

Μορφές του νερού

Όπως και πολλές άλλες ουσίες, το νερό μπορεί να πάρει μέρος σε πολλές μορφές, που γενικά χαρακτηρίζονται από την κατάσταση της ύλης στην οποία βρίσκονται. Η υγρή φάση είναι η πιο συνηθισμένη του νερού στη Γη (βασικά στην επιφάνεια και στην ατμόσφαιρα). Ουσιαστικά, αυτή είναι η κατάσταση που εννοεί στην καθομιλουμένη η λέξη «νερό». Η στερεή φάση του νερού είναι γνωστή ως «[πάγος](#)» και συνήθως παίρνει τη δομή σκληρών αμαγαλματικών κρυστάλλων, όπως οι κύβοι πάγου, ή χαλαρά συνδεδεμένων εύθραυστων κρυστάλλων, όπως στο [χιόνι](#). Η αέρια φάση του νερού είναι γνωστή ως «[υδρατμός](#)» και προϋποθέτει τη δομή ενός διαφανούς νέφους. Σημειώστε ότι όταν θεωρείται ότι οι υδρατμοί γίνονται ορατοί, όπως π.χ. στα νέφη, το νερό δε βρίσκεται πια στην αέρια κατάσταση, αλλά στη μορφή υγρών σταγονιδίων ή και στερεών κρυστάλλων που αιωρούνται στον αέρα. Η τέταρτη κατάσταση στην οποία είναι δυνατό να βρεθεί το νερό, αν και σπανίως αφού δεν ανήκει στις κοινές, είναι αυτή του [υπερκρίσιμου υγρού](#) (supercritical liquid). Αυτό συμβαίνει όταν το νερό πετύχει να βρίσκεται ταυτόχρονα στην (ή και σε θερμοκρασία πάνω από την) [κρίσιμη θερμοκρασία](#) του (647 K, δηλαδή 373,84°C) και υπό την (ή υπό πίεση μεγαλύτερη από την) [κρίσιμη πίεση](#) του (22,064 MPa, δηλαδή περίπου 217,755 atm). Σε αυτές τις συνθήκες η υγρή και η αέρια φάση συνενώνονται σε μια ιδιόμορφη ομογενή ρευστή φάση που διαθέτει ταυτόχρονα ιδιότητες που αντιστοιχούν σε αέρια και υγρά. Ένα παράδειγμα τέτοιας κατάστασης για το νερό στη φύση είναι τα θερμότερα στρώματα νερού σε μεγάλα βάθη, κοντά σε υποθαλάσσια ρεύματα, υποθαλάσσιες υδροθερμικές πηγές ή υποθαλάσσια ενεργά [ηφαίστεια](#). Γενικά οπουδήποτε υπάρχει νερό σε θερμοκρασία ίση ή μεγαλύτερη από 647 K και βάθος ίσο ή μεγαλύτερο από 2.250 [m](#), βρίσκεται στην κατάσταση υπερκρίσιμου υγρού^[82]. Το νερό επίσης υπάρχει και στην κατάσταση [υγρού κρυστάλλου](#), κοντά σε υδρόφιλες επιφάνειες άλλων ουσιών^{[83][84]}.

Το φυσικό νερό περιέχει σχεδόν αποκλειστικά νερό που περιέχει πρώτιο υδρογόνο (¹H). Μόνο 155 ppm (μέρη ανά εκατομμύριο) του νερού περιέχει δευτέριο (²H ή D) και λιγότερο από 20 μέρη ανά πεντάκις εκατομμύριο περιέχει τρίτιο (³H ή T).

Ελαφρύ ύδωρ

Ο όρος «**ελαφρύ ύδωρ**» (Light water ή **DDW**, **D**euterium-**D**epleted **W**ater) αναφέρεται σε νερό που περιέχει δευτέριο σε μικρότερη συγκέντρωση από τη θεωρούμενη ως πρότυπη, δηλαδή μικρότερη από 155 ppm. Βρέθηκε ότι είναι ωφέλιμο βελτιώνοντας τους δείκτες

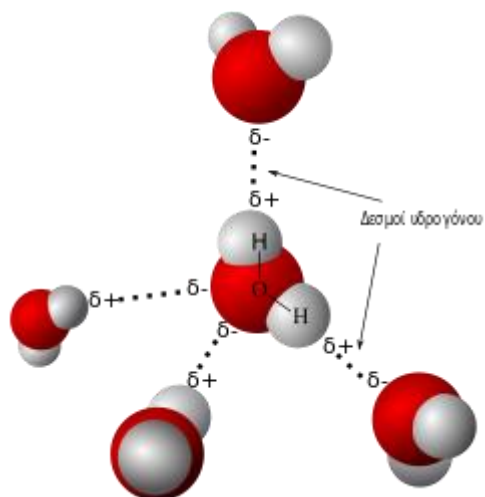
επιβιωσιμότητας σε [ποντίκια](#) με [καρκίνο](#)^[85] και σε ανθρώπους που υφίστανται [χημειοθεραπεία](#)^[86].

Βαρύ ύδωρ

Ο όρος «**βαρύ ύδωρ**» (Heavy water) αναφέρεται σε νερό που περιέχει δευτέριο σε μεγαλύτερη συγκέντρωση από τη θεωρούμενη ως πρότυπη, δηλαδή μεγαλύτερη από 155 ppm, δηλαδή ως και 100%. Η χημική του συμπεριφορά είναι παρόμοια με του κοινού νερού. Επειδή όμως το δευτέριο έχει διπλάσια ατομική μάζα από το πρώτιο δημιουργούνται αξιοσημείωτες διαφορές στις δεσμικές ενέργειες. Επειδή τα μόρια του νερού ανταλλάσσουν τα ισότοπα που περιέχουν, το οξείδιο υδρογόνου-δευτερίου (DOH) είναι συνήθως πιο άφθονο από το οξείδιο του διδευτερίου (D₂O). Οι άνθρωποι είναι γενικά ανίκανοι να αντιληφθούν τη διαφορά με την αίσθηση της γεύσης^[87], αλλά μερικές φορές αναφέρουν ένα καυστικό αίσθημα^[88] ή γλυκό άρωμα^[89]. Τα ποντίκια ωστόσο είναι

ικανά να αποφύγουν το βαρύ ύδωρ με την αίσθηση της οσμής^[90]. Είναι τοξικό για αρκετά ζώα^[90].

Χρησιμοποιείται ως επιβραδυντικό σε [πυρηνικούς αντιδραστήρες](#), αν και είναι γνωστοί και οι αποκαλούμενοι «**πυρηνικοί αντιδραστήρες ελαφρού ύδατος**», που όμως εννοούν το κοινό νερό και όχι το παραπάνω περιγραφόμενο «ελαφρύ».



Το βαρύ ύδωρ παρασκευάζεται με εξαντλητική [ηλεκτρόλυση](#) υδατικών διαλυμάτων [αλκαλίων](#), γιατί ηλεκτρολύεται κατά προτίμηση το κοινό νερό και συνεπώς, τα υπολείμματα της ηλεκτρόλυσης του νερού εμπλουτίζονται σταδιακά σε βαρύ νερό.

Ο όρος «**καθαρό βαρύ ύδωρ**» αναφέρεται σε 100% D₂O.

Υπερβαρύ ύδωρ

Ο όρος «**υπερβαρύ ύδωρ**» αναφέρεται σε νερό που περιέχει τρίτιο σε συγκέντρωση μεγαλύτερη από τη θεωρούμενη ως πρότυπη, δηλαδή μεγαλύτερη από 20 μέρη ανά πεντάκις εκατομμύριο.

Ο όρος «**καθαρό υπερβαρύ ύδωρ**» αναφέρεται σε 100% T₂O.

Δομή του μορίου

Δεσμοί υδρογόνου στο νερό

Το μόριο του νερού δεν είναι γραμμικό, δηλαδή οι δεσμοί O-H δε βρίσκονται πάνω στην ίδια ευθεία, αλλά σχηματίζουν γωνία $104,5^\circ$. Το μήκος του [δεσμού](#) O-H είναι $0,96 \text{ \AA}$ ([Ωνγκοστρεμ](#), $1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$). Λόγω της γωνιακής διάταξης του δεσμού O-H, το μόριο του νερού είναι ασύμμετρο και έχει υψηλή [διπολική ροπή](#). Το κέντρο του θετικού [φορτίου](#) βρίσκεται προς την πλευρά του υδρογόνου και του αρνητικού προς την πλευρά του οξυγόνου. Ο υψηλός πολικός χαρακτήρας του μορίου εξηγεί τη μεγάλη του [διηλεκτρική σταθερά](#) (78 στους 25°C) και άλλες ιδιότητες αυτού, όπως είναι η διάλυση ιοντικών ενώσεων, ιδιότητα που το καθιστά το καλύτερο [διαλυτικό μέσο](#).

Το νερό παρουσιάζει έντονα το φαινόμενο της σύζευξης, με τη δημιουργία μεταξύ των μορίων του [δεσμών υδρογόνου](#). Τα μόρια δηλαδή του νερού σχηματίζουν γέφυρες μεταξύ του ηλεκτροθετικού υδρογόνου ενός μορίου και του ηλεκτραρνητικού οξυγόνου άλλου μορίου.

Δεσμοί υδρογόνου μεταξύ των μορίων του νερού εξακολουθούν να υπάρχουν και σε υψηλή σχετικά θερμοκρασία, όπως το μόλις λιωμένο νερό στο οποίο έχουν σπάσει το 15 % των δεσμών υδρογόνου^[51]. Έτσι, στους 25°C ο αριθμός των δεσμών υδρογόνου μεταξύ των μορίων του νερού έχει τέτοια τιμή, ώστε ο στοιχειομετρικός τύπος του, στους 25°C , δεν είναι ο γνωστός H_2O , αλλά $\text{H}_{180}\text{O}_{90}$. Αυτοί οι σχηματισμοί είναι αποτέλεσμα των δεσμών υδρογόνου και ονομάζονται παγοειδή συγκροτήματα, ενώ το μοντέλο που περιγράφει τη συμπεριφορά του νερού με αυτόν τον τρόπο ονομάζεται *ταλαντευόμενο συγκρότημα*^[51].

Φυσικές ιδιότητες

Το χημικά καθαρό νερό, στις [κανονικές συνθήκες περιβάλλοντος](#), είναι υγρό, [διαυγές](#), άχρωμο σε λεπτά στρώματα, αλλά κυανίζον σε μεγάλους όγκους. Πιο συγκεκριμένα, το υγρό νερό έχει ασθενείς ζώνες απορρόφησης σε μήκη κύματος περί τα 750 nm , που το κάνουν να εμφανίζεται ότι έχει μπλε χροιά.^[91] Μεγάλοι παγοκρύσταλλοι ή παγετώνες επίσης εμφανίζονται κυανίζοντες. Αντίθετα από τα ανάλογα προς το νερό υδροχαλκογόνα των υπόλοιπων χαλκογόνων, δηλαδή όλων πλην του οξυγόνου, το νερό είναι υγρό υπό κανονικές συνθήκες περιβάλλοντος, εξαιτίας του σχηματισμού διαμοριακών [δεσμών υδρογόνου](#). Τα μόρια του νερού, στην υγρή κατάσταση, συνεχώς κινούνται το ένα σε σχέση με τα άλλα, οπότε οι δεσμοί υδρογόνου συνεχώς διασπώνται και επανασχηματίζονται, σε χρονική κλίμακα ταχύτερη από 200 fs ($= 2 \cdot 10^{-13} \text{ s}$).^[92] Ωστόσο, αυτοί οι δεσμοί είναι αρκετά ισχυροί ώστε να δημιουργήσουν αρκετές από τις ιδιόμορφες

ιδιότητες του νερού, κάποιες από τις οποίες είναι ζωτικής σημασίας για το φαινόμενο της ζωής στη Γη.

Η χημικά καθαρή ουσία είναι άγευστη, ενώ το καλό πόσιμο νερό έχει ευχάριστη γεύση, που οφείλεται στα διαλυμένα [άλατα](#) και αέρια.

Η [πυκνότητα](#) του νερού είναι διαφορετική σε διάφορες [θερμοκρασίες](#), με μέγιστη στους 4 °C.

ΠΥΚΝΟΤΗΤΕΣ ΝΕΡΟΥ ΚΑΙ ΠΑΓΟΥ	
Θερμοκρασία σε °C	Πυκνότητα (gr/cm ³)
100	0,9586
80	0,9719
60	0,9833
40	0,9923
20	0,9982
10	0,9997
5	0,9999
3,98	1,0000
0 (νερό)	0,9998
0 (πάγος)	0,9170

Από τον πίνακα φαίνεται πως το νερό σε στερεή κατάσταση έχει μικρότερη πυκνότητα απ' ό,τι στην υγρή^[51]. Ο όγκος μιας συγκεκριμένης ποσότητας νερού αυξάνεται κατά την ψύξη, γιατί η μοριακή δομή του πάγου στηρίζεται στους δεσμούς υδρογόνου, οι οποίοι συγκρατούν τα μόρια σε θέσεις με αρκετά κενά μεταξύ τους^[51]. Αυτό έχει μεγάλη σημασία για τη ζωή στον πλανήτη μας: Οι πάγοι επιπλέουν στο νερό και δρουν ως μονωτικά, εμποδίζοντας το νερό που βρίσκεται από κάτω να παγώσει, μ' όλες τις ευεργετικές συνέπειες στη ζωή του υδρόβιου κόσμου. Χωρίς την "ανωμαλία" αυτή της πυκνότητας του νερού, η ζωή στον πλανήτη μας δε θα υπήρχε, τουλάχιστον με τη σημερινή της μορφή, εξαιτίας της βαθμιαίας ψύξης του νερού της επιφάνειας της Γης.

Η ιδιορρυθμία της πυκνότητας του νερού είναι επίσης και η αιτία της αποσάθρωσης των βράχων. Το νερό που εισέρχεται στις ρωγμές των βράχων στερεοποιείται κατά τη διάρκεια του χειμώνα και προκαλεί την αποσάθρωσή τους. Ακόμα, το σπάσιμο των σωλήνων διανομής του νερού κατά το χειμώνα οφείλεται στην αύξηση του όγκου του νερού κατά τη μετάβαση από την υγρή στη στερεή κατάσταση.

Η ανωμαλία αυτή διαρκεί μέχρι τους 4 °C περίπου και έπειτα η συμπεριφορά είναι η γνωστή, όταν η θερμοκρασία αυξάνεται, αυξάνεται και ο όγκος^[51].

Το νερό έχει πολύ μεγάλη [ειδική θερμότητα](#) ($4200\text{J/Kg}\cdot^{\circ}\text{C}$)(θερμοχωρητικότητα)^[51], $1\text{ cal}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^{\circ}\text{C}^{-1}$ και γι' αυτό χρησιμοποιείται ευρύτατα ως ψυκτικό μέσο και ως φορέας θερμότητας στα [καλοριφέρ](#).

Φυσικοχημικές και χημικές ιδιότητες [[Επεξεργασία](#) | [επεξεργασία κώδικα](#)]

Το νερό είναι η χημική ένωση με χημικό τύπο H_2O , δηλαδή το μόριό του αποτελείται από δύο (2) άτομα υδρογόνου και ένα (1) άτομο οξυγόνου^[93]. Το χημικά καθαρό νερό, στις κανονικές συνθήκες, είναι άγευστο και άοσμο υγρό, που εμφανίζεται άχρωμο σε μικρές ποσότητες, αλλά έχει μια πολύ ανοιχτογάλανη χροιά σε βαθιά στρώματα.

Ο [πάγος](#) εμφανίζεται επίσης άχρωμος και οι [υδρατμοί](#) είναι αόρατοι, αν βρίσκονται πραγματικά στην αέρια κατάσταση.

Το νερό είναι κυρίως υγρό, τουλάχιστον υπό κανονικές συνθήκες, γεγονός που δεν προβλέπεται από τη σχέση του με άλλα ανάλογα [υδρίδια](#) της [ομάδας του οξυγόνου](#) του [περιοδικού συστήματος](#), που (αν και βαρύτερα σε [μοριακή μάζα](#)) είναι αέρια, όπως το [υδρόθειο](#). Τα χημικά στοιχεία που περιβάλλουν το οξυγόνο στον περιοδικό πίνακα των χημικών στοιχείων είναι το [άζωτο](#), το [φθόριο](#), ο [φωσφόρος](#), το [θείο](#) και το [χλώριο](#). Όλα αυτά όταν ενώνονται με το υδρογόνο σχηματίζουν αέριες ενώσεις (πάντα υπό κανονικές συνθήκες).

Το νερό έχει ποικίλη χημική δράση. Σχηματίζει "ενώσεις διά προσθήκης" με πολλά άλατα, καθώς και με πολλά μόρια άλλων ουσιών. Οι ενώσεις αυτές ονομάζονται υδρίτες ή ένυδρες ενώσεις. Οι δυνάμεις που ενώνουν τα μόρια των ουσιών και του νερού είναι:

1. Ελκτικές δυνάμεις μεταξύ του θετικού ιόντος του μετάλλου και του αρνητικού οξυγόνου του πολωμένου μορίου του νερού
2. Σχηματισμός ημιπολικού δεσμού μεταξύ του ατόμου του οξυγόνου και του ιόντος του μετάλλου με ένα ζεύγος ηλεκτρονίων.
3. Σχηματισμός γέφυρας υδρογόνου μεταξύ του μορίου του νερού και της ουσίας.

Άλλος σημαντικός τύπος αντίδρασης του νερού είναι η υδρόλυση (διάσπαση ενώσεων με τη βοήθεια νερού).

Το νερό επιτελεί αντιδράσεις οξειδοαναγωγής, όπου δρα άλλοτε ως οξειδωτικό και άλλοτε ως αναγωγικό μέσο.

Άλατα στο νερό και αποσκλήρυνση (Απιονισμένο νερό) [[Επεξεργασία](#) | [επεξεργασία κώδικα](#)]

Όλα σχεδόν τα πόσιμα νερά περιέχουν, εκτός από τα όξινα ανθρακικά άλατα, και άλλα που διαλύονται στο νερό, όταν αυτό τα συναντά στο έδαφος, όπως [χλωριούχο νάτριο](#) (NaCl), [θειικό ασβέστιο](#) ($CaSO_4$), [θειικό μαγνήσιο](#) ($MgSO_4$) κ.λ.π. Όταν το νερό περιέχει μεγάλη ποσότητα διαλυμένων αλάτων, λέγεται σκληρό νερό^[5]. Το σκληρό νερό είναι ακατάλληλο για την πλύση με σαπούνι, γιατί σχηματίζονται σ' αυτό αδιάλυτοι σάπωνες [ασβεστίου](#) και [μαγνησίου](#), δηλ. ελαϊκά, παλμιτικά και στεατικά άλατα ασβεστίου και μαγνησίου που δεν έχουν καμία απορρυπαντική ικανότητα και επιπλέον δε σχηματίζεται καθόλου αφρός σαπουνιού. Το σκληρό νερό προκαλεί διάφορες σοβαρές βιομηχανικές ενοχλήσεις στους ατμολέβητες και αφήνει μετά την εξάτμιση σημαντικές ποσότητες στερεών αποθεμάτων (πουρί).

Παλαιότερα, η αποσκλήρυνση του νερού, η αφαίρεση δηλαδή των όξινων ανθρακικών αλάτων του ασβεστίου και του μαγνησίου, γινόταν χημικώς, αναμειγνύοντας και αναταράζοντας το νερό με [γάλα ασβέστου](#). Μετά την ανατάραξη κατακαθόταν το ευδιάλυτο όξινο ανθρακικό ασβέστιο ως αδιάλυτο ανθρακικό ασβέστιο. Αφηνόταν να καταπέσει το στερεό [ανθρακικό ασβέστιο](#) ($CaCO_3$) και λαμβανόταν το διαυγές νερό, που ήταν σχεδόν χωρίς σκληρότητα. Άλλωστε στην αντίδραση αυτή οφείλεται ο σχηματισμός των [σταλακτιτών](#) (από την οροφή του σπηλαίου) και των [σταλαγματιτών](#) (από το δάπεδο).

Το άλατα στο νερό δημιουργούν θετικά και αρνητικά ιόντα που δίνουν στο νερό την ικανότητα να μεταφέρει ηλεκτρικά φορτία. Την ικανότητα αυτή την μετράμε με τα αγωγιμόμετρα σε $\mu S/cm$ και μας δίνει μια ένδειξη της ποσότητας των αλάτων.

Εδώ και πολλά χρόνια χρησιμοποιείται η μέθοδος αποσκλήρυνσης με [περμουτίτες](#). Οι περμουτίτες είναι τεχνητοί ζεόλιθοι (ένυδρα πολυπυριτικό - αργιλικά άλατα αλκαλίων, όπως π.χ. ο νατρόλιθος). Το σκληρό νερό αφήνεται να κατέλθει από ένα στενό πύργο γεμάτο με κόκκους περμουτίτη, οπότε τα κατιόντα του ασβεστίου και του μαγνησίου που περιέχονται στο σκληρό νερό ανταλλάσσονται με ισοδύναμη ποσότητα κατιόντων νατρίου από το ζεόλιθο, ενώ τα ανιόντα παραμένουν στο νερό. Η ανταλλαγή αυτή είναι αμφίδρομη, και όταν εξαντληθεί ο ζεόλιθος, δηλ. όταν όλο το νάτριο αντικατασταθεί από ασβέστιο και μαγνήσιο, τότε διαβιβάζεται από τον πύργο διάλυμα χλωριούχου νατρίου, το οποίο εκτοπίζει το ασβέστιο ή το μαγνήσιο που είναι ενωμένο με το ζεόλιθο και έτσι "αναγεννιέται" ο ζεόλιθος.

Πιο σύγχρονη μέθοδος αποσκλήρυνσης του νερού είναι η μέθοδος με ιοναλλαγή^[5]. Κατά τη μέθοδο αυτή είναι δυνατό να αφαιρούνται και τα θετικά και τα αρνητικά ιόντα με χρησιμοποίηση κατάλληλων συνθετικών

ρητινών από γιγαντιαία οργανικά μόρια^[5]. Το νερό αυτό χρησιμοποιείται ως αποσταγμένο.

Τα τελευταία χρόνια η αφαίρεση των ιόντων από το νερό, γίνεται με την μέθοδο της αντίστροφης όσμωσης, συστήματα RO, όπου το νερό περνά από ειδικές μεμβράνες γίνεται κατακράτηση των αλάτων τα οποία απομακρύνονται μαζί με μια ποσότητα από το εισερχόμενο νερό περίπου 35%. Το υπόλοιπο 65% το περνούμε σαν παραγωγή και είναι απαλλαγμένο από το 99,5% των αρχικών ιόντων. Με την μέθοδο αυτή μπορούμε να πάρουμε νερό με αγωγιμότητα χαμηλότερη από 5 $\mu\text{S}/\text{cm}$ δηλαδή αποσταγμένο.

Σε συνδυασμό με τις άλλες μεθόδους έχουμε το υπερκαθαρό νερό με αγωγιμότητα χαμηλότερη του 0,1 $\mu\text{S}/\text{cm}$ και αντίσταση $> 10 \text{ Mohm}$.