

Βρώμιο

Το **βρώμιο** (από την ελληνική λέξη βρῶμος, που σημαίνει «δυσωδία») [1] είναι το χημικό στοιχείο με το χημικό σύμβολο **Br** και ατομικό αριθμό 35. Το ατομικό βάρος του είναι 79,904. Έχει θερμοκρασία τήξης -7,2°C και θερμοκρασία βρασμού 58,78°C. Ανήκει στην ομάδα 17 (πρώην VII_A) του περιοδικού πίνακα των χημικών στοιχείων, δηλαδή είναι ένα αλογόνο. Το βρώμιο απομονώθηκε (για πρώτη καταγραμμένη φορά) ανεξάρτητα από δυο χημικούς, τον Καρλ Γιάκομπ Λέβιχ (Carl Jacob Löwig) και Αντουάν Ζερόμ Μπαλάρ κατά τη χρονική περίοδο 1825-1826. Το χημικά καθαρό (στοιχειακό) βρώμιο, στις «συνηθισμένες συνθήκες», δηλαδή σε θερμοκρασία 25°C και υπό πίεση 1 atm, είναι ένα καστανέρυθρο υγρό, διαβρωτικό και τοξικό, με ιδιότητες ενδιάμεσα σε εκείνες του χλωρίου και του ιωδίου. Ελεύθερο (στοιχειακό) βρώμιο δεν έχει εντοπιστεί στη φύση. Υπάρχει, όμως σε μορφή άχρωμων υδατοδιαλυτών κρυσταλλικών ορυκτών αλογονούχων αλάτων, ανάλογο με το μαγειρικό αλάτι.

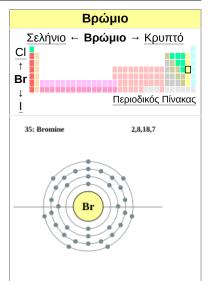
Το βρώμιο είναι σπανιότερο από περίπου τα 3/4 των υπόλοιπων χημικών στοιχείων στον φλοιό της Γης. Η υψηλή υδατοδιαλυτότητα των ανιόντων βρωμίου (Br⁻) έχει προκαλέσει τη συσσώρευσή του στους ωκεανούς, και εμπορικά το στοιχείο εξορύσσεται από <u>αλυκή</u>, κυρίως από τις <u>ΗΠΑ</u>, το <u>Ισραήλ</u> και την <u>Κίνα</u>. Περίπου 560.000 τόνοι βρωμίου παράχθηκαν το <u>2007</u>, μια ποσότητα παρόμοια με αυτή του πολύ πιο άφθονου μαγνησίου^[2].

Σε υψηλές θερμοκρασίες, οι οργανοβρωμιούχες ενώσεις γρήγορα απελευθερώνουν ελεύθερα άτομα βρωμίου, μια διεργασία που έχει ως αποτέλεσμα το σταμάτημα των αλυσιδωτών αντιδράσεων ελευθέρων ριζών. Αυτό το φαινόμενο είναι χρήσιμο στην πυρόσβεση. Πάνω από το μισό του βρωμίου που παράγεται βιομηχανικά παγκοσμίως χρησιμοποιείται σε αυτήν τη χρήση. Ατυχώς, όμως, το ίδιο φαινόμενο κάνει το ηλιακό φως να απελευθερώνει ελεύθερα άτομα βρωμίου από οργανοβρωμιούχες ενώσεις στην ατμόσφαιρα, με ανεπιθύμητες βλαβερές συνέπειες για το στρατοσφαιρικό στρώμα <u>όζοντος</u>. Ως αποτέλεσμα του κινδύνου που αποτελούν για το στρώμα του όζοντος, πολλές οργανοβρωμιούχες ενώσεις, όπως το βρωμομεθάνιο, που παλαιότερα είχαν μεγάλη χρήση ως <u>εντομοκτόνα</u>, έχουν απαγορευθεί. Οι βρωμιούχες ενώσεις ακόμη χρησιμοποιούνται για σκοπούς όπως υγρά γεώτρησης, φωτογραφικά φιλμ και ως πρόδρομες ουσίες για την παραγωγή οργανικών χημικών.

Το βρώμιο θεωρούνταν επί μακρόν ότι δεν είχε καθόλου ζωτική λειτουργία για τα <u>θηλαστικά</u>, αλλά πρόσφατη έρευνα προτείνει ότι βρώμιο είναι απαραίτητο για την ανάπτυξη των <u>ιστών</u>. Επιπρόσθετα, το βρώμιο προτιμάται, έναντι του χλωρίου, από ένα <u>αντιπαρασιτικό ένζυμο</u> του <u>ανθρώπινου ανοσοποιητικού συστήματος</u>. Οργανοβρωμιούχες ενώσεις χρειάζονται και παράγονται ενζυματικά από βρωμιούχα ιόντα σε κάποιες «κατώτερες» μορφές ζωής στη θάλασσα, ειδικότερα άλγη, και γι' αυτό η στάχτη από φύκια ήταν μια πηγή ανακάλυψης βρωμίου. Στη φαρμακολογία, το απλό ανιόν βρωμίου (Βr⁻) έχει επιπτώσεις στο <u>κεντρικό νευρικό σύστημα</u>, και τα βρωμιούχα άλατα ήταν κάποτε σημαντικό ιατρικό ηρεμιστικό, πριν αντικατασταθεί από ανάλογα φάρμακα πιο βραχύβιας δράσης. Χρησιμοποιείται, όμως, ακόμη ως αντιεπιληπτικό.

Φυσική παρουσία

Το βρώμιο, στη διατομική στοιχειακή του μορφή (Br_2), δεν έχει βρεθεί στη φύση. Αντί αυτού, το βρώμιο έχει βρεθεί στη μορφή βρωμιούχων αλάτων, σε ποσότητες διασποράς, σε πετρώματα του φλοιού της Γης. Στο θαλάσσιο νερό, τα βρωμιούχα άλατα έχουν μέση συγκέντρωση περίπου 65 $\underline{ppm}^{[3]}$, που είναι μικρότερη από την αντίστοιχη των χλωριούχων αλάτων. Το βρώμιο, μπορεί να ληφθεί οικονομικά από πηγάδια άλμης πλούσιας σε βρώμιο και από αλυκές στη \underline{N} εκρή $\underline{Θ}$ άλασσα (με συγκέντρωση ως και 50.000 $\underline{ppm}^{[4][5]}$. Η συνολική μέση συγκέντρωση του βρωμίου στον φλοιό της Γης είναι περίπου 400 \underline{pph} . Το βρώμιο είναι το $\underline{62}^0$ στοιχείο σε αφθονία. Η συγκέντρωση βρωμίου στα εδάφη κυμαίνεται μεταξύ 5 και 40 \underline{ppm} , αλλά κάποια ηφαιστειακά εδάφη μπορεί να περιέχουν ως και 500 \underline{ppm} βρώμιο. Η μέση συγκέντρωση του βρωμίου στην ατμόσφαιρα είναι εξαιρετικά χαμηλή, της τάξης των λίγων $\underline{ppt}^{[6]}$. Μεγάλος αριθμός οργανοβρωμιούχων ενώσεων, αλλά σε μικρές ποσότητες η καθεμιά, έχουν βρεθεί στη φύση. Τα κοιτάσματα της \underline{K} ίνας σε βρώμιο βρίσκονται στην επαρχία $\underline{\Sigma}$ ανντόνγκ, ενώ αυτά του \underline{I} σραήλ στη \underline{N} εκρή $\underline{Θ}$ άλασσα $\underline{C}^{[7]}$. Το μεγαλύτερο κοίτασμα βρωμίου στις \underline{H} ΠΑ βρίσκεται στην \underline{H} Εριοχή Κολούμπια (\underline{C} 0 \underline{C} 0 \underline{C} 0 \underline{C} 1 \underline{C} 1 \underline{C} 2 \underline{C} 3.



Το άτομο του Βρωμίου



υγρό βρώμιο

Ιστορία											
Ταυτότητα του στοιχείου											
Όνομα, σύμβολο	Βρώμιο (Br)										
Ατομικός αριθμός (Ζ)	35										
Κατηγορία	αμέταλλα										
ομάδα, περίοδος, τομέας	17 ,4, p										
Σχετική ατομική μάζα (Α _r)	79.904										
Ηλεκτρονική διαμόρφωση	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵										
Αριθμός CAS	7726-95-6										
Ατομικές ιδιότητες											
Ατομική ακτίνα	120										
Ηλεκτραρνητικότητα	2.96										
Κυριότεροι αριθμοί οξείδωσης	7, 5, 4, 3, 1, -1										
Φυσικά χαρακ	τηριστικά										
Ενθαλπία τήξης	$10.571 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (Br ₂)										
E 0 - 0 - 1 - 7 / 7											

| 29.96 kJ·mol⁻¹ (Br₂) | 29.96 kJ·mol⁻¹ (Br₂) | 75.69 | J·mol⁻¹·K⁻¹ (Br₂) (25 °C) | Μαγνητική συμπεριφορά | συμπεριφορά | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00 | 76.00

Η κατάσταση αναφοράς είναι η πρότυπη κατάσταση (25°C, 1 Atm) εκτός αν σημειώνεται διαφορετικά

Περιγραφή

Στη φύση υπάρχουν δύο σταθερά <u>ισότοπα</u> του βρωμίου, το ⁷⁹Br (50,54%) και το ⁸¹Br(49.46%). Είναι καστανοκόκκινο υγρό με δυνατή, δυσάρεστη οσμή. Το πιο ενδιαφέρον τεχνητό <u>ραδιενεργό</u> ισότοπο του Βρωμίου είναι το ⁸⁰Br. Ο Ι. Β. Κουρτσάτοφ (J. V. Kurshatov) ανακάλυψε και μελέτησε το φαινόμενο της ισομέρειας του ατομικού πυρήνα του ⁸⁰Br. Λόγω της μεγάλης του <u>δραστικότητας</u>, το βρώμιο δε βρίσκεται ελεύθερο στη φύση, αλλά ενωμένο με μέταλλα σε μορφή αλάτων. Μπορούμε να πάρουμε το βρώμιο από τα βρωμιούχα κάνοντας αυτό: ρίχνουμε χλώριο στα βρωμιούχα και το χλώριο παίρνει τη θέση του βρωμίου σχηματίζοντας χλωριούχα. Το βρώμιο διαφεύγει σε μορφή ατμών που μπορούμε να συλλέξουμε.

Φυσικές και χημικές ιδιότητες

Το βρώμιο είναι υγρό σε θερμοκρασία δωματίου. Όταν στερεοποιείται, σχηματίζει καστανοκόκκινους κρυστάλλους με ελαφριά μεταλλική λάμψη. Όταν βράζει, δίνει καστανοκίτρινους ατμούς. Το υγρό βρώμιο έχει πυκνότητα 3,1 gr/cm³ στους 20 °C. Η διαλυτότητά του στο νερό είναι μικρή, αλλά μεγαλύτερη από εκείνη των άλλων αλογόνων (3,58 gr βρωμίου σε 100 gr νερού στους 100 °C). Όταν το υδατικό διάλυμα βρωμίου ψυχθεί κάτω από τους 5,84°C εμφανίζονται κόκκινοι κρύσταλλοι Br₂.8H₂O. Το βρώμιο διαλύεται εύκολα σε πολλούς οργανικούς διαλύτες, οι οποίοι χρησιμοποιούνται για την παραλαβή του βρωμίου από υδατικά διαλύματα. Ως στερεό, υγρό και αέριο το βρώμιο αποτελείται από διατομικά μόρια. Πάνω από τους 800°C το μόριο του βρώμιου διασπάται σε άτομα. Τέτοια διάσπαση παρατηρείται και υπό την επίδραση φωτός. Η ηλεκτρονική δομή της εξώτατης στοιβάδας του ατόμου του βρωμίου είναι 4S²4P⁵. Το σθένος του βρωμίου στις ενώσεις του μεταβάλλεται και ο βαθμός οξείδωσης είναι -1 στα βρωμίδια, όπως το KBr, +1 τα υποβρωμιώδη, NaBrO(Βρωμίνη), +3 στα βρωμιώδη, NaBrO₂, +5 στα βρωμικά, NaBrO₃ και +7 στα υπερβρωμικά NaBrO₄.

Το βρώμιο στον οργανισμό

Το βρώμιο βρίσκεται πάντοτε στους ζωικούς και τους φυτικούς ιστούς. Τα φυτά επιφανείας περιέχουν κατά μέσο όρο $7x10^{-4}\%$ και τα ζώα περίπου $1x10^{-4}\%$ βρώμιο. Το βρώμιο βρίσκεται σε διάφορες σωματικές εκκρίσεις όπως τα δάκρυα, το σάλιο, ο ιδρώτας, το γάλα και η χολή. Το αίμα υγιούς ανθρώπου περιέχει από 0,11 έως 2,00 mq%. Η εκλεκτική απορρόφηση βρωμίου από τον θυροειδή αδένα, τα νεφρά και την υπόφυση, διαπιστώθηκε με τη βοήθεια ραδιενεργού βρωμίου (82 Br). Το βρώμιο επαυξάνει τις κατασταλτικές διεργασίες του εγκεφάλου και έτσι δρα θεραπευτικά με το να επαναφέρει στην ισορροπία το νευρικό σύστημα. Ταυτόχρονα, η απορρόφηση του από τον θυροειδή αδένα και ο συναγωνισμός του με το ιώδιο, έχει επίδραση στη δραστηριότητα του αδένα και κατά συνέπεια στον μεταβολισμό.

Ορισμένες ενώσεις του βρωμίου



Βρωμιούχο νάτριο Βρωμιούχο κάλιο



Βρωμιούχο Νικέλιο



Βρωμιούχος Μόλυβδος

HBr																
<u>LiBr</u>	BeBr ₂											BBr ₃	CBr ₄	BrN ₃	$\frac{\text{Br}_2\text{O}}{\text{Br}_2\text{O}_3}$ $\frac{\text{BrO}_2}{\text{Br}_2\text{O}_5}$	BrF ₃ BrF ₅
NaBr	MgBr ₂											AlBr ₃	SiBr ₄	PBr ₃ PBr ₅ PBr ₇		BrCl
KBr	CaBr ₂	ScBr ₃	TiBr ₄	VBr ₃	CrBr ₃	MnBr ₂	FeBr ₂ FeBr ₃	CoBr ₂	NiBr ₂	CuBr CuBr ₂	ZnBr ₂	GaBr ₃		AsBr ₃		
RbBr	SrBr ₂	YBr ₃	ZrBr ₄	NbBr NbBr ₅					PdBr ₂	AgBr	CdBr ₂	InBr InIBr ₃	SnBr ₂ SnBr ₄	SbBr ₃	TeBr ₄	<u>IBr</u>
CsBr	BaBr ₂	<u>LaBr</u> ₃		TaBr ₂	WBr ₅				PtBr ₂ PtBr ₅	AuBr ₃	Hg ₂ Br ₂ HgBr ₂	TIBr	PbBr ₂	Br ₃	PoBr ₂	
1																
		CeBr ₃														
					UBr ₄ , UBr ₅			AmBr ₃								

Παραπομπές και σημειώσεις

- 1. Turner, Edward (1828): *Elements of chemistry: including the recent discoveries and doctrines of the science*, σελ. 467: «The name first applied to it by its discoverer is muride; but it has since been changed to brome ... from the Greek βρῶμος signifying a strong or rank odour. This appellation may in the English language be properly converted into that of Bromine.»
- 2. Lyday, Phyllis A. "Commodity Report 2007: Bromine". United States Geological Survey. Retrieved 2008-09-03.
- 3. Tallmadge, John A; Butt, John B.; Solomon Herman J. (1964). "Minerals From Sea Salt". Ind. Eng. Chem. 56 (7): 44. doi:10.1021/ie50655a008.
- 4. Oumeish, Oumeish Youssef (1996). "Climatotherapy at the Dead Sea in Jordan". Clinics in Dermatology 14 (6): 659. doi:10.1016/S0738-081X(96)00101-0.
- 5. Al-Weshah, Radwan A (2008). "The water balance of the Dead Sea: an integrated approach". Hydrological Processes 14: 145. Bibcode:2000HyPr...14..145A. doi:10.1002/(SICI)1099-1085(200001)14:1<145::AID-HYP916>3.0.CO;2-N.
- 6. Emsley, John (2001). "Bromine". Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements. Oxford, England, UK: Oxford University Press. pp. 69–73. ISBN 0-19-850340-7.
- 7. Laurence Knight (27 September 2014). "Who's afraid of bromine?". BBC news. Retrieved 27 September 2014.
- 8. "Bromine: An Important Arkansas Industry". Butler Center for Arkansas Studies.

Εξωτερικοί σύνδεσμοι

- δ Πολυμέσα σχετικά με το θέμα Bromine στο Wikimedia Commons

Ανακτήθηκε από "https://el.wikipedia.org/w/index.php?title=Βρώμιο&oldid=10957677"