

Barbara Becker

Katedra Chemii Nieorganicznej

KWASY I ZASADY

czyli historia
fundamentalnego
pojęcia



KWASY

Znane były od czasów antycznych ...
(kwaśne wino i ocet winny)

Słynny, stary obraz nazwany

„Smakosze winnego octu”

(bardzo popularny w Azji)



Trzej mężczyźni stoją obok naczynia z octem. Każdy zanurza swój palec w naczyniu i próbuje jaki smak ma płyn. Wyraz twarzy każdego z nich pokazuje bardzo indywidualne odczucia. Obraz jest alegoryczny i nie mamy w nim do czynienia z ludźmi próbującymi smak octu, ale z reprezentantami chińskich „Trzech Szkół” wypróbować Esencję Życia. Trzej mistrzowie to K'ung Fu-tse (Konfucjusz, 551-479 pne), Budda i Lao-tse, autor najstarszej książki o taoizmie. Pierwszy ma skwaszony wyraz twarzy, drugi wygląda na zgorzkniałego, ale trzeci **uśmiecha się**.

KWASY

Acetum (łac.) = kwaśny → kwas



Acid (ang.)



Od tysięcy lat ludzie wiedzieli, że ocet, sok z cytryny i wiele innych rodzajów pożywienia smakuje „kwaśno”.

Dopiero kilkaset lat temu dowiedzieli się, że wszystko to, co jest kwaśne, zawiera kwas.



KWASY

Wprawdzie znane były od dawna ...



Drzeworyt z Hortus Sanitatis,
Strasbourg, 1497

*Raymund Lully (1232-1316)
opisał otrzymywanie kwasu
azotowego i wody królewskiej
(aqua regia), roztworzącej
złoto.*

jako potrafiące:

- zmienić barwę roślinnego barwnika - lakmusu z niebieskiej na czerwoną
- roztwarzać metale
- i wytrącać siarkę z jej **alkalicznych** roztworów.

ALE DLACZEGO ?

Alkalia

Al kalja (arabski) = popiół roślinny, a właściwie ekstrakt wodny z popiołu niektórych roślin.

Alkalia – nazwa początkowo obejmowała tylko węglany i wodorotlenki Na i K

Cechy charakterystyczne, znane już w czasach antycznych:

- zmieniają barwę roślinnego barwnika - lakmusu z czerwonej na niebieską
- usuwają tłuszcze (oleje)
- ich roztwory są śliskie.

Zgodnie z powyższą charakterystyką pierwszy określił niektóre substancje jako kwasy bądź zasady (nazywał je alkaliami)

Robert Boyle.



Robert Boyle (1627–1691)

uważany przez wielu za ojca współczesnej chemii,

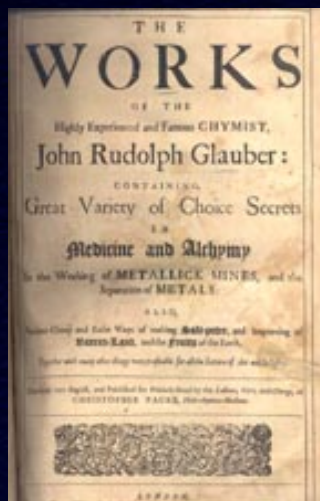
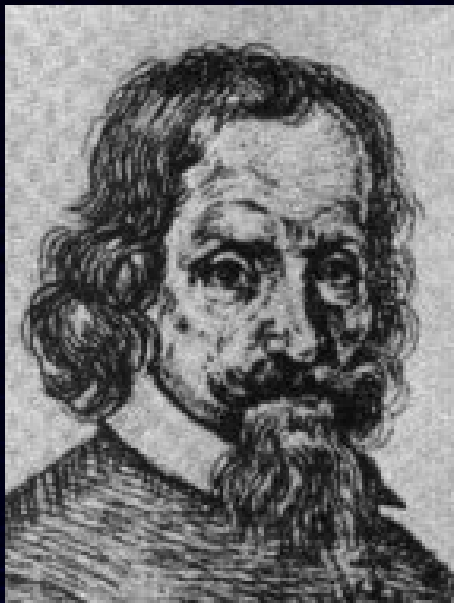
był pierwszym znanym uczonym, który wykonał precyzyjnie zaplanowane doświadczenia oraz **opublikował je bardzo szczegółowo** - procedurę, aparaturę i wyniki. Była to nowość !

Boyle stworzył „grupę badawczą” typu współczesnego oraz jest znany jako jeden z założycieli Royal Society – najstarszego towarzystwa naukowego na świecie.

Niestety...

Ani Boyle, ani jego współcześni nie wiedzieli dlaczego kwasy i alkalia mają takie właściwości.

Pierwsza, możliwa do zaakceptowania, definicja kwasu i zasady miała pojawić się dopiero 200 lat później...



Johann Rudolph Glauber *

(1604-1668)

W 1648 roku wyraził pogląd, że kwasy i alkalia są, w pewnym sensie, przeciwieństwem i w reakcji między nimi tworzą się sole, o właściwościach odmiennych od wyjściowych reagentów.

Można zatem rozłożyć sole na pierwotne składniki :



Wprowadził do badań perły i analizę płomieniową..

* To jemu przypisuje się identyfikację soli glauberskiej $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

Nicholas Lemery (1645-1715) opisywał kwasy jako indywidua ostre i spiczaste, które sprawiają wrażenie nakłuwania skóry, natomiast alkalia jako zbudowane z okrągłych cząstek, co sprawia, że odczuwamy je jako śliskie i mydlane. Gdy kwasy i zasady mieszają się ostre igielki kwasu zagłębiają się w porowate globulki alkaliów tworząc sole, które ani nie kłują ani nie są śliskie w dotyku.

Termin **zasada** (ang. base) wprowadził Ruouelle dopiero w 1744 r.

Antoine Lavoisier (1743-1794)

Powtarzając eksperymenty Priestley'a pokazał, że powietrze składa się z dwóch części, z których jedna łączy się z metalami. W *Considérations Générales sur la Nature des Acides* (1778), stwierdził, że „powietrze” odpowiedzialne za spalanie było także źródłem kwasowości. W następnym roku nazwał tę część tlenem (franc. oxygene – z greckiego, tworzący kwas) i drugą część azotem (franc. azote, z greckiego „bez życia”).

Wierzył, że tlen wchodzi w skład wszystkich kwasów, a kwas jest związkiem niemetalu z tlenem (np. substancje takie jak SiO_2 uznane zostały za kwasy).

Zginął na szafocie – próby oddalenia wyroku sąd rewolucyjny skwitował lapidarnym: „Republika nie potrzebuje mędrców”. Wg M. LaGrange'a, matematyka i przyjaciela rodziny Lavoisier: „Wystarczyło chwili, by ściąć tę głowę, lecz pewno stu lat będzie trzeba by pojawiła się druga, do niej podobna.”



Teorię Lavoisier'a obalił **Humphrey Davy** (1778-1829)



Miał zwyczaj eksperymentowania z gazami przez wdychanie ich. Wielokrotnie się tym samym narażał, ale odkrył też dziwne właściwości np. N_2O – gazu rozweselającego.

Angielski chemik, odkrywca wielu pierwiastków i związków (włączając Na i K), jeden z największych zwolenników metod naukowych. Bardzo znane są jego badania w zakresie elektrochemii oraz wynalezienie bezpiecznej lampy dla górnictwa.

Davy pokazał, że kwas chlorowodorowy (wówczas znany jako *muriatic acid*) nie zawiera w swym składzie tlenu, w niezgodzie z teorią sformułowaną przez Lavoisier'a. Badając bowiem tzw. *oxymuriatic acid* – zielony gaz otrzymany przez utlenienie *muriatic acid* udowodnił, że jest to w istocie pierwiastek i nazwał go chlor (ang. chlorine od greckiego chloros – zielony). Davy wnioskował, że *muriatic acid* to związek nie zawierający tlenu i będący połączeniem chloru i wodoru.

A czym jest kwas? To raczej skutek odpowiedniego połączenia pierwiastków niż obecności jakiegoś konkretnego.

Sir Humphrey Davy – „złote myśli”



- I have learned more from my mistakes than from my successes.
- The most important of my discoveries have been suggested to me by my failures.
- Language is not only the vehicle of thought, it is a great and efficient instrument in thinking.
- Life is made up, not of great sacrifices or duties, but of little things, in which smiles and kindness, and small obligations given habitually, are what preserve the heart and secure comfort.

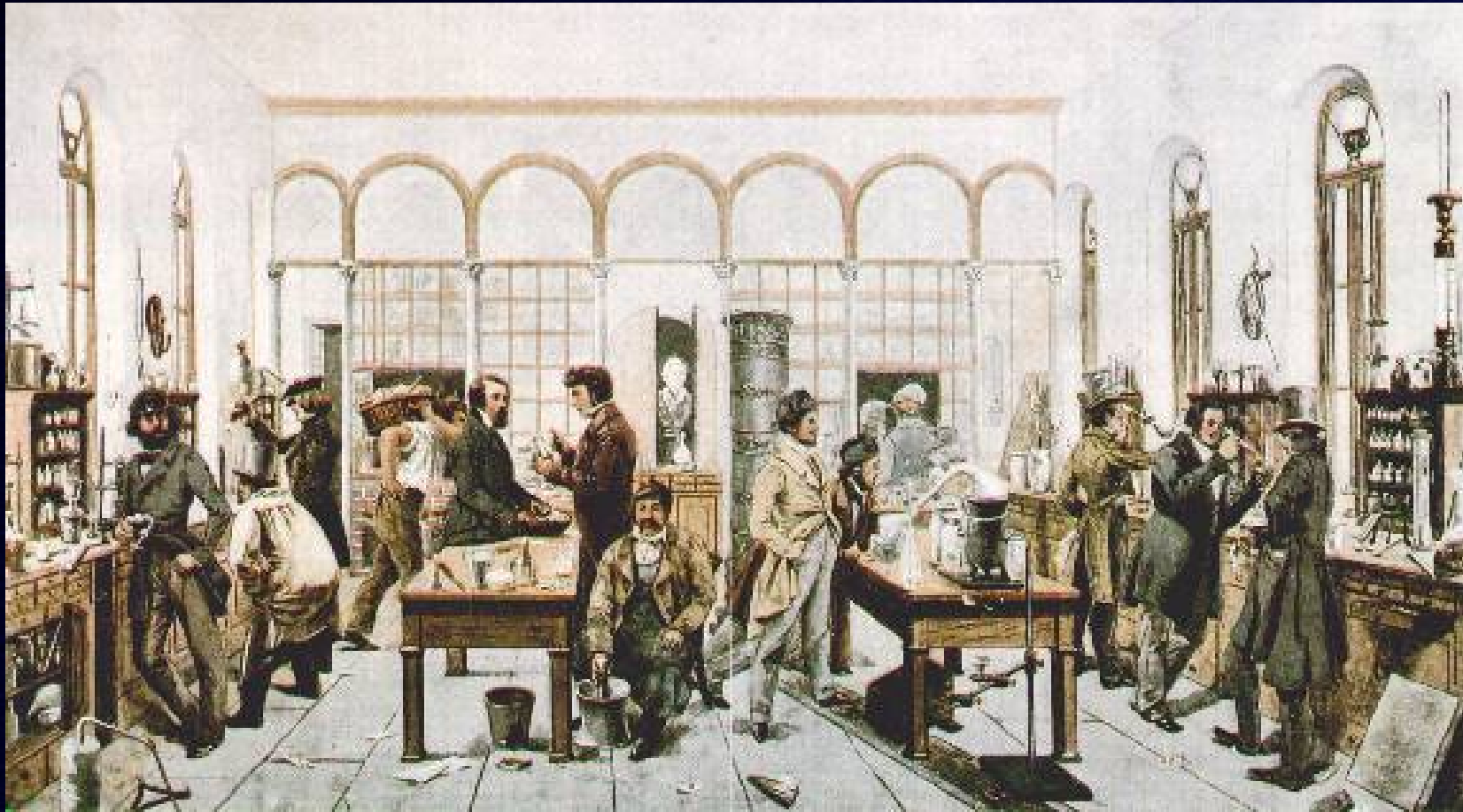
Davy był popularny jako wykładowca oraz cieszył się uznaniem jako zdolny eksperymentator. To w jego laboratorium swą naukową karierę zaczął Faraday...

Justus von Liebig (1803-1873)



- Mając lat 21 został profesorem Uniwersytetu w Giesen...
- Przekonany, na podstawie własnych doświadczeń, o konieczności nauczania chemii w oparciu o laboratoria, wprowadził typ nauczania, który stosujemy do dzisiaj.
- *Organic Chemistry and its Application to Agriculture and Physiology* (1840) oraz *Organic Chemistry in its Application to Physiology and Pathology* (1842) zrewolucjonizowały produkcję żywności.
- Był jednym z najbardziej wpływowych chemików XIX wieku. Położył podwaliny pod badania w drugiej połowie tego wieku i dalej.

Liebig, uważany w gimnazjum za „beznadziejnie bezużytecznego”, był tym, który w 1838 roku określił „**kwasy organiczne jako związki zawierające wodór, w których wodór może być zastąpiony przez metal.**”



Rok 1840, Giesen, laboratorium analityczne Liebiga.

Svante August Arrhenius (1859 -1927) spekulował w swojej pracy doktorskiej, dotyczącej przewodnictwa elektrycznego w rozcieńczonych roztworach wodnych (1883), że niektóre substancje (sole, kwasy i zasady) ulegają jonizacji w roztworze.

Przewodnictwo ($\text{ohm}^{-1}\text{cm}^2\text{mol}^{-1}$)

| Elektrolit | 0.001 M | 0.005 M | 0.01 M | 0.05 M | 0.1 M | 0.5 M |
|-----------------------------------|---------|---------|--------|--------|-------|-------|
| $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ | 41 | 20 | 14 | 6.5 | 4.6 | 2.0 |
| HCl | 377 | 373 | 370 | 360 | 351 | 327 |
| $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ | 75 | 72 | 70 | 64 | 61 | 49 |



Początkowo pomysł przyjęto źle.
24-letni Arrhenius otrzymał doktorat IV klasy
co nieomal zrujnowało jego karierę...

TEORIE KWASÓW I ZASAD

TEORIA ARRHENIUSA (1859-1927) (dotyczy roztworów wodnych !)



Svante Arrhenius opublikował dwa artykuły na temat kwasów i zasad, w 1894 i w 1897 roku. Jednakże podwaliny zostały z zasadzie położone w publikacji :

O dysocjacji substancji rozpuszczonych w wodzie,
Zeitschrift fur physikalische Chemie, I, 631, 1887)

poświęconej teorii dysocjacji elektrolitycznej
(Nagroda Nobla w 1903 r.).

Kwas - każda substancja, która dostarcza jonów H^+ do roztworu.
Zasada - każda substancja, która dostarcza jonów OH^- do roztworu.

Wg Arrheniusa kwas dysocjuje: $HA \rightarrow H^+ + A^-$
zasada dysocjuje: $XOH \rightarrow X^+ + OH^-$

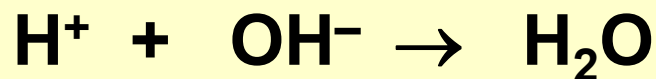
Gdy w zgodzie z powyższą teorią kwas i zasada reagują ze sobą, zobojętniają się wzajemnie, tworząc wodę i sól:



Pamiętając, że kwas, zasada i sól są zjonizowane możemy zapisać powyższe:



i ostatecznie:



SUKCES: Zgodnie z nią można było zrozumieć, dlaczego ciepło zobojętniania ma stałą wartość = 57,27 kJ/mol !

Uwaga: słabe kwasy wymagają jeszcze dostarczenia energii na dysocjację !

Braki teorii Arrheniusa:

★ **Rozpuszczalnik nie odgrywa żadnej roli.**

Oczekuje się, że kwas jest kwasem w każdym rozpuszczalniku – nie jest to prawda!

Np. HCl jest kwasem w wodzie, zachowującym się tak jak wymaga tego teoria. Jednakże gdy go rozpuścić w benzenie, nie ulega dysocjacji i pozostaje w postaci cząsteczkowej. Rodzaj rozpuszczalnika odgrywa krytyczną rolę we właściwościach kwasowo–zasadowych substancji.

★ **W zgodzie z teorią Arrheniusa wszystkie sole powinny tworzyć roztwory, które nie są ani kwasowe ani zasadowe – tak nie jest!**

Gdy reagują równomolowe ilości HCl i amoniaku, otrzymany roztwór jest słabo kwaśny. Gdy reagują równomolowe ilości NaOH i kwasu octowego, otrzymany roztwór jest słabo zasadowy.

Teoria Arrheniusa nie dostarcza wyjaśnienia dla tego faktu.

Braki teorii Arrheniusa (cd.):

★ Teoria nie tłumaczy dlaczego NH_3 jest zasadą.

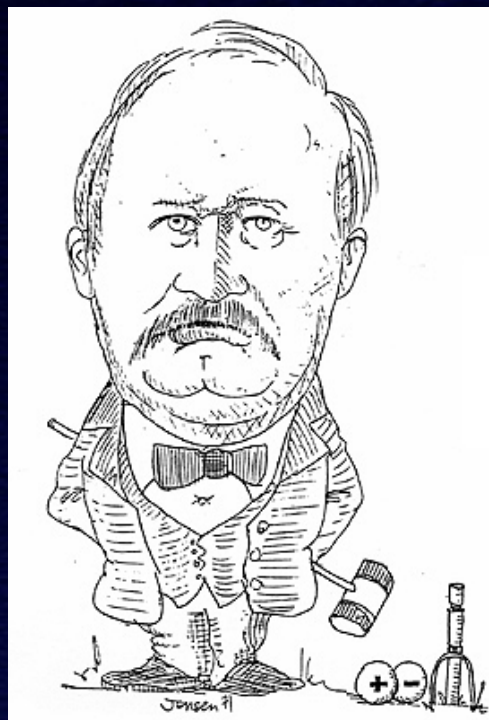
Z konieczności Arrhenius zaproponował wzór NH_4OH dla roztworu amoniaku w wodzie (potrzebny był jon OH^-). W rezultacie doprowadziło to do nieporozumienia, gdyż rzeczywistą zasadą jest nie NH_4OH , a NH_3 !
(Już w 1896 r. stwierdzono, że właściwości zasadowe ujawniają się także w takich rozpuszczalnikach jak anilina, gdzie nie mogą wystąpić jony OH^- .)

★ Wolny jon H^+ w wodzie istnieje bardzo krótko.

Powinowactwo wody do protonu wynosi 799 kJ/mol i reakcja $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$ przebiega w bardzo dużym stopniu. "Stężenie" protonów H^+ w wodzie szacuje się na 10^{-130} M!

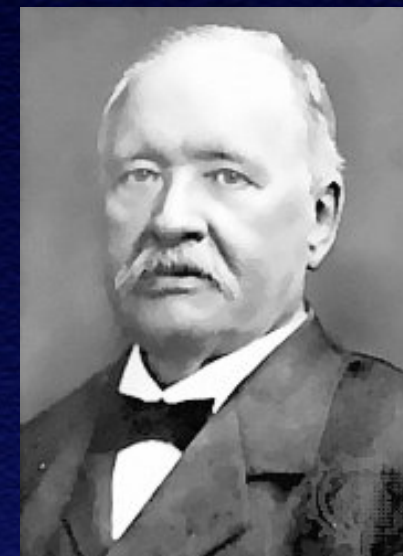


W laboratorium



*Karykatura Arrheniusa
„Naładowane piłki do krykieta.”*

rys. William B. Jensen



Arrhenius 1918 r.

Teoria kwasów i zasad Arrheniusa została w całości wyparta przez nową teorię, zaproponowaną w roku 1923 niezależnie przez **Johannesa Brønsteda and **Thomasa Lowry'ego**.**

TEORIA KWASÓW I ZASAD BRØNSTEDA I LOWRY'EGO (1923 r.)

(rozwinęli ją, niezależnie od siebie, w odstępie kilku miesięcy)



Johannes Brønsted (Dania)
(1879-1947)



Thomas Lowry (Anglia)
(1874-1936)

Some Remarks on the Concept of Acids and Bases

J. N. Brønsted

Recueil des Travaux Chimiques des Pays-Bas (1923), Vol. 42, Pages 718-728



Brønsted w powyższym artykule koncentruje się na problemie zasad, w tym głównie amoniaku, wydaje się zatem możliwe, że główną inspiracją był problem amoniaku, nierozwiązany w teorii Arrheniusa,.

Używając słów Brønsteda:

"... acids and bases are substances that are capable of splitting off or taking up hydrogen ions, respectively."

Co oznacza, że reakcja kwas–zasada polega na przeniesieniu protonu od kwasu do zasady.

Współcześnie powiemy także:

- **Kwas to substancja, z której proton może być usunięty.** (por. definicję Arrheniusa)
- **Zasada to substancja zdolna do usunięcia protonu z kwasu.**

Powszechnie używana jest niezbyt fortunna definicja:
Kwas to „donor protonu”, a zasada to „akceptor protonu”

Prawda jest nieco inna, niż implikują to określenia "**donor**" i "**akceptor**".

W kwasie, jon wodorowy jest związany z resztą cząsteczki. Potrzeba pewnego nakładu energii (niekiedy mało, niekiedy dużo) aby wiązanie takie rozerwać.

Kwas nie "daje" czy "donoruje" jonu wodorowego, on jest mu zabierany!

(Przykładowo, nie daje się portfela złodziejowi, to on ten portfel zabiera.)

Zasada jest cząstką "z wbudowaną tendencją do odbierania protonów".

Gdy zasada zbliża się do kwasu będzie, jeżeli jest dostatecznie silna, odrywała proton od tego kwasu i przyłączała go do siebie.

(Cała "zabawa" zaczyna się właśnie w tym momencie.)

Niektóre zasady są mocniejsze od innych, tak jak i niektóre kwasy mają proton słabo związany (i łatwy do oderwania),
a z niektórych jest go oderwać trudno.

Bardzo ważnym wkładem Lowry'ego w omawianą teorię jest określenie stanu jonu wodorowego w roztworze.

(Brønsted, ogłaszając swoją teorię, użył H^+ .)

T. M. Lowry, "The Uniqueness of Hydrogen" *Chem. Ind.* 42 (1923) 43-47)
Znajdziemy tam zapis H_3O^+ , tak jak to formułujemy dzisiaj.

Cytat z tej pracy:

"It is a remarkable fact that strong acidity is apparently developed only in mixtures and never in pure compounds. Even hydrogen chloride only becomes an acid when mixed with water. This can be explained by the extreme reluctance of a hydrogen nucleus to lead an isolated existence.... The effect of mixing hydrogen chloride with water is probably to provide an acceptor for the hydrogen nucleus so that the ionisation of the acid only involves the transfer of a proton from one octet to another."



(Lowry napisał to równanie ze wszystkimi kropkami oznaczającymi elektrony, by wskazać pełne oktety elektronowe.)

The ionised acid is then really an ionised oxonium salt."

**REAKCJE KWAS-ZASADA
WG TEORII
BRØNSTEDA I LOWRY'EGO**

Reakcje przebiegające w znacznym stopniu:



HCl - jest kwasem, ponieważ ma proton zdolny do przeniesienia.
H₂O - jest zasadą ponieważ wiąże proton tracony przez kwas.

Ale także: H₃O⁺ – jest kwasem, ponieważ może proton stracić,
Cl⁻ – jest zasadą, ponieważ może ten proton przyłączyć.



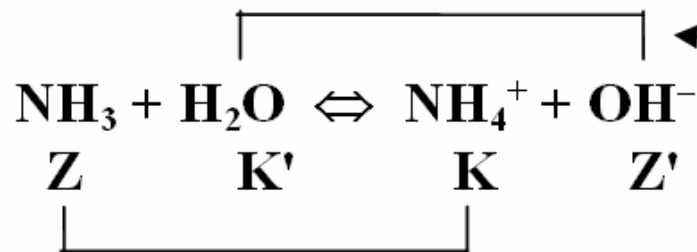
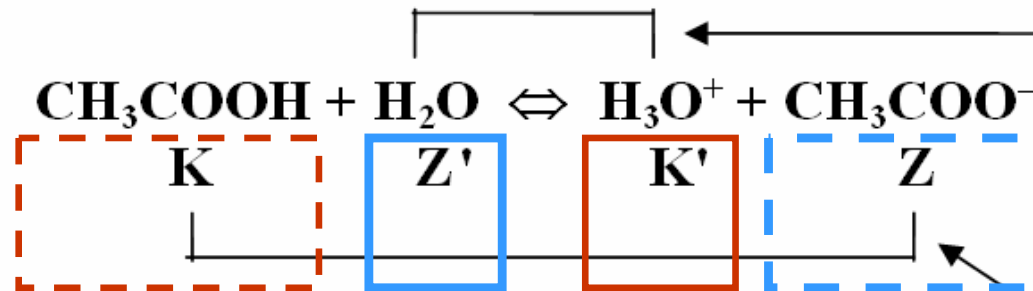
Kwasami są HNO₃ i H₃O⁺ a zasadami H₂O and NO₃⁻.

Reakcja kwas–zasada jest "współzawodnictwem" dwóch zasad w ubieganiu się o proton!

Jeżeli silniejszy z dwóch kwasów i silniejsza z dwóch zasad są substratami (zapisane po lewej stronie równania) to reakcja przebiega w bardzo znacznym stopniu.

B. Reakcje przebiegające w niewielkim stopniu:

Jeżeli słabszy z dwóch kwasów i słabsza z dwóch zasad są substratami, to reakcja przebiega jedynie w małym stopniu.



POJĘCIE SPRZĘŻONEGO KWASU I ZASADY.

Pojęcie kwasu sprzężonego z zasadą pochodzi od Brønsteda. To on rozpoznał NH_4^+ jako kwas, a CH_3COO^- jako zasadę!

Równowaga kwasowo-zasadowa:

kwas + zasada \rightleftharpoons kwas sprzężony + zasada sprzężona



autodysocjacja:



Inne rozpuszczalniki protonowe:



Co jest kwasem, a co zasadą w tych rozpuszczalnikach?

Kwasem jest każda substancja zwiększająca stężenie jonów dodatnich charakterystycznych dla autodysocjacji rozpuszczalnika.

Zasadą jest każda substancja zwiększająca stężenie jonów ujemnych charakterystycznych dla autodysocjacji rozpuszczalnika.

Jak dysocjuje np. HCOOH w H₂O i NH₃ ? W którym z rozpuszczalników jest lepiej zdysocjowany?

- Rozpuszczalniki kwasowe – skłonne do oddania protonu – CH₃COOH, HCN



- Rozpuszczalniki amfiprotyczne – obie tendencje zrównoważone – H₂O



- Rozpuszczalniki zasadowe – skłonne do przyjęcia protonu – NH₃



Kwasy i zasady Brønsteda

- **Jony dodatnie:**



- **Cząsteczki obojętne**



- **Jony ujemne:**



KWASY

- **Jony dodatnie:**



- **Cząsteczki obojętne**



- **Jony ujemne:**



ZASADY

Skala pH

- Wg definicji Brønsteda-Lowry'ego, tak kwasy jak i zasady wpływają na stężenie jonów wodorowych.
- Kwasy zwiększają stężenie jonów wodorowych gdy zasady to stężenie obniżają (przez wiązanie ich).
- Dlatego też, kwasowość i zasadowość substancji może być mierzona przez stężenie obecnych w roztworze jonów wodorowych.
- **W 1909 r., duński biochemik Sören Sørensen wprowadził do pomiarów kwasowości pojęcie skali pH.**
S.P.L. Sørensen, *C. R. Trav. Lab. Carlsberg* 8, 1 (1909)

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

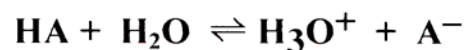
obecnie $\text{pH} = -\log a_{\text{H}_3\text{O}^+}$

| [H ⁺] | pH | Przykład |
|---------------------|----|---|
| 1X10 ⁰ | 0 | HCl |
| 1x10 ⁻¹ | 1 | Sok żołądkowy |
| 1x10 ⁻² | 2 | Sok cytrynowy |
| 1x10 ⁻³ | 3 | Ocet |
| 1x10 ⁻⁵ | ~5 | Woda |
| 1x10 ⁻⁶ | 6 | Mleko |
| 1x10 ⁻⁷ | 7 | Czysta woda |
| 1x10 ⁻⁸ | 8 | Białko jaja |
| 1x10 ⁻⁹ | 9 | Soda (Na ₂ CO ₃) |
| 1x10 ⁻¹¹ | 11 | Amoniak |
| 1x10 ⁻¹² | 12 | Ca(OH) ₂ |
| 1x10 ⁻¹⁴ | 14 | NaOH |

MOC KWASÓW (dla roztworów wodnych)

MOC KWASÓW

Miarą mocy kwasu jest stała równowagi reakcji:



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{oraz dla } [\text{H}_2\text{O}] = 55,5 \text{ mola/dm}^3$$

stała dysocjacji kwasu $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$ $\text{p}K_a = -\log K_a$

$K_a > 10^2$ kwas mocny $K_a < 10^{-2}$ kwas słaby

Dla sprzężonej zasady $K_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$ $\text{p}K_b = -\log K_b$

Iloczyn jonowy wody

$$K_a \cdot K_b = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \cdot \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = \text{const.}$$

(gdzie $T = \text{const.}$)

oraz $\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w = 14$ (gdzie $\text{p}K_w = -\log K_w$)

W temp. 25°C : $K_w = 10^{-14} \text{ M}^2 \text{ dm}^{-6}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Konsekwencja:

Mocny kwas jest sprzężony ze słabą zasadą



Słaby kwas jest sprzężony z mocną zasadą



Wskaźnik (indykator) jest słabym kwasem, którego sprzężona zasada w roztworze ma inną barwę.



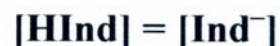
barwa A

barwa B

W roztworze kwaśnym jest dużo jonów H_3O^+ , a więc równowaga jest przesunięta na lewo. Obserwujemy barwę A roztworu

W roztworze zasadowym jony H_3O^+ zostaną związane, a więc równowaga zostanie przesunięta na prawo. Obserwujemy barwę B roztworu

Kiedy w roztworze są jednakowe ilości cząstek o barwie A i B



barwa roztworu jest przejściowa między A i B. Mamy wtedy:

$$K_{\text{ind}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \quad K_{\text{ind}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{i} \quad \text{p}K_{\text{a}} = \text{pH}$$

Nagła zmiana barwy roztworu, obserwowana podczas miareczkowania, nazywana jest **punktem końcowym**. Większość ludzi może zauważyć zmianę barwy, gdy stosunek A do B wynosi 1:10 lub 10:1. Oznacza to, że użyteczny zakres pH większości wskaźników wynosi 2 jednostki pH, po jednej z każdej strony wartości $\text{p}K_{\text{a}}$.

Punkt równoważnikowy miareczkowania, w którym ilości kwasu i zasady się równoważą, i punkt końcowy leżą bardzo blisko siebie, jeżeli został wybrany właściwy wskaźnik.

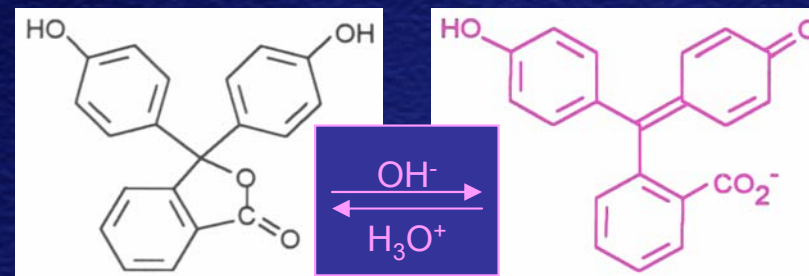
WSKAŹNIKI

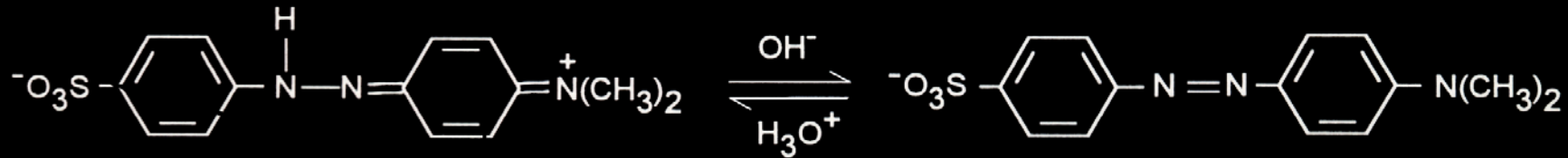
są substancjami, które zmieniają barwę gdy zmienia się pH roztworu

Fenoloftaleina

pH < 8,3

pH > 10,0

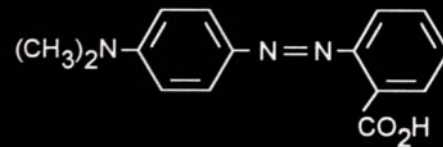




ORANŻ METYLOWY

czerwona Zakres zmiany barwy: pH 3,1- 4,4 żółta

WSKAŹNIKI c.d.



CZERWIEN METYLOWA
4,2 - 6,3

czerwona żółta



BŁĘKIT BROMOTYMOLOWY
żółta 6,0 - 7,6 niebieska

| INNE POPULARNE WSKAŹNIKI | Zakres pH, w którym następuje zmiana barwy | Barwa wskaźnika w roztw. "kwaśnym" "zasadowym" | |
|--------------------------|--|--|-------------|
| | | "kwaśnym" | "zasadowym" |
| BŁĘKIT TYMOLOWY | 1,2 – 2,8 | czerwona | żółta |
| CZERWIEN BROMOFENOLOWA | 5,2 – 6,8 | żółta | czerwona |
| CZERWIEN KREZOLOWA | 7,2 – 8,8 | żółta | czerwona |
| ŻÓŁCIEŃ ALIZARYNOWA | 10,0 – 12,0 | żółta | fioletowa |

Koncepcja Brønsteda i Lowryego wymiany protonu
stosuje się bardzo dobrze do rozpuszczalników protycznych
(woda, amoniak, kwas octowy, itp.)

**Teoria rozpuszczalnikowa - wprowadza uogólnienie
obejmujące także rozpuszczalniki aprotyczne**



SOCl_2 będzie kwasem, a Na_2SO_3 zasadą !





Gilbert Newton Lewis (1875-1946)

W zakończeniu jednego z manuskryptów ze zbiorów Biblioteki Bancrofta na Uniwersytecie Kalifornijskim w Berkeley znajdujemy słowa:

"I have attempted to give you a glimpse...of what there may be of soul in chemistry. But it may have been in vain. Perchance the chemist is already damned and the guardian the blackest. But if the chemist has lost his soul, he will not have lost his courage and as he descends into the inferno, sees the rows of glowing furnaces and sniffs the homey fumes of brimstone, he will call out: 'Asmodeus, hand me a test-tube.'"

Słowa te pochodzą od człowieka, który był najwybitniejszą postacią wielkiej rewolucji, która wyniosła Amerykę na czoło XX-wiecznej chemii. Gilbert Newton Lewis był prawdopodobnie największym i najbardziej wpływowym z chemików amerykańskich. W wieku XIX nauka była zdominowana przez Europę, ale pierwsza połowa XX wieku to rozwój badań naukowych, dzięki którym na czoło wysunęła się Ameryka. Lewis miał wpływ na tę rewolucję zarówno poprzez swoje nauczanie jak i badania naukowe.



- Książka Lewisa – „*Valence and the Structure of Atoms and Molecules*”, jest pozycją klasyczną, jednym z największych wkładów do współczesnej **teorii wiązań**.
- Badania nad izotopami – jako pierwszy otrzymał **deuter** oraz jego związki.
- Sformułował **teorię kwasów i zasad**.

Teoria Lewisa

Uogólnienie pojęcia kwasu i zasady



KWAS

cząsteczka zdolna do przyjęcia pary elektronowej

H^+ , BF_3 , Ag^+ i wiele innych kationów metali, ~~NH_4^+~~ , $Ni(0)$,

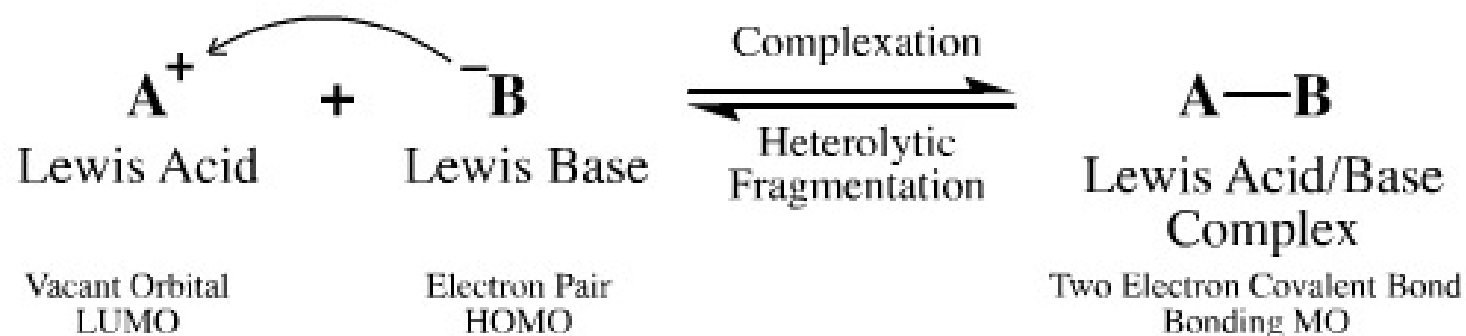


ZASADA

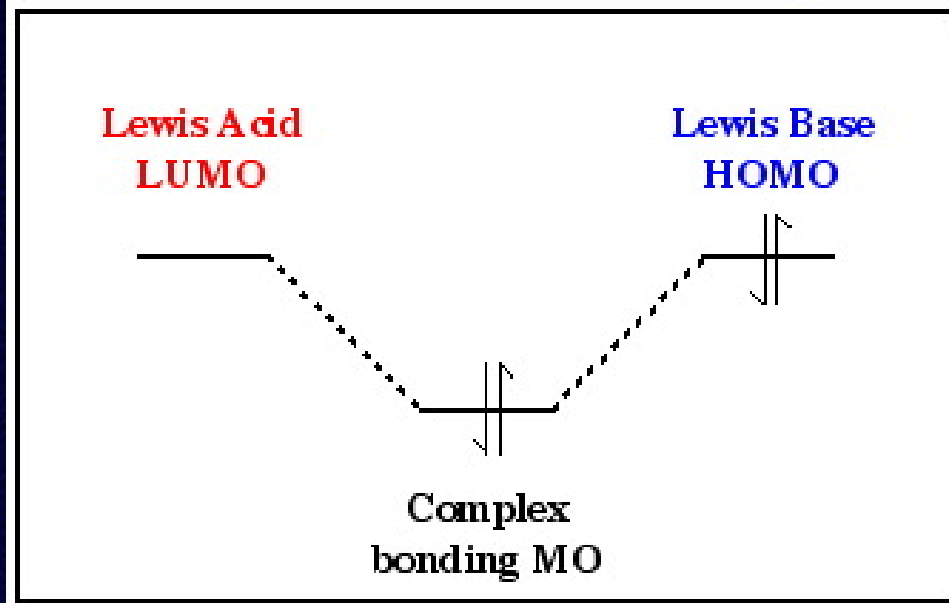
cząsteczka zdolna do oddania pary elektronowej

F^- , OH^- , NH_3 , RO^- , pirydyna, $(C_2H_5)_2O$, H_2O , ~~BH_4^-~~ CN^-

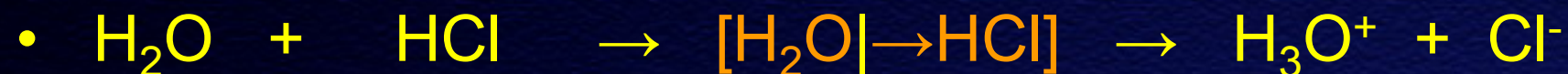
Electron Pair Acceptor + Donor (LUMO/HOMO) Processes



Lewis Acid/Base FMO Interaction Diagram




Przykłady równowag kwasowo-zasadowych:



Teoria Lewisa ujmuje większość reakcji jako reakcje kwasowo-zasadowe. W tej teorii nie istnieje skala mocy kwasów i zasad - moc ta zależy od konkretnej reakcji i jest określona wartością stałej równowagi.

Bibliografia

- [1] Strona na temat octu: <http://frugalliving.about.com/cs/tips/a/vinegar.htm>
- [2] <http://nobelprize.org/chemistry/laureates/1903/index.html> (Svante Arrhenius)
- [3] <http://www.woodrow.org/teachers/chemistry/institutes/1992/> (niektóre biografie)
- [4] <http://scienceworld.wolfram.com/chemistry/>
- [5] <http://www.liebig-museum.de/>
- [6] http://isimabomba.free.fr/biographies/liste_biographie.htm
- [7] http://www.meta-synthesis.com/webbook/12_lab/lab.html (teoria kwasów i zasad Lewisa)
- [8] warto też spojrzeć na oryginalne pozycje wymienione w tekście prezentacji
- [9] oraz zajrzeć w typowe i ogólnie dostępne podręczniki akademickie.

Autorka tej prezentacji pragnie podziękować  wszystkim słuchaczom i zarazem widzom, którzy :

- **krzywiąc się niemiłosiernie przy jedzeniu cytryn**
- **oraz splukując namydlone ręce**

też wnieśli swój udział ...

