



# Καίσιο

Το **καίσιο** (αγγλικά **HB** και **IUPAC**: *caesium*,<sup>[1]</sup> αγγλικά **HPA** *cesium*)<sup>[2]</sup> είναι το χημικό στοιχείο με το σύμβολο **Cs** και ατομικό αριθμό 55 και ατομικό βάρος 132,9054 amu.

Στις κανονικές συνθήκες περιβάλλοντος, το χημικά καθαρό καίσιο, είναι μαλακό, αργυρόχρυσο στερεό αλκαλιμέταλλο, με κανονική θερμοκρασία τήξης 28,5 °C, οπότε είναι ένα από τα πέντε μέταλλα χημικά στοιχεία που είναι υγρά μέσα ή κοντά στη θερμοκρασία δωματίου (20 °C). Τα υπόλοιπα τέσσερα (4) είναι το ρουβίδιο (σ.τ. 39 °C), το γάλλιο (σ.τ. 30 °C ), το φράγκιο (σ.τ. 27 °C ) και ο υδράργυρος (σ.τ. -39 °C)<sup>[3]</sup>. Βέβαια είναι και το βρώμιο (με σ.τ. -7,2 °C), αλλά αυτό είναι αμέταλλο. Επίσης, προκαταρκτική εργασία προτείνει ότι το κοπερνίκιο και το φλερόβιο είναι αέρια μέταλλα στη θερμοκρασία δωματίου. Είναι το πιο δραστικό από όλα τα μέταλλα, πυροφορικό και αντιδρά με το νερό, ακόμη και στους -116 °C. Είναι το πιο ηλεκτροθετικό από όλα τα χημικά στοιχεία, με ηλεκτραρνητικότητα 0,79 κατά Pauling. Το μόνο σταθερό ισότοπο του καισίου είναι το <sup>133</sup>Cs. Το καίσιο εξορύσσεται κυρίως από τον πολλουκίτη, ενώ τα ραδιοϊσότοπά του, ιδιαίτερα το <sup>137</sup>Cs που είναι προϊόν πυρηνικής σχάσης, εξάγονται από τα απόβλητα που παράγουν οι πυρηνικοί αντιδραστήρες.

Ο γερμανός χημικός Ρόμπερτ Μπούνσεν (*Robert Bunsen*) και ο επίσης γερμανός φυσικός Γκούσταβ Κίρχοφ (*Gustav Kirchhoff*) το 1860, ανακάλυψαν το καίσιο με την (τότε) πρόσφατα αναπτυσσόμενη μέθοδο της φασματοσκοπίας φλόγας. Οι πρώτες μικρής κλίμακας εφαρμογές του καισίου ήταν ως ιοντοανταλλάκτες για λυχνίες κενού και σε φωτοηλεκτρικά κύτταρα. Το 1967, λειτουργώντας ως απόδειξη της θεωρίας του Αϊνστάιν ότι η ταχύτητα του φωτός είναι η πιο σταθερή διάσταση στο σύμπαν, το Διεθνές Σύστημα Μονάδων (SI) χρησιμοποίησε δυο ειδικά μήκη κύματος από το φάσμα εκπομπής του <sup>133</sup>Cs για να επανορίσει το δευτερόλεπτο και το μέτρο. Από τότε, το καίσιο χρησιμοποιήθηκε ευρύτατα σε πολύ ακριβή ατομικά ρολόγια.

Από τη δεκαετία του 1990, η μεγαλύτερη εφαρμογή του στοιχείο είναι ως μυρμηκικό καίσιο (CsCO<sub>2</sub>H) σε υγρά γεώτρησης, αλλά έχει επίσης ένα εύρος εφαρμογών στην παραγωγή ηλεκτρισμού, στην ηλεκτρονική και στη χημεία.

Καίσιο	
<div>Ξένο ← Καίσιο → Βάριο</div> <div><div><div>Rb</div><div>Cs</div><div>Fr</div></div><div><div>↑</div><div></div><div>↓</div></div></div> <div>Περιοδικός Πίνακας</div>	
55: Caesium	2,8,18,18,8,1
Ιστορία	
Ταυτότητα του στοιχείου	
Όνομα, σύμβολο	Καίσιο (Cs)
ομάδα, περίοδος, τομέας	1 ,6,
Σχετική ατομική μάζα (A <sub>r</sub> )	132,9054519
Ατομικές ιδιότητες	
Ατομική ακτίνα	265 pm
Ομοιοπολική ακτίνα	244±11 pm
Ακτίνα van der Waals	343 pm
Ηλεκτραρνητικότητα	0,79 (κλίμακα Pauling)
Φυσικά χαρακτηριστικά	

Το ραδιοϊσότοπο  $^{137}\text{Cs}$  έχει ημιζωή περίπου 30 χρόνια και χρησιμοποιήθηκε σε ιατρικές εφαρμογές, σε βιομηχανικές μετρήσεις και στην υδρολογία. Οι μη ραδιενεργές ενώσεις του καϊσίου είναι μόνο ήπια τοξικές, αλλά η τάση του καθαρού μετάλλου να αντιδρά εκρηκτικά με το νερό το καθιστά σημαντικά επικίνδυνο υλικό, ενώ τα ραδιοϊσότοπά του, παρουσιάζουν σημαντικό κίνδυνο τόσο για την υγεία, όσο και για το περιβάλλον.

Ονομάστηκε έτσι (*caesium*) από αυτήν τη διπλή χαρακτηριστική κυανή γραμμή του φάσματος εκπομπής του, από τη λατινική λέξη "*caesisus*", που στα ελληνικά σημαίνει «ουρανί» (χρώμα), δηλαδή «κυανό του ουρανού».<sup>[4]</sup>

Το καΐσιο εντοπίζεται μαζί με το κάλιο, σε πολλές ιαματικές πηγές, καθώς και σε κοιτάσματα αλάτων. Μέχρι 33% περιέχεται στο σπάνιο ορυκτό πολουσίτη ως αργιλοπυριτικό καΐσιο, που απαντάται (για παράδειγμα) στη νήσο Έλβα. Επίσης απαντάται και στο λεπιδόλιθο (αργιλοπυριτικό λίθιο).

Τα άλατα καϊσίου λαμβάνονται από τα αλμόλοιπα της κρυστάλλωσης των αλάτων του λιθίου. Δύσκολα όμως διαχωρίζονται από τα συνοδεύοντα αυτών άλατα του ρουβιδίου. Το μέταλλο καΐσιο λαμβάνεται είτε με ηλεκτρόλυση μίγματος τεττηγμένων κυανιδίων καϊσίου και βορίου, είτε ευκολότερα δι' αναγωγής του υδροξειδίου του καϊσίου και του ανθρακικού καϊσίου με τη βοήθεια μαγνησίου μέσα σε ρεύμα υδρογόνου. Επίσης παρασκευάζεται και με απόσταξη χλωριούχου καϊσίου μετά του ασβεστίου, είτε δι' αναγωγής του οξειδίου του καϊσίου δια κόνεως μαγνησίου.

## Ισότοπα

Το καΐσιο έχει 39 γνωστά ισότοπα, που ο μαζικός αριθμός τους κυμαίνεται από 112 ως 151. Αρκετά από αυτά συνθέτονται από ελαφρύτερα χημικά στοιχεία, με την αργή διεργασία σύλληψης νετρονίου (διεργασία S) μέσα στα γηραιά αστέρια και με τη διεργασία R, σε εκρήξεις υπερκαινοφανών αστερών. Το μόνο σταθερό ισότοπο είναι το  $^{133}\text{Cs}$ , με 78 νετρόνια. Παρόλο που έχει μεγάλο πυρηνικό σπιν ( $7/2+$ ), οι μελέτες πυρηνικού μαγνητικού συντονισμού αυτού του ισοτόπου μπορούν να χρησιμοποιούν τη λογική συχνότητα των 11,7 MHz.

Το ραδιοϊσότοπο  $^{135}\text{Cs}$ , με 80 νετρόνια, έχει πολύ μακρά ημιζωή, περί τα 2,3 εκατομμύρια έτη. Είναι το μακροβιότερο ραδιοϊσότοπο του καϊσίου. Αποτελεί ένα από τα μακροβιότερα προϊόντα πυρηνικής σχάσης του ουρανίου, που παράγεται σε πυρηνικούς αντιδραστήρες. Ωστόσο, αυτό το προϊόν σχάσης είναι μειωμένο στους περισσότερους αντιδραστήρες, γιατί ο προκάτοχός του, το  $^{135}\text{Xe}$ , είναι δυνατό δηλητήριο νετρονίων, ώστε συχνά μετατρέπεται στο σταθερό  $^{136}\text{Xe}$ , πριν προλάβει να (το  $^{135}\text{Xe}$ ) μπορέσει να διασπαστεί σε  $^{135}\text{Cs}$ .

<u>Κρυσταλλικό σύστημα</u>	κυβικό
<u>Κρυσταλλικό πλέγμα</u>	χωροκεντρωμένο
<u>Σημείο τήξης</u>	301,59 K, 28,44 °C, 83,19 °F
<u>Σημείο βρασμού</u>	944 K, 671 °C, 1240 °F
<u>Κρίσιμο σημείο</u>	1938 K, 9,4 MPa
<u>Πυκνότητα</u>	1,93
<u>Ενθαλπία τήξης</u>	2,09 kJ/mol
<u>Ενθαλπία εξάτμισης</u>	63,9 kJ/mol
<u>Μαγνητική συμπεριφορά</u>	παραμαγνητικό
<u>Ειδική θερμική αγωγιμότητα</u>	35,9
<u>Σκληρότητα Mohs</u>	0,2
<u>Σκληρότητα Brinell</u>	0,14 MPa
<u>Μέτρο ελαστικότητας (Young's modulus)</u>	1,7 GPa
Η κατάσταση αναφοράς είναι η πρότυπη κατάσταση (25°C, 1 Atm) εκτός αν σημειώνεται διαφορετικά	

Το ραδιοϊσότοπο  $^{137}\text{Cs}$ , με 82 νετρόνια, έχει ημιζωή 30 έτη. Διασπάται αρχικά στο βραχύβιο  $^{137\text{m}}\text{Ba}$ , με β-διάσπαση και έπειτα στο μη ραδιενεργό  $^{137}\text{Ba}$ . Η β-διάσπαση από  $^{137}\text{Cs}$  σε  $^{137}\text{Cs}$  συνοδεύεται από ισχυρή εκπομπή ακτίνων γ. Το  $^{137}\text{Cs}$  και το  $^{90}\text{Sr}$  είναι τα κύρια μεσαίας ημιζωής προϊόντα της πυρηνικής σχάσης, και οι κύριες πηγές της ραδιενέργειας που εκπέμπεται από τα πυρηνικά καύσιμα για εκατοντάδες χρόνια μετά την ψύξη τους. Αυτά τα δυο ραδιοϊσότοπα ( $^{137}\text{Cs}$  και  $^{90}\text{Sr}$ ) είναι οι μεγαλύτερες πηγές ραδιενέργειας στην περιοχή του Τσερνομπίλ, μετά από την καταστροφή. Εξαιτίας του χαμηλού βαθμού σύλληψης νετρονίων, η απαλλαγή μιας μολυσμένη περιοχής από το  $^{137}\text{Cs}$  μέσω αυτής της διεργασίας (δηλαδή της σύλληψης νετρονίων) είναι (πρακτικά) εφικτή. Η μόνο προς το παρόν ισχύουσα λύση είναι απλά να αφεθεί το ραδιοϊσότοπο να διασπαστεί ραδιενεργά, για όσο χρόνο αυτό χρειαστεί. Σχεδόν όλη η ποσότητα του καυσίου που παράχθηκε με πυρηνική σχάση προέρχεται από τη β-διάσπαση αρχικά περισσότερο πλούσιων σε νετρόνια προϊόντων σχάσης, περνώντας ενδιάμεσα από διάφορα ισότοπα του ιώδιου και του ξένου. Επειδή τόσο το ιώδιο και το ξένο είναι πτητικά και μπορούν να διαφύγουν μέσω πυρηνικού καυσίμου ή του αέρα, το ραδιενεργό καίσιο συχνά παράγεται μακριά από την αρχική τοποθεσία της σχάσης. Οι πυρηνικές δοκιμές από τη δεκαετία του 1950 ως τη δεκαετία του 1980,  $^{137}\text{Cs}$  που εκλύθηκε στην ατμόσφαιρα και γύρισε στην επιφάνεια της Γης ως ραδιενεργή σκόνη. Είναι ήδη καταγραφείας της κίνησης στο έδαφος και ίζημα από αυτές τις εποχές.

Το ραδιοϊσότοπο  $^{134}\text{Cs}$ , με 79 νετρόνια, έχει ημιζωή 2 έτη. Διασπάται απευθείας στο  $^{134}\text{Ba}$ .

Τα ραδιοϊσότοπα  $^{129}\text{Cs}$ ,  $^{131}\text{Cs}$ ,  $^{132}\text{Cs}$  και  $^{136}\text{Cs}$ , έχουν ημιζωές που κυμαίνονται μεταξύ μιας ημέρας και δύο εβδομάδων.

Τα υπόλοιπα ραδιοϊσότοπα του καυσίου έχουν ημιζωές που κυμαίνονται μεταξύ 2 δευτερολέπτων και κλασμάτων του δευτερολέπτου. Υπάρχουν τουλάχιστον 21 μετασταθή πυρηνικά ισομερή καυσίου. Εκτός από το  $^{134\text{m}}\text{Cs}$ , που έχει ημιζωή κάτω των 3 ωρών, τα υπόλοιπα είναι πολύ ασταθή και έχουν ημιζωές λίγα λεπτά ή λιγότερο.

## Χαρακτηριστικά

### Φυσικές ιδιότητες

Το καίσιο (στις κανονικές συνθήκες περιβάλλοντος) είναι το μαλακότερο (στερεό) χημικό στοιχείο, με σκληρότητα 0,2 Mohs. Είναι πολύ ελατό, χλωμό μέταλλο, που σκουραίνει με την παρουσία (έστω και ιχνών) οξυγόνου.<sup>[5][6][7]</sup>

Όταν είναι υπό την παρουσία ορυκτέλαιου, που είναι ο καλύτερος τρόπος διατήρησης για μετακίνηση, χάνει τη μεταλλική του λάμψη και αρχίζει να δημιουργείται μια στιλπνότητα, (που τείνει προς την γκρι εμφάνιση. Έχει κανονική θερμοκρασία τήξης 28,5 °C, καθιστώντας το ένα από τα λίγα μεταλλικά χημικά στοιχεία που υγροποιείται κοντά στη θερμοκρασία δωματίου. Συγκεκριμένα, ο υδράργυρος είναι το μόνο μεταλλικό χημικό στοιχείο που έχει μικρότερη γνωστή (μετρημένη) θερμοκρασία τήξης.<sup>[8]</sup> Βέβαια, το ραδιενεργό μεταλλικό χημικό στοιχείο φράγκιο υπολογίστηκε ότι μάλλον έχει μικρότερη κανονική θερμοκρασία τήξης, αλλά η ραδιενεργότητά του εμποδίζει την απομόνωση και επομένως τον έλεγχο



Υψηλής καθαρότητας  $^{133}\text{Cs}$  αποθηκευμένο μέσα σε αργό.

ικανής ποσότητας του στοιχείου.<sup>[9]</sup> Επίσης, το κοπερνίκιο και το φλεβόριο μπορεί επίσης να έχουν ακόμη χαμηλότερες θερμοκρασίες τήξης. Επιπρόσθετα, το μεταλλικό καίσιο έχει μάλλον χαμηλή θερμοκρασία βρασμού, συγκεκριμένα 641 °C, επίσης τη χαμηλότερη από όλα τα μεταλλικά χημικά στοιχεία πλην του υδραργύρου.<sup>[10]</sup>



Κρύσταλλοι καϊσίου (χρυσασφί), συγκρινόμενοι με κρυστάλλους ρουβιδίου (ασημί).

Οι ενώσεις του καίγονται δίνοντας μπλε<sup>[11][12]</sup> ή ιώδη<sup>[12]</sup> φλόγα.

Το καίσιο σχηματίζει κράματα με τα άλλα αλκαλιμέταλλα, με το χρυσό και με τον υδράργυρο (αμαγάματα). Σε θερμοκρασίες κάτω των 650 °C δεν σχηματίζει κράματα με το κοβάλτιο, με το σίδηρο, το μολυβδαίνιο, το νικέλιο, το λευκόχρυσο, το ταντάλιο και το βολφράμιο. Σχηματίζει καλά ορισμένες διαμεταλλικές ενώσεις με το αντιμόνιο, με το γάλλιο, με το ίνδιο και το θόριο, που είναι φωτοευαίσθητες.<sup>[5]</sup> Αναμειγνύεται με τα άλλα αλκαλιμέταλλα (εκτός από το λίθιο). Το κράμα με μοριακή σύνθεση 41% καίσιο, 47% κάλιο και 12% νάτριο έχει τη χαμηλότερη κανονική θερμοκρασία τήξης από κάθε άλλο γνωστό μεταλλικό κράμα, συγκεκριμένα -78 °C.<sup>[8][13]</sup>

Λίγα αμαγάματα του καϊσίου έχουν μελετηθεί. Το διυδραργυριούχο καίσιο ( $\text{CsHg}_2$ ) είναι μαύρο με πορφυρή μεταλλική λάμψη, ενώ το υδραργυριούχο καίσιο ( $\text{CsHg}$ ) είναι χρυσασφί, με επίσης μεταλλική λάμψη.<sup>[14]</sup>

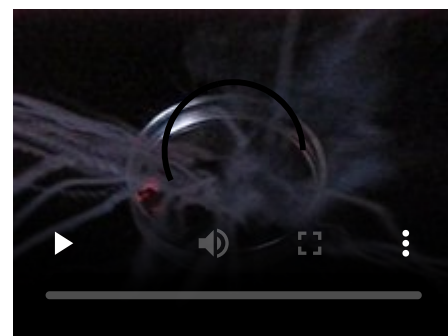
Το χρυσασφί χρώμα του (μεταλλικού) καϊσίου προέρχεται από τη μειούμενη συχνότητα του φωτός που απαιτείται για να διεγείρει ηλεκτρόνια αλκαλιμετάλλων, καθώς κατεβαίνουμε στην ομάδα. Από το λίθιο ως και το ρουβίδιο η συχνότητα αντιστοιχεί στο υπεριώδες, αλλά στο καίσιο μπαίνει πια στο τέλος του ορατού φάσματος, δηλαδή στο μπλε-ιώδες. Το καίσιο μεταδίδει και μερικώς απορροφά το ιώδες φως επιλεκτικά σε σύγκριση με τα υπόλοιπα χρώματα του ορατού φάσματος, τα οποία ανακαλούνται, δίνοντας έτσι μια κιτρινωπή χροιά.<sup>[15]</sup>

## Χημικές ιδιότητες

Το μεταλλικό καίσιο είναι πολύ δραστικό και πυροφορικό. Αναφλέγεται αυθόρμητα στον αέρα και αντιδρά εκρηκτικά με το νερό, ακόμη και σε χαμηλές θερμοκρασίες, περισσότερο από κάθε άλλο αλκαλιμέταλλο.<sup>[5][16]</sup>

Αντιδρά μάλιστα με τον πάγο σε θερμοκρασίες ως και -116 °C.<sup>[8]</sup>

Εξαιτίας αυτής της υψηλής δραστικότητάς του, το μεταλλικό καίσιο ταξινομήθηκε ως επικίνδυνο υλικό. Αποθηκεύεται και μεταφέρεται μέσα σε ξηρούς κορεσμένους υδρογονάνθρακες, όπως τα ορυκτέλαια. Μπορεί κανείς να το χειριστεί μόνο σε ατμόσφαιρα αδρανούς αερίου, όπως είναι για παράδειγμα το αργό. Ωστόσο, μια έκρηξη από την επίδραση νερού σε καίσιο είναι συχνά λιγότερο ισχυρό από την αντίστοιχη από την επίδραση νερού σε νάτριο. Αυτό συμβαίνει επειδή το καίσιο εκρήγνυται στιγμιαία με την επαφή του με το νερό, αφήνοντας λίγο χρόνο στο παραγόμενο υδρογόνο να συμμετάσχει στην έκρηξη.<sup>[17]</sup>



Η προσθήκη μικρής ποσότητας καϊσίου σε ψυχρό νερό είναι εκρηκτική.

Το καίσιο μπορεί να αποθηκευθεί σε σφραγισμένες υπό κενό αμπούλες βοροπυριτικού γυαλιού. Σε ποσότητες άνω των περίπου 100 γραμμαρίων, το καίσιο μεταφέρεται σε ερμητικά σφραγισμένα δοχεία από ανοξειδωτο χάλυβα.<sup>[5]</sup>

Η χημεία του καισίου είναι παρόμοια με αυτήν των άλλων αλκαλιμετάλλων, και ειδικότερα με αυτήν του ρουβιδίου, που είναι το χημικό στοιχείο που βρίσκεται αμέσως πάνω από το καίσιο στον περιοδικό πίνακα.<sup>[18]</sup>

Όπως αναμένονταν για ένα αλκαλιμέταλλο, η μόνη συνηθισμένη βαθμίδα οξείδωσης του καισίου είναι +1.

Αυτό διαφέρει από την τιμή βαθμίδας οξείδωσης -1 που έχουν και καισίδια, δηλαδή ενώσεις που περιέχουν ανιόντα καισίου ( $\text{Cs}^-$ ).<sup>[19]</sup> Επιπρόσθετα, υπολογισμοί που έγιναν το 2013 από το Μάο-σενγκ Μιάο (*Mao-sheng Miao*) έδειξαν ότι υπό εξαιρετική πίεση (πάνω από 30 GPa), τα εσωτερικά 5p ηλεκτρόνια μπορούν να σχηματίσουν χημικούς δεσμούς, οπότε το καίσιο μπορεί σε αυτές τις περιπτώσεις να συμπεριφερθεί ως το έβδομο 5p χημικό στοιχείο. Αυτό δείχνει ότι υπό τέτοιες συνθήκες είναι δυνατό να υπάρξουν φθορίδια του καισίου με το καίσιο σε οξειδωτικές βαθμίδες +2 έως και +6.<sup>[20]</sup>

Κάποιες μικρές διαφορές προκύπτουν από το την υψηλότερη ατομική μάζα και τη μεγαλύτερη ηλεκτροθετικότερα από κάθε άλλο (μη ραδιενεργό) αλκαλιμέταλλο.<sup>[21]</sup> Το καίσιο είναι το πιο ηλεκτροθετικό αλκαλιμέταλλο.<sup>[8]</sup> Η ηλεκτροθετικότητα του φραγκίου δεν έχει ακόμη μετρηθεί, εξαιτίας της ραδιενεργότητάς του, αλλά μετρήσεις πάνω στην ενέργεια πρώτου ιονισμού του προτείνουν ότι σχετικιστικά φαινόμενα μάλλον ελαττώνουν την ηλεκτροθετικότητά του και αυξάνουν την ηλεκτραρνητικότητά του πέρα από τη γενική τάση της ομάδας των αλκαλιμετάλλων.<sup>[22]</sup>

Το κατιόν του καισίου ( $\text{Cs}^+$ ) είναι ακόμη μεγαλύτερο και λιγότερο «σκληρό» σε σύγκριση με τα ελαφρύτερά του αλκαλιμέταλλα.

## Ενώσεις του καισίου

Οι περισσότερες ενώσεις του καισίου περιέχουν το κατιόν του ( $\text{Cs}^+$ ), τα οποία συνδέονται ιονικά με μια ευρεία ποικιλία ανιόντων. Μια αξιοσημείωτη εξαίρεση αποτελούν τα καισίδια, που περιέχουν το καισιούχο ανιόν ( $\text{Cs}^-$ ),<sup>[19]</sup> ενώ άλλες εξαιρέσεις αποτελούν διάφορα υποοξείδια (δείτε παρακάτω).

Τα άλατα του καισίου είναι συνήθως άχρωμα, εκτός αν το ίδιο το ανιόν είναι έγχρωμο. Πολλά απλά άλατα του καισίου είναι υγροσκοπικά, αλλά λιγότερο από τα αντίστοιχα άλατα των ελαφρύτερων αλκαλιμετάλλων. Τα φωσφορικά, τα οξικά, τα ανθρακικά, τα αλογονίδια, το οξείδιο, τα νιτρικά και τα θειικά άλατα του καισίου είναι υδατοδιαλυτά. Τα διπλά άλατα είναι λιγότερο συχνά υδατοδιαλυτά, ενώ η χαμηλή διαλυτότητα του θειικού αργιλιοκαισίου χρησιμεύει στον καθαρισμό του καισίου από ορυκτά του. Τα διπλά άλατα με αντιμόνιο, όπως το χλωριούχο αργιλιοκαίσιο ( $\text{CsSbCl}_4$ ), με βισμούθιο, με κάδμιο, με σίδηρο και με μόλυβδο έχουν επίσης φτωχή υδατοδιαλυτότητα.<sup>[5]</sup>

Το υδροξείδιο του καισίου ( $\text{CsOH}$ ) είναι υγροσκοπικό και ισχυρά βασικό.<sup>[5]</sup> Τάχιστα χαράσει την επιφάνεια ημιαγωγών όπως το πυρίτιο.<sup>[23]</sup> Το υδροξείδιο του καισίου θεωρούνταν είναι η ισχυρότερη βάση, άποψη που αντανάκλα την ασθενή έλξη ανάμεσα στα μεγάλα κατιόντα καισίου και στα ανιόντα υδροξυλίου ( $\text{OH}^-$ ).<sup>[11]</sup> Αυτό είναι πραγματικά αληθές για βάση κατ' Αρρένιους, αλλά υπάρχει ένας αριθμός μη υδατοδιαλυτών ενώσεων, όπως το βουτυλολίθιο ( $\text{BuLi}$ ) και το νατραμίδιο ( $\text{NaNH}_2$ ),<sup>[5]</sup> που είναι πιο βασικές από το υδροξείδιο του καισίου.



Ένα στοιχειομετρικό μείγμα καϊσίου και χρυσού μετά από θέρμανση αντιδρά σχηματίζοντας κίτρινο χρυσιούχο καΐσιο ( $\text{Cs}^+\text{Au}^-$ ). Το χρυσιούχο ανιόν ( $\text{Au}^-$ ) συμπεριφέρεται ως ψευδοαλογόνο. Αυτή η ένωση (χρυσιούχο καΐσιο) αντιδρά βίαια με το νερό, αποδίδοντας υδροξείδιο του καϊσίου, μεταλλικό χρυσό και αέριο υδρογόνο. Σε υγρή αμμωνία το χρυσιούχο καΐσιο μπορεί να αντιδράσει με εξειδικευμένη ιοντεναλλακτική ρητίνη, παράγοντας χρυσιούχο τετραμεθυλαμμώνιο ( $\text{Me}_4\text{NAu}$ ). Το καΐσιο σχηματίζει ανάλογη ένωση και με το λευκόχρυσο. Πρόκειται για το κόκκινο λευκοχρυσιούχο καΐσιο ( $\text{Cs}_2\text{Pt}$ ), που περιέχει λευκοχρυσιούχο ανιόν ( $\text{Pt}^{2-}$ ), το οποίο συμπεριφέρεται ως ψευδοχαλκογόνο.<sup>[24]</sup>

## Σύμπλοκα

Όπως όλα τα μεταλλικά κατιόντα, τα  $\text{Cs}^+$  σχηματίζουν σύμπλοκα με διαλύματα βάσεων κατά Λιούις. Εξαιτίας του (σχετικά) μεγάλου μεγέθους τους, τα  $\text{Cs}^+$  υιοθετούν αριθμούς συναρμογής μεγαλύτερους από 6. Ο αριθμός αυτός συναρμογής είναι τυπικός για τα μικρότερα κατιόντα αλκαλιμετάλλων. Αυτή η διαφορά φαίνεται στον αριθμό συναρμογής 8 του χλωριούχου καϊσίου ( $\text{CsCl}$ ). Αυτός ο υψηλός αριθμός συναρμογής και η «μαλακότητα» (τάση για σχηματισμό ομοιοπολικών δεσμών) είναι ιδιότητες που αξιοποιούνται στο διαχωρισμό των  $\text{Cs}^+$  από τα άλλα κατιόντα κατά τη διαχείριση των πυρηνικών αποβλήτων, από όπου τα κατιόντα  $^{137}\text{Cs}^+$  πρέπει να διαχωριστούν από μεγάλες ποσότητες μη ραδιενεργών κατιόντων  $\text{K}^+$ .<sup>[25]</sup>

## Αλογονίδια

Το χημικά καθαρό φθοριούχο καΐσιο ( $\text{CsF}$ ), στις κανονικές συνθήκες περιβάλλοντος, είναι υγροσκοπικό λευκό στερεό που χρησιμοποιείται ευρύτατα στην οργανοφθοριούχα χημεία ως πηγή ανιόντων φθορίου.<sup>[27]</sup> Το φθοριούχο καΐσιο έχει δομή αλίτη, που σημαίνει ότι τα ιόντα  $\text{Cs}^+$  και  $\text{F}^-$  σχηματίζουν κυβική δομή που μοιάζει με την αντίστοιχη των ιόντων  $\text{Na}^+$  και  $\text{Cl}^-$ , στο χλωριούχο νάτριο ( $\text{NaCl}$ ).<sup>[5]</sup> Είναι αξιοσημείωτο ότι, στην ένωση φθοριούχο καΐσιο, το καΐσιο είναι το λιγότερο ηλεκτραρνητικό χημικό στοιχείο (0,79 κατά Πόλιγκ) και το φθόριο το περισσότερο ηλεκτραρνητικό (3,98 κατά Πόλιγκ), ανάμεσα σε όλα τα (γνωστά) χημικά στοιχεία. Επομένως, είναι η ένωση με τη μεγαλύτερη (γνωστή) διαφορά ηλεκτραρνητικότητας (3,19 κατά Πόλιγκ).

Το χλωριούχο καΐσιο ( $\text{CsCl}$ ) κρυσταλλώνεται στο απλό κυβικό σύστημα, που επίσης ονομάζεται «δομή χλωριούχου καϊσίου».<sup>[21]</sup> Αυτό το δομικό μοτίβο αποτελείται από πρωτόγονο κυβικό κρυσταλλικό πλέγμα με βάση δύο ιόντων, καθένα από αυτά έχει οκταπλή συναρμογή. Τα ανιόντα χλωρίου βρίσκονται πάνω από τα σημεία του πλέγματος, στις κορυφές των κύβων, ενώ τα κατιόντα καϊσίου βρίσκονται στις τρύπες που απομένουν στα κέντρα των κύβων. Την ίδια δομή μοιράζονται επίσης το βρωμιούχο καΐσιο ( $\text{CsBr}$ ), το ιωδιούχο καΐσιο ( $\text{CsI}$ ), καθώς και πολλές άλλες χημικές ενώσεις που δεν περιέχουν καΐσιο. Σε αντιδιαστολή, όμως, τα περισσότερα άλλα αλογονίδια των αλκαλιμετάλλων έχουν τη δομή του  $\text{NaCl}$ .<sup>[21]</sup> Η δομή του χλωριούχου καϊσίου είναι προτιμητέα για αυτήν την ένωση επειδή τα κατιόντα  $\text{Cs}^+$  έχουν ιονική ακτίνα 174 pm και τα ανιόντα  $\text{Cl}^-$  έχουν ιονική ακτίνα 181 pm.<sup>[28]</sup>

## Χαλκογονίδια

Περισσότερο από τα υπόλοιπα αλκαλιμέταλλα, το καΐσιο σχηματίζει κάμποσες δυαδικές ενώσεις με το οξυγόνο, που συνονομάζονται οξειδία του καϊσίου, στα περισσότερα από τα οποία το καΐσιο έχει παράξενους αριθμούς οξείδωσης.

Όταν το καίσιο καίγεται στον αέρα, το σουπεροξείδιο του καϊσίου ( $\text{CsO}_2$ , με αριθμό οξειδωσης καϊσίου +4) είναι το κύριο προϊόν της καύσης.<sup>[29]</sup>

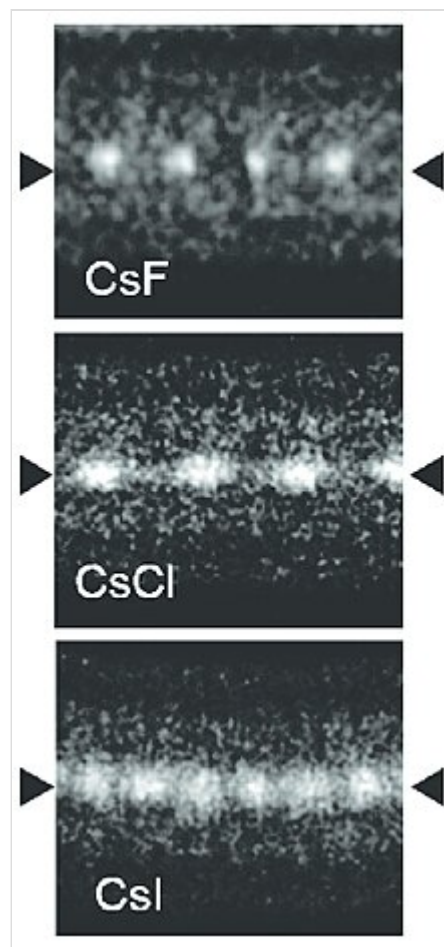
Το «κανονικό» οξείδιο του καϊσίου ( $\text{Cs}_2\text{O}$ , με αριθμό οξειδωσης καϊσίου +1) σχηματίζει κιτρινοπορτοκαλί εξαγωνικούς κρυστάλλους.<sup>[30]</sup> Είναι το μόνο οξείδιο τύπου αντί- $\text{CdCl}_2$ .<sup>[31]</sup> Εξαερώνεται στους 250 °C και διασπάται σε μεταλλικό καίσιο και υπεροξείδιο του καϊσίου ( $\text{Cs}_2\text{O}_2$ , με αριθμό οξειδωσης καϊσίου +2) σε θερμοκρασίες άνω των 400 °C.<sup>[32]</sup> Επιπρόσθετα από το υπεροξείδιο και το οζονίδιο του καϊσίου<sup>[33][34]</sup> ( $\text{CsO}_3$ , με αριθμό οξειδωσης καϊσίου +6), αρκετά έντονα χρωματισμένα υποξείδια έχουν επίσης μελετηθεί.<sup>[35]</sup> Αυτά συμπεριλαμβάνουν τα ακόλουθα:

1. Το οξείδιο του επτακαϊσίου ( $\text{Cs}_7\text{O}$ ). Αριθμός οξειδωσης καϊσίου +2/7.
2. Το οξείδιο του τετρακαϊσίου ( $\text{Cs}_4\text{O}$ ). Αριθμός οξειδωσης καϊσίου +1/2.
3. Το τριοξείδιο του ενδεκακαϊσίου ( $\text{Cs}_{11}\text{O}_3$ ), με αριθμό οξειδωσης καϊσίου +6/11.
4. Το οξείδιο του τρικαϊσίου ( $\text{Cs}_3\text{O}$ , σκούρο πράσινο).<sup>[36]</sup> Αριθμός οξειδωσης καϊσίου +2/3.
5. Το μονοξείδιο του καϊσίου ( $\text{CsO}$ ). Αριθμός οξειδωσης καϊσίου +2.
6. Το διοξείδιο του τρικαϊσίου ( $\text{Cs}_3\text{O}_2$ ).<sup>[37]</sup> Αριθμός οξειδωσης καϊσίου +4/3.
7. Το διοξείδιο του επτακαϊσίου ( $\text{Cs}_7\text{O}_2$ ).<sup>[38][39]</sup> Αριθμός οξειδωσης καϊσίου +4/7.

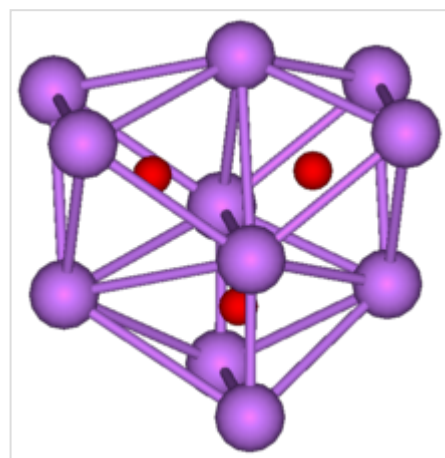
Το τελευταίο μπορεί να θερμανθεί σε κλίβανο παράγοντας  $\text{Cs}_2\text{O}$ . Δυσαικές ενώσεις με θείο, σελήνιο και τελλούριο, επίσης υπάρχουν.<sup>[5]</sup>

## Εφαρμογές

Το μέταλλο καίσιο χρησιμοποιείται με περιορισμένη εφαρμογή στα φωτοηλεκτρικά κύτταρα, στα ηλεκτρικά τηλεσκόπια, κ.λπ. Τα δε άλατα καϊσίου χρησιμοποιούνται κυρίως στη παρασκευή τεχνικών ιαματικών υδάτων, ιδιαίτερα τα ανθρακικά, θειικά και χλωριούχα, καθώς και στην ιατρική, φαρμακευτική, αισθητική, κεραμευτική (το πυριτικό καίσιο) και παλαιότερα στις ραδιολυχνίες. Το 1967, μια συγκεκριμένη συχνότητα από το φάσμα εκπομπής του καϊσίου-133 επιλέχθηκε να χρησιμοποιηθεί στον ορισμό του δευτερολέπτου από το Διεθνές Σύστημα Μονάδων. Από τότε το καίσιο χρησιμοποιείται ευρέως σε ατομικά ρολόγια.



Μονοατομικά σύρματα αλογονιδίων καϊσίου αναπτύσσονται μέσα σε διπλού τοίχους νανοσωλήνες άνθρακα [Εικόνα ηλεκτρονικής μικροσκοπίας μετάδοσης (Transmission Electron Microscopy, TEM)].<sup>[26]</sup>



Δομή συμπλέγματος τριοξειδίου του ενδεκακαϊσίου ( $\text{Cs}_{11}\text{O}_3$ ).

Από τη δεκαετία του 1990, η μεγαλύτερη εφαρμογή του στοιχείου έχει ως μυρμηκικού καΐσιο για ρευστά γεώτρησης. Διαθέτει ένα ευρύ φάσμα εφαρμογών στον τομέα της παραγωγής ηλεκτρικής ενέργειας, στην ηλεκτρονική, και στη χημεία. Το ραδιενεργό ισότοπο Καΐσιο-137 έχει χρόνο ημιζωής περίπου 30 χρόνια και χρησιμοποιείται σε ιατρικές εφαρμογές, βιομηχανικούς μετρητές, και εφαρμογές υδρολογίας. Παρά το γεγονός ότι το στοιχείο χαρακτηρίζεται ήπια τοξικό, είναι ένα επικίνδυνο υλικό σαν μέταλλο και τα ραδιοϊσότοπα αυτού μπορεί να παρουσιάσουν υψηλό κίνδυνο για την υγεία σε περίπτωση διαρροής ακτινοβολίας.

## Παρατήρηση

---

- Πλοία που μεταφέρουν φορτία καϊσίου σε μεγάλες σχετικά ποσότητες θα πρέπει (υποχρεούνται) κατά τον κατάπλου τους και πριν την είσοδό τους σε λιμένες προς εκφόρτωση, ή ακόμα και διαπλέοντας στενούς διαύλους, διώρυγες κ.λπ. να ενημερώσουν σχετικά τις Αρχές.

## Παραπομπές και σημειώσεις

---



1. «IUPAC Periodic Table of Elements» (<https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/>). *International Union of Pure and Applied Chemistry*.
2. Coghill, Anne M.· Garson, Lorin R., επιμ. (2006). *The ACS Style Guide: Effective Communication of Scientific Information* (3rd έκδοση). Washington, D.C.: American Chemical Society. σελ. 127. ISBN 978-0-8412-3999-9.
3. Σημείωση: Έχουν σ.τ. μέχρι και το διπλάσιο (περίπου) της θερμοκρασίας δωματίου.
4. Elements, American. «Cesium Permanganate» (<https://www.americanelements.com/cesium-permanganate-13456-28-5>). *American Elements*. Ανακτήθηκε στις 25 Φεβρουαρίου 2019.
5. Buttermann, William C.· Brooks, William E.· Reese, Jr., Robert G. (2004). «Mineral Commodity Profile: Cesium» (<https://web.archive.org/web/20070207015229/http://pubs.usgs.gov/of/2004/1432/2004-1432.pdf>) (PDF). United States Geological Survey. Αρχειοθετήθηκε από το πρωτότυπο (<https://pubs.usgs.gov/of/2004/1432/2004-1432.pdf>) (PDF) στις 7 Φεβρουαρίου 2007. Ανακτήθηκε στις 27 Δεκεμβρίου 2009.
6. Heiserman, David L. (1992). *Exploring Chemical Elements and their Compounds* (<https://archive.org/details/exploringchemical00heis/page/201>). McGraw-Hill. σελίδες 201–203 (<https://archive.org/details/exploringchemical00heis/page/201>). ISBN 978-0-8306-3015-8.
7. Addison, C. C. (1984). *The Chemistry of the Liquid Alkali Metals* ([http://www.cs.rochester.edu/users/faculty/nelson/cesium/cesium\\_color.html](http://www.cs.rochester.edu/users/faculty/nelson/cesium/cesium_color.html)). Wiley. ISBN 978-0-471-90508-0. Ανακτήθηκε στις 28 Σεπτεμβρίου 2012.
8. Kaner, Richard (2003). «C&EN: It's Elemental: The Periodic Table – Cesium» (<http://pubs.acs.org/cen/80th/print/cesium.html>). American Chemical Society. Ανακτήθηκε στις 25 Φεβρουαρίου 2010.
9. «Francium» (<http://periodic.lanl.gov/87.shtml>). Periodic.lanl.gov. Ανακτήθηκε στις 23 Φεβρουαρίου 2010.
10. «Chemical Data – Caesium – Cs» (<http://www.rsc.org/periodic-table/element/55/caesium>). Royal Society of Chemistry. Ανακτήθηκε στις 27 Σεπτεμβρίου 2010.
11. Lynch, Charles T. (1974). *CRC Handbook of Materials Science* (<https://books.google.com/?id=QdU-IRMjOsgC&pg=PA13>). CRC Press. σελ. 13. ISBN 978-0-8493-2321-8.
12. Clark, Jim (2005). «Flame Tests» (<http://www.chemguide.co.uk/inorganic/group1/flametests.html>). *chemguide*. Ανακτήθηκε στις 29 Ιανουαρίου 2012.



13. Taova, T. M.· και άλλοι. (22 Ιουνίου 2003). «Density of melts of alkali metals and their Na-K-Cs and Na-K-Rb ternary systems» (<https://web.archive.org/web/20061009133313/http://symp15.nist.gov/pdf/p564.pdf>) (PDF). *Fifteenth symposium on thermophysical properties, Boulder, Colorado, United States*. Αρχιεθετήθηκε από το πρωτότυπο (<http://symp15.nist.gov/pdf/p564.pdf>) (PDF) στις 9 Οκτωβρίου 2006. Ανακτήθηκε στις 26 Σεπτεμβρίου 2010.
14. Deiseroth, H. J. (1997). «Alkali metal amalgams, a group of unusual alloys». *Progress in Solid State Chemistry* **25** (1–2): 73–123. doi:10.1016/S0079-6786(97)81004-7 (<https://dx.doi.org/10.1016%2FS0079-6786%2897%2981004-7>).
15. Addison, C. C. (1984). *The chemistry of the liquid alkali metals*. Wiley. σελ. 7. ISBN 9780471905080.
16. Σημείωση: Και ναι στα όλα τα αλκαλιμέταλλα συμπεριλαμβάνεται και το φράγκιο.
17. Gray, Theodore (2012) *The Elements*, Black Dog & Leventhal Publishers, p. 131, (ISBN 1-57912-895-5).
18. Greenwood, N. N.· Earnshaw, A. (1984). *Chemistry of the Elements* (<https://archive.org/details/chemistryofeleme0000gree>). Oxford, UK: Pergamon Press. ISBN 978-0-08-022057-4.
19. Dye, J. L. (1979). «Compounds of Alkali Metal Anions». *Angewandte Chemie International Edition* **18** (8): 587–598. doi:10.1002/anie.197905871 (<https://dx.doi.org/10.1002%2Fanie.197905871>).
20. Moskowitz, Clara. «A Basic Rule of Chemistry Can Be Broken, Calculations Show» (<http://www.scientificamerican.com/article.cfm?id=chemical-bonds-inner-shell-electrons>). *Scientific American*. Ανακτήθηκε στις 22 Νοεμβρίου 2013.
21. Holleman, Arnold F.· Wiberg, Egon· Wiberg, Nils (1985). «Vergleichende Übersicht über die Gruppe der Alkalimetalle». *Lehrbuch der Anorganischen Chemie* (στα German) (91–100 έκδοση). Walter de Gruyter. σελίδες 953–955. ISBN 978-3-11-007511-3.
22. Andreev, S. V.; Letokhov, V. S.; Mishin, V. I. (1987). «Laser resonance photoionization spectroscopy of Rydberg levels in Fr». *Physical Review Letters* **59** (12): 1274–76. doi:10.1103/PhysRevLett.59.1274 (<https://dx.doi.org/10.1103%2FPhysRevLett.59.1274>). PMID 10035190 (<http://www.ncbi.nlm.nih.gov/pubmed/10035190>). Bibcode: 1987PhRvL..59.1274A (<http://adsabs.harvard.edu/abs/1987PhRvL..59.1274A>).
23. Köhler, Michael J. (1999). *Etching in microsystem technology* (<https://books.google.com/?id=F-8SltAKSF8C&pg=PA90>). Wiley-VCH. σελ. 90. ISBN 978-3-527-29561-6.
24. Jansen, Martin (2005-11-30). «Effects of relativistic motion of electrons on the chemistry of gold and platinum». *Solid State Sciences* **7** (12): 1464–1474. doi:10.1016/j.solidstatesciences.2005.06.015 (<https://dx.doi.org/10.1016%2Fj.solidstatesciences.2005.06.015>). Bibcode: 2005SSSci...7.1464J (<http://adsabs.harvard.edu/abs/2005SSSci...7.1464J>).
25. Moyer, Bruce A.· Birdwell, Joseph F.· Bonnesen, Peter V.· Delmau, Laetitia H. (2005). *Use of Macrocycles in Nuclear-Waste Cleanup: A Realworld Application of a Calixcrown in Cesium Separation Technology*. *Macrocyclic Chemistry*. σελίδες 383–405. doi:10.1007/1-4020-3687-6\_24 ([https://doi.org/10.1007/1-4020-3687-6\\_24](https://doi.org/10.1007/1-4020-3687-6_24)). ISBN 978-1-4020-3364-3..
26. Senga, Ryosuke; Suenaga, Kazu (2015). «Single-atom electron energy loss spectroscopy of light elements» (<http://www.pubmedcentral.nih.gov/articlerender.fcgi?tool=pmcentrez&articleid=4532884>). *Nature Communications* **6**: 7943. doi:10.1038/ncomms8943 (<https://dx.doi.org/10.1038%2Fncomms8943>). PMID 26228378 (<http://www.ncbi.nlm.nih.gov/pubmed/26228378>). Bibcode: 2015NatCo...6E7943S (<http://adsabs.harvard.edu/abs/2015NatCo...6E7943S>).
27. Evans, F. W.; Litt, M. H.; Weidler-Kubaneck, A. M.; Avonda, F. P. (1968). «Reactions Catalyzed by Potassium Fluoride. 111. The Knoevenagel Reaction». *Journal of Organic Chemistry* **33** (5): 1837–1839. doi:10.1021/jo01269a028 (<https://dx.doi.org/10.1021%2Fjo01269a028>).

28. Wells, A. F. (1984). *Structural Inorganic Chemistry* ([https://archive.org/details/structuralinorga0000well\\_m8i1](https://archive.org/details/structuralinorga0000well_m8i1)) (5th έκδοση). Oxford Science Publications. ISBN 978-0-19-855370-0.
29. Cotton, F. Albert· Wilkinson, G. (1962). *Advanced Inorganic Chemistry* (<https://archive.org/details/advancedinorgani0005cott>). John Wiley & Sons, Inc. σελ. 318 (<https://archive.org/details/advancedinorgani0005cott/page/318>). ISBN 978-0-471-84997-1.
30. Lide, David R., επιμ. (2006). *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (87th έκδοση). Boca Raton, FL: CRC Press. σελίδες 451, 514. ISBN 0-8493-0487-3.
31. Tsai, Khi-Ruey; Harris, P. M.; Lassetre, E. N. (1956). «The Crystal Structure of Cesium Monoxide» (<https://web.archive.org/web/20170924131429/http://www.dtic.mil/get-tr-doc/pdf?AD=AD0026963>). *Journal of Physical Chemistry* **60** (3): 338–344. doi:10.1021/j150537a022 (<https://dx.doi.org/10.1021%2Fj150537a022>). Αρχειοθετήθηκε από το πρωτότυπο (<http://www.dtic.mil/get-tr-doc/pdf?AD=AD0026963>) στις 2017-09-24. <https://web.archive.org/web/20170924131429/http://www.dtic.mil/get-tr-doc/pdf?AD=AD0026963> Ανακτήθηκε στις 2019-02-26.
32. Nenoff, Tina M.; Nyman, May D. (2009-11-23). *Information Bridge: DOE Scientific and Technical Information* (<https://www.osti.gov/bridge/servlets/purl/770945-AFCMWR/webviewable/770945.pdf>). Office of Scientific and Technical Information — U.S. Department of Energy. <http://www.osti.gov/bridge/servlets/purl/770945-AFCMWR/webviewable/770945.pdf>. Ανακτήθηκε στις 2010-02-15.
33. Vol'nov, I. I.; Matveev, V. V. (1963). «Synthesis of cesium ozonide through cesium superoxide». *Bulletin of the Academy of Sciences, USSR Division of Chemical Science* **12** (6): 1040–1043. doi:10.1007/BF00845494 (<https://dx.doi.org/10.1007%2FBF00845494>).
34. Tokareva, S. A. (1971). «Alkali and Alkaline Earth Metal Ozonides». *Russian Chemical Reviews* **40** (2): 165–174. doi:10.1070/RC1971v040n02ABEH001903 (<https://dx.doi.org/10.1070%2FRC1971v040n02ABEH001903>). Bibcode: 1971RuCRv..40..165T (<http://adsabs.harvard.edu/abs/1971RuCRv..40..165T>).
35. Simon, A. (1997). «Group 1 and 2 Suboxides and Subnitrides — Metals with Atomic Size Holes and Tunnels» ([https://archive.org/details/sim\\_coordination-chemistry-reviews\\_1997-07\\_163/page/253](https://archive.org/details/sim_coordination-chemistry-reviews_1997-07_163/page/253)). *Coordination Chemistry Reviews* **163**: 253–270. doi:10.1016/S0010-8545(97)00013-1 (<https://dx.doi.org/10.1016%2FS0010-8545%2897%2900013-1>). [https://archive.org/details/sim\\_coordination-chemistry-reviews\\_1997-07\\_163/page/253](https://archive.org/details/sim_coordination-chemistry-reviews_1997-07_163/page/253).
36. Tsai, Khi-Ruey; Harris, P. M.; Lassetre, E. N. (1956). «The Crystal Structure of Tricesium Monoxide». *Journal of Physical Chemistry* **60** (3): 345–347. doi:10.1021/j150537a023 (<https://dx.doi.org/10.1021%2Fj150537a023>).
37. Okamoto, H. (2009). «Cs-O (Cesium-Oxygen)». *Journal of Phase Equilibria and Diffusion* **31**: 86–87. doi:10.1007/s11669-009-9636-5 (<https://dx.doi.org/10.1007%2Fs11669-009-9636-5>).
38. Band, A.; Albu-Yaron, A.; Livneh, T.; Cohen, H.; Feldman, Y.; Shimon, L.; Popovitz-Biro, R.; Lyahovitskaya, V. και άλλοι. (2004). «Characterization of Oxides of Cesium». *The Journal of Physical Chemistry B* **108** (33): 12360–12367. doi:10.1021/jp036432o (<https://dx.doi.org/10.1021%2Fjp036432o>).
39. Brauer, G. (1947). «Untersuchungen ber das System Csium-Sauerstoff». *Zeitschrift für Anorganische Chemie* **255** (1–3): 101–124. doi:10.1002/zaac.19472550110 (<https://dx.doi.org/10.1002%2Fzaac.19472550110>).

## Εξωτερικοί σύνδεσμοι

-  Πολυμέσα σχετικά με το θέμα Caesium στο Wikimedia Commons
-  Λεξιλογικός ορισμός του καίσιο στο Βικιλεξικό

---

Ανακτήθηκε από "<https://el.wikipedia.org/w/index.php?title=Καίσιο&oldid=10913937>"