



ОКСИДИ

Определение

Оксидите са химични съединения на кислорода с други химични елементи.

Състав и строеж

Оксидите не съдържат химични връзки между кислородните атоми (за разлика от пероксидите - H_2O_2 , BaO_2 и др.). Всички елементи образуват оксиди (без хелий, неон, аргон). В оксидите кислородът проявява постоянна по стойност и отрицателна по знак степен на окисление (-2).

Оксидите на s - елементите, p - елементите с метален характер в нисшите им степени на окисление, на d - и f - елементите, също в нисшите им степени на окисление са йонни съединения:

Na_2O , Cs_2O , Rb_2O	-	оксиди на s - елементи
PbO , SnO	-	оксиди на p - елементи с метален характер в нисшите им степени на окисление
MnO , CrO	-	оксиди на d - елементите в нисшите им степени на окисление
CeO (цериев оксид), Th_2O_3 (диториев триоксид)	-	оксиди на f - елементи в нисшите им степени на окисление

Ковалентни са оксидите на p - елементите с неметален характер, на d - и f - елементите в междинните и висшите им степени на окисление - SO_3 , Mn_2O_7 , MnO_2 и др.

N_2O_3 , N_2O_5 , SO_3	-	оксиди на p - елементи с неметален характер
MnO_2 , Cr_2O_3 , Mn_2O_7 , CrO_3	-	оксиди на d - елементите в междинни и висши степени на окисление
Ce_2O_3 (цериев триоксид), ThO_2 (ториев диоксид)	-	оксиди на f - елементи във висшите им степени на окисление

Класификация

Съществуват различни начини за класифициране на оксидите. Най-често се използва подходът при който оксидите се класифицират на база свойствата на хидроксидите и оксокиселините, които съответните оксиди образуват непосредствено, или които им съответстват. Въз основа на това оксидите биват:

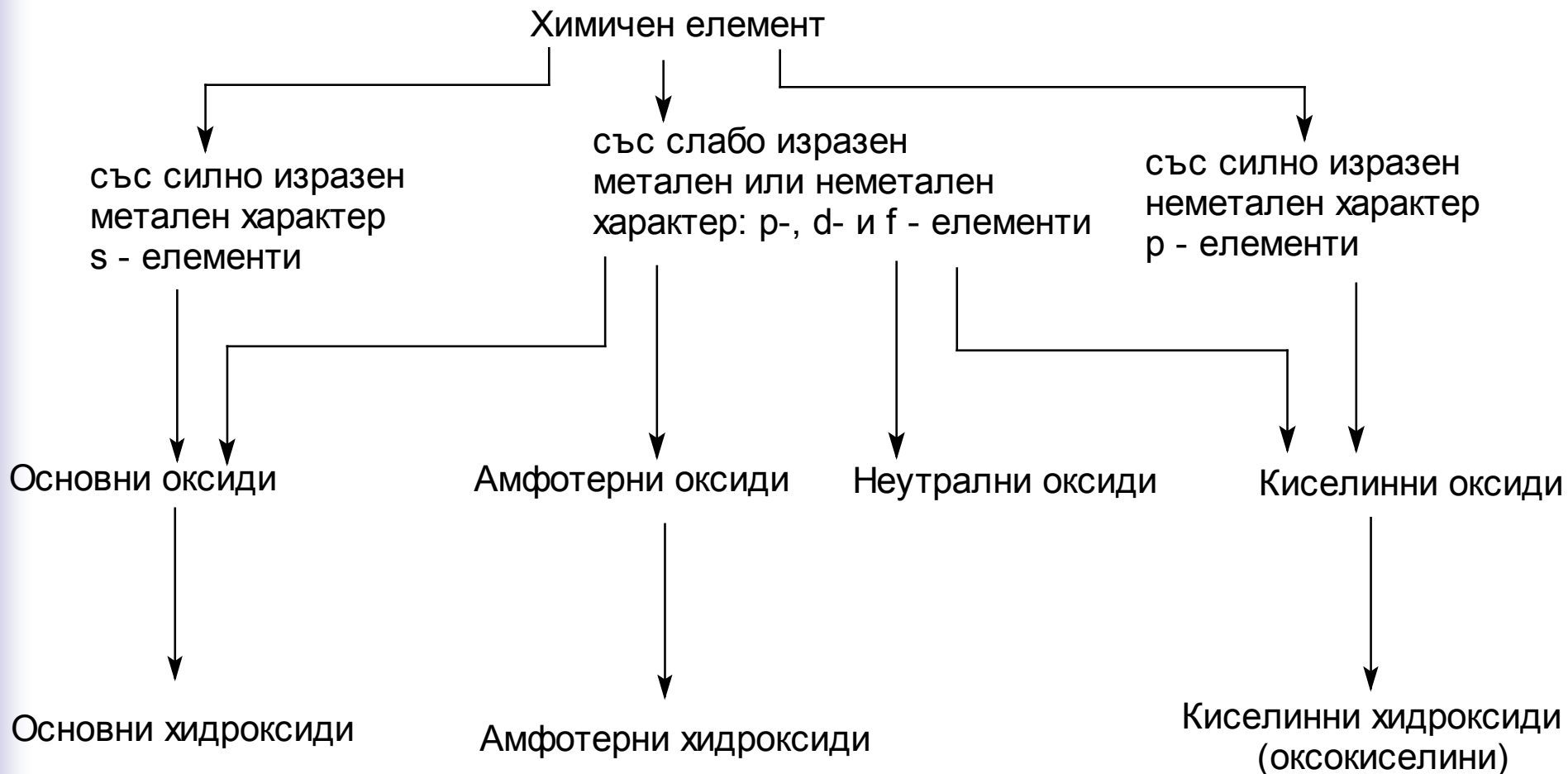
Основни: тези оксиди образуват или на тях им съответстват основни хидроксиди. Взаимодействат с киселини. Те са съединения с йонна химична връзка. Такива са CaO , MgO , CrO , MnO , Na_2O и др.

Киселинни: тези оксиди образуват или на тях им съответстват оксокиселини. Взаимодействат с основи. Те са съединения с ковалентна химична връзка. Такива са CO_2 , SO_2 , SiO_2 и др.

Амфотерни: тези оксиди образуват или на тях им съответстват амфотерни хидроксиди. Взаимодействат както с киселини, така и с основи, като това води до получаването на комплексни соли. Те са съединения с ковалентна химична връзка. Такива са Al_2O_3 , MnO_2 , ZnO и др.

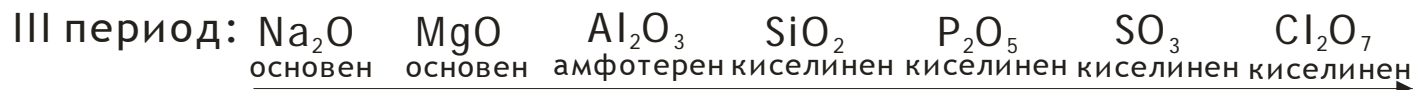
Неутрални: тези оксиди не образуват или на тях не им съответстват нито основни хидроксиди, нито оксокиселини. Те са съединения с ковалентна химична връзка. Такива са N_2O , CO , NO и др.

Класификация на база химичните елементи от които са изградени



Свойства на оксидите по периоди

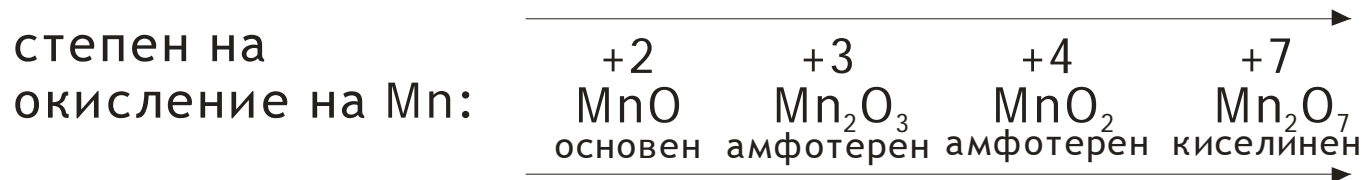
Най-общо с увеличаване на поредния номер на елемента, участващ в съответния оксид, характерът на оксидите се изменят от основни през амфотерни до киселинни.

Свойства на оксидите по групи

Характерът на оксидите се променя от киселинен, през амфотерен до основен.



Когато един химичен елемент образува няколко оксида, с повишаване на степента на окисление се засилва киселинният характер на оксида:



От казаното до тук следва, че оксидите на елементите от IA и IIA групи са основни, оксидите на елементите от VIA и VIIA групи са киселинни (без Po), а оксидите на елементите от IIIA, IVA и VA групи са амфотерни (разположените в близост до линията B - At).

Свойства на оксидите

Физични свойства

Оксидите с йонна химична връзка са: Твърди кристални вещества с висока температура на топене - CaO, MgO, Na₂O и др.

Оксидите с ковалентна химична връзка имат предимно молекулен строеж и могат да бъдат:

Твърди - P₂O₅ - имат умерена твърдост и ниска до умерена температура на топене, за разлика от твърдите кристални оксиди с атомен строеж (SiO₂, B₂O₃), които са с много висока твърдост и много висока температура на топене.

Течни - такива са H₂O, Mn₂O₇ и др.;

Газообразни - такива са SO₃, CO₂, NO - имат много ниски температури на втечняване и замръзване

Оксидите могат да бъдат различно оцветени:

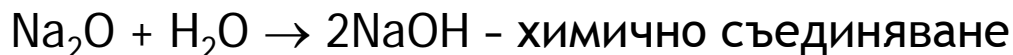
цвет	оксид
безцветен	NO, SO ₂ , CO ₂ , H ₂ O
бял	CaO, ZnO
черен	FeO, CuO
червен	Fe ₂ O ₃ , Cu ₂ O
син	N ₂ O ₃
червено - кафяв	NO ₂
жълт	PbO

Химични свойства

Реакции, протичащи без промяна на степента на окисление на химичния елемент, участващ в оксида.

За основни оксиди

С вода (само оксидите на s - елементите)

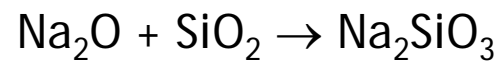
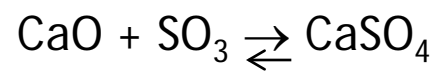
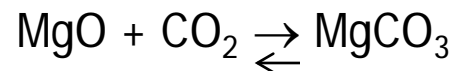


Кислородните йони са нестабилни във водна среда и образуват хидроксидни йони съгласно схемата:



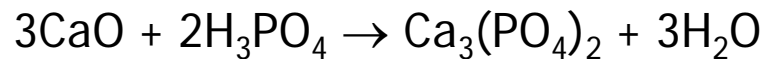
Оксидите на алкалоземните елементи имат ограничена разтворимост във вода, а някои основни оксиди са неразтворими във вода, напр. MnO , Cu_2O .

С киселинни оксиди



Химично съединяване

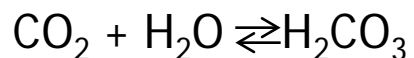
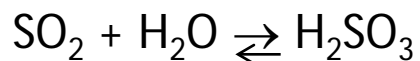
С киселини



Обменна реакция

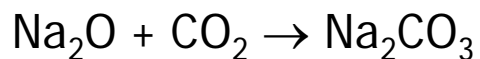
За киселинни оксиди

С вода (не всички - например SiO_2 , MoO_3 , WO_3 не са разтворими при обикновена температура); образуват се оксокиселини:



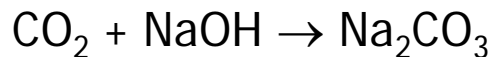
Химично съединяване

С ОСНОВНИ ОКСИДИ



Химично съединяване

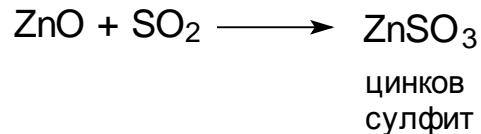
С ОСНОВИ



Химично съединяване

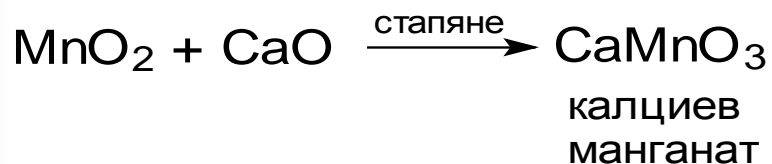
За амфотерни оксиди

С киселинни оксиди



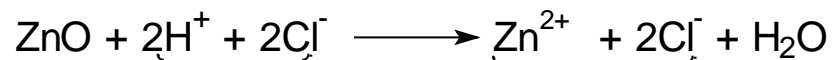
Химично съединяване

С основни оксиди



Химично съединяване

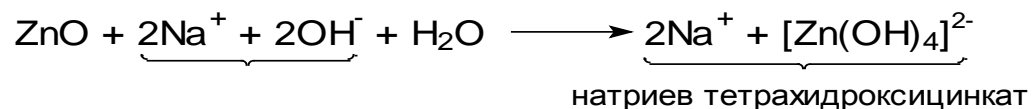
С киселини



Обменна реакция

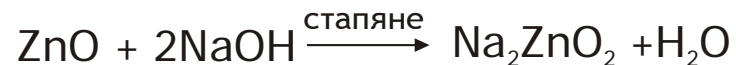
С ОСНОВИ

във воден разтвор



Комплексообразуване

В стопилка:



Обменна реакция

За неутрални оксиди

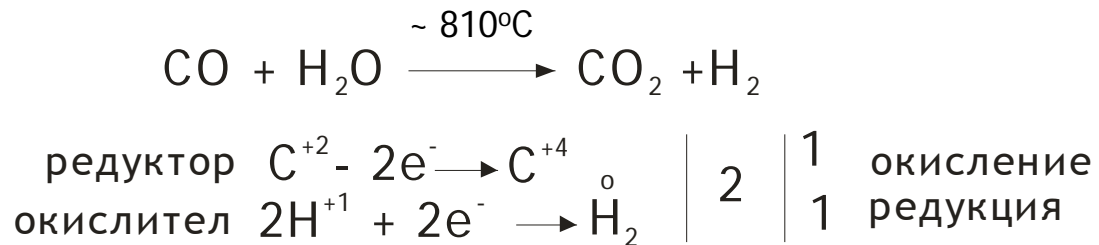
- не взаимодействат с киселини, основи и други оксиди.



тези оксиди не образуват или на тях не им съответстват нито основни хидроксиди, нито оксокиселини.

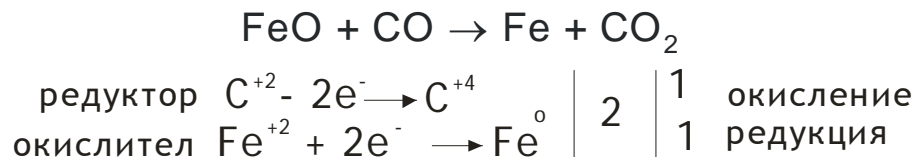
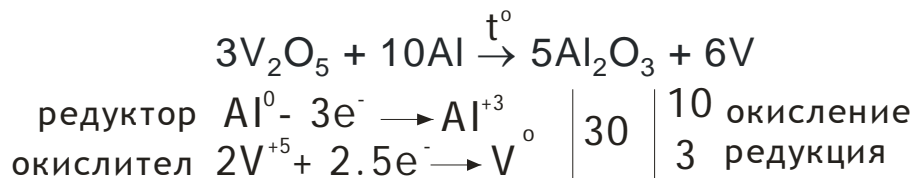
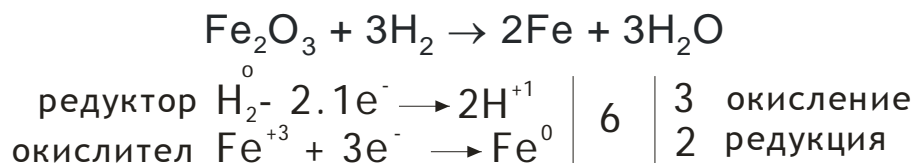
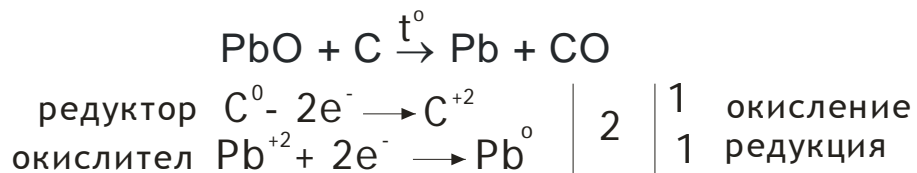
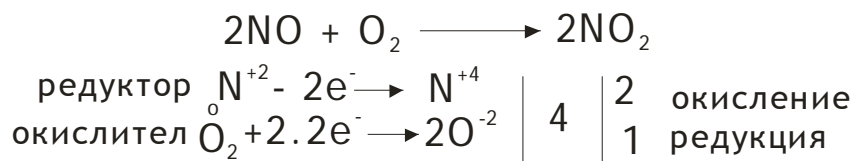
Те са химически инертни съединения.

Промислен метод за получаване на водород - ОРП



Реакции, протичащи с промяна на степента на окисление на химичния елемент, участващ в оксида.

Редица оксиди могат да участват в окислително редукиционни процеси при които се променя степента на окисление на елемента, участващ в оксида. Много от тези процеси са основни в металургията

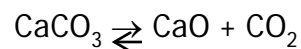
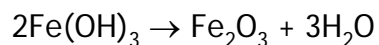


Получаване:

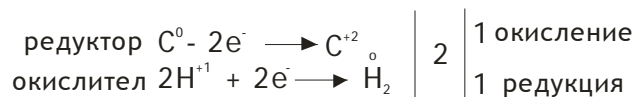
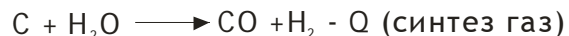
При непосредствено окисляване на елементите и техните съединения:

$S + O_2 \rightarrow SO_2$	$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt} 4NO + 6H_2O$
$C + O_2 \rightarrow CO_2$	$2PbS + 3O_2 \xrightarrow{t} 2PbO + 2SO_2$

Термично разлагане на хидроксида и соли :



Взаимодействие на химични елементи с вода (при нагряване) :



Окисление и редукция на оксиди :

$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$ <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="padding-right: 10px;">редуктор</td> <td style="padding-right: 10px;">$C^{+2} - 2e^- \longrightarrow C^{+4}$</td> <td rowspan="2" style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; text-align: center; vertical-align: middle;">4</td> <td rowspan="2" style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; vertical-align: middle;">2 окисление</td> </tr> <tr> <td>окислител</td> <td>$O_2^0 + 2 \cdot 2e^- \longrightarrow 2O^{-2}$</td> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; vertical-align: middle;">1 редукция</td> </tr> </table>	редуктор	$C^{+2} - 2e^- \longrightarrow C^{+4}$	4	2 окисление	окислител	$O_2^0 + 2 \cdot 2e^- \longrightarrow 2O^{-2}$	1 редукция	$CO_2 + C \rightleftharpoons 2CO - Q$ <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="padding-right: 10px;">редуктор</td> <td style="padding-right: 10px;">$C^{+2} - 2e^- \longrightarrow C^{+4}$</td> <td rowspan="2" style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; text-align: center; vertical-align: middle;">2</td> <td rowspan="2" style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; vertical-align: middle;">1 окисление</td> </tr> <tr> <td>окислител</td> <td>$C^0 + 2e^- \longrightarrow C^{+2}$</td> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; vertical-align: middle;">1 редукция</td> </tr> </table>	редуктор	$C^{+2} - 2e^- \longrightarrow C^{+4}$	2	1 окисление	окислител	$C^0 + 2e^- \longrightarrow C^{+2}$	1 редукция
редуктор	$C^{+2} - 2e^- \longrightarrow C^{+4}$	4			2 окисление										
окислител	$O_2^0 + 2 \cdot 2e^- \longrightarrow 2O^{-2}$		1 редукция												
редуктор	$C^{+2} - 2e^- \longrightarrow C^{+4}$	2	1 окисление												
окислител	$C^0 + 2e^- \longrightarrow C^{+2}$			1 редукция											

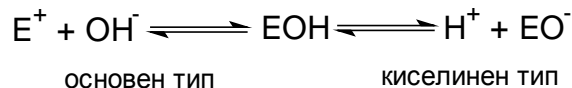
ХИДРОКСИДИ

Определение

Хидроксидите са химични съединения, съдържащи отрицателния хидроксиден йон (ОН⁻)

Химичен строеж

Съгласно теорията на Арениус киселините са електролити, които във воден разтвор се дисоциират само на един вид катиони - водородни йони (H⁺) и киселинни аниони, а основите - електролити, които във воден разтвор се дисоциират на метални катиони и един вид аниони - хидроксидни аниони (ОН⁻). Тези две групи химични съединения (с уговорката, че във втората група не влизат безкислородните киселини) могат да се разглеждат като отделен клас химични съединения – хидроксиди. Общата формула на която отговарят хидроксидите е EOH или E(OH)_n, при n ≥ 1. В зависимост от енергията на връзките E – O и O – H дисоциацията протича по киселинен или основен тип:



Когато енергията на връзката O – H е много по-слаба от тази на връзката E – O, дисоциацията е от киселинен тип, а в обратния случай – от основен. Ако хидроксидът показва измерима дисоциация и в двете посоки – тогава той е амфотерен.

Връзката в хидроксидния йон е ковалентна полярна, незначително поляризирана поради отрицателния заряд на кислородния атом. В зависимост от природата на елемента E, връзката E – OH е йонна или ковалентна. Когато E е s – елемент (основни хидроксиди) връзката е подчертано йонна – налице е голяма разлика в електроотрицателността на s – елемента и кислорода. Когато E е p – , d – или f – елемент в нисша степен на окисление, тогава връзката е йонна с известна степен на полярност или полярна със значителна степен на йонност. Когато тези елементи са междинната си степен на окисление – връзката е ковалентна полярна. Основните хидроксиди са предимно йонни съединения, а амфотерните са с ковалентна връзка.

Характера на хидроксидите се променя периодично с нарастване на поредните номера на химичните елементи. По периоди: от основен през амфотерен и киселинен в края на периода. Този факт се обяснява с нарастване на електроотрицателността на химичните елементи по периоди. По групи: в главните групи с нарастване на атомния номер на химичния елемент отслабва киселинния, а се засилва основния характер. Обяснението е, че електроотрицателността на химичните елементи намалява с нарастване на поредния номер (атомния радиус) на химичните елементи в рамките на една група.

Класификация

Хидроксидите се получават или могат да се разглеждат като получени при взаимодействието на оксиди с вода, т. е. Хидроксидите съответстват на определени оксиди на химичните елементи.

Хидроксидите биват:

Основни: съответстват на основните оксиди. Това са хидроксиди на елементи с метален характер – s-елементи и p-, d- и f-елементи в нисшата им валентност. Такива са NaOH, Ca(OH)₂ и др.

Киселинни: съответстват на киселинните оксиди. Това са хидроксиди на елементи с неметален характер (p-елементи) и d- и f-елементи във висшата им валентност.

Амфотерни: съответстват на амфотерните оксиди. Това са хидроксиди на елементи с метален характер – d- и f-елементи в междинната им валентност и някои p-елементи със слабо изразен метален или неметален характер. Такива са Al(OH)₃, Zn(OH)₂ и др.

Класификация на база химичните елементи от които са изградени

Химичен елемент
Na, Ca, Zn, Al, S, C

Основни оксиди
 Na_2O , CaO

Амфотерни оксиди
 ZnO , Al_2O_3

Киселинни оксиди
 SO_3 , CO_2

Неутрални оксиди
 CO

Основни хидроксиди
 NaOH , Ca(OH)_2

Амфотерни хидроксиди
 Zn(OH)_2 , Al(OH)_3

Киселинни хидроксиди
(оксокиселини)
 H_2SO_4 , H_2CO_3

Свойства на хидроксидите

Физични свойства

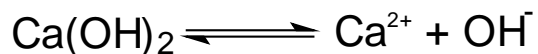
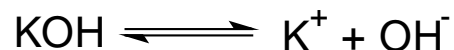
При обикновени условия всички хидроксиди са твърди вещества. По - голямата част от хидроксидите са неразтворими във вода. Изключение правят хидроксидите на алкалните и алкалоземните елементи (IA и IIA – групи).

Хидроксидите могат да бъдат различно оцветени:

цвят	оксид
безцветен	NaOH, Al(OH) ₃ , Mg(OH) ₂
зелен	Ni(OH) ₂
бледо зелен	Fe(OH) ₂
кафяв	Fe(OH) ₃
син	Cu(OH) ₂
жълт	Cr(OH) ₂

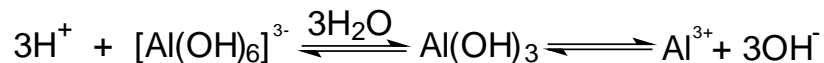
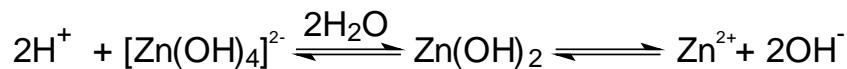
Химични свойства**Електролитна дисоциация**

хидроксидите на алкалните и алкалоземни елементи (IA и IIA – групи), но без Be(OH)₂, са силни електролити – във воден разтвор или стопилка дисоцират напълно на йони :



Броят на молекулите хидроксидните () йони, които се отделят при дисоциацията на 1 мол хидроксид определя неговата валентност (друг смисъл на понятието валентност!!) – едно-, дву-, три- :

Амфотерните хидроксиди дисоцират в зависимост от условията като слаби киселини или слаби основи:



Според степента на електролитна дисоциация, хидроксидите биват:

Силни - $\alpha > 30\%$: NaOH, KOH, CsOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂;

Средни - $\alpha = 3 - 30\%$: Cu(OH)₂;

Слаби - $\alpha < 3\%$: Zn(OH)₂, Fe(OH)₃, Cr(OH)₃.

Химични свойства

Водните разтвори на хидроксидите имат основен характер ($\text{pH} \geq 7$). Той може да се докаже с киселинно – основни индикатори – вещества променящи цвета си в зависимост от концентрацията хидроксидните йони или водородните (хидроксониеви – по Брьонстед и Лоури) йони.

Някои по-важни индикатори:

Индикатор	Реакция на средата		
	Кисела	Неутрална	основна
метилоранж	Червен	Оранжев	жълт
фенолфталеин	Безцветен	Безцветен	малинов
лакмус	Червен	Виолетов	син

Реакции за хидроксиди:

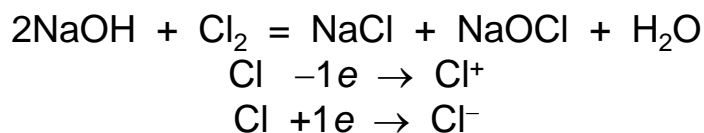
Реакциите, характерни за хидроксидите биват основно два вида – реакции, при които елементът E, който е свързан с хидроксидния йон не променя степента си на окисление; и такива при които E променя степента си на окисление.

Химични свойства

Реакции, протичащи без промяна на степента на окисление на E.

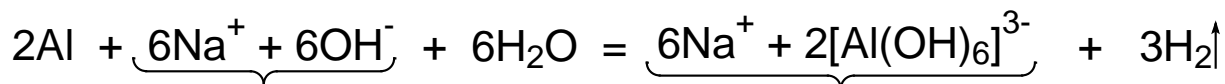
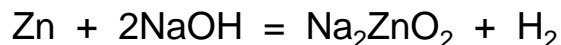
За основни хидроксиди

С неметали

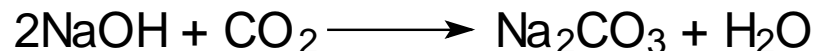


Със слабоактивни метали

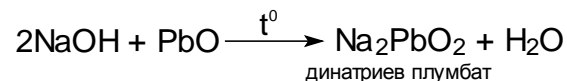
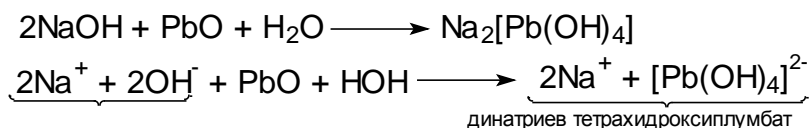
в разтвор се получават комплексни соли и се отделя водород, а в стопилка – соли и се отделя водород. Процесите са окислително – редукционни:



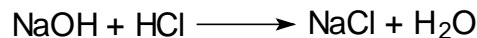
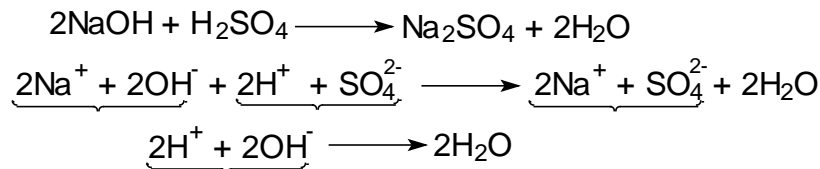
С киселинни оксиди - получава се сол и вода



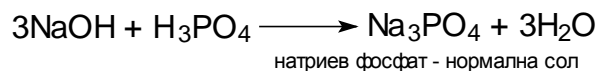
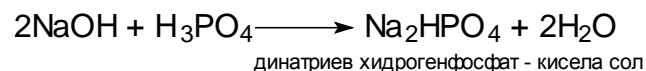
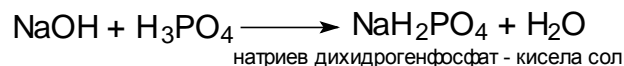
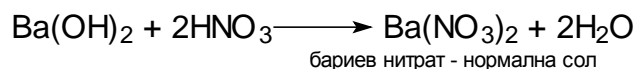
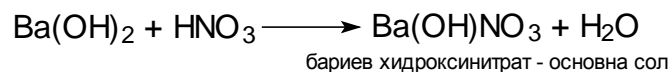
С амфотерни оксиди - – получава се сол и вода. Процесът може да протече в разтвор или стопилка.



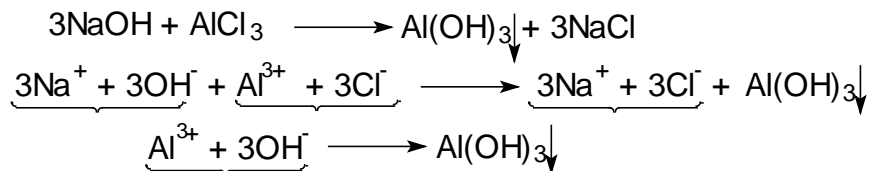
С киселини - (безкислородни и оксокиселини) – получава се сол и вода. Процесът е неутрализация.



В някои случаи (при непълна неутрализация многовалентни основи или многоосновни киселини), освен нормални соли, могат да се получат основни и кисели соли:

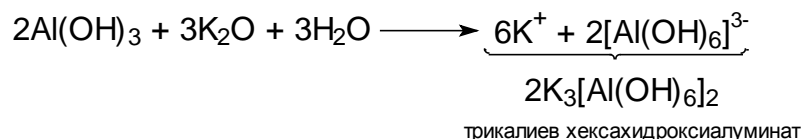


Със соли – получава се хидроксид (обикновено неразтворим във вода) и сол:

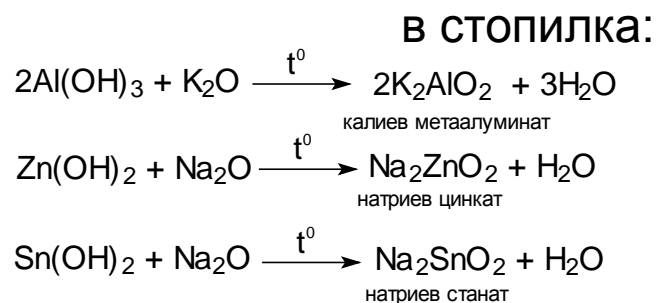


За амфотерни хидроксиди

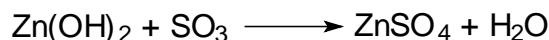
с основни оксиди - – получава се сол и вода. Процесът може да протече в разтвор или стопилка:



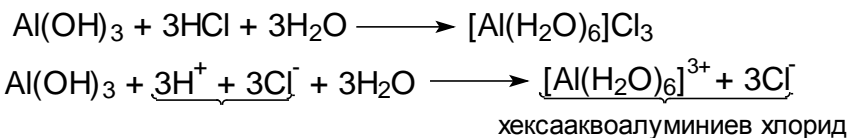
във воден разтвор



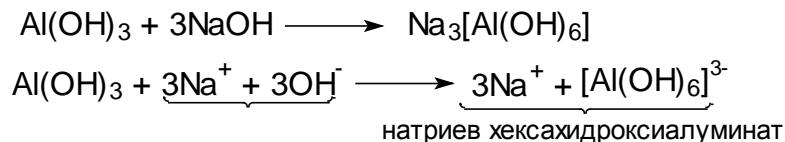
с киселинни оксиди – получава се сол и вода



със силни киселини – получава се сол (често комплексна) и вода

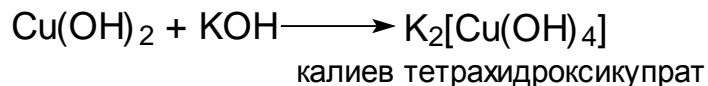


с основни хидроксиди – получава се сол (често комплексна) и вода

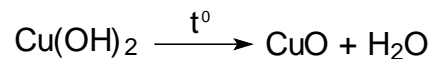
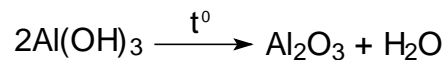


Загряване:

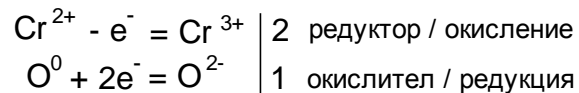
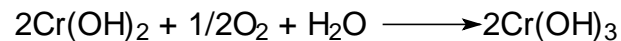
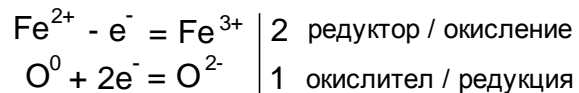
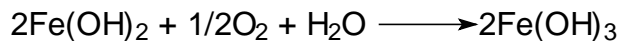
– Медният хидроксид реагира с калиев хидроксид при загряване, като се получават хидроксикупрати:



– при висока температура хидроксидите на p-, d- и f – елементите се разлагат с отделяне на вода, при което се получават оксиди:

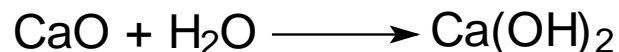


Реакции, протичащи с промяна на степента на окисление на химичния елемент, участващ в хидроксида.

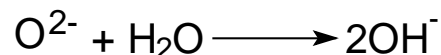


Получаване:

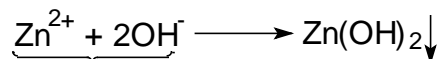
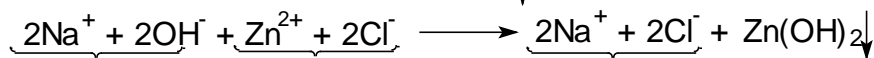
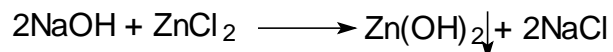
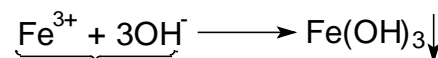
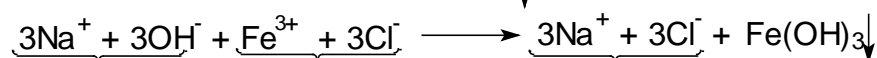
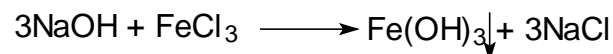
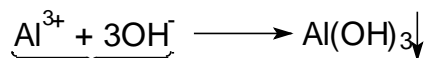
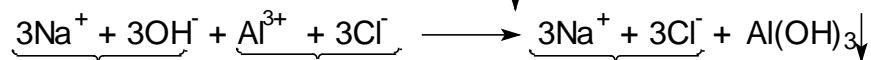
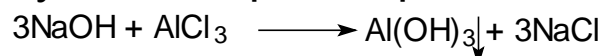
При взаимодействие на оксид с вода:



По този начин се получават само хидроксидите на s – елементите. Техните оксиди са йонни съединения. Кислородните йони са нестабилни във водна среда и образуват хидроксидни йони:



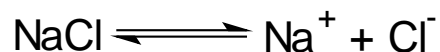
При взаимодействие сол и основен хидроксид – по този начин се получават неразтворими във вода хидроксиди:



Получаване:

Електролиза на водни разтвори на соли – хлоралкална електролиза:

Във водния разтвор протича дисоциация съгласно схемата :



Под действието на постоянния електрически ток на анода и катода се ориентират йоните както следва:

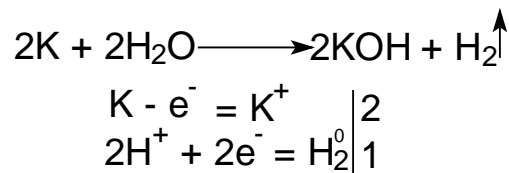
К (+) - , Cl⁻, OH⁻;

А (-) - H⁺, Na⁺.

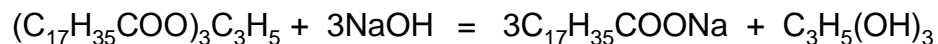
В РОА водородните йони стоят по-надясно от натриевите и поради тази причина много по-лесно ще се редуцират – следователно на анода се отделя водород. На катода ще се отдели хлор, тъй като хлоридните йони са по-добри редуктори от хидроксидните (Вж. РОА). По този начин в разтвора остава натриев хидроксид

Получаване:

Взаимодействие на активен метал с вода – при алкални и алкалоземни метали:

Приложение:

Намират широко приложение. Най-достъпни и широко използвани са натриевият и калциевият хидроксид. Натриевият хидроксид е широко използван реактив в химическите лаборатории и промишленост – при производство на изкуствени влакна, багрила, хартия и лекарствени вещества. Също за производство на сапуни :



Натриевият хидроксид се използва в нефтопреработвателната промишленост за отделяне на примесите от нефтопродуктите.

Калциевият хидроксид се използва в строителството под името гасена вар, в селското стопанство – за приготвяне на бордозелов разтвор, използван за борба с вредителите; представлява 2 – 4 % разтвор на меден сулфат (син камък) и калциев хидроксид. Последният намира приложение и в захарната промишленост (за почистване на захарните разтвори от примеси), при производството на рафинирани растителни масла, кожарската промишленост и др.