



Kwas i zasada – dwa pojęcia, wiele znaczeń

dr Paweł Urbaniak

Katedra Chemii Nieorganicznej i Analitycznej UŁ

Łódź, 18 marca 2026 r.



- Pojęcia kwasu czy zasady przechodziły wiele przemian w ciągu całej „poznawczej” historii ludzkości
- Pojęcie kwasu pojawiło się w starożytności, ale wtedy było ściśle związane z wrażeniami organoleptycznymi
- Nowoczesne ujęcie tematu ukształtowało się w drugiej połowie XIX wieku
- Przełomem była teoria Arrheniusa (1887 r.)

Teoria Bronsteda – Lowry’ego



- Wprowadzona pod koniec XIX w teoria Arrheniusa nie rozwiązywała wielu problemów. Węglan sodu czy amoniak są zasadami, ale nie posiadają w strukturze grup wodorotlenowych (hydroksylowych) OH^- .
- Znaczną część problemów rozwiązywała teoria równocześnie ogłoszona przez dwóch niezależnie pracujących panów:



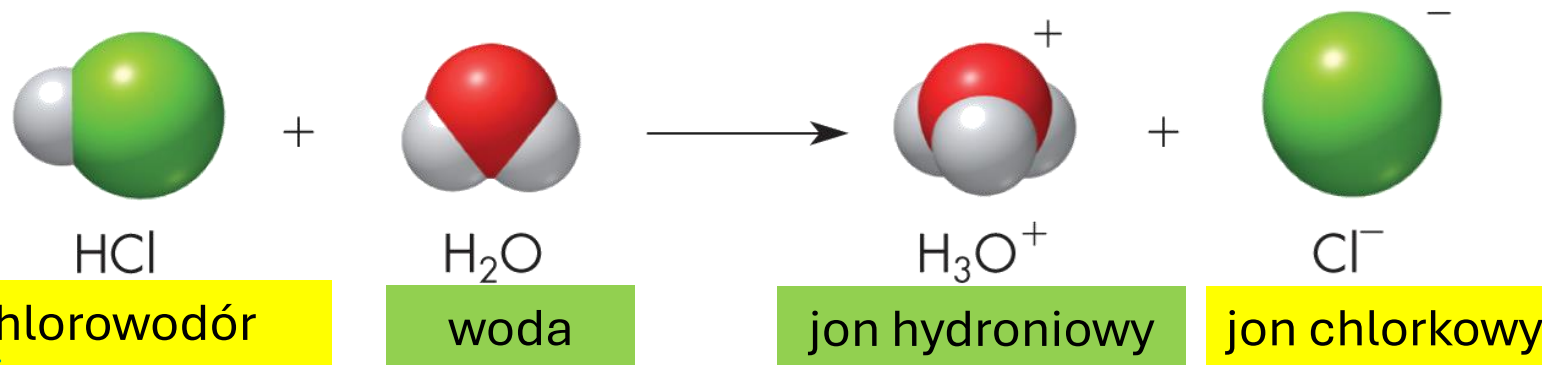
Johannes Bronsted 1879 - 1947 (Dania)

Thomas Martin Lowry 1874 – 1936 (Anglia)

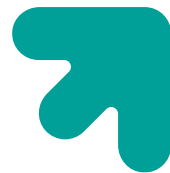
Teoria Bronsteda – Lowry’ego



- Teoria Bronsteda-Lowry’ego
- KWAS – donor (dawca) protonu H^+ .
- ZASADA – akceptor (biorca) protonu H^+ .
- Kwas w wyniku dysocjacji protonu zamienia się w zasadę. Kwas i powstającą z niego zasadę nazywamy PARĄ SPRZĘŻONĄ.



Teoria Bronsteda – Lowry’ego



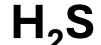
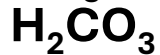
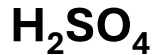
- Niektóre substancje pojawiają się w obu kolumnach.
- Przykład: woda, jon wodorowęglanowy.
- Są to substancje amfoteryczne.
- Ich rola zależy od właściwości drugiej obecnej w układzie pary sprzężonej

Przykłady par sprzężonych	
Kwas	Zasada
HCl	Cl ⁻
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
H ₃ O ⁺	H ₂ O
HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻
NH ₄ ⁺	NH ₃
H ₂ O	OH ⁻

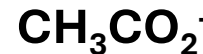
Teoria Bronsteda – Lowry’ego

Najmocniejszy
Kwas

KWAS



ZASADA



Najłabsza
zasada

Najmocniejsza
zasada

Teoria Bronsteda – Lowry’ego



- W obecności substancji o silniejszych właściwościach kwasowych, woda będzie pełnić rolę zasady, zamieniając się w kwas.



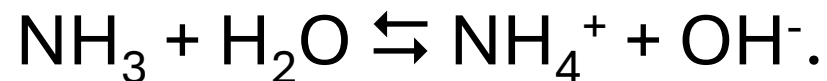
kwas

zasada

kwas

zasada

- W obecności substancji o słabszych właściwościach kwasowych, woda będzie pełnić rolę kwasu, zamieniając się w zasadę.



zasada

kwas

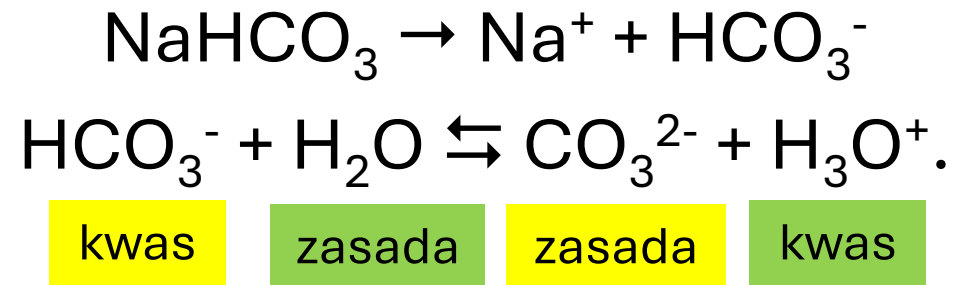
kwas

zasada

Teoria Bronsteda – Lowry’ego



- Inne ciekawe przykłady:



- Stały NaOH ulega w wodzie dysocjacji na jony:

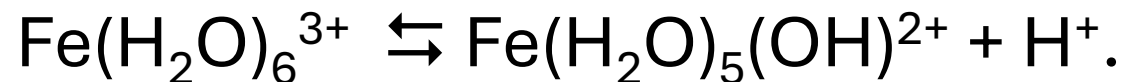


- Rozpada się na jony bardzo słabego kwasu Na^+ oraz bardzo mocnej zasady OH^- .

Teoria Bronsteda – Lowry’ego



- Dlaczego jony metali są kwasami?
- Bo ulegają w wodzie hydratacji. Powstają akwakompleksy, które mogą odszczepiać proton:



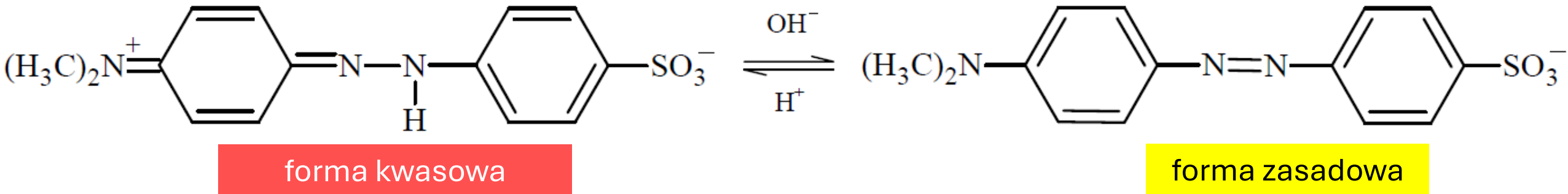
kwas

sprężona zasada

Teoria Bronsteda – Lowry’ego: wskaźniki



- Wskaźniki (indykatory) pH
- Zmieniają barwę w określonym przedziale pH i pozwalają oszacować jego wartość:
- Postaci sprotonowana i deprotonowana różnią się barwami.
- Oranż metylowy:



Teoria Bronsteda – Lowry’ego: wskaźniki



WYBRANE WSKAŹNIKI KWASOWO-ZASADOWE				
Wskaźnik	Zakres pH zmiany barwy	Barwa w roztworze wodnym		0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14
		forma kwasowa	forma zasadowa	
oranż metylowy	3,1 – 4,4	czerwona	żółta	
czerwień Kongo	3,0 – 5,0	niebieskofioletowa	czerwona	
zieleń bromokrezolowa	4,0 – 5,6	żółta	niebieska	
błękit bromotymolowy	6,0 – 7,6	żółta	niebieska	
czerwień metylowa	6,4 – 8,0	żółta	czerwona	
czerwień obojętna	6,8 – 8,0	czerwona	żółta	
czerwień krezolowa	7,2 – 8,8	żółta	czerwona	
fenoftaleina	8,0 – 10,0	bezbarwna	różowoczerwona	
tymoftaleina	9,4 – 10,6	bezbarwna	niebieska	
błękit Nilu	10,1 – 11,1	niebieska	czerwona	

Źródło: Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny..., wyd. CKE

Teoria Bronsteda – Lowry’ego: bufory



- Roztwory pozwalające na utrzymywanie stałej wartości pH roztworu w przypadku dodawania małych ilości mocnego kwasu lub mocnej zasady albo podczas rozcieńczania
- Skład: mieszanina sprzężonej pary kwas i zasada - słabego kwasu i jego soli z mocną zasadą lub słabej zasady i jej soli z mocnym kwasem
- Przykłady:
 - a) Bufor kwasowy: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COO}^-$ (dla stos. molowego 1:1 $\text{pH} = 4,75$)
 - b) Bufor zasadowy: $\text{NH}_3 + \text{NH}_4^+$ (dla stos. molowego 1:1 $\text{pH} = 9,25$)

Teoria Bronsteda – Lowry’ego: bufory



- Zasada działania na przykładzie buforu octanowego:



- Wprowadzenie mocnego kwasu (jonów H_3O^+) – jony H_3O^+ łączą się z jonami octanowymi tworząc niezdisocjowane cząsteczki słabego kwasu octowego
- Wprowadzenie mocnej zasady (jonów OH^-) – jony OH^- reagują z cząsteczkami kwasu octowego dając jony octanowe i nie zaburzając stosunku stężeń jonów H_3O^+ i OH^- .
- Działanie buforu nie jest nieograniczone: pojemność buforowa
- Jest ona największa gdy pH buforu jest równe pK_a kwasu tworzącego bufor.

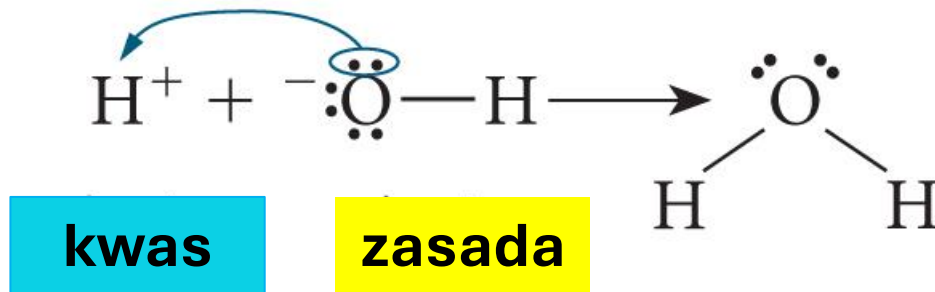
Teoria Bronsteda – Lowry’ego



- Pojęcie kwasu zbliżone do ujęcia Arrheniusa
- Zdecydowanie rozszerzone pojęcie zasady
- Kwas w wyniku odszczępienia protonu staje się zasadą (i odwrotnie – zasada zamienia się w kwas)
- To czy substancja jest kwasem czy zasadą zależy od środowiska reakcji („**otoczenie ma znaczenie**”), konkretnie od właściwości drugiej obecnej w układzie pary sprzężonej – **wygrywa mocniejszy!**

Teoria Lewisa

- Gilbert Lewis 1875 – 1946 (St. Zjednoczone)
- Teoria ogłoszona w 1923 roku
- KWAS – akceptor pary elektronowej
- ZASADA – donor pary elektronowej



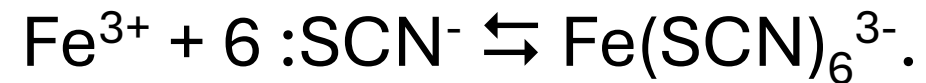
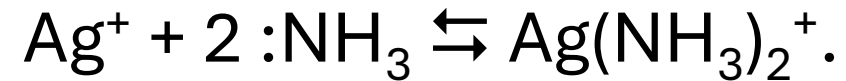
- W wyniku reakcji kwasu i zasady powstają addukt lub kompleks.



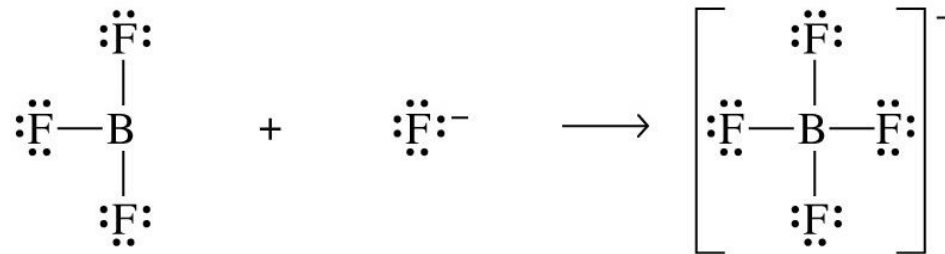
- Przykład reakcji kompleksowania:

kwaz

zasada



- Inny przykład:



kwaz

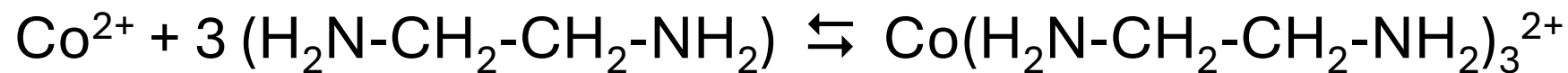
zasada



Definicje kwasu i zasady		
Teoria	Kwas	zasada
Arrhenius	Odszczepia H^+	Odszczepia OH^-
Brønsted-Lowry	Donor H^+	Akceptor H^+
Lewis	Akceptor pary elektronowej	Donor pary elektronowej



- Dlaczego jony metali są kwasami?
- Bo są akceptorami par elektronowych. Mogą łączyć się z zasadami, tworząc związki kompleksowe:

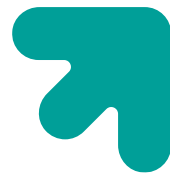


kwas

zasada

kompleks

Teoria HSAB Pearsona

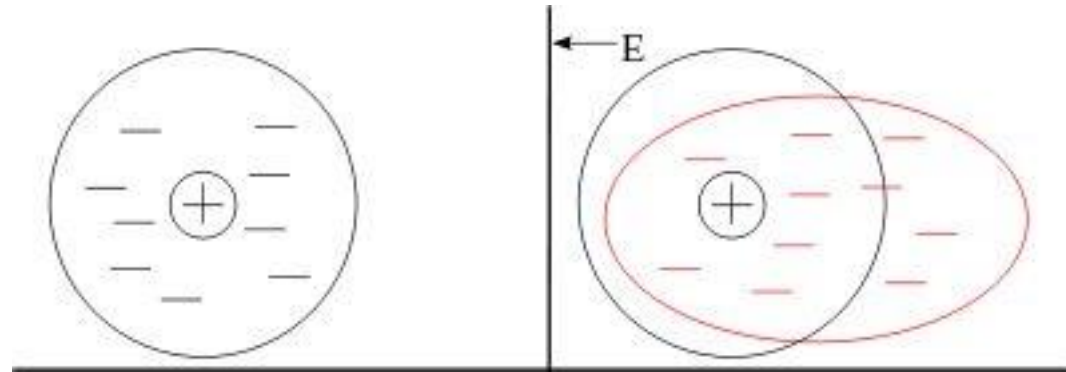


- Teoria Pearsona – Ralph Pearson (1919-2022)
- Czy pojęcie kwasu i zasady może służyć do przewidywania biegu reakcji?
- Pearson odpowiedział na to pytanie twierdząco.
- Teorię ogłosił w 1963 roku.
- Definicje kwasu i zasady są identyczne jak w teorii Lewisa, ale kwasy i zasady klasyfikuje się na TWARDE oraz na MIĘKKIE.
- Stąd powstała nazwa teorii: HSAB – Twardych i miękkich kwasów i zasad (**H**ard and **S**oft **A**cids and **B**ases).

Teoria HSAB Pearsona



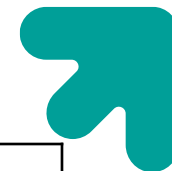
- Polaryzowalność – podatność na działanie innych jonów prowadzące do deformacji chmury elektronowej otaczającej atom, jon czy cząsteczkę.





- **TWARDE KWASY** to związki trudno polaryzowalne – małe jony o dużych ładunkach dodatnich.
- **MIĘKKIE KWASY** to związki łatwo polaryzowalne – duże jony o małych ładunkach (nawet zerowych lub ujemnych!)
- **TWARDE ZASADY** to związki trudno polaryzowalne – małe jony o dużym ładunku ujemnym.
- **MIĘKKIE ZASADY** to związki łatwo polaryzowalne – duże jony o małych ładunkach (nawet zerowych!)

Teoria HSAB Pearsona



KWASY		
TWARDE	POŚREDNIE	MIĘKKIE
H^+ , Na^+ , K^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , La^{3+} , Ti^{4+} , Mn^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , BF_3 , $BeMe_2$, SO_3 , CO_2	Sn^{2+} , Pb^{2+} , Zn^{2+} , Ru^{2+} , Ir^{3+} , BMe_3 ,	Cu^+ , Ag^+ , Au^+ , Tl^+ , Hg_2^{2+} , Hg^{2+} , Cd^{2+} , $MeHg^+$, Cr^0 , Fe^0 , Cr^{2-} , I^+ , I_2 , wolne rodniki: $Cl\cdot$, $Br\cdot$
ZASADY		
TWARDE	POŚREDNIE	MIĘKKIE
F^- , OH^- , O^{2-} , H_2O , NH_3 , N_2H_4 , CO_3^{2-} , CH_3COO^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , ClO_4^-	Br^- , NO_2^- , SO_3^{2-} , N_2 , $C_6H_5NH_2$, C_5H_5N	I^- , CN^- , SCN^- , H^- , R_2S , R_3P , CO , związki aromatyczne

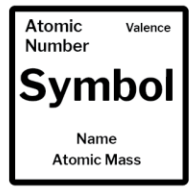


Teoria HSAB Pearsona – układ okresowy pierwiastków



Periodic Table of the Elements

1 IA 1A																	18 VIIIA 8A						
1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.003						
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012																	5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8 VIII 8	9 VIII 8	10 VIII 8	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A	18 VIIIA 8A						
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.88	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 84.798						
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.711	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.294						
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.328	57-71 Lanthanide Series	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.85	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.22	78 Pt Platinum 195.08	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [208.982]	85 At Astatine 209.987	86 Rn Radon 222.018						
87 Fr Francium 223.020	88 Ra Radium 226.025	89-103 Actinide Series	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [278]	110 Ds Darmstadtium [281]	111 Rg Roentgenium [280]	112 Cn Copernicium [285]	113 Nh Nihonium [286]	114 Fl Flerovium [289]	115 Mc Moscovium [289]	116 Lv Livermorium [293]	117 Ts Tennessine [294]	118 Og Oganesson [294]						



57 La Lanthanum 138.905	58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.243	61 Pm Promethium 144.913	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.055	71 Lu Lutetium 174.967
89 Ac Actinium 227.028	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237.048	94 Pu Plutonium 244.064	95 Am Americium 243.061	96 Cm Curium 247.070	97 Bk Berkelium 247.070	98 Cf Californium 251.080	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.095	101 Md Mendelevium 258.1	102 No Nobelium 259.101	103 Lr Lawrencium [262]

- Alkali Metal
- Alkaline Earth
- Transition Metal
- Basic Metal
- Metalloid
- Nonmetal
- Halogen
- Noble Gas
- Lanthanide
- Actinide

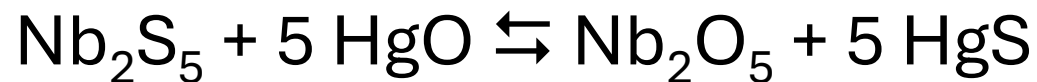


- Podobnie jak w teorii Lewisa: kwas reaguje z zasadą i powstaje kompleks (albo addukt).
- Jednak dzięki wprowadzeniu rozróżnienia wśród kwasów i wśród zasad teoria HSAB rozwija dotychczasowe spojrzenie na kwas czy zasadę.
- Podstawowe hasło teorii: Twarde kwasy preferują łączenie się z twardymi zasadami, zaś miękkie kwasy z zasadami miękkimi.

Teoria HSAB Pearsona



Przewidywanie kierunku przesunięcia równowagi chemicznej:

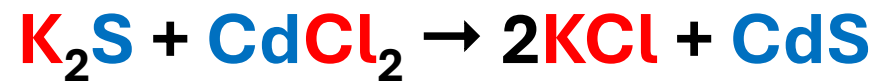


kation – kwas	Typ	objaśnienie
Nb⁵⁺	twardy	Duży ładunek, mniejszy rozmiar, mała polaryzowalność
Hg²⁺	miękki	Mniejszy ładunek, większy rozmiar, duża polaryzowalność
anion – zasada	Typ	Objaśnienie
S²⁻	miękki	Większy rozmiar, duża polaryzowalność
O²⁻	twardy	Mniejszy rozmiar, mała polaryzowalność

Teoria HSAB Pearsona



- Przykład reakcji: do roztworu wprowadzamy jony: K^+ , S^{2-} , Cd^{2+} , Cl^- . Jakie reakcje zajdą w roztworze?



- Do roztworu zawierającego jony fluorkowe F^- oraz jodkowe I^- wprowadzam jony srebra Ag^+ . Z którymi jonami połączą się wprowadzane jony metalu?



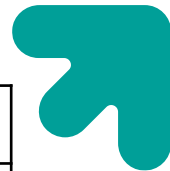
MIĘKKI
KWAS

MIĘKKA
ZASADA



- Z czego wynika taka preferencja?
- Podobieństwo preferencji typu oddziaływań z otoczeniem
- Twarde kwasy i zasady – silne pole elektrostatyczne, o dużym natężeniu – preferują oddziaływania elektrostatyczne ładunków
- Miękkie kwasy i zasady – mniejsze różnice w energiach orbitali – preferują tworzenie wiązań kowalencyjnych
- Efekt: proces łączenia się jest korzystniejszy energetycznie.

Trzy główne teorie kwasów i zasad - porównanie



aspekt	Arrhenius	Bronsted-Lowry	Lewis
definicja kwasu	Odszczepia jon H^+	Donor protonu H^+	Akceptor pary elektronowej
Definicja zasady	Odszczepia jon OH^-	Akceptor protonu H^+	Donor pary elektronowej
Sedno teorii	W molekuale znajduje się jonu H^+ lub grupa OH^- , które mogą zostać odszczepione	Przeniesienie protonu z kwasu na zasadę	Uwspólnienie pary elektronowej
Przykłady kwasów	HCl , HNO_3	HCl , NH_4^+	Fe^{3+} , BF_3
Przykłady zasad	$NaOH$, $Ca(OH)_2$	NH_3 , CH_3COO^-	OH^- , NH_3 ,
Produkt reakcji	sól	Sprzężony z zasadą kwas i sprzężona z kwasem zasada	Kompleks, addukt
Ograniczenia	Kwas lub zasada: cecha związku niezależna od otoczenia	Ograniczona do reakcji wymiany protonu	W roztworach wodnych często wygodniejsza jest teoria Bronsteda
Zalety	prostota	Powiązanie z otoczeniem	Najszersze definicje

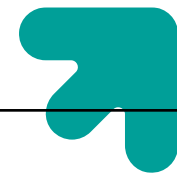


Trzy główne teorie kwasów i zasad - porównanie



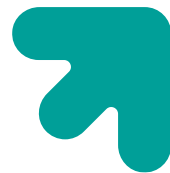
Molekuła	Klasyfikacja zgodnie z definicją:		
	Arrheniusa	Bronsteda	Lewisa
H ⁺	brak	(kwas (H ₃ O ⁺))	kwas
HNO ₃	kwas	Kwas	brak
HSO ₄ ⁻	kwas	kwas lub zasada	brak
NaCl	sól	(sól)	addukt
NaOH	zasada	Brak	addukt
OH ⁻	brak	Zasada	zasada
NH ₃	brak	Zasada	zasada
NH ₄ ⁺	brak	kwas	brak
AlCl ₃	sól	(sól)	kwas
Cl ⁻	reszta kwasowa	zasada	zasada
Fe ³⁺	brak	brak (kwas Fe(H ₂ O) ₆ ³⁺)	kwas

Teorie kwasów i zasad - podsumowanie



nr	Nazwa lub twórca	Rok	Definicja kwasu	Definicja zasady	uwagi
1	Arrheniusa	1887, 1894	Odtłacza jon H^+	Odtłacza jon OH^-	najstarsza
2	Bronsteda-Lowryego	1923	Donor protonu H^+	Akceptor protonu H^+	
3	Lewisa	1923	Akceptor pary elektronowej	Donor pary elektronowej	
4	Pearsona HSAB	1963, 1983	Akceptor pary elektronowej	Donor pary elektronowej	Kwasy i zasady mają twardość
5	Ingolda-Robinsona	1926-1930, lata 40-te	Elektrofil (kationoid)-akceptor pary elektronowej	Nukleofil (anionoid) – donor pary elektronowej	Efekty: indukcyjny i mezomeryczny
6	Orbitali granicznych	lata 60-te	Akceptor elektronów na poziom LUMO	Donor elektronów z poziomem HOMO	Powiązanie z Teorią OM
7	Franklina-rozpuszczalnikowa	1905, lata 30-te, lata 50-te	Zwiększa stężenie formy kationowej rozpuszczalnika	Zwiększa stężenie formy anionowej rozpuszczalnika	Rozpuszczalniki protyczne: $NH_3(c)$ i aprotyczne: $CH_3CN, SO_2(c)$
8	Usanowicza	1939	Odszczepia kationy, przyłącza aniony, przyłącza elektrony (utleniacz)	Przyłącza kationy, odszczepia aniony, oddaje elektrony (reduktor)	Powiązanie z reakcjami redoks
9	Luxa-Flooda	1939, 1947	Akceptor O^{2-}	Donor O^{2-}	Dla fazy stopionej

Od czego zależy moc kwasów i zasad?



- Kwasy (a także zasady) są zróżnicowane pod względem mocy
- Miarą mocy kwasu jest wartość stałej dysocjacji K_a , a częściej pK_a



$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad pK_a = -\log_{10} K_a$$

- We wzorze pominięto wodę
- Większa wartość K_a (a mniejsza pK_a) – większa moc kwasu
- Moc kwasów i zasad zależy od:
 - Budowy związku
 - Rozpuszczalnika
 - Obecności innych substancji (otoczenia)

Prosty sposób porównania mocy kwasów tlenowych



Obserwacja Paulinga

Dotyczy większości kwasów tlenowych $H_nXO_{(m+n)}$

Ogólny wzór $XO_m(OH)_n$, gdzie m = całkowita liczba atomów tlenu pomniejszona o n – liczbę atomów tlenu połączonych z protonem H^+

$m=0$ - bardzo słabe kwasy, H_3BO_3 , $HClO$

$m=1$ - słabe kwasy, H_3PO_4 , HNO_2 , H_2SO_3

$m=2$ - mocne kwasy, HNO_3 , H_2SO_4

$m=3$ - bardzo mocne kwasy $HClO_4$, $HMnO_4$

Superkwasy i superzasady

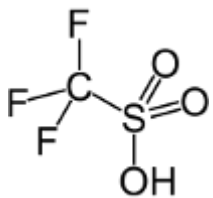


Superkwas:

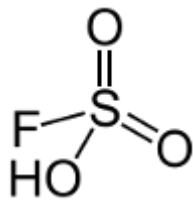
Kwas o wyjątkowo silnym charakterze kwasowym, w danych warunkach o mocy większej niż 100% kwas siarkowy (VI) H_2SO_4 lub pentafluorek antymonu SbF_5 .

Przykłady:

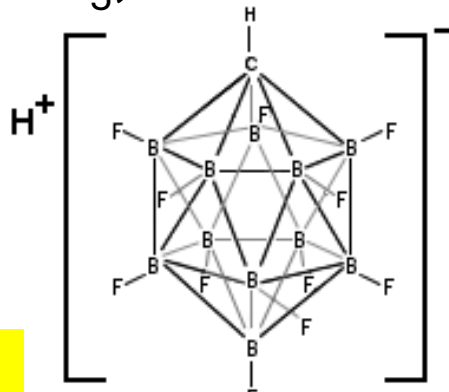
- Najmocniejszy superkwas: kwas fluoroantymonowy $\text{H}_2\text{F}[\text{SbF}_6]$
- Kwas magiczny $\text{FSO}_3\text{H}\cdot\text{SbF}_5$, kwas karboranowy $\text{H}(\text{CHB}_{10}\text{X}_{10})$, $\text{X} = \text{F}$ lub Cl



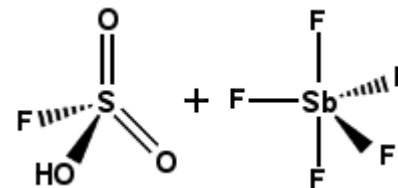
Kwas triflowy,
 $H_0 = -14,1$



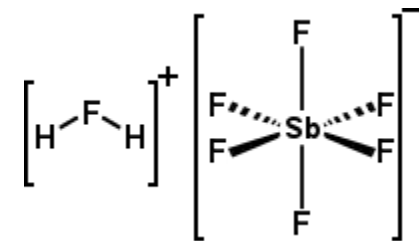
Kwas
fluorosulfonowy,
 $H_0 = -15,1$



Kwas
karboranowy,
 $H_0 = -18$



Kwas
magiczny,
 $H_0 = -19,2$



Kwas
fluoroantymonowy,
 $H_0 = -31,3$

Superkwasy i superzasady



- Skala pH traci sens fizyczny
- Elektroda szklana nie może służyć do pomiarów aktywności (stężenia jonów) H^+ .
- Zdecydowana większość wskaźników ulega degradacji (utlenianiu)
- Zamiast skali pH stosuje się funkcję kwasowości Hammetta H_0 ; dla H_2SO_4 $H_0 = -12$.

$$H_0 = pK_{HA} + \log \frac{[A]}{[HA]}$$

- $[A]/[HA]$ to stosunek stężeń formy zasadowej do kwasowej wskaźnika
- Wyznacza się go na podstawie pomiarów spektroskopowych UV/VIS albo NMR

Superkwasy i superzasady



Jak otrzymać środowisko bardziej kwasowe od 100% H₂SO₄?

- Zastąpić grupę –OH atomem F: FSO₃H (H₀ = 15,1)
- HF – w miarę wzrostu jego ułamka molowego w roztworze, zbliża a nawet przewyższa swoją kwasowość w stosunku do kwasu siarkowego (VI)

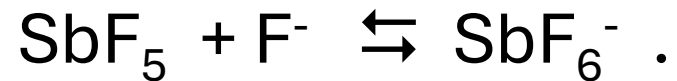


- Reguła przekory: zwiększenie stężenia jonów H⁺ uzyska się w wyniku usuwania wolnych jonów F⁻.

Superkwasy i superzasady



- Jony F⁻ są bardzo efektywnie wiązane przez: BF₃, NbF₅, AsF₅, SbF₅.
- Najlepszy rezultat: SbF₅.

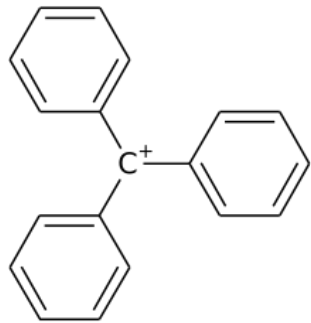


- Stąd dla mieszaniny HF + SbF₅, H₀ = -22.
- Jeszcze lepszy efekt: mieszanina FSO₃H i SbF₅ w stosunku molowym 1:9, H₀ = -26,5.

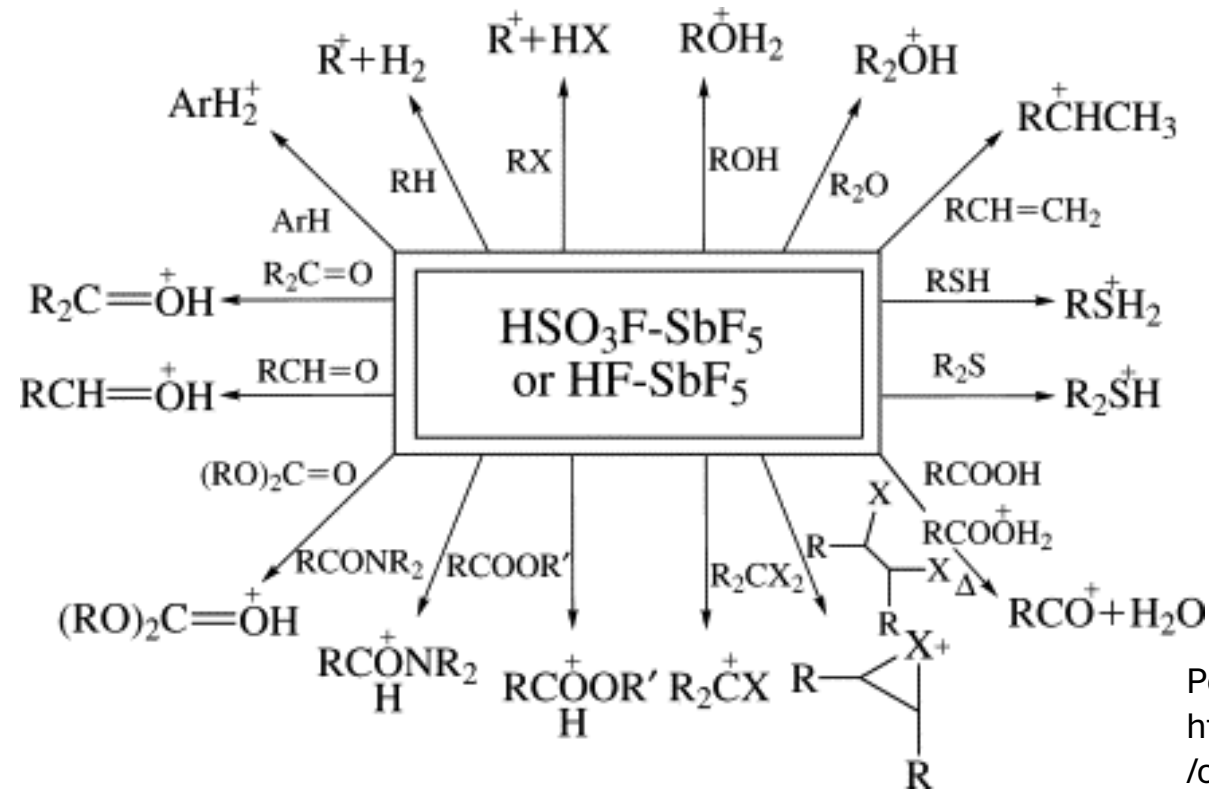
Superkwasy i superzasady – przykłady zastosowań



- Superkwasy: otrzymywanie karbokationów
- przyłączenie protonów do węglowodorów (kwas Bronsteda)
- odbieranie wodoru połączonego z węglem w związkach organicznych (kwas Lewisa):



Kation tryfenylometanowy



Pobrano z:
<https://www.sciencedirect.com/topics/chemistry/superacid>

Superkwasy i superzasady

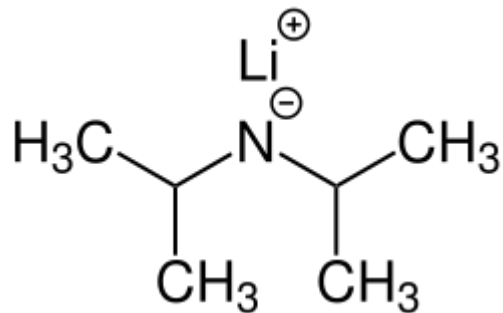


Superzasada:

Zasada o wyjątkowo silnym charakterze zasadowym. Wykazuje wyjątkowe powinowactwo do kationów wodorowych.

Środowisko superzasadowe: mocna zasada i rozpuszczalnik lub ligand zdolny do specyficznego wiązania kationu prowadzącego do utworzenia sprzężonego przeciwjonu.

Definicja IUPAC: zasada o mocy co najmniej podobnej do izopropyloamidku litu:

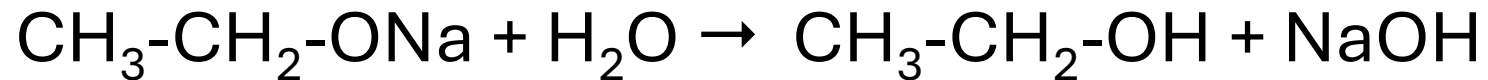


diizopropyloamidek litu,
pKa = 36 (THF)

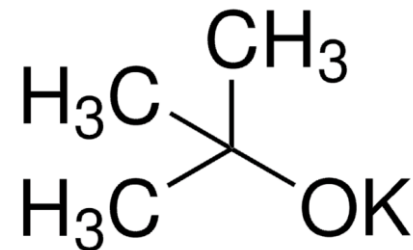
Superkwasy i superzasady



- Superzasady:
- Potocznie: każda zasada mocniejsza od grupy -OH^- .
- Przykład: jon etanolanowy $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O}^-$.



- Przykłady mieszanin: t-BuOK + DMSO ($\text{pK}_a = 32,3$ w DMSO)

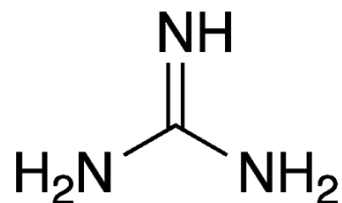


tert-butanolan potasu

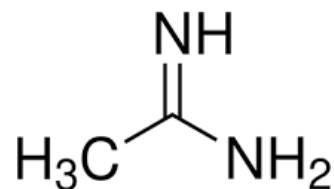
Superkwasy i superzasady



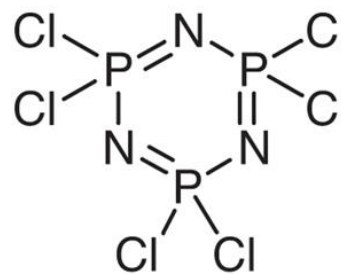
Przykłady superzasad nie będących nukleofilami:



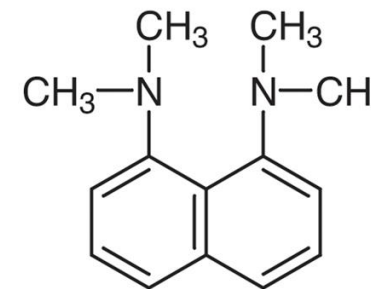
Guanidyna, pKa
= 13,6 (H₂O)



Acetamidyna pKa
= 27,1 (w DMSO)



cyklotrifosfazen

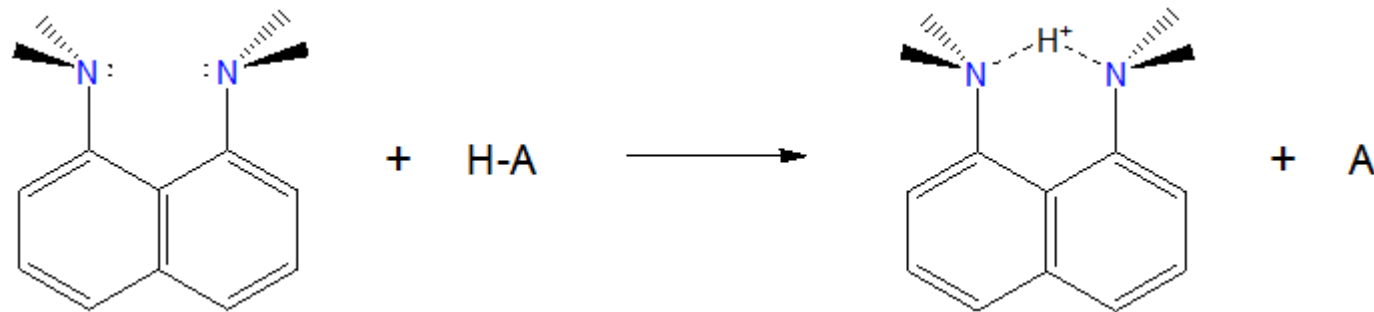


1,8-bis(dimetyloamino)naftalen
pKa_(BH⁺) = 18,2 (w CH₃CN)

Superkwasy i superzasady – przykłady zastosowań



- Superzasady:
- Synteza organiczna – tworzenie karboanionów
- gąbki protonowe – wychwyt jonów H^+ z roztworów

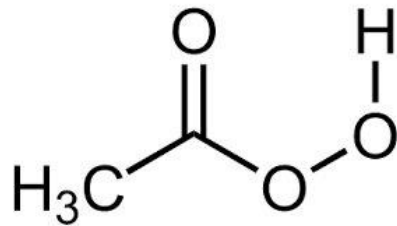


- Wychwyt CO_2 z powietrza, gazów przemysłowych
- Otrzymywanie polimerów
- Konstrukcja akumulatorów

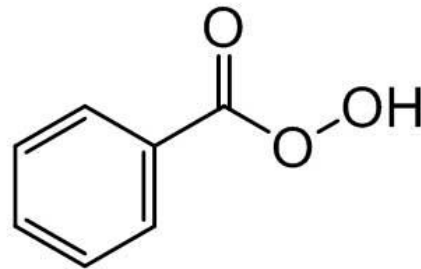
Nadkwasy



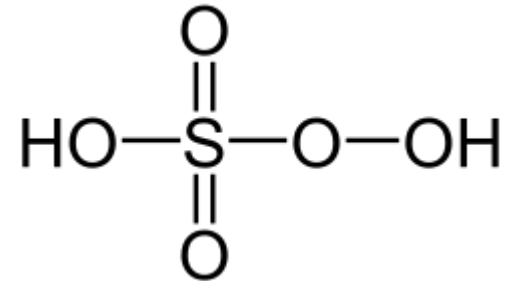
- Nadkwas – kwas w którym grupę hydroksylową –OH zastąpiono grupą perhydroksylową
- Nadkwas i superkwas **nie** są pojęciami równoważnymi i wymiennymi!
- Przykłady:



Kwas nadoctowy

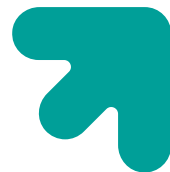


Kwas nadbenzoesowy



Kwas nadtlenosiarkowy (VI),
(kwas Caro)

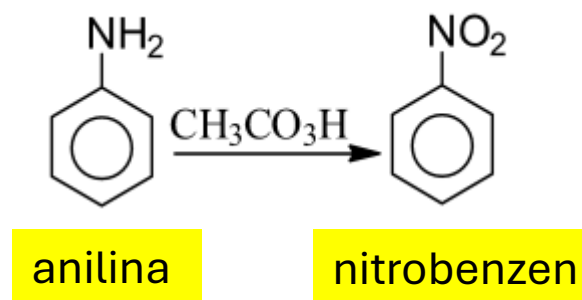
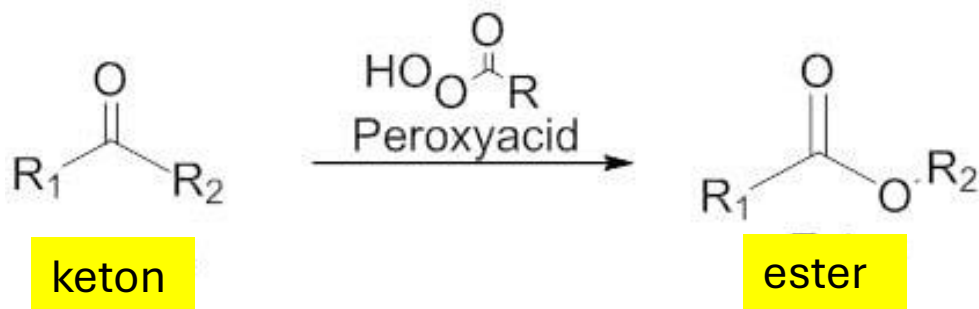
Nadkwasy



- Wykazują **słabsze właściwości kwasowe** od ich hydroksylowych analogów

pKa CH₃COOH: 4,75, pKa CH₃COOOH: 8,2

- Na ogół są **mało stabilne**. Zdecydowanie trwalsze są ich sole, np. sole sodowe
- Są **utleniaczami**:



Nadkwasy - zastosowanie



- Potencjał utleniający kwasu nadoctowego: 1,06 do 1,96 V wzgl. NEW
- Właściwości utleniające rosną wraz z obniżeniem pH
- Formy utleniające kwasu nadoctowego (w zależności od środowiska):
 O_2 , H_2O_2 , $\cdot OH$, acetoksy $CH_3COO\cdot$,

Zastosowanie nadkwasów:

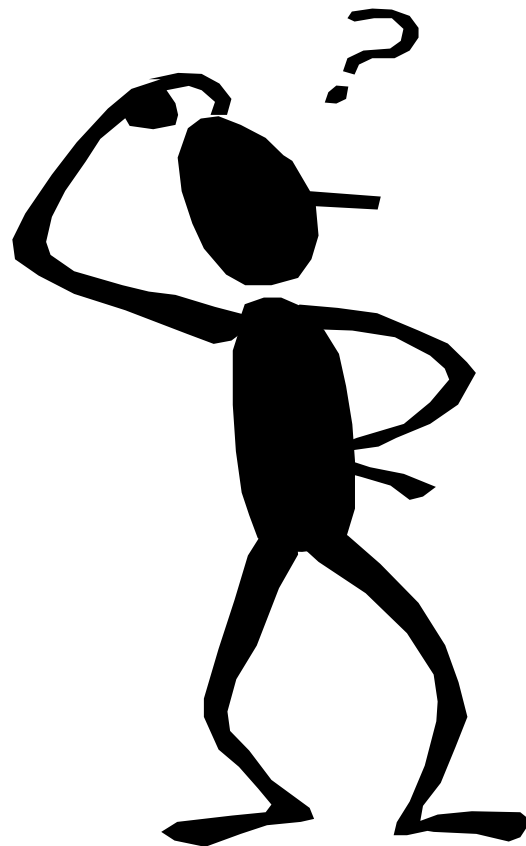
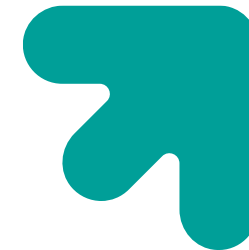
- W syntezie organicznej
- Jako wybielacze nie niszczące tkanin ani pokrywających je barwników - ich sole są stosowane w chemii gospodarczej jako dodatki do proszków do prania
- Do sterylizacji i dezynfekcji
- Do oczyszczania ścieków

Podsumowanie



- Istnieje kilka teorii kwasów i zasad oraz ich rozwinięć.
- Do najważniejszych należą: Arrheniusa, Bronsteda-Lowry'ego, Lewisa.
- Przypisanie roli kwasu lub zasady zależy od jego zdefiniowania w określonej teorii.
- Właściwości kwasów i zasad zmieniają się w zależności od środowiska reakcji. *Mocny kwas może stać się słabym, a nawet zamienić w zasadę!*
- Rozwinięcie teorii Lewisa, czyli teoria HSAB odpowiada nie tylko na pytanie czym jest kwas lub zasada, ale także pozwala na przewidywanie biegu wielu reakcji chemicznych.

DZIĘKUJĘ ZA UWAGĘ!



CZY SĄ PYTANIA?