

Όμως στην πράξη, η πραγματική απόδοση ενός προϊόντος μπορεί να είναι πολύ μικρότερη για διάφορους λόγους.

→ Σημαντικό να γνωρίζουμε πραγματική απόδοση μιας αντίδρασης, ή να αποφανθούμε αν είναι οικονομικά συμφέρουσα

$$\text{Εκατοστιαία απόδοση} = \frac{\text{Πραγματική απόδοση}}{\text{Θεωρητική απόδοση}} \times 100\%$$

Π.χ. αν στο προηγούμενο παράδειγμα η πραγμ. απόδοση ήταν 23,8g CH_3COOH τότε η εκατοστιαία απόδοση είναι $\frac{23,8}{27,3} \times 100\% = 87,2\%$

Κεφάλαιο 4 - Χημικές αντιδράσεις

Χημική αντίδραση: Η υαροδία της χημείας συνεπάγεται μεταβολή των ουσιών που αντιδρούν προς προϊόντα, τα οποία ως ουσίες θα έχουν φυσικές και χημικές ιδιότητες διαφορετικές από αυτές των αντιδρώντων.

Ίοντα σε υδατικό διάλυμα

Γιατί παθαίνουμε ηλεκτρολυτικά όταν πληκτροποιούμε μία ηλεκτρική ουσιώδη και ταυτόχρονα έρθουμε σε επαφή με το νερό → Είναι διάλυμα λύτων

4.1 Ιοντική θεωρία των διαλυμάτων και κανόνες διαλυτότητας

1884 Svante Arrhenius: Ορισμένες ουσίες, όταν διαλύονται στο νερό, παράγουν Ίοντα που κινούνται ελεύθερα και έχουν το ηλεκτρικό ρεύμα σε ένα υδατικό διάλυμα. → Τα υδατικά διαλύματα έχουν ηλεκτρική αγωγιμότητα.

Κρύσταλλοι $\text{NaCl}(s)$: Ίοντα Na^+ , Cl^- συσφρατώνται σε κανονική και σταθερή διάταξη

↓ Διάλυση στο νερό
Ίοντα Na^+ , Cl^- γίνονται ελεύθερα κινούμενα Ίοντα
→ προς θετικό πόλο μπαταρίας
↙ προς αρνητικό πόλο μπαταρίας

Καθαρό H_2O : Τα μόρια H_2O είναι ηλεκτρικά ουδέτερα. Άρα, όταν κινούνται δεν μεταφέρεται καμία ηλεκτρική φορτίο → δεν υπάρχει ηλεκτρικό ρεύμα
Όμως το H_2O μπορεί να διαλύσει ουσίες, οι οποίες εισέρχονται στο διάλυμα ως ελεύθερα κινούμενα Ίοντα

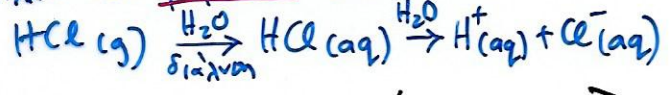
Ουσίες ευδιάλυτες στο νερό

Ηλεκτρολύτες ← Μη ηλεκτρολύτες

Δίνουν διάλυμα ηλεκτρικά αγώγιμο.

Γενικά τα ιοντικά στερεά (π.χ. NaCl(s))

Αλλά και μοριακές ενώσεις π.χ.



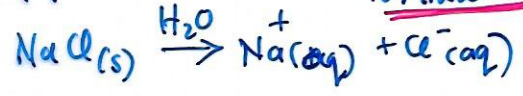
Διάλυμα μη αγώγιμο ή ασθενώς αγώγιμο συνήθως μοριακής ένωσης

π.χ. σακχαρόζη C₁₂H₂₂O₁₁ (ζάχαρη)

μεθανόλη CH₃OH (καθαριστικό παράφρ.)

Ισχυροί ηλεκτρολύτες

Υπάρχει στο διάλυμα σχεδόν 100% σχηματισμένα με μορφή ιόντων (τα περισσότερα ιοντικά στερεά)



Ασθενής ηλεκτρολύτης

Διασώζονται στο νερό δίνοντας σχετικά μικρό ποσοστό ιόντων (συνήθως μοριακής ένωσης)



Διαλύεται εύκολα στο H₂O αλλά μόνο ~3% διίσταται σε ιόντα.

Οι περισσότερες ευδιάλυτες μοριακή ένωση είναι είτε μη ηλεκτρολύτες είτε ασθενής ηλεκτρολύτης. Εξαιρέση το HCl(g) $\xrightarrow[\neq H_2O]{\text{διάλυση}} HCl(aq) \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + Cl^-(aq)$

Διαλυτότητα (στο νερό)

Υπάρχουν ενώσεις ευδιάλυτες στο νερό π.χ. NaCl, CH₃CH₂OH (αιθανόλη αμυγδαλί) ή με πολύ περιορισμένη διαλυτότητα - αδιάλυτες π.χ. CaCO₃, C₆H₆ (βενζόλιο) ή δυσδιάλυτες αβερσοχίτης, μαργαρο στη φύση

Κανόνες Διαλυτότητας για ιοντική ένωση

Κανόνας	Εφαρμόζεται στα	Διαλύσιμα	Εξαιρέσεις
1	Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , NH ₄ ⁺	Ενώσεις Ομάδας IA και αμμωνίων είναι <u>ευδιάλυτες</u>	
2	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻ , NO ₃ ⁻	Οξικά και νιτρικά άλατα <u>ευδιάλυτα</u>	
3	Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻	Τα περισσότερα χλωρίδια, βρωμίδια <u>ευδιάλυτα</u>	AgCl, Hg ₂ Cl ₂ , PbCl ₂ AgBr, Hg ₂ Br ₂ , Hg ₂ Br ₂ , PbBr ₂ AgI, Hg ₂ I ₂ , Hg ₂ I ₂ , PbI ₂
4	SO ₄ ²⁻	Τα περισσότερα θειικά άλατα <u>ευδιάλυτα</u>	CaSO ₄ , SrSO ₄ , BaSO ₄ Ag ₂ SO ₄ , Hg ₂ SO ₄ , PbSO ₄
5	CO ₃ ²⁻	Τα περισσότερα ανθρακικά άλατα <u>αδιάλυτα</u>	Ανθρακικά άλατα (Καν. 1) Ομάδας IA, (NH ₄) ₂ CO ₃
6	PO ₄ ³⁻	Τα περισσότερα φωσφορικά άλατα <u>αδιάλυτα</u>	Φωσφορικά ομάδα IA (Καν. 1) και (NH ₄) ₃ PO ₄ (1)
7	S ²⁻	Τα περισσότερα σουλφίδια <u>αδιάλυτα</u>	Σουλφίδια IA, IIA (Καν. 1) και (NH ₄) ₂ S +
8	OH ⁻	Τα περισσότερα υδροξείδια είναι <u>αδιάλυτα</u>	Ομάδας IA (Καν. 1) και Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂

Ποιες από τις παρακάτω ενώσεις περιμένετε να είναι ισχυροί και ποιες ασθενής ηλεκτρολύτες όταν ελυθούν σε νερό και γιατί;

NH_4Cl : Ευδιάλυτη ιοντική ένωση \rightarrow ισχυρός

MgBr_2 : Ευδιάλυτη ιοντική ένωση \rightarrow ισχυρός

H_2O : Μοριακή ένωση που ιονίζεται \rightarrow ασθενής
ελάχιστα

HCl : Ευδιάλυτη μοριακή ένωση που ιονίζεται \rightarrow ισχυρός
ισχυρά

NH_3 : Ευδιάλυτη μοριακή ένωση που ιονίζεται λίγο \rightarrow ασθενής

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$: Ιοντική ένωση αλλά αδιάλυτη (δυσδιάλυτη) \rightarrow ασθενής

CH_3OH : Ευδιάλυτη μοριακή ένωση που δεν ιονίζεται ποτέ \rightarrow ασθενής

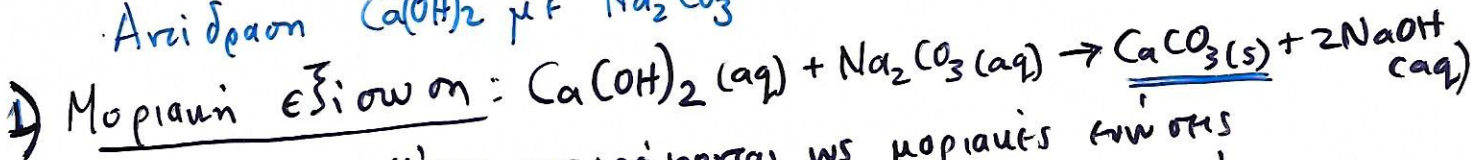
AgCl : Ιοντική ένωση αλλά αδιάλυτη \rightarrow ασθενής

4.2 Μοριακές και ιοντικές εξισώσεις

Διάφορα είδη χημικών εξισώσεων (για την περιγραφή μιας χημικής αντίδρασης) ανάλογα με την πληροφορία που θέλουμε να μεταφέρουμε.

Παράδειγμα: Παρουσία βήματος CaCO_3
 Απλή χημική ουσία $\left\{ \begin{array}{l} \text{πρόσθετο στο χυμό} \\ \text{αυτιόξινο} \\ \text{ήλιο σταβλικό} \end{array} \right.$
 οδοντόκρεμα

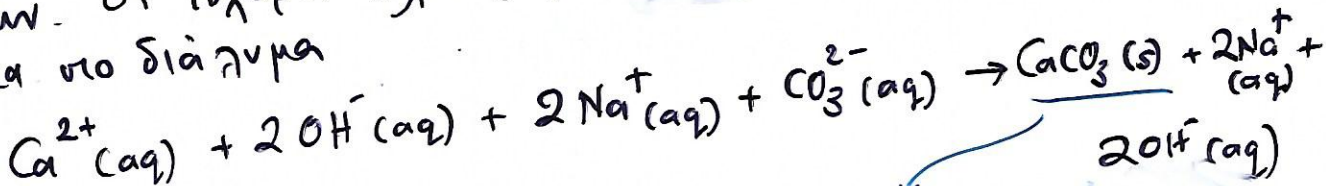
Αντίδραση Ca(OH)_2 με Na_2CO_3



Αντιδρούν και προϊόντα αναγράφονται ως μοριακές ενώσεις ανεξάρτητα αν στην πραγματικότητα στο διάλυμα υπάρχουν από αυτές εμφανίζονται υπό μορφή ιόντων.

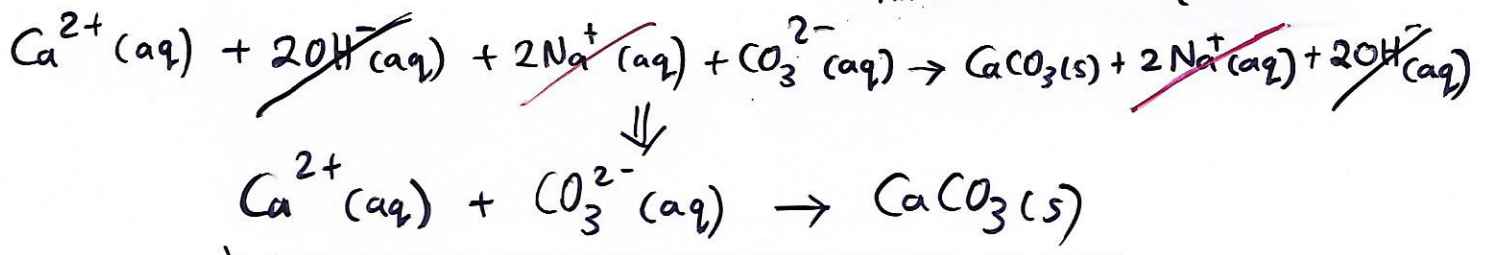
Δείχνει καθαρά ποια διαλύματα αντιδρούν και ποια προϊόντα προκύπτουν

2) Πλήρης ιοντική εξίσωση: Μας δείχνει τι γίνεται σε μορφή ιόντων. Οι ισχυροί ηλεκτρολύτες γράφονται ως ξεχωριστά ιόντα στο διάλυμα



Αδιάλυτο οξύ \rightarrow Αποιδίεται με τον μοριακό της τύπο

3) Τελική ιοντική εξίσωση: Διαγράφονται τα ιόντα "θεατές" από την πλήρη ιοντική εξίσωση
 "Αναβί" στην αντίδραση (34)

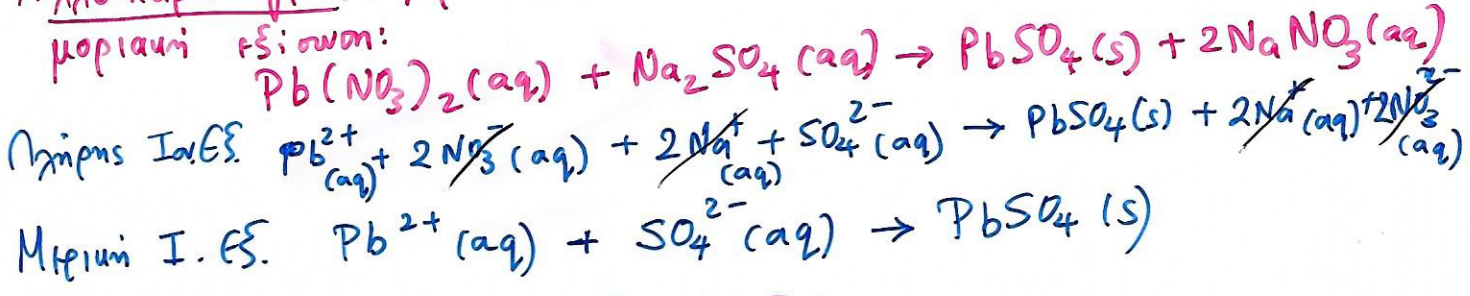


Ευφράζει ένα γενικό συμπέρασμα
 Η ανάμιξη ομοιοδύνητων διαλύματος ιόντων Ca^{2+} με ομοιοδύνητα διαλύτα CO_3^{2-} καταλήγει σε ίδημα ($\text{CaCO}_3(\text{s})$)

Ασβεστολιθικά πετρώματα στο θαλάσσιο βυθό

Έτσι π.χ. $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ ως ιόντα CO_3^{2-} και $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ ως ιόντα Ca^{2+} αντιδρώντας δίνουν πάλι $\text{CaCO}_3(\text{s})$

Άλλο παράδειγμα: Πλήρης και τελική ιοντική εξίσωση για την παρακάτω μοριακή εξίσωση:



Τύποι Χημικών Αντιδράσεων

← Καταβύθιση
↓ οξείω-βύθιση
← Οξείωση - αναγωγή

4.3 Αντιδράσεις καταβύθισης

Πραγματοποιούνται σε υδατικά διαλύματα ^{επειδή ένα προϊόν είναι} αδιάλυτο στο νερό και απομακρύνεται ως ίδημα.

Πρόβλεψη αντιδράσεων καταβύθισης

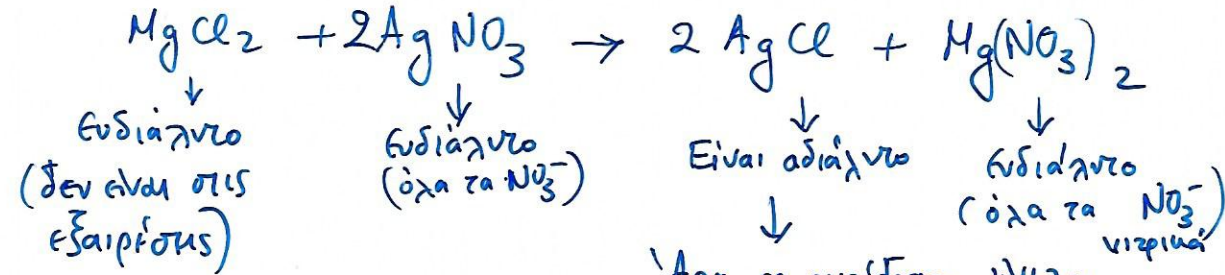
α) Γράφουμε την αντίδραση ως μοριακή εξίσωση ανταλλαγής (ή μετατόπισης) δηλ. μια εξίσωση που εμφανίζεται για εμπεριέχτη την ανταλλαγή τμημάτων μεταξύ των δύο αντιδρώντων.
 Ανιόντα ανταλλάσσονται μεταξύ των δύο κατιόντων

ή αντίστροφα

β) Επαληθεύουμε τις διαλυτότητες των αντιδρώντων και ελέγχουμε τις διαλυτότητες των προϊόντων ← Χρήση κανόνων διαλυτότητας

Ποράδημα: $MgCl_2 + AgNO_3 \rightarrow ?$

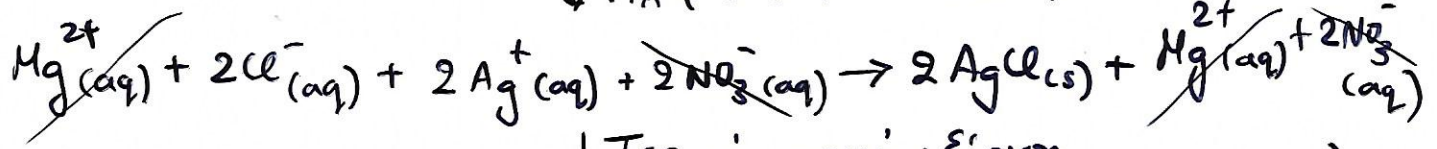
Σε περίπτωση που η αντίδραση λαμβάνει χώρα, η ισοσταθμισμένη εξίσωση είναι:



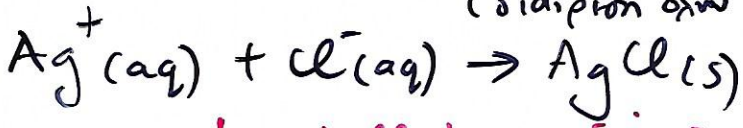
Άρα η αντίδραση γίνεται
 Το $AgCl$ είναι αδιάλυτο και καταβυθίζεται (ως ίζημα) από το μίγμα της αντίδρασης.



↓ Πλήρης ιοντική εξίσωση



↓ Τελική ιοντική εξίσωση (διαίρεση όλων των συντελεστών με 2)



Σημαντική σημείωση: Αν $AgCl$ ήταν ευδιάλυτο, τότε η παραπάνω αντίδραση δεν θα είχε γίνει.

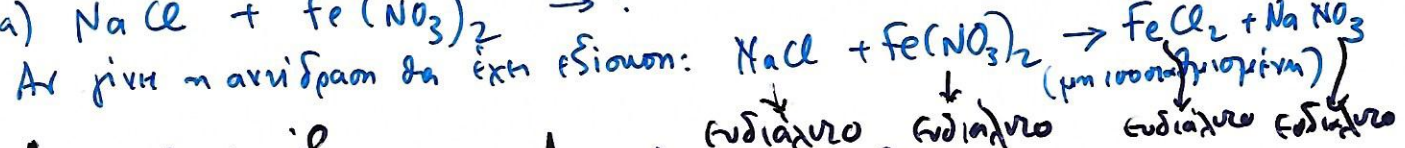
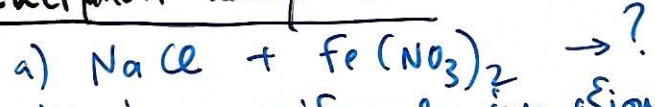
Η αντίδραση $MgCl_2$ και $AgNO_3(aq)$ οδηγεί σε ιόντα Mg^{2+} , Cl^- , Ag^+ , NO_3^- τα οποία αρχικά θα παρτίμωναί έτσι στο διάλυμα ("για πάντα").

Όμως, τα Ag^+ και Cl^- αντιδρούν δίνοντας ίζημα $AgCl(s) \rightarrow$

\rightarrow Τα ιόντα Ag^+ και Cl^- απομακρύνονται και πίσω μένει το διάλυμα $Mg(NO_3)_2(aq)$

\rightarrow Το $MgNO_3$ μπορεί να απομονωθεί \rightarrow Διαχωρίζεται ίζημα $AgCl$ με φίλτρο \rightarrow Ξελατμίζεται το υγρό

Εκτίμηση καταβύθισης:



\rightarrow Δεν υπάρχει ίζημα \rightarrow Δεν γίνεται αντίδραση
 Αλλά παίρνουμε υδατικό διάλυμα ιόντων Na^+ , Cl^- , Fe^{2+} και NO_3^-

(β) Θεικό αρθρίλιο και υδροξείδιο του νατρίου $\rightarrow ?$

4.4 Αντιδράσεις οξέων - βάσεων

	↓ <u>οξέα</u>	↓ <u>Πικρή γεύση</u>
$(H_3C_6H_5O_7)$	Κίτρινο οξύ → χυμός λεμονιού	αμινοξέων οξεία
$(HC_2H_3O_2)$	Οξικό οξύ → ξίδι	Υδατινή αμμωνία: καθαριστικό $NH_3(aq)$
HCl	Υδροχλωρικό (στομάχι)	NaOH: καθαριστικό αποχλωσίωση + φαρίνων
$H_2C_6H_6O_6$	Ασκορβικό (βιταμίνη C)	Mg(OH) ₂ : Γάλα μαγνησίας (αντιόξινο + καθαρτικό)
$HC_9H_7O_4$	Ακετυλοσαλικυλικό οξύ (ασπιρίνη)	Ca(OH) ₂ : Σβηστήρας αέριας

Έχουν ικανότητα να προκαλούν χρωματικές αλλαγές σε ουσίες που λήφθηκαν δείκτης (π.χ. χυμός από κόκκινο λάχανο)
 κόκκινο οξύ → ροζ → μωβ → πράσινο → κίτρινο βάση

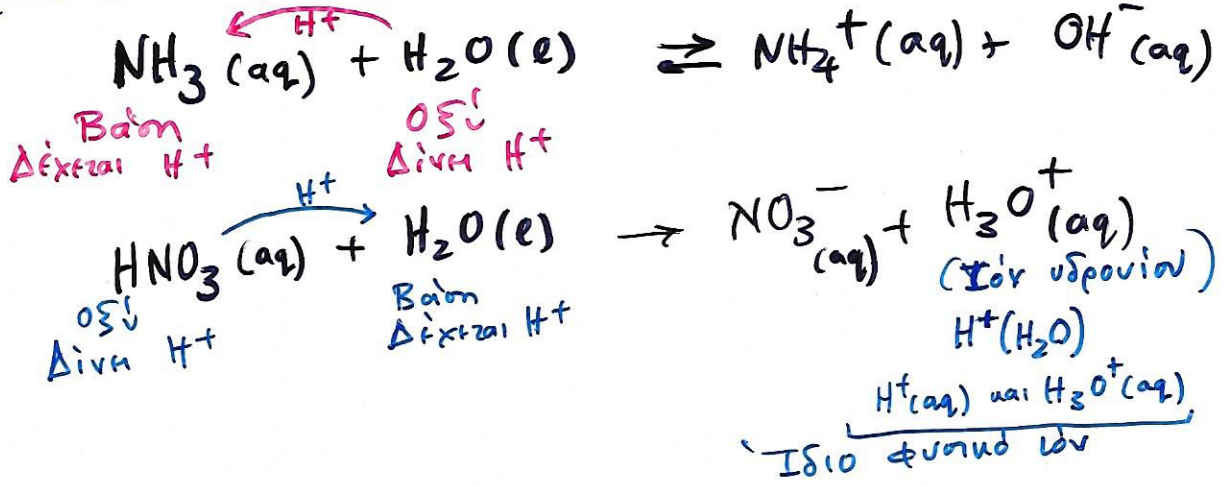
Ορισμοί οξέος και βάσης

Arrhenius: οξύ μια ουσία που παράγει ιόντα H^+ όταν διαλύεται στο νερό ^{υδρογόνου}
 $HNO_3(aq) \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + NO_3^-(aq)$

Βάση: Ουσία που παράγει ιόντα υδροξειδίου OH^- , όταν διαλύεται στο νερό
 $NaOH(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(aq) + OH^-(aq)$
 $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

Brønsted-Lowry: Επέκταση ορισμού Arrhenius. Αντιδράσεις μεταφοράς πρωτονίου (H^+)

οξύ είναι η οντότητα (μόριο ή ιόν) που προσφέρει ένα πρωτόνιο σε μία άλλη οντότητα η οποία ονομάζεται βάση και δέχεται το πρωτόνιο σε μία αντίδραση μεταφοράς πρωτονίου



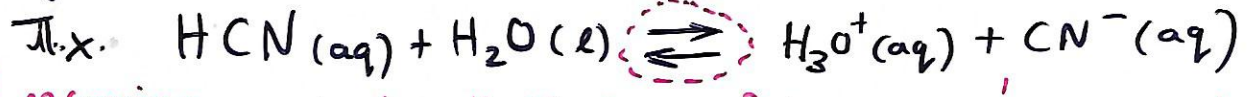
Ισχυρά και Ασθενή Οξέα και Βάσεις

↓
 Ιοντίζεται πλήρως στο νερό και είναι ισχυρός ηλεκτρολύτης → Ιοντίζεται μόνο \ll μέρη στο νερό και είναι ασθενής ηλεκτρολύτης.

Συνηθισμένα ισχυρά οξέα: $HClO_4, H_2SO_4, HCl, HBr, HI, HNO_3$

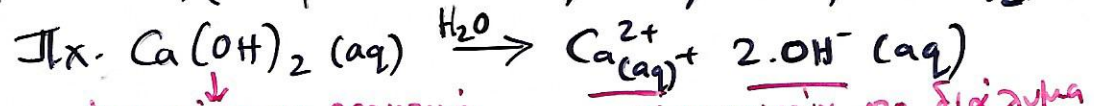


Παραδείγματα ασθενών οξέων: HCN, HF, HNO_2



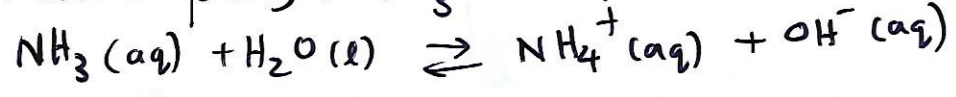
Η ηλεκτρονιότητα των μορίων HCN δε ανυψώνεται με το νερό. Στο τελικό διάλυμα υπάρχουν κυρίως HCN και πολύ λίγα ιόντα H_3O^+ και CN^-

Συνηθισμένη ισχυρή βάση: $LiOH, KOH, NaOH, Ba(OH)_2, Sr(OH)_2, Ca(OH)_2$



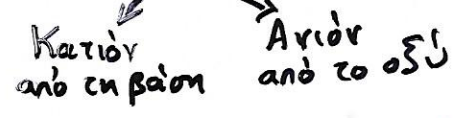
Δε υπάρχουν πρακτικά καθίσταται στο διάλυμα κυριαρχούν στο διάλυμα

Παράδειγμα ασθενούς βάσης: NH_3

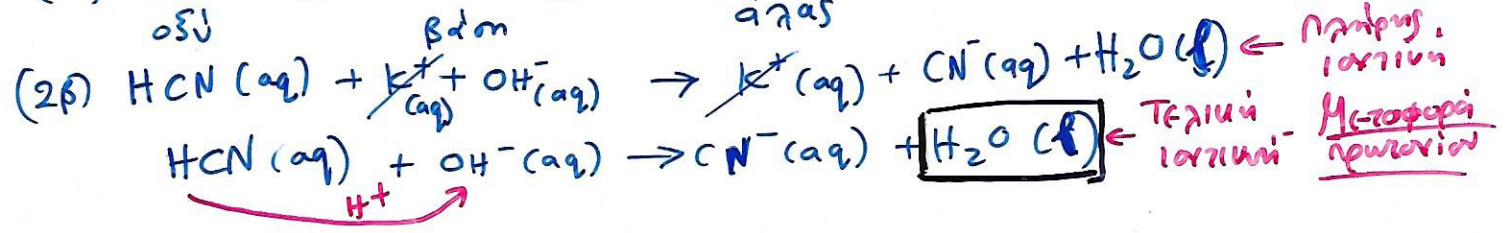
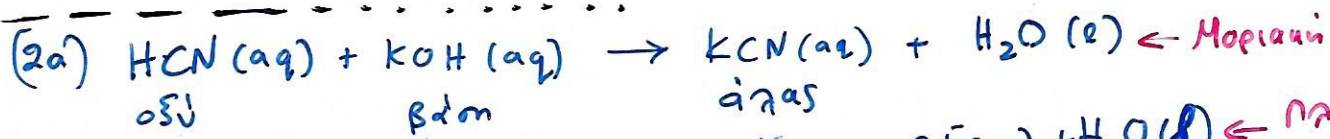
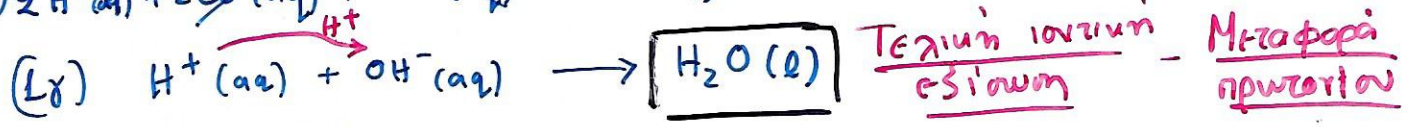
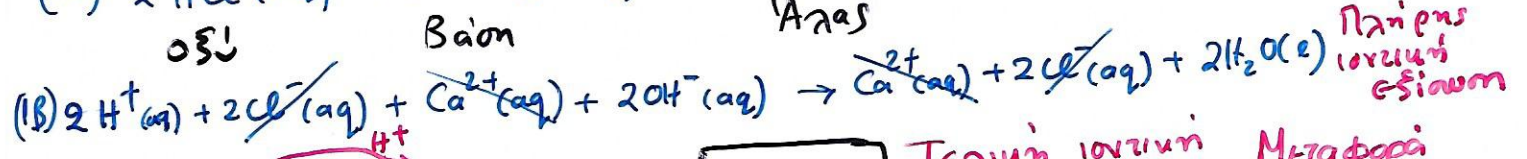
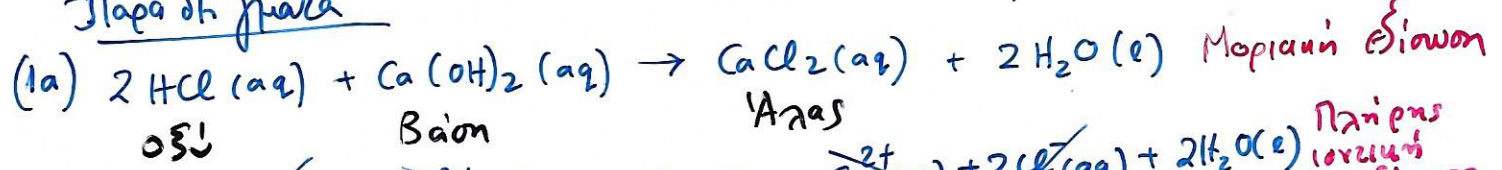


Αντίδραση Εξουδετέρωσης

Εξουδετέρωση: Η αντίδραση ενός οξέος και μιας βάσης που καταλήγει σε μια ιοντική ένωση, η οποία ονομάζεται άλας, και λιθινός νερό.

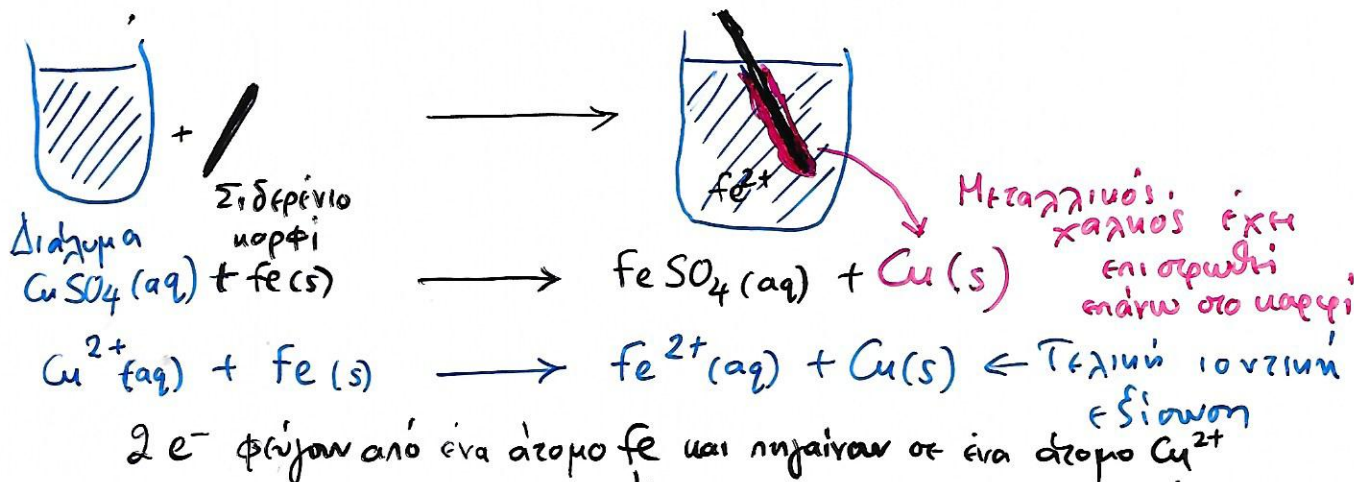


Παράδειγμα



4.5 Αντιδράσεις οξείδωσης-αναγωγής

Μεταφορά ηλεκτρονίων από μία χημική ουσία σε μια άλλη.

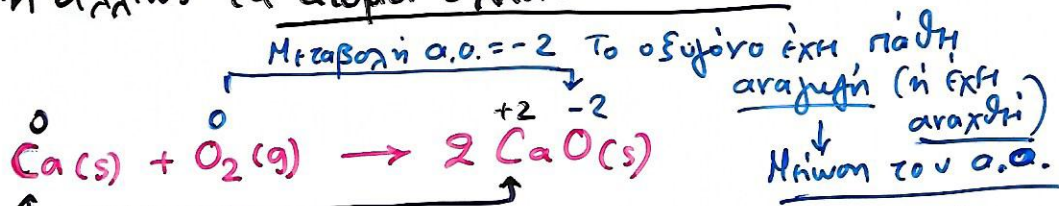


Παραμορφώθηκε μεταφοράς e^- μέσω αλλαγών στις αριθμούς οξείδωσης

Αριθμός οξείδωσης (Α.Ο) ενός ατόμου σε μια ένωση είναι το πραγματικό φορτίο του ατόμου, αν το άτομο εμφανίζεται στην ένωση ως μονατομικό ιόν, ή το υποθετικό φορτίο που αποδίδεται στο άτομο βάσει κάποιων απλών κανόνων.

Ένα άτομο σε στοιχειακή κατάσταση (δηλ. έξω από ένωση) έχει $A.O. = 0$

Αντίδραση οξείδωσης-αναγωγής (ή οξειδοαναγωγής): Μεταφέρονται e^- ανάμεσα σε ουσίες, ή αλλιώς τα άτομα αλλάζουν α.ο.



Το ασβέστιο έχει πιάδη οξείδωση (ή έχει οξειδωθεί)

ΣΗΜΑΝΤΙΚΟ: Οξείδωση και αναγωγή συμβαίνουν ταυτόχρονα

Κανόνες για την απόδοση αριθμών οξείδωσης

- | | |
|--|--|
| <p>1. Στοιχεία: Άτομο σε στοιχειακή κατάσταση έχει $A.O. = 0$</p> <p>2. Μονατομικά ιόντα: $A.O. =$ φορτίο των ιόντος</p> <p>3. Οξυγόνο: $A.O. = -2$ (Εξαιρέτων H_2O_2 και άλλα υπεροξείδια $A.O. = -1$)</p> <p>4. Υδρογόνο: $A.O. = +1$ ($A.O. = -1$ σε διαδικτές ενώσεις με μεταλλικά, π.χ. CaH_2)</p> <p>5. Αλογόνα: Το F έχει $A.O. = -1$ ΠΑΝΤΑ. Τα Cl, Br, I έχουν $A.O. = -1$ σε διαδικτές ενώσεις εκτός αν το άλλο στοιχείο O ή άλλο αλογόνο ψηφιστεί πρώτα στον Π.Π.</p> | <p>6. Ένωση: Άθροισμα $A.O. = 0$</p> <p>Πολυατομικό Ιόν: Άθροισμα $A.O. =$ φορτίο ιόντος</p> |
|--|--|

