



Ιώδιο

Το **Ιώδιο** (λατινικά: **Iodium**) είναι αμέταλλο χημικό στοιχείο με ατομικό αριθμό 53, και σχετική ατομική μάζα περίπου 127 g/mol. Ανήκει στην ομάδα των αλογόνων (VIIA ή 17η ομάδα) και στον τομέα p του περιοδικού συστήματος.

Είναι ένα κρυσταλλικό, πτητικό, αργυρόλευκο στερεό με μεταλλική λάμψη. Έχει σημείο τήξης 113,7 °C και σημείο βρασμού 184,3 °C. Σε θερμοκρασία δωματίου εξαχνώνεται αργά προς ιώδεις ατμούς, εξαιρετικά ερεθιστικούς για τα μάτια και το αναπνευστικό σύστημα. Η ονομασία ιώδιο αποδόθηκε εξαιτίας του χρώματος των ατμών του.

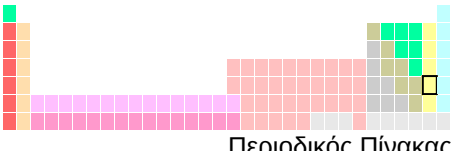
Το στοιχειακό ιώδιο είναι αρκετά δραστικό και παρουσιάζει διαβρωτική δράση, όταν έρχεται σε επαφή με μέταλλα. Αυτό οφείλεται στην ηλεκτραρνητικότητα του, την ικανότητα, δηλαδή, να δέχεται ηλεκτρόνια για να συμπληρώσει την εξωτερική του στιβάδα (υποστιβάδα 5p) Στις ενώσεις του απαντά, τις περισσότερες φορές, με αριθμό οξείδωσης -1. Γενικά, οι χημικές ιδιότητες του ιωδίου προσομοιάζουν με αυτές των άλλων αλογόνων (φθόριο, χλώριο, βρώμιο). Παρουσιάζουν, ωστόσο, διαφορές, εξαιτίας του μεγάλου μεγέθους του ατόμου του, αλλά και της μικρότερης δραστικότητάς του σε σχέση με τα άλλα αλογόνα.

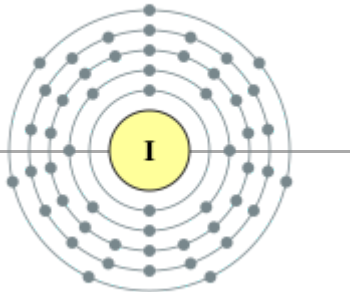
Ανακαλύφθηκε τυχαία το 1811 από τον Γάλλο χημικό Μπερνάρ Κουρτουά, μετά από κατεργασία παραπροϊόντων παρασκευής νιτρικού καλίου.

Στο φυσικό περιβάλλον απαντά αποκλειστικά με τη μορφή ενώσεων. Στο φλοιό της Γης το ιώδιο βρίσκεται σε περιεκτικότητα 1,4 ppm. Το θαλασσινό νερό περιέχει, επίσης, αξιόλογες ποσότητες ιωδιούχων αλάτων.

Κύρια παραγωγός χώρα είναι η Χιλή, η οποία χρησιμοποιεί ως πρώτη ύλη το νίτρο της Χιλής. Σε άλλες χώρες το ιώδιο παρασκευάζεται από φυσική άλμη.

Ο βιολογικός ρόλος του ιωδίου είναι ιδιαίτερα αξιοσημείωτος, αφού αποτελεί βασικό ιχνοστοιχείο για τον οργανισμό. Η έλλειψή του οδηγεί σε ασθένειες, όπως η βρογχοκήλη. Στις παραθαλάσσιες χώρες δεν παρατηρείται έλλειψη του ιχνοστοιχείου, καθώς μικρές ποσότητες αλάτων ταξιδεύουν στην ατμόσφαιρα και απορροφώνται από τα φυτά και τα ζώα.

Ιώδιο	
Τελλούριο ← Ιώδιο → Ξένο	
Br ↑ I ↓ At	
Περιοδικός Πίνακας	

53: Iodine	2,8,18,18,7
	
Το άτομο του ιωδίου	


Εξαχνούμενο ιώδιο

Ιστορία	
Ταυτότητα του στοιχείου	
Όνομα, σύμβολο	Ιώδιο (I)
Ατομικός αριθμός (Z)	53
Κατηγορία	αμέταλλα
ομάδα, περίοδος, τομέας	17 ,5, p
Σχετική ατομική μάζα (<i>A_r</i>)	126,904 g/mol
Ηλεκτρονική διαμόρφωση	[Kr] 4d10 5s2 5p5

Σημαντικές ποσότητες ιωδίου αξιοποιούνται στην ιατρική, όπου εφαρμόζεται ως απολυμαντικό και αντισηπτικό μέσο (βάμμα ιωδίου, povidone iodine). Εφαρμογές βρίσκει και στην αναλυτική χημεία, αφού χρησιμοποιείται για την ποιοτική ταυτοποίηση ορισμένων οργανικών ενώσεων και τον ποσοτικό προσδιορισμό με βάση τη μέθοδο της ιωδομετρίας.

Το στοιχειακό ιώδιο είναι αρκετά επικίνδυνο, αφού ερεθίζει τα μάτια και το αναπνευστικό σύστημα. Οι ατμοί του είναι εξαιρετικά διεισδυτικοί, γι' αυτό και αποθηκεύεται συνήθως σε ειδικά δοχεία που ονομάζονται *φιάλες ιωδίου*.

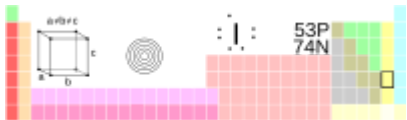
Το φυσικό ιώδιο βρίσκεται με τη μορφή του σταθερού ισότοπου του ¹²⁷I.

Ανακάλυψη

Το ιώδιο παρασκευάστηκε τυχαία από τον Γάλλο χημικό Μπερνάρ Κουρτουά το 1811, όχι σε κάποιο ερευνητικό εργαστήριο, αλλά στις εγκαταστάσεις παραγωγής νίτρου της οικοτεχνίας του. Η παραγωγή νίτρου (KNO₃, νιτρικού καλίου) για την παρασκευή της πυρίτιδας, γινόταν με πρώτες ύλες στάχτη από φύκια και νιτρικά άλατα από την κοπριά και την σήψη φυτικών και ζωικών υπολειμμάτων. Η στάχτη αυτή είναι πλούσια σε χλωριούχο νάτριο και κάλιο. Η κατεργασία της περιελάμβανε, αρχικά, την παραλαβή των αλάτων με νερό και, κατόπιν, την εξάτμιση του νερού σε δεξαμενές. Σε κάποιο στάδιο, σχηματιζόταν μια λάσπη, που κατά διαστήματα έπρεπε να απομακρυνθεί και να υποστεί επεξεργασία με θειικό οξύ. Φαίνεται ότι κάποια φορά το οξύ που χρησιμοποιήθηκε ήταν πολύ πυκνό, ώστε, με την προσθήκη του, έλαβε χώρα μια βίαιη αντίδραση και σχηματίστηκε ένα νέφος με ιώδες χρώμα και ερεθιστική οσμή. Όταν κατακάθισε το νέφος στα γειτονικά αντικείμενα, τα κάλυψε με γυαλιστερούς, σχεδόν μαύρους κρυστάλλους.

Ο Κουρτουά αντιλήφθηκε άμεσα τη σημασία του περιστατικού και ασχολήθηκε σύντομα με την μελέτη των ιδιοτήτων της νέας ουσίας. Με τα πρωτόγονα μέσα που διέθετε, διαπίστωσε ότι η ουσία μπορούσε να ενωθεί με το υδρογόνο, τον φώσφορο, τα μέταλλα και ότι σχημάτιζε εκρηκτικό παράγωγο με την αμμωνία. Υποπτεύθηκε ότι πρόκειται για νέο χημικό στοιχείο, αλλά δεν είχε τις δυνατότητες για περαιτέρω μελέτη. Μεταβίβασε, τότε, τα πορίσματα της έρευνας που διεξήγε, μαζί με μια ποσότητα κρυσταλλικού ιωδίου, σε φίλους του χημικούς. Αυτοί συνέχισαν τις έρευνες και, τελικά, ανακοίνωσαν την ανακάλυψη του στοιχείου, αποφεύγοντας όμως την αναφορά στο όνομα του Κουρτουά και αποσιωπώντας τον καθοριστικό του ρόλο. Η νέα ουσία ονομάστηκε ιώδιο, εξαιτίας του χρώματος των ατμών της.^[1]

Αριθμός CAS	7553-56-2
Ατομικές ιδιότητες	
Ατομική ακτίνα	140 pm
Ομοιοπολική ακτίνα	~139 pm
Ακτίνα van der Waals	198 pm
Ηλεκτραρνητικότητα	2,66 (κλίμακα Pauling)
Κυριότεροι αριθμοί οξείδωσης	7, 5, 3, 1, -1
Ενέργειες ιονισμού	1η: 1008.4 kJ·mol ⁻¹ 2η: 1845,9 kJ·mol ⁻¹ 3η: 3180 kJ·mol ⁻¹
Φυσικά χαρακτηριστικά	
Κρυσταλλικό σύστημα	ορθορομβικό
Σημείο τήξης	113,7 °C,
Σημείο βρασμού	184,3 °C,
Τριπλό σημείο	113 °C, 12,1 kPa
Κρίσιμο σημείο	544 °C, 11,7 MPa
Πυκνότητα	4,93 g/cm ³
Ειδική θερμοχωρητικότητα	(25 °C) 54,44 J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹
Μαγνητική συμπεριφορά	διαμαγνητικό
Η κατάσταση αναφοράς είναι η πρότυπη κατάσταση (25°C, 1 Atm) εκτός αν σημειώνεται διαφορετικά	



Εμφανίσεις

Το ιώδιο δεν απαντάται ποτέ σε ελεύθερη κατάσταση στη φύση. Βρίσκεται σε μικρές ποσότητες στο θαλάσσιο νερό με τη μορφή ανιόντων ιωδίου (I⁻) και σε περιεκτικότητα της τάξης των 50 mg/τόνο θαλάσσιου νερού. Σημαντικές ποσότητες βρίσκονται, επίσης, σε φυσικές άλμες.^[2]

Περιεκτικότητα ιωδίου στους ωκεανούς:

Τοποθεσία	Περιεκτικότητα (ppm)
Επιφάνεια Ατλαντικού	4,89·10 ⁻²
Βυθός Ατλαντικού	5,6·10 ⁻²
Επιφάνεια Ειρηνικού	4,3·10 ⁻²
Βυθός Ειρηνικού	5,8·10 ⁻²

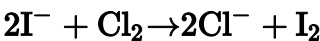
Στο σύμπαν το ιώδιο βρίσκεται σε περιεκτικότητα 0,0001 ppm και στο φλοιό της Γης με περιεκτικότητα 1,4 ppm. Ιώδιο συναντάται και στους μετεωρίτες, σε μικρότερη περιεκτικότητα (0,26 ppm).^[3]

Απομόνωση του ιωδίου

Βιομηχανική κλίμακα

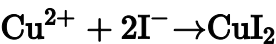
Για μεγάλο χρονικό διάστημα, μοναδική πηγή ιωδίου ήταν τα φύκια, ώσπου ανακαλύφθηκαν πλούσια κοιτάσματα NaNO₃ στην έρημο Ατακάμα της Χιλής. Από τα κοιτάσματα αυτά προέρχεται ένα μεγάλο μέρος της παγκόσμιας παραγωγής.^[1]

Βιομηχανικά παρασκευάζεται από το «νίτρο της Χιλής», το οποίο περιέχει, κατά κύριο λόγο, νιτρικό νάτριο (NaNO₃), αλλά και μικρές ποσότητες ιωδικού νατρίου (NaIO₃) και ιωδιούχου νατρίου (NaI), από το οποίο και λαμβάνεται με αναγωγή του από χλώριο:



Στις ΗΠΑ και στην Ιαπωνία ως πρώτη ύλη χρησιμοποιείται η φυσική άλμη, από την οποία παρασκευάζεται με τον ίδιο τρόπο, όπως πιο πάνω.^[4]

Αυτή η μέθοδος παρασκευής παρέχει ιώδιο μέτριας καθαρότητας. Προκειμένου να παρασκευαστεί καθαρό ιώδιο, το παρασκευασθέν προϊόν υφίσταται περαιτέρω επεξεργασία με άλατα του (δισθενούς) χαλκού:

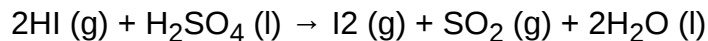
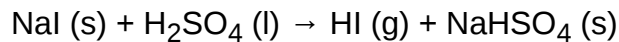


Το παραγόμενο ιωδίδιο σταδιακά αποσυντίθεται προς ιωδίδιο του μονοσθενούς χαλκού και καθαρό ιώδιο:

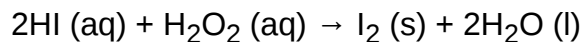
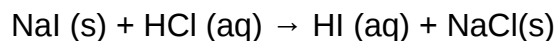


Εργαστηριακή κλίμακα

Εργαστηριακά μπορεί να παρασκευαστεί με οξείδωση του ιωδιούχου νατρίου από διάλυμα θειικού οξέος. Σε πρώτη φάση η αντίδραση παρέχει αέριο υδροϊώδιο, το οποίο, στη συνέχεια, οξειδώνεται από την περίσσεια θειικού οξέος προς καθαρό ιώδιο:^[5]



Άλλος τρόπος εργαστηριακής παρασκευής του είναι η ανταλλαγή ιόντων του ιωδιούχου νατρίου ή καλίου με υδροχλωρικό οξύ και, κατόπιν, οξείδωση των ιωδιούχων από υπεροξείδιο του υδρογόνου. Η διαδικασία αυτή ενδέχεται να παράγει και μικροσκοπικά ποσά χλωρίου.^[6]



Παραγωγή ιωδίου

Η Χιλή είναι ο μεγαλύτερος παραγωγός ιωδίου και ακολουθείται από την Ιαπωνία και τις ΗΠΑ. Το 2011 η Χιλή κατείχε το 50% της παγκόσμιας παραγωγής, έχοντας δύο από τα μεγαλύτερα εργοστάσια στον κόσμο.^[7]

Φυσικές ιδιότητες



Κρύσταλλοι ιωδίου

Είναι κρυσταλλικό και εύθραυστο στερεό με χρώμα τεφρομέλαν και χαρακτηριστική μεταλλική λάμψη. Έχει ατομικό αριθμό 53 και ατομικό βάρος 126,9045, θερμοκρασία τήξης 113,5 C° και θερμοκρασία βρασμού 184 C° στις 35 atm)"

Το ιώδιο εμφανίζει το φαινόμενο της εξάχνωσης: Με θέρμανση μεταβαίνει από την στερεή στην αέρια κατάσταση, χωρίς να μεσολαβήσει η υγρή.

Τάση ατμών ιωδίου σε διάφορες τιμές θερμοκρασίας και πίεσης:

Πίεση (Pa)	1	10	100	1.000	10.000	100.000
Θερμοκρασία (K)	260	282	309	342	381	457

Χημικές ιδιότητες

Το ιώδιο είναι το τέταρτο στοιχείο της 17ης ομάδας (ή VIIA κατά την παλαιότερη αρίθμηση) ή ομάδας των αλογόνων και βρίσκεται στην 5η περίοδο του Περιοδικού Πίνακα. Ανήκει, επίσης, στον τομέα p του περιοδικού πίνακα, καθώς το εξωτερικό του ηλεκτρόνιο ανήκει σε p-τροχιακό.^[8] Σύμφωνα με το

περιοδικό σύστημα, ταξινομείται στα αμέταλλα. Στην ηλεκτροχημική σειρά των αμετάλλων, το ιώδιο τοποθετείται δεξιά του οξυγόνου (O₂) και αριστερά του θείου (S), με δυναμικό ηλεκτροδίου +0,54V.^[9]

Οι ενέργειες ιονισμού (σε KJ/mol) των σταδιακών μετατροπών του ιωδίου σε ιόντα από I⁺ έως I¹⁰⁺, βρίσκονται στον πίνακα που ακολουθεί^[10] :

Ενέργειες ιονισμού

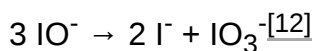
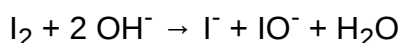
Μετατροπή	Ενέργεια ιονισμού (KJ/mol)
I - I ⁺	1008,4
I ⁺ - I ²⁺	1845,9
I ²⁺ - I ³⁺	3200
I ³⁺ - I ⁴⁺	4100
I ⁴⁺ - I ⁵⁺	5000
I ⁵⁺ - I ⁶⁺	7400
I ⁶⁺ - I ⁷⁺	8700
I ⁷⁺ - I ⁸⁺	16400
I ⁸⁺ - I ⁹⁺	19300
I ⁹⁺ - I ¹⁰⁺	22100

Το ιώδιο είναι το λιγότερο δραστικό από τα στοιχεία της ομάδας των αλογόνων. Αντιδρά με μέταλλα σχηματίζοντας τα αντίστοιχα ιωδιούχα άλατα. Τα άλατα αυτά είναι διαλυτά στο τήγμα του ιωδίου, δημιουργώντας ηλεκτρικά αγωγίμα διαλύματα με χαρακτηήρα τυπικού ασθενούς ηλεκτρολύτη. Αντιδρούν, επίσης, και με ιωδιούχες ενώσεις όπου το ιώδιο βρίσκεται με αριθμό οξείδωσης +1, όπως το μονοβρωμιούχο ιώδιο (IBr)^[11].

Στις ενώσεις του το ιώδιο απαντά κυρίως με τους παρακάτω αριθμούς οξείδωσης:

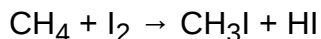
Αριθμός οξείδωσης	Γενική ονομασία ενώσεων	Χαρακτηριστικό ιόν	Παραδείγματα ενώσεων
-1	Ιωδιούχες	I ⁻	NaI, KI, MgI ₂ , AlI ₃ , ZnI ₂
+3	Ιωδιώδεις	IO ₂ ⁻	NaIO ₂ , KIO ₂
+5	Ιωδικές	IO ₃ ⁻	NaIO ₃ , KIO ₃
+7	Υπεριωδικές	IO ₄ ⁻	NaIO ₄ , KIO ₄

Σε αντίθεση με το χλώριο και το βρώμιο, ο σχηματισμός του υποϊώδους ιόντος (IO⁻) είναι αμελητέος σε ουδέτερα υδατικά διαλύματα. Σε βασικά διαλύματα (όπως σε υδατικό διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου) το ιώδιο μετατρέπεται με μια πολύπλοκη χημική αντίδραση (σε δύο στάδια) σε ιωδιούχα και ιωδικά ανιόντα:



Οργανικές αντιδράσεις

Αντιδρά, επίσης, με οργανικές ενώσεις, αντικαθιστώντας άτομα υδρογόνου:



Η ιδιότητά του αυτή το καθιστά ιδιαίτερα χρήσιμο στην Οργανική Χημεία, στις αντιδράσεις μεθυλίωσης, αλλά και στην Φαρμακευτική, καθώς οι ενώσεις που παρασκευάζονται βρίσκουν σημαντικές εφαρμογές.

Ενώσεις του ιωδίου

Αλκάλια

Σημαντική εμπορική και βιομηχανική αξία έχουν τα άλατα του ιωδίου με αλκάλια.

- Ιωδιούχο νάτριο (NaI)

Προστίθεται συχνά στο μαγειρικό αλάτι, για να αυξήσει την περιεκτικότητά του σε ιώδιο, μετατρέποντάς του σε σημαντική πηγή πρόσληψης ιωδίου για τον ανθρώπινο οργανισμό.

- Ιωδιούχο κάλιο (KI)

Προστίθεται επίσης στο αλάτι και τις ζωοτροφές για να προστατέψει τους ανθρώπους και τα ζώα από την έλλειψη ιωδίου. Εφαρμογές βρίσκει και στην Ιατρική, όπου χρησιμοποιείται για τη θεραπεία της βρογχοκήλης, των μυκητιάσεων και άλλων ασθενειών. Το βάμμα ιωδίου είναι αιθανολικό διάλυμα ιωδιούχου καλίου και ιωδίου.^[13]



Ιωδιούχο κάλιο

Διαλογονικές ενώσεις

Το ιώδιο σχηματίζει διαλογονικές ενώσεις, δηλ. ενώσεις με άλλα αλογόνα, με όλους τους αριθμούς οξειδωσής του. Δεδομένης της μεγάλης διαφοράς ηλεκτραρνητικότητας που έχει σε σχέση με τα άλλα αλογόνα, εμφανίζει το μεγαλύτερο αριθμό διαλογονικών ενώσεων από κάθε άλλο αλογόνο.^[14]

Γνωστές διαλογονικές ενώσεις του ιωδίου με βάση τον Α.Ο. του ιωδίου και το αλογόνο

	<u>F</u>	<u>Cl</u>	<u>Br</u>	<u>I</u>	<u>At</u>
-1					AtI
0				I ₂	
+1	IF	ICl	IBr		
+3	IF ₃	ICl ₃			
+5	IF ₅		IBr ₅		
+7	IF ₇				

Το ICl χρησιμοποιείται σε οργανικές συνθέσεις.

Οξείδια

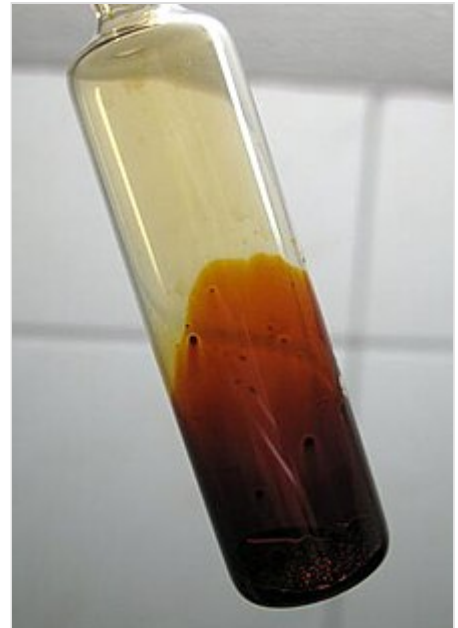
Το ιώδιο σχηματίζει πολλά οξείδια εξαιτίας της ποικιλίας των αριθμών οξειδωσης που εμφανίζει.

Πεντοξείδιο του ιωδίου (I_2O_5): Ο ανυδρίτης του ιωδικού οξέος, ο μοναδικός σταθερός ανυδρίτης που σχηματίζει το ιώδιο.^[15]

Άλλα οξείδια είναι το *τετροξείδιο του ιωδίου* (I_2O_4), το *διοξείδιο του ιωδίου* (IO_2).

Υδροϊώδιο

Το υδροϊώδιο είναι μια αέρια ένωση του ιωδίου, η οποία, όταν διαλύεται στο νερό, παρέχει το ισχυρό *υδροϊωδικό οξύ*. Όταν έρχεται σε επαφή με τον υγρό αέρα σχηματίζει διάλυμα και εμφανίζει ατμούς. Χρησιμοποιείται στη διαδικασία σχηματισμού του οξικού οξέος.^[16]



Μονοχλωριούχο ιώδιο

Ισότοπα

Είναι γνωστά 37 ισότοπα του στοιχείου, από το ^{108}I ως το ^{144}I . Σταθερό είναι μόνο το ^{127}I .

Το μακροβιότερο ισότοπό του, ^{129}I , έχει χρόνο υποδιπλασιασμού 15,7 εκατομμυρια χρόνια. Το μεγαλύτερο μέρος της ραδιενέργειας που οφείλεται στο ^{129}I , είναι ανθρωπογενές, όντας ανεπιθύμητο παραπροϊόν παλιών πυρηνικών δοκιμών και ατυχημάτων.

Τα υπόλοιπα ραδιοϊσότοπα του ιωδίου έχουν ημιζωές μικρότερες από 60 ημέρες, τέσσερα εκ των οποίων χρησιμοποιούνται ως ιχνηθέτες και θεραπευτικά μέσα στην ιατρική, τα ^{123}I , ^{124}I , ^{125}I και ^{131}I . Σχεδόν όλη η βιομηχανική παραγωγή ραδιενεργών ισοτόπων του ιωδίου περιορίζεται σε αυτά τα ισότοπα.^[17]

Βιολογικός ρόλος και σημασία

Το ιώδιο συνιστά βασικό ιχνοστοιχείο του ανθρώπινου σώματος, στο οποίο περιέχονται φυσιολογικά 14 mg από το στοιχείο αυτό. Συγκεντρώνεται κυρίως στο θυρεοειδή αδένα, ο οποίος είναι υπεύθυνος για την έκκριση ορμονών που περιέχουν ιώδιο, με σημαντικότερη απ' αυτές τη θυροξίνη. Η θυροξίνη διαδραματίζει καθοριστικό ρόλο στη διατήρηση του κανονικού μεταβολισμού για όλα τα κύτταρα του οργανισμού.

Η έλλειψη του ιωδίου στον οργανισμό, κάτι που παρατηρείται σχετικά σπάνια, μπορεί να οδηγήσει στην εμφάνιση βρογχοκήλης και μυξοιδήματος. Στις περισσότερες περιοχές, το πόσιμο νερό περιέχει επαρκή ποσότητα ιωδίου για την παραγωγή θυροξίνης. Όπου, όμως, το πόσιμο νερό είναι φτωχό σε ιώδιο, αυξάνεται η πιθανότητα εμφάνισης βρογχοκήλης στον πληθυσμό. Για την αποφυγή τέτοιου ενδεχομένου,

προστίθενται μικρές ποσότητες ιωδίου στο μαγειρικό αλάτι.^[12] Αξίζει να αναφερθεί, επίσης, ότι στη Δύση, εννέα μόλις χρόνια μετά την ανακάλυψη του ιωδίου και την αναγνώριση της σημασίας του, χορηγήθηκε με σκοπό την καταπολέμηση της βρογχοκήλης.

Αξιοσημείωτο είναι το γεγονός ότι στις παραθαλάσσιες χώρες δεν εντοπίζονται προβλήματα έλλειψης ιωδίου. Αυτό συμβαίνει επειδή μικρές ποσότητες ιωδιούχων αλάτων παρασύρονται με τον άνεμο και μεταφέρονται στην ατμόσφαιρα. Από εκεί, καταλήγουν στην ξηρά με τη βοήθεια των κατακρημνισμάτων (βροχή, χίονι κλπ.), μεταφέρονται στα φυτά κι έπειτα στα ζώα, στα οποία επίσης είναι απαραίτητο το ιώδιο. Όταν παρατηρείται έλλειψη ιωδίου στα ζώα, η αναπλήρωση της ποσότητας γίνεται με την προσθήκη ιωδιούχων αλάτων στις ζωοτροφές.

Όταν συνέβη το τραγικό πυρηνικό ατύχημα στο Τσερνόμπιλ, σημειώθηκε μεγάλη αύξηση στις πωλησεις δισκίων ιωδιούχων αλάτων στα φαρμακεία. Το ραδιενεργό ιώδιο που εκλύθηκε στο περιβάλλον συσσωρευόταν στο θυρεοειδή αδένά, με αποτέλεσμα να δημιουργείται καρκίνος του θυρεοειδούς. Με την πρόσληψη μεγάλης ποσότητας μη ραδιενεργού ιωδίου, ο οργανισμός θεώρησε περιττή την ύπαρξη του ραδιενεργού ιωδίου, το οποίο και απέβαλλε, τελικά, από τον οργανισμό και δεν το κατακρατούσε στο θυρεοειδή.^[18]

Ωστόσο, κρίνεται σημαντικό να επισημανθεί ότι η πρόσληψη υπερβολικής ποσότητας ιωδίου από τον οργανισμό μπορεί να προκαλέσει σοβαρές βλάβες στους ιστούς και το δέρμα, καθώς σε υψηλές συγκεντρώσεις μπορεί να καταστεί δηλητηριώδες.

Χρήσεις - Εφαρμογές

Ιατρική

Το ιώδιο χρησιμοποιείται ιδιαίτερα στη Φαρμακευτική ως απολυμαντικό και αντισηπτικό μέσο, κυρίως αυτούσιο, με τη μορφή διαλύματος σε αιθυλική αλκοόλη και νερό μαζί με ιωδιούχο κάλιο(βάμμα ιωδίου) είτε, υπό μορφή ιωδιούχων ενώσεων, όπως το ιωδοφόρμιο (CHI_3), που βρίσκουν ποικίλες εφαρμογές, τόσο στην παρασκευή απολυμαντικών όσο και στην παρασκευή φαρμάκων.^[19]

Το ραδιενεργό του ισότοπο ^{131}I χρησιμοποιείται σε ραδιοδιαγνωστικές διαδικασίες, συγκεκριμένα, ως σκιαγραφικό μέσο απεικόνισης στις αξονικές τομογραφίες.

Αναλυτική Χημεία

Το ιώδιο και οι ενώσεις του βρίσκουν εκτεταμένες εφαρμογές στην αναλυτική χημεία. Μεγάλος αριθμός αναλυτικών μεθόδων βασίζεται στην απελευθέρωση ή δέσμευση ιωδίου, που ελέγχεται ογκομετρικά με τη χρήση θειοθειικού νατρίου (ιωδομετρία). Ο βαθμός ακορεστότητας των λιπών και των ελαίων (το πλήθος των πολλαπλών δεσμών C-C των μορίων τους) προσδιορίζεται με προσθήκη στοιχειακού ιωδίου.

Ενώσεις του ιωδίου χρησιμοποιούνται, επίσης, ως καταλύτες σε ορισμένες κατηγορίες οργανικών αντιδράσεων.

Άλλες χρήσεις

Άλατα του ιωδίου, όπως το ιωδιούχο κάλιο και ο ιωδιούχος άργυρος αξιοποιούνται στη φωτογραφική. Επίσης, ο ιωδιούχος άργυρος χρησιμοποιείται για το σχηματισμό νεφών και τη δημιουργία τεχνητής βροχής^[20].

Τοξικότητα και προφυλάξεις

Το στοιχειακό ιώδιο είναι ήπιο οξειδωτικό. Η άμεση επαφή του με το δέρμα μπορεί να του προκαλέσει ζημιά, επομένως η χρήση των κρυστάλλων ιωδίου πρέπει να γίνεται με προσοχή. Διαλύματα με υψηλή περιεκτικότητα σε ιώδιο όπως το βάμμα ιωδίου είναι ικανά να προκαλέσουν βλάβη στους ιστούς αν η χρήση τους για καθαρισμό είναι εκτεταμένη.

Το στοιχειακό ιώδιο (I₂) είναι τοξικό αν προσληφθεί από το στόμα σε μεγαλύτερες ποσότητες. Η θανατηφόρα δόση για έναν ενήλικα είναι περίπου 2-3 γραμμάρια.

Οι ατμοί του ιωδίου είναι εξαιρετικά επικίνδυνοι για τα μάτια και το αναπνευστικό σύστημα. Η περιεκτικότητα του αέρα σε ιώδιο δεν πρέπει να υπερβαίνει το 1mg ανά κυβικό μέτρο.



Όταν αναμειγνύεται με αμμωνία και νερό, σχηματίζει ιωδίδιο του αζώτου που είναι εξαιρετικά ευαίσθητο εκρηκτικό και διασπάται σε αέριο άζωτο και πυκνούς ατμούς ιωδίου.

Παραπομπές

1. Αναστάσιος Βαρβόγλης, Πορτρέτα των χημικών στοιχείων, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης, Ηράκλειο 2001, σσ. 160-1
2. Πάπυρος Larousse Britannica, Εκδ. Πάπυρος, 2007, τομ. 26, σ. 399
3. «Freshney Periodic Table» (<https://web.archive.org/web/20120914003029/http://www.freshney.org/education/pt/index.htm>). Αρχειοθετήθηκε από το πρωτότυπο (<http://www.freshney.org/education/pt/index.htm>) στις 14 Σεπτεμβρίου 2012. Ανακτήθηκε στις 8 Σεπτεμβρίου 2012.
4. Jessica Elzea Kogel, Society for Mining, Metallurgy, and Exploration (U.S.), Nikhil C. Trivedi, James M. Barker, Stanley T. Krukowski, *Industrial Minerals & Rocks: Commodities, Markets, and Uses*, SME, 2006 ISBN 0-87335-233-5
5. Web Elements (<http://www.webelements.com/iodine/>)
6. Video (<https://www.youtube.com/watch?v=ZFP7fYGrFRI%7CYoutube>)
7. [1] (<https://minerals.usgs.gov/minerals/pubs/mcs/%7Cusgs.gov>)
8. Μπαζάκης Ι.Α., Γενική Χημεία, Αθήνα
9. Πάπυρος Larousse Britannica, Εκδ. Πάπυρος, τόμος 22, σ. 331
10. Freshney periodic table on line (<http://freshney.co.uk/>)
11. Πάπυρος Larousse Britannica, Εκδ. Πάπυρος, 2007, τομ. 26, σ. 400
12. Πάπυρος Larousse Britannica, Εκδ. Πάπυρος, 2007, τομ. 26, σ. 399-401
13. Πάπυρος Larousse Britannica, Εκδ. Πάπυρος, 2007, τομ. 26, σ. 648
14. P. B. Saxena, Chemistry of interhalogen compounds, σ. 3 (http://books.google.gr/books/about/Chemistry_Of_Interhalogen_Compounds.html?id=nvatWdX1ZWcC&redir_esc=y)
15. Norman Greenwood, Alan Earnshaw, Chemistry of the elements, 1997, εκδ. Butterworth - Heinemann, σσ. 851-2

16. Hosea Cheung, Robin S. Tanke, G. Paul Torrence "Acetic Acid" στην Εγκυκλοπαίδεια Βιομηχανικής Χημείας Ullmann, 2005, εκδ. Wiley-VCH, Weinheim
17. Hertz, Barbara; Schuleller, Kristin. "Saul Hertz, MD (1905 - 1950) A Pioneer in the Use of Radioactive Iodine", *Endocrine Practice* 2010 16,4;713-715.
18. Αναστάσιος Βαρβόγλης, Πορτρέτα των χημικών στοιχείων, Πανεπιστημιακές εκδόσεις Κρήτης, Ηράκλειο 2001, σσ. 160-2
19. «Iodine.com» (<https://web.archive.org/web/20090223223617/http://www.iodine.com/methyliodide.htm>). Αρχειοθετήθηκε από το πρωτότυπο (<http://www.iodine.com/methyliodide.htm>) στις 23 Φεβρουαρίου 2009. Ανακτήθηκε στις 18 Μαρτίου 2009.
20. Πάπυρος Larousse Britannica, Εκδ. Πάπυρος, 2007, τομ. 26, σσ. 401-2

Εξωτερικοί σύνδεσμοι

-  Πολυμέσα σχετικά με το θέμα Iodine στο Wikimedia Commons
-  Λεξιλογικός ορισμός του ιώδιο στο Βικιλεξικό

Ανακτήθηκε από "<https://el.wikipedia.org/w/index.php?title=Ιώδιο&oldid=10787105>"