

Τμήμα Επιστήμης Τροφίμων & Διατροφής

ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΘΕΣΣΑΛΙΑΣ

ΑΝΑΛΥΤΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ

Ενότητα 4: Αντιδράσεις σε υδατικά διαλύματα

Δημήτρης Π. Μακρής *PhD DIC*

Αναπληρωτής Καθηγητής



© 2019 - 2020

1. Ισχυροί και ασθενείς ηλεκτρολύτες

Οι ηλεκτρολύτες διαφέρουν όσον αφορά στον βαθμό που άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα. Οι ισχυροί ηλεκτρολύτες είναι οι διαλυμένες ουσίες που βρίσκονται σ' ένα διάλυμα πλήρως ή σχεδόν πλήρως υπό την μορφή ιόντων.

Ουσιαστικά, όλες οι υδατοδιαλυτές ιοντικές ενώσεις (όπως το NaCl) και μερικές μοριακές ενώσεις (όπως το HCl) είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες.

Ασθενείς ηλεκτρολύτες είναι οι διαλυμένες ουσίες που σ' ένα διάλυμα βρίσκονται κυρίως υπό την μορφή ουδέτερων μορίων, και μόνο ένα μικρό κλάσμα τους βρίσκεται υπό την μορφή ιόντων.

Για παράδειγμα, σ' ένα διάλυμα οξικού οξέος (CH_3COOH), το μεγαλύτερο ποσοστό της ουσίας είναι υπό την μορφή μορίων $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$.

Μόνο ένα μικρό κλάσμα (περίπου 1%) του CH_3COOH διίσταται σε ιόντα $\text{H}^+(\text{aq})$ και $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$.

1. Ισχυροί και ασθενείς ηλεκτρολύτες

Όταν ένας ασθενής ηλεκτρολύτης, όπως το οξικό οξύ, ιονίζεται σ' ένα διάλυμα, η εξίσωση γράφεται ως:



Τα βέλη αντίθετης κατεύθυνσης σημαίνουν ότι αμφότερες η προς τ' αριστερά και προς τα δεξιά αντιδράσεις είναι εξίσου σημαντικές. Σε οποιαδήποτε χρονική στιγμή, μερικά μόρια CH_3COOH ιονίζονται προς σχηματισμό ιόντων H^+ και CH_3COO^- , αλλά και ιόντα H^+ και CH_3COO^- επανασυνδυάζονται προς σχηματισμό CH_3COOH .

Η ισορροπία μεταξύ αυτών των αντίστροφων διεργασιών προσδιορίζει τους σχετικούς αριθμούς των ιόντων και των ουδέτερων μορίων. Αυτή η ισορροπία παράγει μια κατάσταση χημικής ισορροπίας, στην οποία οι σχετικοί αριθμοί κάθε τύπου ιόντος ή μορίου της αντίδρασης είναι σταθεροί στον χρόνο.

1. Ισχυροί και ασθενείς ηλεκτρολύτες

Τα βέλη διπλής κατεύθυνσης χρησιμοποιούνται για την αναπαράσταση αντιδράσεων που πραγματοποιούνται προς τα μπροστά και προς τα πίσω προς επίτευξη ισορροπίας, όπως ο ιονισμός ασθενών ηλεκτρολυτών. Αντιθέτως, τα βέλη μονής κατεύθυνσης χρησιμοποιούνται για αντιδράσεις που πραγματοποιούνται μακράν προς τα μπροστά, όπως ο ιονισμός ισχυρών ηλεκτρολυτών. Επειδή το HCl είναι ισχυρός ηλεκτρολύτης, η εξίσωση ιονισμού γράφεται ως εξής:



Η απουσία βέλους που δείχνει προς τ' αριστερά υποδεικνύει ότι τα ιόντα H⁺ and Cl⁻ δεν έχουν τάση να επανασυνδυαστούν προς σχηματισμό μορίων HCl.

Οι υδατοδιαλυτές ιοντικές ενώσεις είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες. Οι ιοντικές ουσίες συνήθως ανιχνεύονται από την ύπαρξη αμφοτέρων μετάλλων και μη-μετάλλων [για παράδειγμα, NaCl, FeSO₄, and Al(NO₃)₃].

Οι ιοντικές ενώσεις που περιέχουν ιόν αμμωνίου, NH₄⁺, αποτελούν εξαίρεση αυτού του κανόνα [για παράδειγμα, NH₄Br and (NH₄)₂CO₃].

2. Αντιδράσεις καταβύθισης (precipitation)

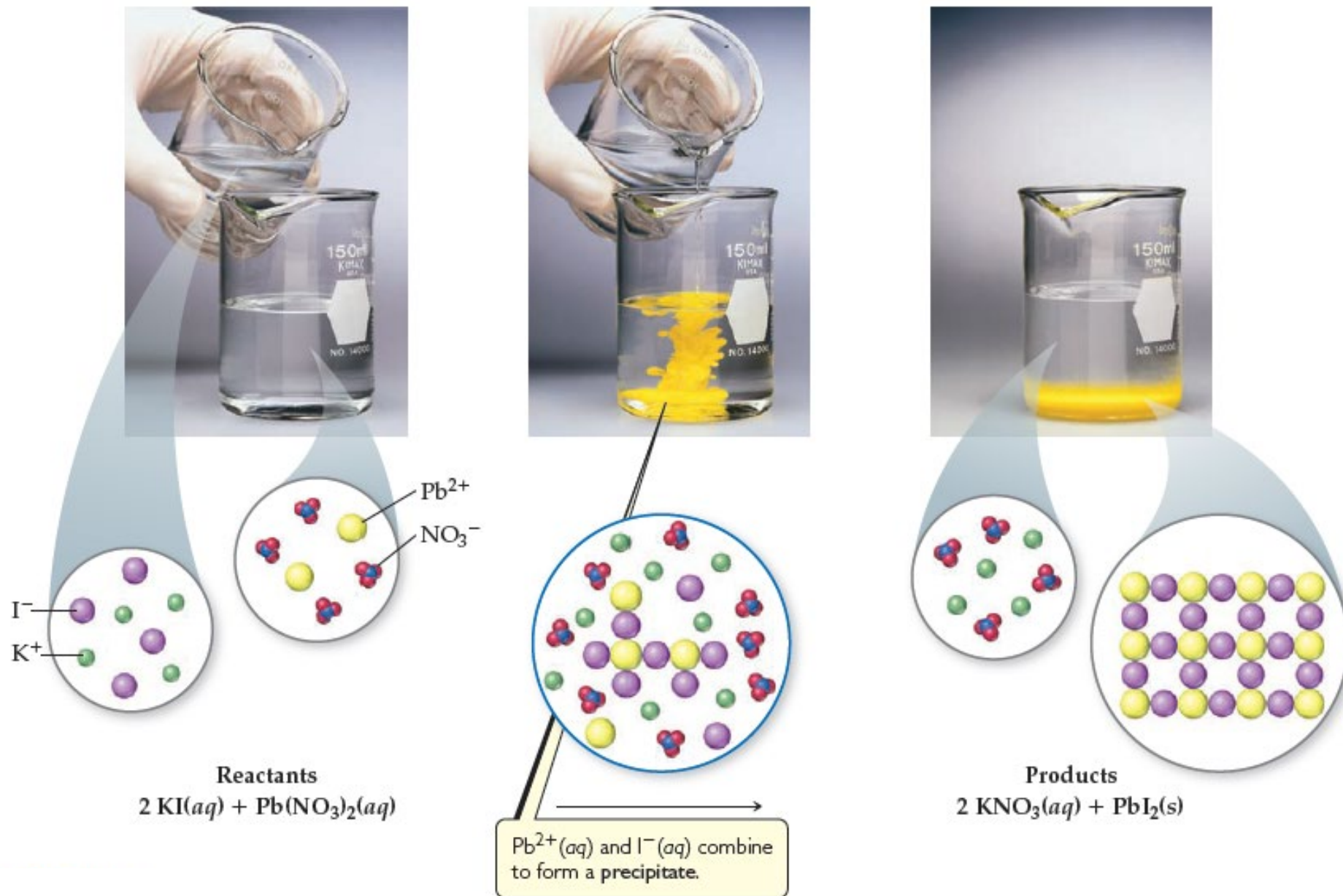
Η εικόνα στην επόμενη διαφάνεια δείχνει δύο διαυγή διαλύματα που αναμιγνύονται. Το ένα διάλυμα περιέχει ιωδιούχο κάλιο, KI, διαλυμένο σε νερό, και το άλλο περιέχει νιτρικό μόλυβδο, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, διαλυμένο σε νερό. Η αντίδραση μεταξύ αυτών των δύο διαλυμένων ουσιών παράγει ένα μη-υδατοδιαλυτό κίτρινο στερεό.

Οι αντιδράσεις που καταλήγουν στον σχηματισμό αδιάλυτου προϊόντος ονομάζονται **αντιδράσεις καταβύθισης** (precipitation reactions). Το ίζημα (precipitate) είναι ένα αδιάλυτο στερεό που σχηματίζεται από την αντίδραση στο διάλυμα. Στην εικόνα, το ίζημα είναι ιωδιούχος μόλυβδος (PbI_2), μια ουσία που έχει πολύ χαμηλή διαλυτότητα στο νερό:



Το άλλο προϊόν αυτής της αντίδρασης, το νιτρικό κάλιο (KNO_3), παραμένει εν διαλύσει. Οι αντιδράσεις καταβύθισης συμβαίνουν όταν ζεύγη αντιθέτως φορτισμένων ιόντων έλκονται τόσο ισχυρά, που σχηματίζουν ένα αδιάλυτο ιοντικό στερεό.

Για να προβλεφθεί πότε κάποιοι συνδυασμοί ιόντων σχηματίζουν αδιάλυτες ενώσεις, πρέπει να ληφθούν υπόψη ορισμένες κατευθυντήριες γραμμές που αφορούν στις διαλυτότητες κοινών ιοντικών ενώσεων.



3. Κατευθυντήριες οδηγίες για την διαλυτότητα ιοντικών ενώσεων

Η **διαλυτότητα** μιας ουσίας σε μια δεδομένη θερμοκρασία είναι η ποσότητα της ουσίας που μπορεί να διαλυθεί σε συγκεκριμένη ποσότητα διαλύτη. Συνήθως, οποιαδήποτε ουσία με διαλυτότητα $< 0.01 \text{ mol/L}$ θεωρείται δυσδιάλυτη.

Σ' αυτές τις περιπτώσεις, η έλξη μεταξύ των αντιθέτως φορτισμένων ιόντων στο στερεό είναι πολύ ισχυρή, κι έτσι τα μόρια του νερού δεν μπορούν να διαχωρίσουν τα ιόντα σε σημαντικό βαθμό. Η ουσία παραμένει εν πολλοίς αδιάλυτη.

Δεν υπάρχουν κανόνες που να βασίζονται σε απλές φυσικές ιδιότητες, όπως π.χ το ιοντικό φορτίο, που θα μπορούσαν να χρησιμεύσουν ως οδηγός για την πρόβλεψη διαλυτότητας μιας ιοντικής ένωσης.

Κατευθυντήριες οδηγίες για την πρόβλεψη διαλυτότητας ιοντικών ενώσεων έχουν προκύψει πειραματικά. Για παράδειγμα, πειράματα έχουν δείξει ότι όλες οι κοινές ιοντικές ενώσεις που περιέχουν το νιτρικό ανιόν, NO_3^- , είναι υδατοδιαλυτές. Στον πίνακα στην επόμενη διαφάνεια συνοψίζονται οι κατευθυντήριες οδηγίες διαλυτότητας για κοινές ιοντικές ενώσεις.

Να σημειωθεί ότι όλες οι κοινές ιοντικές ενώσεις των αλκαλιμετάλλων (ομάδα 1A του περιοδικού πίνακα) και του αμμωνιακού ιόντος, NH_4^+ , είναι υδατοδιαλυτές.

Solubility Guidelines for Common Ionic Compounds in Water

Soluble Ionic Compounds		Important Exceptions
Compounds containing	NO_3^-	None
	CH_3COO^-	None
	Cl^-	Compounds of Ag^+ , Hg_2^{2+} , and Pb^{2+}
	Br^-	Compounds of Ag^+ , Hg_2^{2+} , and Pb^{2+}
	I^-	Compounds of Ag^+ , Hg_2^{2+} , and Pb^{2+}
	SO_4^{2-}	Compounds of Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} , and Pb^{2+}
Insoluble Ionic Compounds		Important Exceptions
Compounds containing	S^{2-}	Compounds of NH_4^+ , the alkali metal cations, Ca^{2+} , Sr^{2+} , and Ba^{2+}
	CO_3^{2-}	Compounds of NH_4^+ and the alkali metal cations
	PO_4^{3-}	Compounds of NH_4^+ and the alkali metal cations
	OH^-	Compounds of NH_4^+ , the alkali metal cations, Ca^{2+} , Sr^{2+} , and Ba^{2+}

3. Κατευθυντήριες οδηγίες για την διαλυτότητα ιοντικών ενώσεων

Για να προβλεφθεί εάν θα σχηματισθεί ίζημα όταν αναμιχθούν υδατικά διαλύματα δύο ισχυρών ηλεκτρολυτών, πρέπει να (1) καταγραφούν τα ιόντα των αντιδρώντων, (2) ληφθούν υπόψη οι δυνατοί συνδυασμοί κατιόντων-ανιόντων και (3) χρησιμοποιηθεί ο προηγούμενος πίνακας για να προσδιοριστεί αν κάποιος απ' αυτούς τους συνδυασμούς δημιουργεί δυσδιάλυτη ένωση.

Για παράδειγμα, αμφότερα το $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ και το NaOH είναι διαλυτές ιοντικές ενώσεις και ισχυροί ηλεκτρολύτες. Η ανάμιξη των διαλυμάτων παράγει πρώτα ένα διάλυμα που περιέχει ιόντα Mg^{2+} , NO_3^- , Na^+ , και OH^- .

Γνωρίζοντας από τον πίνακα ότι το $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ και το NaOH είναι υδατοδιαλυτά, η μοναδικές πιθανότητες συνδυασμού είναι Mg^{2+} με OH^- και Na^+ με NO_3^- . Από τον πίνακα φαίνεται ότι τα υδροξείδια είναι γενικά δυσδιάλυτα. Επειδή το Mg^{2+} δεν είναι εξαίρεση, το $\text{Mg}(\text{OH})_2$ είναι δυσδιάλυτο και σχηματίζει ίζημα.

Εντούτοις, το NaNO_3 είναι διαλυτό, κι έτσι το Na^+ και η NO_3^- παραμένουν εν διαλύσει. Η ισοσταθμισμένη εξίσωση καταβύθισης είναι:



4. Οξέα, βάσεις, και αντιδράσεις εξουδετέρωσης

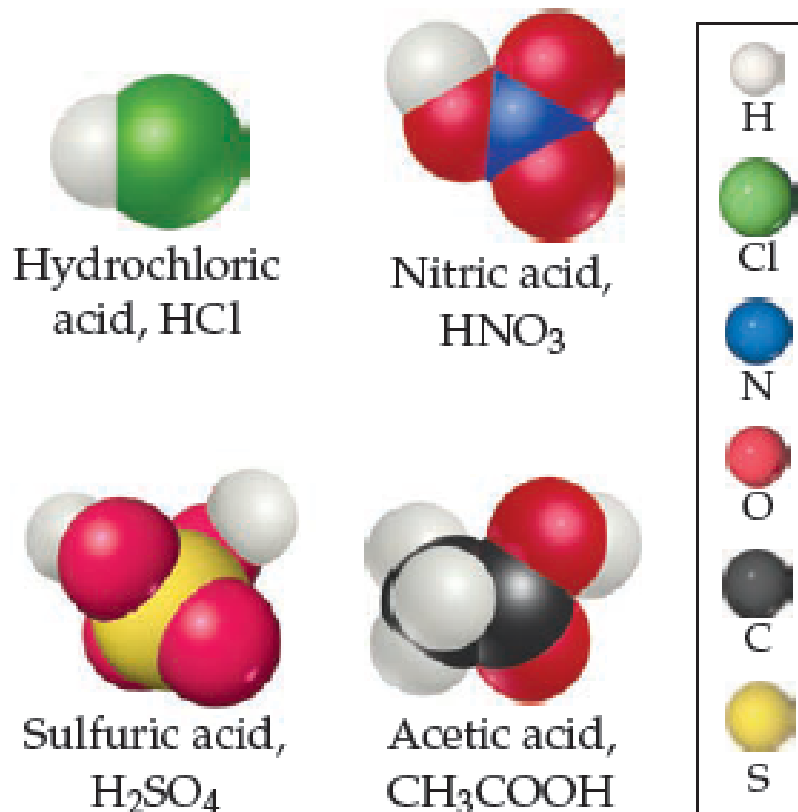
Οξέα

Τα οξέα είναι ουσίες που ιονίζονται σε υδατικά διαλύματα προς σχηματισμό ιόντων υδρογόνου, $H^+(aq)$. Επειδή το άτομο του υδρογόνου αποτελείται από ένα πρωτόνιο κι ένα ηλεκτρόνιο, το H^+ είναι απλά ένα πρωτόνιο. Έτσι, τα οξέα ονομάζονται συχνά δότες πρωτονίων (proton donors).

Στην διπλανή εικόνα δίνονται τα μοριακά μοντέλα τεσσάρων κοινών οξέων.

Τα πρωτόνια σε υδατικά διαλύματα είναι επιδιαλυτωμένα με νερό, όπως ακριβώς και άλλα κατιόντα.

Στις χημικές εξισώσεις που εμπλέκουν πρωτόνια σε νερό, χρησιμοποιείται το $H^+(aq)$.



4. Οξέα, βάσεις, και αντιδράσεις εξουδετέρωσης

Οξέα

Τα μόρια διαφορετικών οξέων ιονίζονται προς σχηματισμό διαφορετικού αριθμού ιόντων H^+ . Αμφότερα το HCl και το HNO_3 είναι μονοπρωτικά οξέα και δίνουν ένα H^+ ανά μόριο οξέος.

Το θειικό οξύ, H_2SO_4 , είναι ένα διπρωτικό οξύ και δίνει δύο H^+ ανά μόριο οξέος. Ο ιονισμός του H_2SO_4 και άλλων διπρωτικών οξέων συμβαίνει σε δύο βήματα:



Αν και το H_2SO_4 είναι ισχυρός ηλεκτρολύτης, μόνο η πρώτη διάστασή του (ιονισμός) είναι πλήρης. Συνεπώς, ένα διάλυμα θειικού οξέος περιέχει ένα μίγμα $H^+(aq)$, $HSO_4^-(aq)$, και $SO_4^{2-}(aq)$.

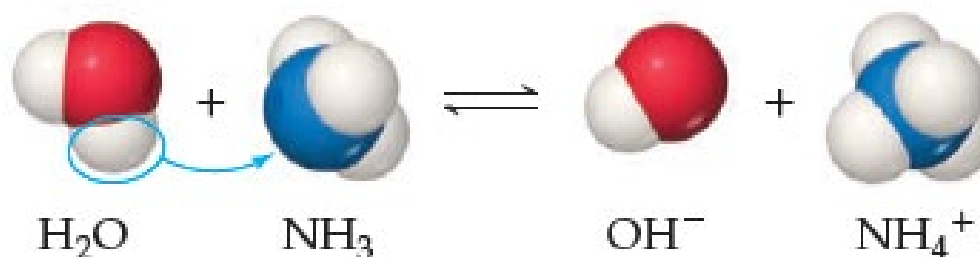
4. Οξέα, βάσεις, και αντιδράσεις εξουδετέρωσης

Βάσεις

Οι βάσεις είναι ουσίες που δέχονται (αντιδρούν με) ιόντα H^+ . Οι βάσεις παράγουν ιόντα υδροξυλίου (OH^-) όταν διαλύονται σε νερό. Ενώσεις με ιοντικό υδροξύλιο, όπως το $NaOH$, το KOH , και το $Ca(OH)_2$, είναι οι πιο κοινές βάσεις. Όταν διαλύονται στο νερό, δίστανται σε ιόντα και παράγουν OH^- .

Ενώσεις που δεν περιέχουν ιόντα OH^- μπορούν επίσης να είναι βάσεις. Για παράδειγμα, η αμμωνία, NH_3 , είναι μια κοινή βάση. Όταν προστίθεται στο νερό, δέχεται ένα ιόν H^+ από ένα μόριο νερού, κι έτσι παράγει ένα ιόν OH^- (παρακάτω εικόνα).

Η αμμωνία είναι ασθενής ηλεκτρολύτης, γιατί μόνο περίπου το 1% του NH_3 σχηματίζει ιόντα NH_4^+ και OH^- .



4. Οξέα, βάσεις, και αντιδράσεις εξουδετέρωσης

Ισχυρά και ασθενή οξέα και βάσεις

Τα οξέα και οι βάσεις που είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες (πλήρως ιονισμένα σε διάλυμα), είναι και ισχυρά οξέα και βάσεις. Αυτά που είναι ασθενείς ηλεκτρολύτες (μερικώς ιονισμένα), είναι και ασθενή οξέα και βάσεις.

Ο πίνακας στην επόμενη διαφάνεια παρουσιάζει τα πιο κοινά ισχυρά οξέα και βάσεις. Οι μόνες κοινές ισχυρές βάσεις είναι τα διαλυτά μεταλλικά υδροξείδια.

Common Strong Acids and Bases

Strong Acids

Hydrochloric acid, HCl
Hydrobromic acid, HBr
Hydroiodic acid, HI
Chloric acid, HClO₃
Perchloric acid, HClO₄
Nitric acid, HNO₃
Sulfuric acid (first proton), H₂SO₄

Strong Bases

Group 1A metal hydroxides
[LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH]
Heavy group 2A metal hydroxides
[Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂]

4. Οξέα, βάσεις, και αντιδράσεις εξουδετέρωσης

Αντιδράσεις εξουδετέρωσης και άλατα

Όταν αναμιγνύεται ένα διάλυμα οξέος μ' ένα διάλυμα βάσης, λαμβάνει χώρα **αντίδραση εξουδετέρωσης** (neutralization reaction).

Τα προϊόντα της αντίδρασης δεν έχουν καμία από τις χαρακτηριστικές ιδιότητες των οξέων και των βάσεων από τα οποία προήλθαν.

Ένα παράδειγμα είναι η αντίδραση διαλύματος HCl με διάλυμα NaOH:

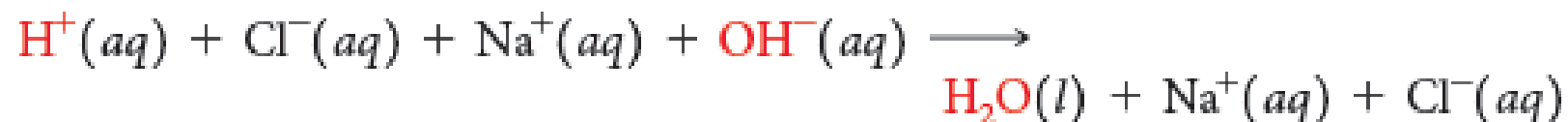


4. Οξέα, βάσεις, και αντιδράσεις εξουδετέρωσης

Αντιδράσεις εξουδετέρωσης και άλατα

Τα προϊόντα της αντίδρασης είναι το κοινό αλάτι, NaCl, και νερό. Κατ' αναλογία μ' αυτήν την αντίδραση, ο όρος άλας χαρακτηρίζει οποιαδήποτε ιοντική ένωση, της οποίας το κατιόν προέρχεται από μια βάση (το Na⁺ από NaOH) και το ανιόν από ένα οξύ (το Cl⁻ από HCl).

Γενικά, μια αντίδραση εξουδετέρωσης μεταξύ ενός οξέος και ενός μεταλλικού υδροξειδίου παράγει νερό και ένα άλας. Επειδή το HCl, το NaOH, και το NaCl είναι όλα υδατοδιαλυτοί ισχυροί ηλεκτρολύτες, η πλήρης ιοντική εξίσωση θα είναι:



Therefore, the net ionic equation is



4. Οξέα, βάσεις, και αντιδράσεις εξουδετέρωσης

Αντιδράσεις εξουδετέρωσης και άλατα

Η παρακάτω αντίδραση είναι εξουδετέρωση μεταξύ του HCl και της δυσδιάλυτης βάσης Mg(OH)₂:

Molecular equation:



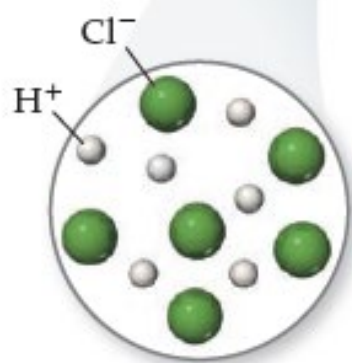
Net ionic equation:



Να σημειωθεί ότι τα ιόντα OH⁻ (εδώ από ένα στερεό αντιδρών) και τα ιόντα H⁺ συνδυάζονται για να σχηματίσουν H₂O. Επειδή τα ιόντα ανταλλάσσουν εταίρους, οι αντιδράσεις εξουδετέρωσης μεταξύ οξέων και μεταλλικών υδροξειδίων είναι αντιδράσεις μετάθεσης.



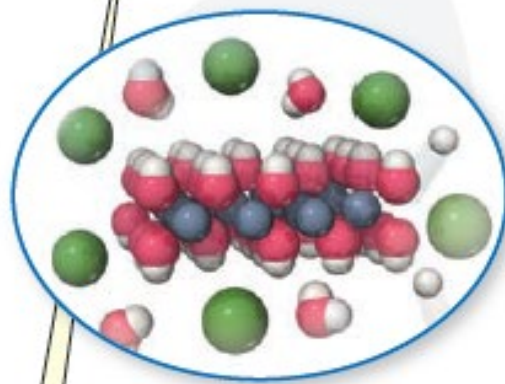
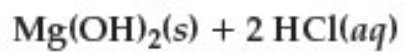
Mg(OH)₂



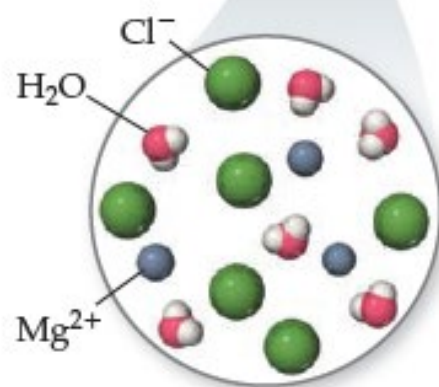
H⁺

Cl⁻

Reactants



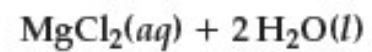
H⁺(aq) combines with hydroxide ions in Mg(OH)₂(s), forming H₂O(l)



H₂O

Mg²⁺

Products



4. Οξέα, βάσεις, και αντιδράσεις εξουδετέρωσης

Αντιδράσεις εξουδετέρωσης με σχηματισμό αερίου

Πολλές βάσεις, εκτός από αυτές που περιέχουν OH^- , αντιδρούν με H^+ προς σχηματισμό μοριακών ενώσεων. Δύο χαρακτηριστικά παραδείγματα είναι το θειούχο ιόν και το ανθρακικό ιόν.

Αμφότερα αυτά τα ιόντα αντιδρούν με οξέα προς σχηματισμό αερίων με χαμηλή υδατοδιαλυτότητα.

Το υδρόθειο (hydrogen sulfide - H_2S) σχηματίζεται όταν ένα οξύ, όπως το $\text{HCl}(\text{aq})$, αντιδρά με μεταλλικό σουλφίδιο, όπως το Na_2S :

Molecular equation:



Net ionic equation:



4. Οξέα, βάσεις, και αντιδράσεις εξουδετέρωσης

Αντιδράσεις εξουδετέρωσης με σχηματισμό αερίου

Τα ανθρακικά και διττανθρακικά αντιδρούν με οξέα προς σχηματισμό $\text{CO}_2(\text{g})$. Η αντίδραση του CO_3^{2-} ή του HCO_3^- μ' ένα οξύ δίνει πρώτα ανθρακικό οξύ (H_2CO_3):



Όμως, το ανθρακικό οξύ είναι ασταθές. Αν βρίσκεται σε διάλυμα σε επαρκή συγκέντρωση, τότε διασπάται σε H_2O και CO_2 , το οποίο διαφεύγει από το διάλυμα ως αέριο:



Η συνολική αντίδραση συνοψίζεται από τις εξισώσεις:

Molecular equation:



Net ionic equation:



5. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής (redox)

Οξείδωση και αναγωγή

Όταν ένα άτομο, ιόν ή μόριο φορτίζεται περισσότερο θετικά (όταν δηλαδή χάνει ηλεκτρόνια), λέγεται ότι οξειδώθηκε. Η απώλεια ηλεκτρονίων από μια ουσία λέγεται **οξείδωση**.

Πολλά μέταλλα αντιδρούν απ' ευθείας με ατμοσφαιρικό O_2 προς σχηματισμό μεταλλικών οξειδίων. Σ' αυτές τις αντιδράσεις, το μέταλλο χάνει ηλεκτρόνια που λαμβάνονται από το O_2 , σχηματίζοντας μια ιοντική ένωση μεταλλικού ιόντος και ιόντος οξειδίου.

Μέταλλα όπως τα αλκαλιμέταλλα και οι αλκαλικές γαίες, αντιδρούν ταχέως όταν εκτεθούν στον αέρα. Ένα παράδειγμα είναι η αντίδραση που δίνει το ασβέστιο:



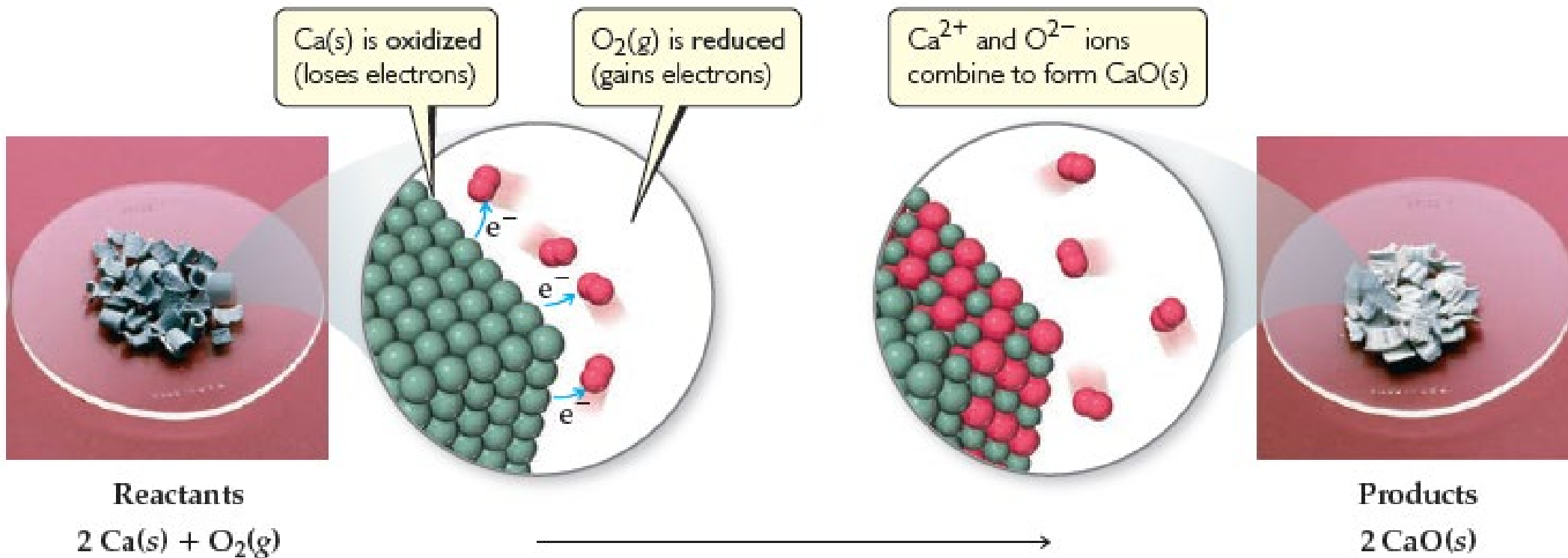
5. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής (redox)

Οξείδωση και αναγωγή

Στην προηγούμενη αντίδραση, το Ca οξειδώνεται σε Ca^{2+} και το ουδέτερο O_2 μετατρέπεται σε ιόντα O_2^- . Όταν ένα άτομο, ιόν ή μόριο φορτίζεται περισσότερο αρνητικά (όταν δηλαδή λαμβάνει ηλεκτρόνια), λέγεται ότι ανήχθηκε. Η πρόσληψη ηλεκτρονίων από μια ουσία λέγεται **αναγωγή**.

Όταν ένα αντιδρών χάνει ηλεκτρόνια (οξειδώνεται), ένα άλλο αντιδρών πρέπει να τα προσλάβει. Δηλαδή, η οξείδωση μιας ουσίας συνοδεύεται από την αναγωγή μιας άλλης.

Στο προηγούμενο παράδειγμα, η οξείδωση εμπλέκει μεταφορά ηλεκτρονίων από το μεταλλικό ασβέστιο στο O_2 , καταλήγοντας στον σχηματισμό CaO .



5. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής (redox)

Αριθμοί οξείδωσης

Για κάθε άτομο σε μια ουδέτερη ουσία ή ιόν ορίζεται ένας αριθμός οξείδωσης. Για μονοατομικά ιόντα, ο αριθμός οξείδωσης είναι ίδιος με το φορτίο.

Για ουδέτερα μόρια και πολυατομικά ιόντα, ο αριθμός οξείδωσης ενός ατόμου είναι ένα υποθετικό φορτίο. Αυτό το φορτίο ορίζεται μέσω τεχνητού διαμοιρασμού των ηλεκτρονίων στα άτομα του μορίου ή του ιόντος.

Για τον ορισμό αριθμών οξείδωσης, χρησιμοποιούνται οι παρακάτω κανόνες:

1. Για ένα άτομο στην στοιχειακή του μορφή, ο αριθμός οξείδωσης είναι πάντα μηδέν. Έτσι, κάθε άτομο H στο μόριο H_2 έχει αριθμό οξείδωσης 0.
2. Για κάθε μονοατομικό ιόν, ο αριθμός οξείδωσης ισούται με το ιοντικό φορτίο. Έτσι, το K^+ έχει αριθμό οξείδωσης +1. Στις ιοντικές ενώσεις, τα ιόντα αλκαλιμετάλλων (ομάδα 1A) έχουν πάντα φορτίο $1+$ και επομένως αριθμό οξείδωσης +1. Ανάλογη είναι η κατάσταση και για τις αλκαλικές γαίες (ομάδα 2A), κτλ.

5. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής (redox)

Αριθμοί οξείδωσης

3. Τα μη-μέταλλα έχουν συνήθως αρνητικούς αριθμούς οξείδωσης, αν και μερικές φορές έχουν θετικούς:

(a) Ο αριθμός οξείδωσης του οξυγόνου είναι συνήθως -2, σε αμφότερες ιοντικές και μοριακές ενώσεις. Η κύρια εξαίρεση είναι τα υπεροξείδια που περιέχουν το ιόν O_2^{2-} , και το κάθε οξυγόνο έχει αριθμό οξείδωσης -1.

(b) Ο αριθμός οξείδωσης του υδρογόνου είναι συνήθως +1 όταν είναι ενωμένο με μη-μέταλλα, και -1 με μέταλλα (π.χ. υδρίδιο νατρίου, NaH).

(c) Ο αριθμός οξείδωσης του φθορίου είναι -1 σε όλες τις ενώσεις. Τα υπόλοιπα αλογόνα έχουν αριθμό οξείδωσης -1 στις περισσότερες ενώσεις, ενώ όταν συνδυάζονται με οξυγόνο, έχουν θετικό.

4. Το άθροισμα των αριθμών οξείδωσης όλων των ατόμων σε μια ουδέτερη ένωση είναι μηδέν. Το άθροισμα των αριθμών οξείδωσης σ' ένα πολυατομικό ιόν ισούται με το φορτίο του ιόντος. Για παράδειγμα, στο ιόν υδρονίου, H_3O^+ , ο αριθμός οξείδωσης το κάθε H είναι +1 και αυτός του O είναι -2.

Έτσι, το άθροισμα των αριθμών οξείδωσης είναι $3 \times (+1) + (-2) = +1$, που είναι το φορτίο του ιόντος.

5. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής (redox)

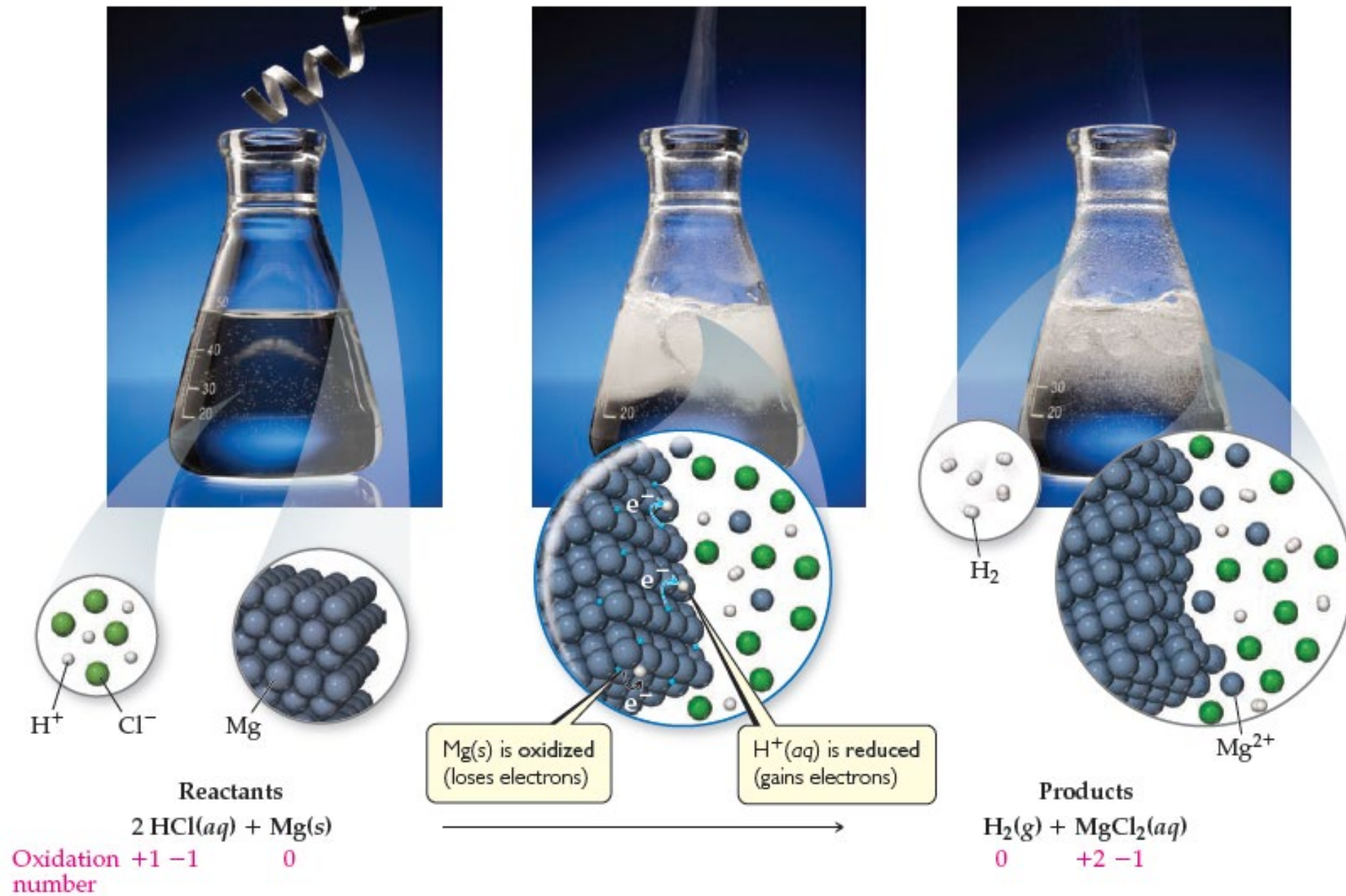
Οξείδωση μετάλλων από οξέα και άλατα

Η αντίδραση μεταξύ ενός μετάλλου και είτε ενός οξέος είτε ενός μεταλλικού άλατος ακολουθεί το γενικό μοτίβο:



Αυτές οι αντιδράσεις ονομάζονται **αντιδράσεις εκτόπισης** (displacement reactions), επειδή το εν διαλύσει ιόν εκτοπίζεται (αντικαθίσταται) μέσω οξείδωσης ενός στοιχείου.

Πολλά μέταλλα υπόκεινται αντιδράσεις εκτόπισης με οξέα, παράγοντας αέριο υδρογόνο.



5. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής (redox)

Οξείδωση μετάλλων από οξέα και άλατα

Το χλώριο έχει αριθμό οξείδωσης -1 αμφότερα πριν και μετά την αντίδραση, υποδεικνύοντας ότι ούτε οξειδώνεται, ούτε ανάγεται. Τα ιόντα Cl⁻ είναι ιόντα-θεατές, και απαλείφονται από την τελική ιοντική εξίσωση:



Τα μέταλλα μπορούν να οξειδωθούν και από διαλύματα διαφόρων αλάτων. Για παράδειγμα, ο μεταλλικός σίδηρος οξειδώνεται σε Fe²⁺ από υδατικά διαλύματα Ni²⁺, όπως το Ni(NO₃)₂(aq):



Η οξείδωση του Fe σε Fe²⁺ σ' αυτήν την αντίδραση συνοδεύεται από την αναγωγή του Ni²⁺ σε Ni.

5. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής (redox)

Η σειρά δραστηριότητας

Ένας κατάλογος μετάλλων διευθετημένων με σειρά μειούμενης ευκολίας οξείδωσης (πίνακας στην επόμενη διαφάνεια) ονομάζεται **σειρά δραστηριότητας**.

Τα μέταλλα στην κορυφή του πίνακα, όπως τα αλκαλιμέταλλα και οι αλκαλικές γαίες, είναι τα πιο ευοξειδωτά. Δηλαδή, αντιδρούν πιο εύκολα και γι' αυτό ονομάζονται **δραστικά μέταλλα**.

Τα μέταλλα στο κάτω μέρος της σειράς δραστηριότητας, όπως στοιχεία μετάπτωσης των ομάδων 8B και 1B, είναι πολύ σταθερά και τα λιγότερο δραστικά. Αυτά τα μέταλλα ονομάζονται **ευγενή μέταλλα**, λόγω της χαμηλής τους δραστηριότητας.

Activity Series of Metals in Aqueous Solution

Metal	Oxidation Reaction
Lithium	$\text{Li}(s) \longrightarrow \text{Li}^+(aq) + e^-$
Potassium	$\text{K}(s) \longrightarrow \text{K}^+(aq) + e^-$
Barium	$\text{Ba}(s) \longrightarrow \text{Ba}^{2+}(aq) + 2e^-$
Calcium	$\text{Ca}(s) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(aq) + 2e^-$
Sodium	$\text{Na}(s) \longrightarrow \text{Na}^+(aq) + e^-$
Magnesium	$\text{Mg}(s) \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(aq) + 2e^-$
Aluminum	$\text{Al}(s) \longrightarrow \text{Al}^{3+}(aq) + 3e^-$
Manganese	$\text{Mn}(s) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 2e^-$
Zinc	$\text{Zn}(s) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^-$
Chromium	$\text{Cr}(s) \longrightarrow \text{Cr}^{3+}(aq) + 3e^-$
Iron	$\text{Fe}(s) \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(aq) + 2e^-$
Cobalt	$\text{Co}(s) \longrightarrow \text{Co}^{2+}(aq) + 2e^-$
Nickel	$\text{Ni}(s) \longrightarrow \text{Ni}^{2+}(aq) + 2e^-$
Tin	$\text{Sn}(s) \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(aq) + 2e^-$
Lead	$\text{Pb}(s) \longrightarrow \text{Pb}^{2+}(aq) + 2e^-$
Hydrogen	$\text{H}_2(g) \longrightarrow 2\text{H}^+(aq) + 2e^-$
Copper	$\text{Cu}(s) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(aq) + 2e^-$
Silver	$\text{Ag}(s) \longrightarrow \text{Ag}^+(aq) + e^-$
Mercury	$\text{Hg}(l) \longrightarrow \text{Hg}^{2+}(aq) + 2e^-$
Platinum	$\text{Pt}(s) \longrightarrow \text{Pt}^{2+}(aq) + 2e^-$
Gold	$\text{Au}(s) \longrightarrow \text{Au}^{3+}(aq) + 3e^-$



5. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής (redox)

Η σειρά δραστηριότητας

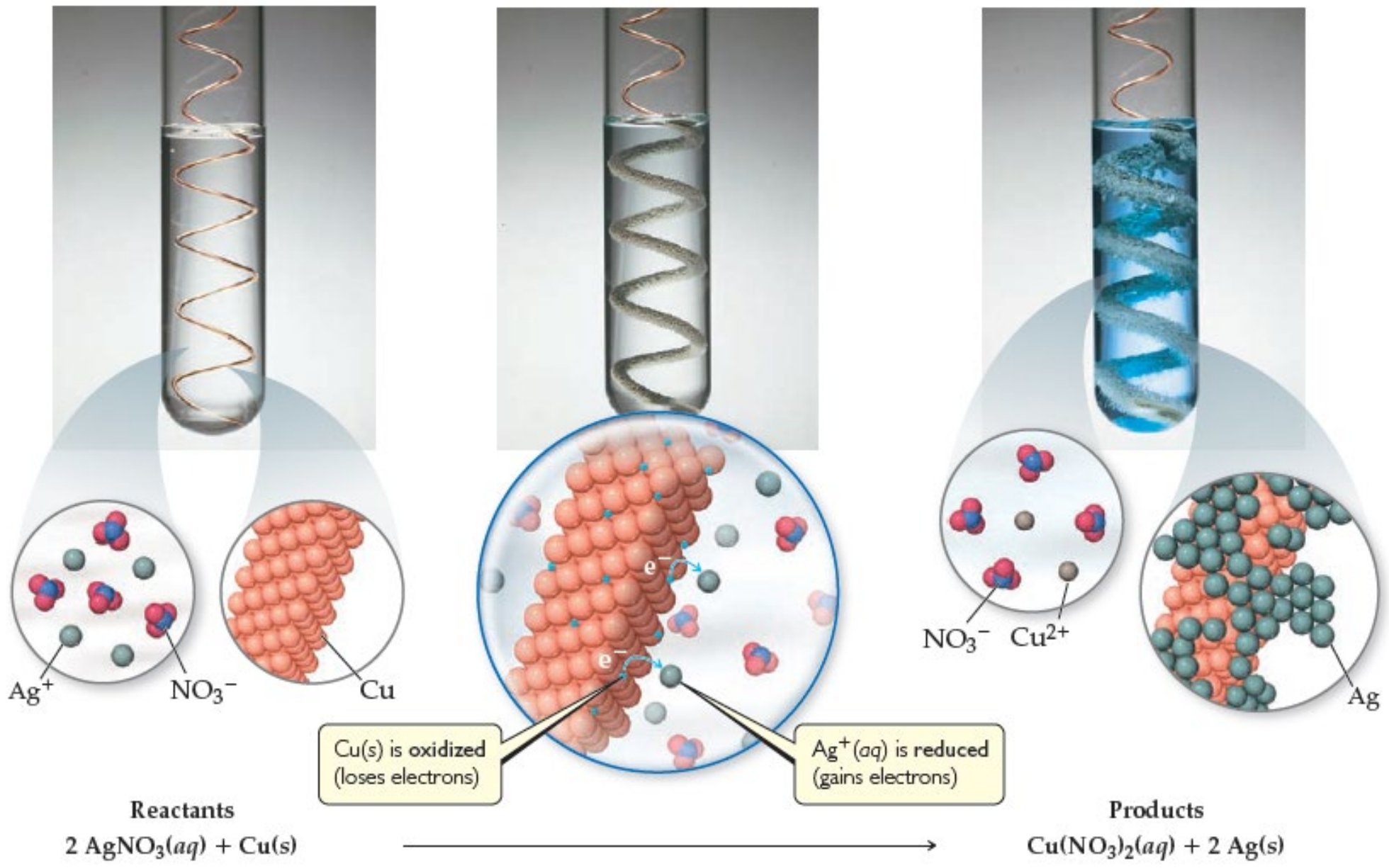
Η σειρά δραστηριότητας μπορεί να χρησιμοποιηθεί για να προβλεφθεί το αποτέλεσμα αντιδράσεων μεταξύ μετάλλων και μεταλλικών αλάτων ή οξέων.

Οποιοδήποτε μέταλλο στον κατάλογο μπορεί να οξειδωθεί από ιόντα στοιχείων που βρίσκονται κάτω απ' αυτό. Για παράδειγμα, ο χαλκός είναι πάνω από τον άργυρο στην σειρά δραστηριότητας. Έτσι, ο μεταλλικός χαλκός οξειδώνεται από ιόντα αργύρου:



Η οξείδωση του χαλκού σε ιόντα χαλκού συνοδεύεται από την αναγωγή των ιόντων αργύρου σε μεταλλικό άργυρο. Αυτό είναι εμφανές πάνω στην επιφάνεια του χάλκινου σύρματος (εικόνα στην επόμενη διαφάνεια).

Ο νιτρικός χαλκός(II) παράγει ένα κυανό χρώμα στο διάλυμα.



5. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής (redox)

Η σειρά δραστηριότητας

Μόνο μέταλλα πάνω από το υδρογόνο στην σειρά δραστηριότητας είναι ικανά ν' αντιδρούν με οξύ προς σχηματισμό H_2 . Για παράδειγμα, το Ni αντιδρά με $HCl(aq)$ προς σχηματισμό H_2 :



Επειδή τα στοιχεία κάτω από το υδρογόνο στην σειρά δραστηριότητας δεν οξειδώνονται από H^+ , ο Cu δεν αντιδρά με $HCl(aq)$. Όμως, ο χαλκός αντιδρά με νιτρικό οξύ, αλλά η αντίδραση δεν είναι οξείδωση του Cu από ιόντα H^+ . Το μέταλλο οξειδώνεται σε Cu^{2+} από το νιτρικό ιόν, που συνοδεύεται από τον σχηματισμό καστανού διοξειδίου του αζώτου, $NO_2(g)$:



Καθώς ο χαλκός οξειδώνεται, το NO_3^- , όπου ο αριθμός οξείδωσης του αζώτου είναι +5, ανάγεται σε NO_2 , όπου ο αριθμός οξείδωσης του αζώτου είναι +4.

Βιβλιογραφία

Brown T.L., LeMay H.E., Murphy C.J., Stoltzfus M.W., **2015**. 4. Reactions in aqueous solutions. In “Chemistry the central science”, 13th edition, Pearson Education, Inc., 1 Lake Street, Department 1G, Upper Saddle River, NJ 07458.