στη σύνδεση βιολογικών μορίων μεταξύ τους. Καθορίζει έμμεσα τα σχήματα αυτών των μορίων, όπως του DNA και των πρωτεϊνών. Επίσης παίζει πολύ σημαντικό ρόλο στη δράση των ενζύμων και των ιών, καθώς και στη μεταβίβαση των κληρονομικών χαρακτηριστικών.
- v. Εξηγεί τον ασθενή όξινο χαρακτήρα του υδροφθόριου HF, ο οποίος έρχεται σε αντίθεση με τα υπόλοιπα υδραλογόνα που είναι ισχυρά οξέα. Τα μόρια του HF παθαίνουν σύζευξη, λόγω των ισχυρών δεσμών υδρογόνου που αναπτύσσονται μεταξύ τους και γι' αυτό η μοριακή μάζα που υπολογίζεται ανταποκρίνεται στον τύπο $(HF)_n$ με $n = 2 - 8$.
- vi. Εξηγεί τη μεγάλη αντοχή του νάιλον, η οποία οφείλεται στον σχηματισμό διαμοριακών δεσμών H στο πολυμερές.
- vii. Δικαιολογεί γιατί το CH_3COOH εμφανίζει πειραματικά μοριακό βάρος 120, αντί 60 που είναι το θεωρητικά υπολογιζόμενο. Ουσιαστικά έχουμε διμερισμό λόγω των δεσμών H, όπως φαίνεται στον ακόλουθο τύπο:



11. Ποια θα ήταν η φυσική κατάσταση του νερού εάν δεν υπήρχαν οι δεσμοί υδρογόνου; Ποιο θα ήταν το σημείο ζέσης του τότε;

Το νερό, εάν δεν υπήρχαν οι δεσμοί υδρογόνου, θα ήταν σε θερμοκρασία δωματίου αέριο, λόγω της μικρής σχετικής μοριακής μάζας του (M_r) και θα είχε σημείο ζέσης $-100^\circ C$.

12. Γιατί η αιθανόλη (CH_3CH_2OH) έχει υψηλότερο σημείο ζέσης από τον αιθέρα (CH_3OCH_3) παρόλο που έχουν την ίδια σχετική μοριακή μάζα;

Αυτό συμβαίνει επειδή σχηματίζονται δεσμοί υδρογόνου στην αλκοόλη. Στον αιθέρα δεν υπάρχει τέτοια δυνατότητα γιατί το υδρογόνο ενώνεται με άνθρακα και όχι με F, O ή N.

13. Γιατί το HF έχει υψηλότερο σημείο ζέσης από το HCl;

Αυτό συμβαίνει επειδή σχηματίζονται δεσμοί υδρογόνου στο υδροφθόριο. Στο υδροχλώριο αναπτύσσονται δεσμοί διπλού-διπλού που είναι ασθενέστεροι.

14. Γιατί το H_2O έχει υψηλότερο σημείο ζέσης από το H_2S ;

Αυτό συμβαίνει επειδή σχηματίζονται δεσμοί υδρογόνου στο νερό. Στο υδρόθειο αναπτύσσονται δεσμοί διπόλου-διπόλου που είναι ασθενέστεροι.

15. Γιατί οι ιοντικές ενώσεις παρουσιάζουν υψηλότερα σημεία ζέσης από τις ομοιοπολικές;

Επειδή οι ενδομοριακές δυνάμεις μεταξύ των μορίων των ομοιοπολικών ενώσεων είναι πολύ ασθενέστερες από τις ηλεκτροστατικής φύσεως δυνάμεις που αναπτύσσονται στο κρυσταλλικό πλέγμα των ετεροπολικών, οι τελευταίες παρουσιάζουν υψηλότερα σημεία ζέσης από τις ομοιοπολικές.

16. Πώς κατατάσσονται ως προς την ισχύ οι ενδομοριακές και διαμοριακές δυνάμεις;

Κατά αύξουσα σειρά έχουμε:

1. Δυνάμεις London
2. Δυνάμεις διπόλου-διπόλου
3. Δεσμός υδρογόνου
4. Δεσμός ιόντος-διπόλου
5. Ενδομοριακές

17. Γιατί λέμε πως τα «όμοια διαλύουν όμοια»;

Οι διαμοριακές δυνάμεις επηρεάζουν τη διαλυτότητα των χημικών ενώσεων. Για να διαλυθεί μία χημική ένωση σε ένα διαλύτη, θα πρέπει να αναπτυχθούν ισχυρότερες δυνάμεις μεταξύ της διαλυμένης ουσίας και του διαλύτη από ό,τι μεταξύ των μορίων διαλύτη – διαλύτη και διαλυμένης ουσίας – διαλυμένης ουσίας. Γι' αυτό όταν λέμε πως τα όμοια διαλύουν όμοια, εννοούμε ότι οι πολικές ενώσεις διαλύονται σε πολικούς διαλύτες (π.χ. διάλυση αιθανόλης στο νερό) και οι μη πολικές στους μη πολικούς διαλύτες (π.χ. εξάνιο σε τετραχλωράνθρακα).

Εφαρμογή 3

Ποια είδη διαμοριακών δυνάμεων ασκούνται μεταξύ των επόμενων ζευγών:
 $\text{NH}_3 - \text{H}_2\text{O}$, $\text{HF} - \text{HF}$, $\text{HBr} - \text{HBr}$, $\text{Na}^+ - \text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} - \text{HCl}$, $\text{NO} - \text{NO}$, $\text{CO}_2 - \text{CO}_2$,
 $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{S}$, $\text{Cl}_2 - \text{Cl}_2$.

Λύση

- $\text{NH}_3 - \text{H}_2\text{O}$: Επειδή και οι δύο ενώσεις έχουν υδρογόνο ενωμένο ομοιοπολικά με πολύ ηλεκτραρνητικό στοιχείο (N), εμφανίζουν δεσμούς υδρογόνου μεταξύ των μορίων τους.
- $\text{HF} - \text{HF}$: Επειδή στο HF το υδρογόνο είναι ενωμένο ομοιοπολικά με το φθόριο που είναι πολύ ηλεκτραρνητικό στοιχείο, έχουμε δεσμούς υδρογόνου.
- $\text{HBr} - \text{HBr}$: Τα μόρια του HBr είναι πολικά, άρα έχουμε δεσμό διπόλου-διπόλου.
- $\text{Na}^+ - \text{H}_2\text{O}$: Το μόριο του H_2O είναι δίπολο και έχουμε δυνάμεις ιόντος-διπόλου μορίου με το ιόν Na^+ .
- $\text{HCl} - \text{HCl}$: Το μόριο του HCl είναι πολικό άρα έχουμε δυνάμεις διπόλου-διπόλου.
- $\text{NO} - \text{NO}$: Το μόριο του NO είναι πολικό, άρα έχουμε δεσμούς διπόλου-διπόλου.
- $\text{CO}_2 - \text{CO}_2$: Το μόριο του CO_2 αν και έχει πολικούς δεσμούς δεν είναι πολικό, λόγω της γεωμετρίας του οι διπολικές ροπές των δεσμών αλληλοεξουδετερώνονται.
- $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{S}$: Το μόριο του H_2S είναι πολικό, άρα έχουμε δεσμούς διπόλου-διπόλου.
- $\text{Cl}_2 - \text{Cl}_2$: Το Cl_2 είναι μη πολικό μόριο, οπότε μεταξύ των μορίων του αναπτύσσονται δυνάμεις διασποράς London.

Εφαρμογή 4

Να καταταγούν κατά φθίνουσα σειρά τα σημεία ζέσης των παρακάτω ενώσεων: NH_3 , PH_3 , AsH_3 . Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
 [Δίνονται: $A_r(\text{N}) = 14$, $A_r(\text{P}) = 31$, $A_r(\text{As}) = 75$]

Λύση

Ισχύει η σειρά: $\Sigma.Z.(\text{NH}_3) > \Sigma.Z.(\text{AsH}_3) > \Sigma.Z.(\text{PH}_3)$

Λόγω σχηματισμού δεσμών υδρογόνου, στην αμμωνία το σημείο ζέσης της είναι το υψηλότερο. Ακολουθεί η AsH_3 λόγω μεγαλύτερης σχετικής μοριακής μάζας από την PH_3 .

Εφαρμογή 5

Να καταταγούν κατά αύξουσα σειρά τα σημεία ζέσης των παρακάτω ενώσεων: H_2O , CH_4 , Ne και KBr. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Λύση

Ισχύει η σειρά: $\Sigma.Z.(\text{Ne}) < \Sigma.Z.(\text{CH}_4) < \Sigma.Z.(\text{H}_2\text{O}) < \Sigma.Z.(\text{KBr})$

Το KBr είναι ετεροπολική (ιοντική) ένωση. Αυτό σημαίνει ότι έχει το υψηλότερο σημείο ζέσης.

Το H_2O είναι πολικό μόριο και εμφανίζει δεσμούς υδρογόνου, άρα έχει το αμέσως μικρότερο σημείο ζέσης.

Το CH_4 έχει 4 πολικούς ομοιοπολικούς δεσμούς. Ωστόσο το μόριο είναι συμμετρικό, άρα δεν εμφανίζει πολικότητα, με αποτέλεσμα να μην έχει πολύ υψηλό σημείο βρασμού.

Το Ne είναι ευγενές αέριο. Δεν έχει κανένα δεσμό και έχει συμπληρωμένη την εξωτερική στιβάδα. Άρα έχει πολύ χαμηλό σημείο βρασμού.

Εφαρμογή 6

Να καταταγούν κατά αύξουσα σειρά τα σημεία ζέσης των παρακάτω ενώσεων: Cl_2 , HCl , H_2O , NaCl . Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Λύση

Ισχύει η σειρά: $\Sigma.Z.(\text{HCl}) < \Sigma.Z.(\text{Cl}_2) < \Sigma.Z.(\text{H}_2\text{O}) < \Sigma.Z.(\text{NaCl})$

Το χαμηλότερο σημείο ζέσης το παρουσιάζει το HCl (δυνάμεις διπόλου-διπόλου), στη συνέχεια το Cl_2 (δυνάμεις διασποράς αλλά πολύ μεγαλύτερη σχετική μοριακή μάζα από το HCl), μετά το H_2O (δεσμός υδρογόνου) και τελευταίο το NaCl ως ιοντική ένωση.

Εφαρμογή 7

Να καταταγούν κατά αύξουσα σειρά τα σημεία ζέσης των παρακάτω ενώσεων: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Λύση

Ισχύει η σειρά: $\Sigma.Z.(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) < \Sigma.Z.(\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3) < \Sigma.Z.(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH})$

Και στις 3 ενώσεις σχηματίζονται δεσμοί υδρογόνου. Το χαμηλότερο σημείο ζέσης το έχει η $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ γιατί έχει τη μικρότερη σχετική μοριακή μάζα και ανάμεσα στη $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$ και στη $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, που έχουν την ίδια σχετική μοριακή μάζα, μεγαλύτερο $\Sigma.Z.$ θα έχει η $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ γιατί είναι ευθύγραμμο μόριο.

Εφαρμογή 8

Να καταταγούν κατά φθίνουσα σειρά τα σημεία ζέσης των παρακάτω ενώσεων: HF , HCl , HBr . Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

[Δίνονται: $A_r(\text{Cl}) = 35,5$, $A_r(\text{F}) = 19$, $A_r(\text{Br}) = 80$]

Λύση

Ισχύει η σειρά: $\Sigma.Z.(\text{HF}) > \Sigma.Z.(\text{HBr}) > \Sigma.Z.(\text{HCl})$

Λόγω σχηματισμού δεσμών υδρογόνου, στο HF το σημείο ζέσης του είναι το υψηλότερο. Ακολουθεί το HBr λόγω μεγαλύτερης σχετικής μοριακής μάζας από το HCl .

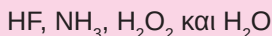
Εφαρμογή 9

Σε ποιες από τις επόμενες ανόργανες ενώσεις εμφανίζεται δεσμός υδρογόνου;

- i. H_2S ii. HBr iii. HF iv. HCl v. NH_3
 vi. H_2O_2 vii. H_2O viii. PH_3 ix. F_2

Λύση

Οι ενώσεις στις οποίες εμφανίζεται δεσμός υδρογόνου είναι οι εξής:



όπου το υδρογόνο είναι ενωμένο με ένα ηλεκτραρνητικό άτομο όπως τα F, O και N.

Εφαρμογή 10

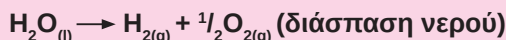
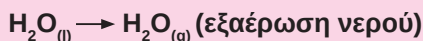
Να κατατάξετε τα σώματα NaF, HCl και HF με σειρά αυξανόμενου σημείου βρασμού.

Λύση

Στο NaF έχουμε ιοντικό δεσμό. Στο HF έχουμε διαμοριακό δεσμό υδρογόνου. Στο HCl έχουμε δεσμό διπόλων μορίων, δηλαδή δυνάμεις van der Waals. Τα σημεία βρασμού ακολουθούν τη σειρά ισχύος των δεσμών, άρα η σειρά κατ' αυξανόμενο σημείο βρασμού είναι: $\Sigma.Ζ.(\text{HCl}) < \Sigma.Ζ.(\text{HF}) < \Sigma.Ζ.(\text{NaCl})$.

Εφαρμογή 11

Δίνονται οι χημικές εξισώσεις:



Ποιοι δεσμοί διασπώνται σε κάθε περίπτωση;

Λύση

Στην εξαέρωση του νερού έχουμε απομάκρυνση των μορίων νερού μεταξύ τους, άρα διασπώνται οι διαμοριακοί δεσμοί που είναι οι δεσμοί υδρογόνου.

Στην διάσπαση του νερού έχουμε απομάκρυνση των ατόμων H και O του νερού μεταξύ τους, άρα διασπώνται ενδομοριακοί δεσμοί που είναι οι δύο ομοιοπολικοί δεσμοί του.

Εφαρμογή 12

Δίνονται τα υδρίδια της VI_A ομάδας του περιοδικού πίνακα H_2S , H_2Se , H_2Te , H_2O . Η σειρά στην ομάδα τους από πάνω προς τα κάτω είναι: O, S, Se, Te. Τα σημεία ζέσεώς τους, χωρίς να γνωρίζουμε ποιο σημείο ζέσης αντιστοιχεί σε ποιο υδρίδιο, είναι: -61°C , -4°C , 100°C , -42°C . Να αντιστοιχίσετε το κάθε σημείο ζέσης με ένα από τα υδρίδια.

Λύση

Λόγω του δεσμού H στο νερό, αντιστοιχεί το υψηλότερο σημείο ζέσης, δηλαδή το 100°C . Άρα $\Sigma.Ζ.(\text{H}_2\text{O}) = 100^\circ\text{C}$.