



**LABORATORIUM
TAJEMNIC**

SPEKTROSKOPIA UV-VIS

JOLANTA KOLIŃSKA

ŁÓDŹ, 18/11/2025



Spektroskopia

Spektroskopia to nauka o oddziaływaniu promieniowania elektromagnetycznego z materią. Pozwala zrozumieć **strukturę, skład i właściwości** substancji na poziomie atomowym i molekularnym.

Główne cele spektroskopii:

- Identyfikacja związków chemicznych
- Określanie struktur cząsteczek
- Analiza ilościowa i jakościowa próbek
- Badanie oddziaływań i przemian chemicznych

Zakres promieniowania	Typ spektroskopii	
UV-Vis (200-800 nm)	Elektronowa	Przejścia elektronowe, barwa, stężenie
IR (800-4000 cm ⁻¹)	Wibracyjna	Wiązania chemiczne, grupy funkcyjne
NMR (1 m-1 cm)	Magnetyczno-jądrowa	Struktura cząsteczki





Podstawy fizyczne UV-Vis

Promieniowanie elektromagnetyczne jest formą energii rozchodzącą się w przestrzeni w postaci fal elektromagnetycznych.

- Promieniowanie elektromagnetyczne to **fala o określonej długości i częstotliwości**, przenosząca energię kwantu:

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

gdzie:

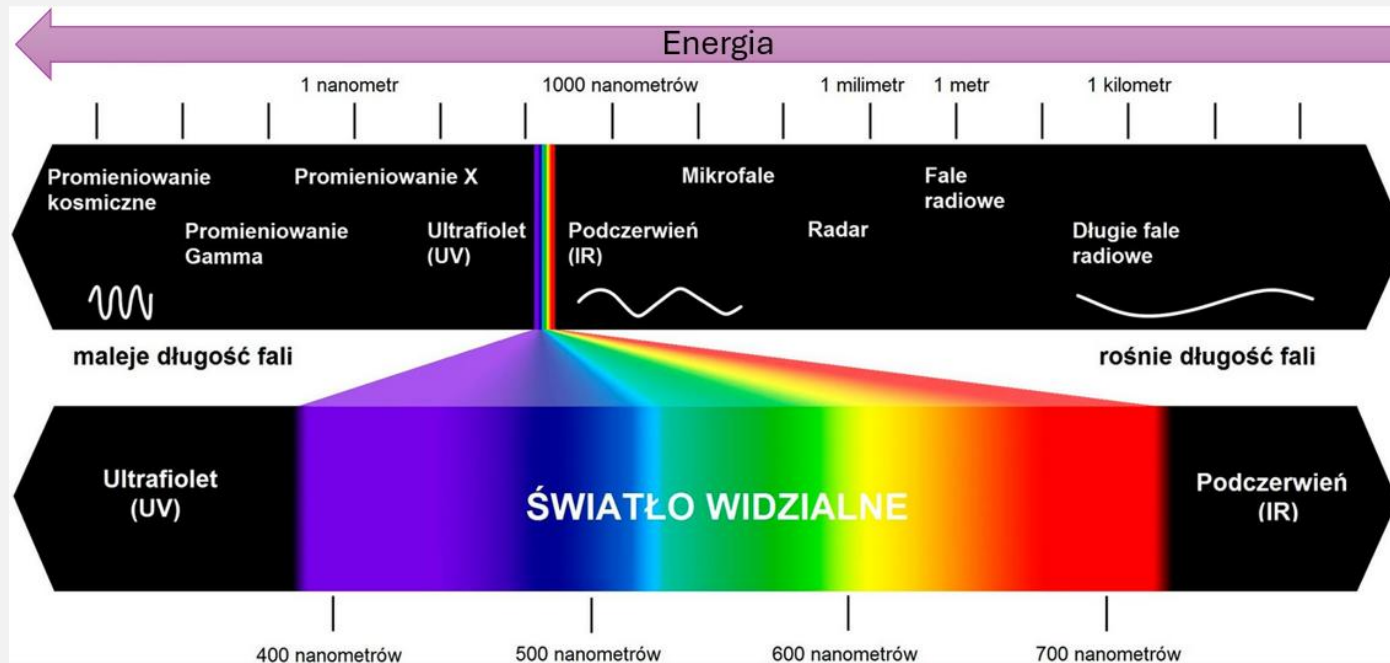
E – energia fotonu [J],

h – stała Plancka ($h = 6,626 \times 10^{-34}$ J·s),

ν – częstość drgań elektromagnetycznych (s^{-1} lub Hz),

c – prędkość światła ($3,00 \times 10^8$ m/s),

λ – długość fali (m).



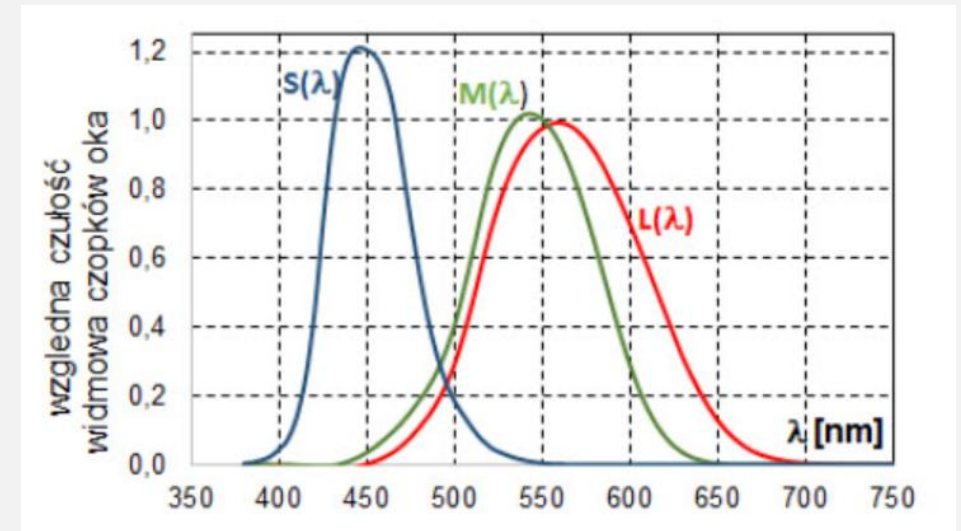
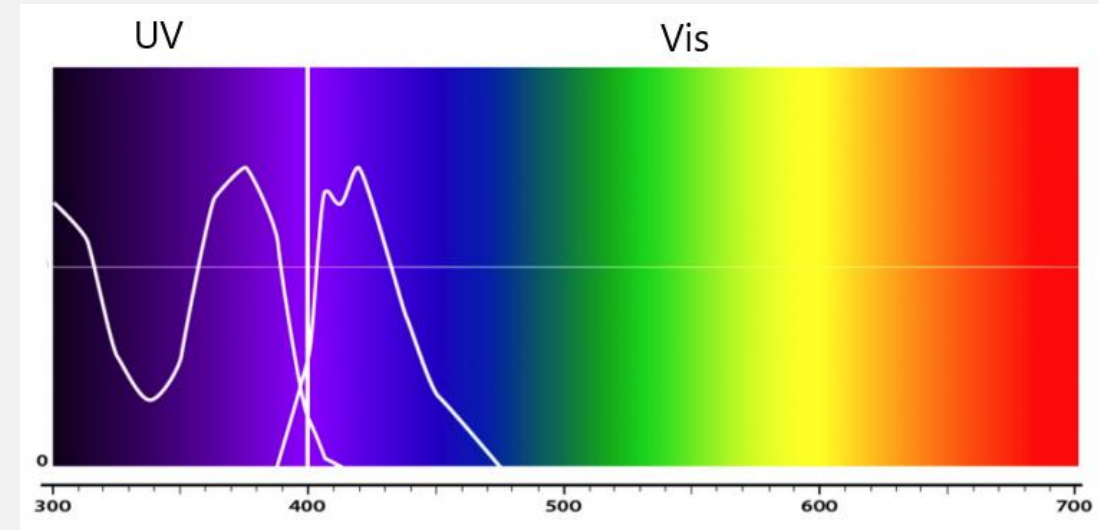
Podstawy fizyczne UV-Vis

Spektroskopia UV-Vis to technika analityczna polegająca na pomiarze pochłaniania światła przez substancję w zakresie:

- 200–400 nm (UV) wysoka energia, zdolna do wzbudzania bardzo mocnych wiązań
- 400–800 nm (Vis) światło widzialne, odpowiedzialne za barwy

W prawidłowym oku występują trzy typy czopków światłoczułych:

- **S** – wrażliwe na krótkie fale (420 nm),
- **M** – wrażliwe na średnie fale (530 nm),
- **L** – wrażliwe na długie fale (560 nm).



Względną wartość rozkładu czułości widmowej czopków typu S, M oraz L

Podstawy fizyczne UV-Vis

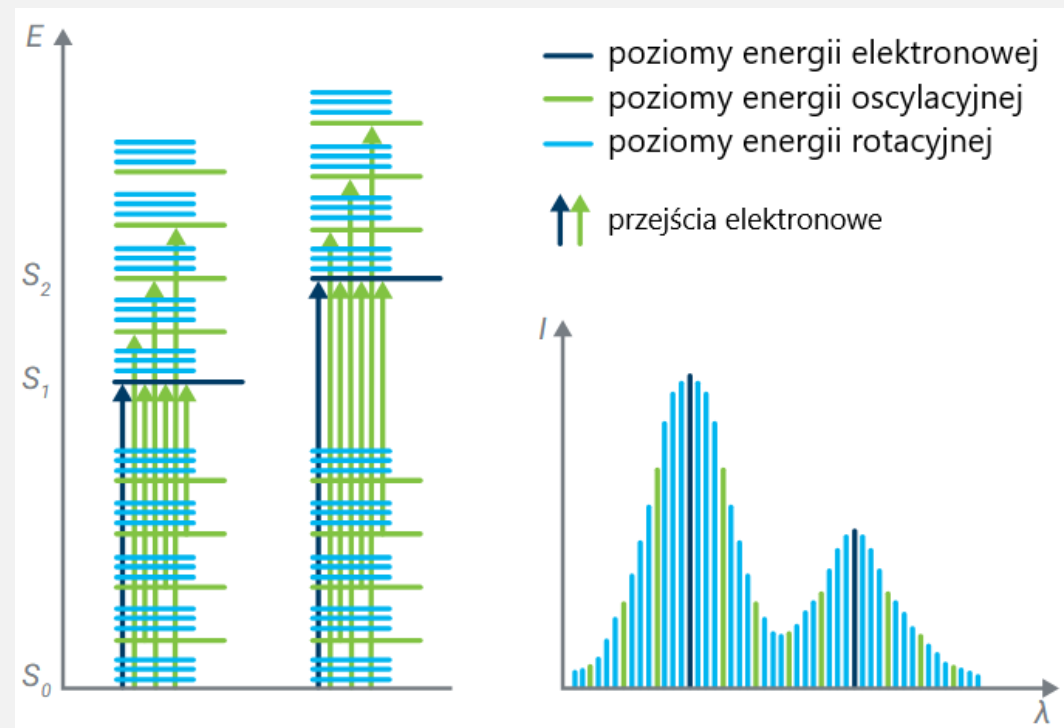
Absorpcja światła przez cząsteczki powoduje **wzrost ich energii**.

Całkowita energia cząsteczki:

$$E = E_{\text{elektronowa}} + E_{\text{oscylacyjna}} + E_{\text{rotacyjna}}$$

$$E_{\text{elektronowa}} : E_{\text{oscylacyjna}} : E_{\text{rotacyjna}} = 1000 : 10 : 1$$

- Energia cząsteczek występuje w postaci **dyskretnych poziomów energetycznych**.
- **Długość fali absorbowanego światła** odpowiada różnicy energii między poziomami.
- W cząsteczkach **poziomy drgań i rotacji nakładają się** na poziomy elektronowe → **powstają szerokie pasma absorpcyjne**.
- W roztworach pasma są jeszcze **bardziej poszerzone** (oddziaływania z rozpuszczalnikiem).

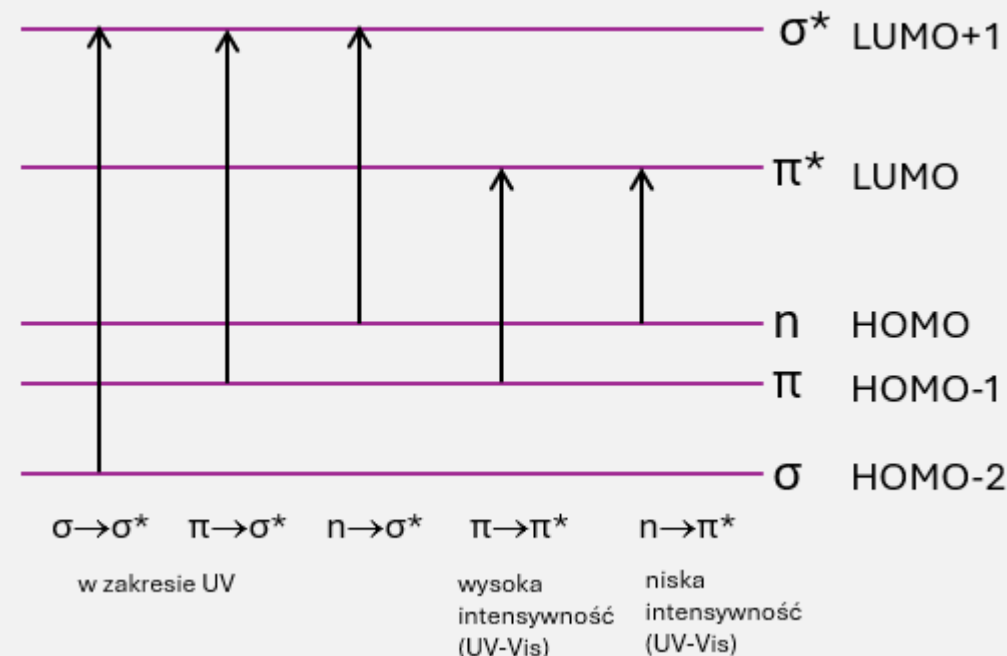




Rodzaje przejść elektronowych

- W związkach chemicznych mamy do czynienia z orbitalami molekularnymi, które powstają w wyniku nakładania się orbitali atomowych.
- Gdy cząsteczka pochłania foton, elektron przeskakuje na wyższy poziom energetyczny.

Typ orbitali	Charakter wiązania	Przykład
σ	pojedyncze wiązania	C–C, C–H
π	wiązania podwójne	C=C, C=O
n	elektrony wolnych par	atomy O, N
σ^*, π^*	antywiążące (zwykle nieobsadzone)	stany wzbudzone





CHROMOFORY

Chromofor czyli nośnik barwy to grupa atomów odpowiedzialna za absorpcję promieniowania w zakresie UV-Vis.

- Zawiera układ sprzężonych wiązań podwójnych π lub nienasycone grupy heteroatomowe.
- Typowe chromofory:
 - Ugrupowania zawierające wiązania wielokrotne C-C (przejścia π - π^*)
 - RCH=CHR (alkeny)
 - $\text{RC}\equiv\text{CR}$ (alkiny)
 - Ugrupowania zawierające wiązania wielokrotne węgiel-heteroatom (przejścia $\pi\rightarrow\pi^*$, $n\rightarrow\pi^*$)
 - RHC=O (karbonyle)
 - RCOOH (karboksyle)
 - RN=NR (azowe)
- Im **większy układ sprzężony**, tym **niższa energia przejścia** i **większa długość fali** (λ_{max}) — przesunięcie ku czerwieni.



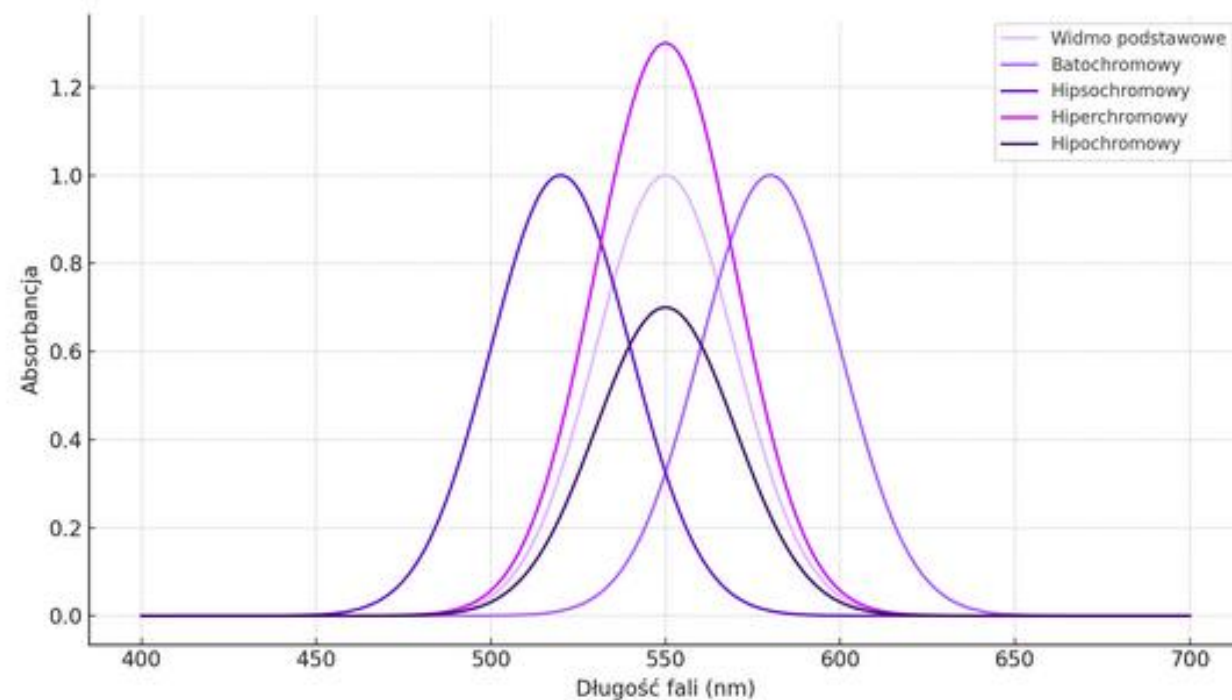


AUKSOCHROMY

Auksochromy – to grupy funkcyjne, które same nie absorbują światła, ale zmieniają gęstość elektronową w chromoforze, wpływając na jego energię przejść elektronowych i barwę.

- Do typowych auksochromów zaliczamy:
–OH, –NH₂, –OCH₃, –Cl, –NO₂, –NO, –SH.
- Efekt wynika z **sprzężenia elektronowego** pomiędzy chromoforem a auksochromem, co wpływa na rozkład orbitali π i n .

Powodują przesunięcia pasm absorpcji oraz zmianę intensywności.



Podstawy fizyczne UV-Vis

Gdy światło UV/Vis oddziałuje z próbką, może być albo absorbowane, albo przepuszczane.

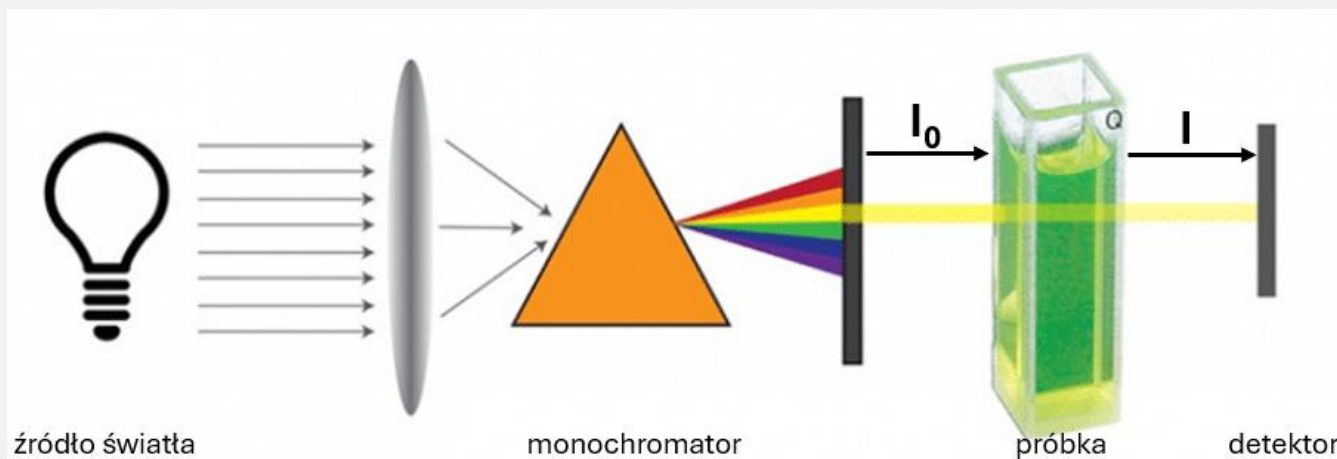
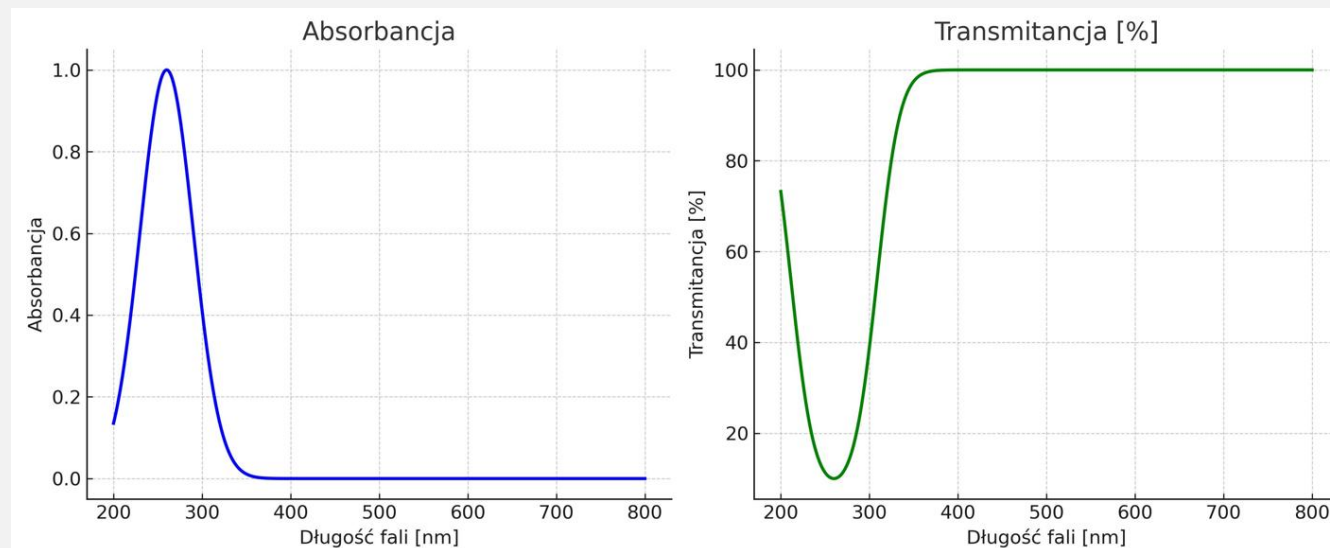
Transmitancja (T), czyli światło przechodzące przez próbkę

$$T = I / I_0 \text{ lub } \%T = I / I_0 \times 100$$

Absorbancja (A) mierzy ilość pochłoniętego światła, matematycznie związana z transmitancją

$$A = -\log(T) = \log I_0 / I$$

I – natężenie przepuszczonego promieniowania monochromatycznego
 I_0 – natężenie padającego promieniowania monochromatycznego





Prawo Lamberta-Beera

W spektroskopii UV-Vis, prawo absorpcji znane jako prawo Lamberta-Beera opisuje logarytmiczny spadek intensywności światła w miarę jego przechodzenia przez absorbujący roztwór.

Oznacza to, że im większe jest stężenie substancji, tym więcej światła zostanie pochłonięte, a absorbancja będzie wyższa.

Na podstawie tego prawa możliwe jest oznaczanie stężeń substancji absorbujących światło. Prawo Lamberta-Beera wyraża się równaniem:

$$A = \epsilon \cdot c \cdot l$$

gdzie:

A – absorbancja (wymiar bez jednostki),

ϵ – molowy współczynnik absorpcji ($\text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$),

c – stężenie roztworu (mol/dm^3),

l – długość drogi optycznej (cm), czyli szerokość kuwety, przez którą przechodzi światło.





Prawo Lamberta-Beera

Ograniczenia prawa Lamberta-Beera

- roztwór musi być **jednorodny i przezroczysty**, aby promieniowanie mogło swobodnie przechodzić przez próbkę bez rozpraszania na cząstkach stałych czy pęcherzykach gazu
- **brak oddziaływań** pomiędzy cząsteczkami absorbującymi (np. asocjacja, dysocjacja czy reakcje chemiczne, które mogłyby zmieniać stężenie formy pochłaniającej promieniowanie)
- dla bardzo dużych stężeń mogą wystąpić odchylenia od liniowości spowodowane m.in. oddziaływaniami międzycząsteczkowymi, zmianami współczynnika załamania światła oraz ograniczeniami aparatury pomiarowej – wtedy należy rozcieńczyć próbkę





Widmo absorpcyjne

- Każda cząsteczka pochłania światło w sposób dla niej unikalny – **widmo to okno do jej struktury i ilości.**
- **Widmo absorpcyjne** to wykres absorbancji (A) w funkcji długości fali (λ).
- Każdy związek chemiczny ma **charakterystyczne pasma absorpcyjne**, odpowiadające różnym przejściom elektronowym.
- Położenie maksimum absorpcji ($\lambda_{\max}$) zależy od:
 - struktury elektronowej cząsteczki,
 - obecności grup chromoforowych,
 - rodzaju rozpuszczalnika.
- W praktyce widmo UV-Vis jest wykorzystywane do **identyfikacji związków** oraz **ilościowego oznaczania stężenia** w roztworze.





Ograniczenia spektroskopii UV-Vis

- Widma UV-Vis zazwyczaj zawierają jedynie **kilka szerokich pików absorbancji**.
- W przeciwieństwie do spektroskopii IR, która generuje wiele wąskich i dobrze rozdzielonych pasm, widma UV-Vis są mniej szczegółowe.
- Szerokie piki odpowiadają przejściom elektronowym — mają charakter globalny, a nie specyficzny dla określonych grup funkcyjnych.
- W efekcie **trudno jednoznacznie zidentyfikować związek chemiczny** na podstawie samego widma UV-Vis.
- Technika ta jest więc częściej stosowana do **analizy ilościowej**, monitorowania reakcji, a nie do pełnej identyfikacji strukturalnej.



Przykładowe zadanie



Prawo Lamberta–Beera opisuje zależność pomiędzy absorbancją roztworu a jego stężeniem.

Zgodnie z tym prawem: $A = \varepsilon \cdot l \cdot c$

gdzie: A – absorbancja (wielkość bezwymiarowa),

ε – molowy współczynnik absorpcji ($\text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$),

l – długość drogi optycznej, czyli grubość warstwy roztworu w kuwecie (cm),

c – stężenie molowe roztworu (mol/dm^3).

Przy długości fali $\lambda = 420 \text{ nm}$ przeprowadzono kalibrację spektrofotometru w kuwecie o długości drogi optycznej $l = 1,00 \text{ cm}$. Otrzymano następujące pary stężeń i absorbancji:

L.p.	$c \text{ (mol/dm}^3\text{)}$	A
1	$1,0 \times 10^{-5}$	0,15
2	$2,0 \times 10^{-5}$	0,30
3	$3,0 \times 10^{-5}$	0,45
4	$4,0 \times 10^{-5}$	0,60
5	$5,0 \times 10^{-5}$	0,75

Na podstawie powyższych wyników wyznacz empiryczną wartość molowego współczynnika absorpcji ε dla tej długości fali. Dla nieznanej próbki zmierzono absorbancję $A = 0,52$. Oblicz stężenie molowe tej próbki. Oblicz procentową transmitancję T (w %) odpowiadającą $A = 0,52$.

(Przypomnienie: $A = -\log T$)





Przykładowe zadanie

Wyznaczanie empirycznej wartości molowego współczynnika absorpcji ε dla długości fali 420 nm

Dla linii kalibracyjnej mamy prostą zależność $A = \varepsilon \cdot l \cdot c$.

Ponieważ zależność A vs c jest liniowa, możemy policzyć ε jako nachylenie prostej.

Z tablicy widzimy, że przy wzroście stężenia o $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ absorbancja wzrasta o 0,15.

Zatem:

$$\varepsilon = \frac{\Delta A}{\Delta c \cdot l} = \frac{0,15}{1,0 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 1 \text{ cm}} = 1,5 \times 10^4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1} = 15\,000 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$$

Odpowiedź: Empiryczna wartość molowego współczynnika absorpcji wynosi $15\,000 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$.



Przykładowe zadanie



Obliczanie stężenia molowego próbki dla której absorbancja wynosi 0,52

Z prawa Lamberta-Beera przekształcamy wzór $A = \varepsilon \cdot l \cdot c$

$$c = A / \varepsilon \cdot l$$

Podstawiamy znane dane $A = 0,52$; $l = 1 \text{ cm}$; $\varepsilon = 15\,000 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$

$$c = \frac{0,52}{15\,000 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{cm}} \cdot 1 \text{ cm}} = 3,47 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Odpowiedź: Stężenie molowe badanej próbki o absorbancji 0,52 wynosi $3,47 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$.

Obliczenie procentowej transmitancji T

Z definicji $A = -\log T$ $T = 10^{-A}$

Dla $A = 0,52$

$$T = 10^{-0,52} = 0,301995$$

$$T(\%) = 0,301995 \times 100\% = 30,20\%$$

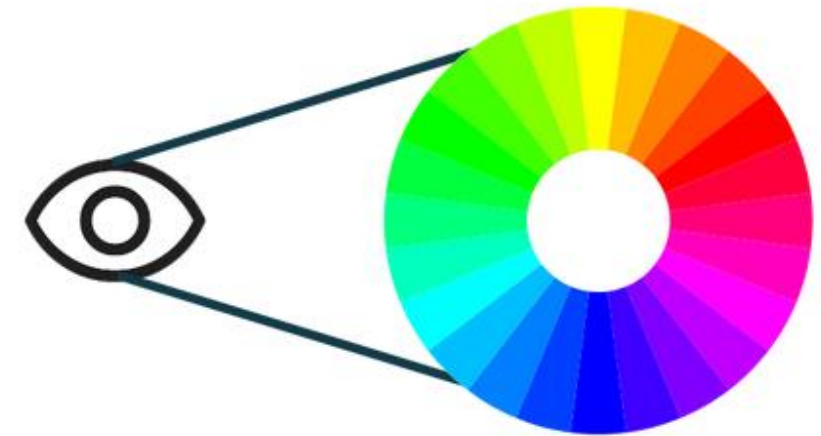
Odpowiedź: Transmitancja wynosi 30,20%.





Barwa i częstotliwość pochłanianego światła

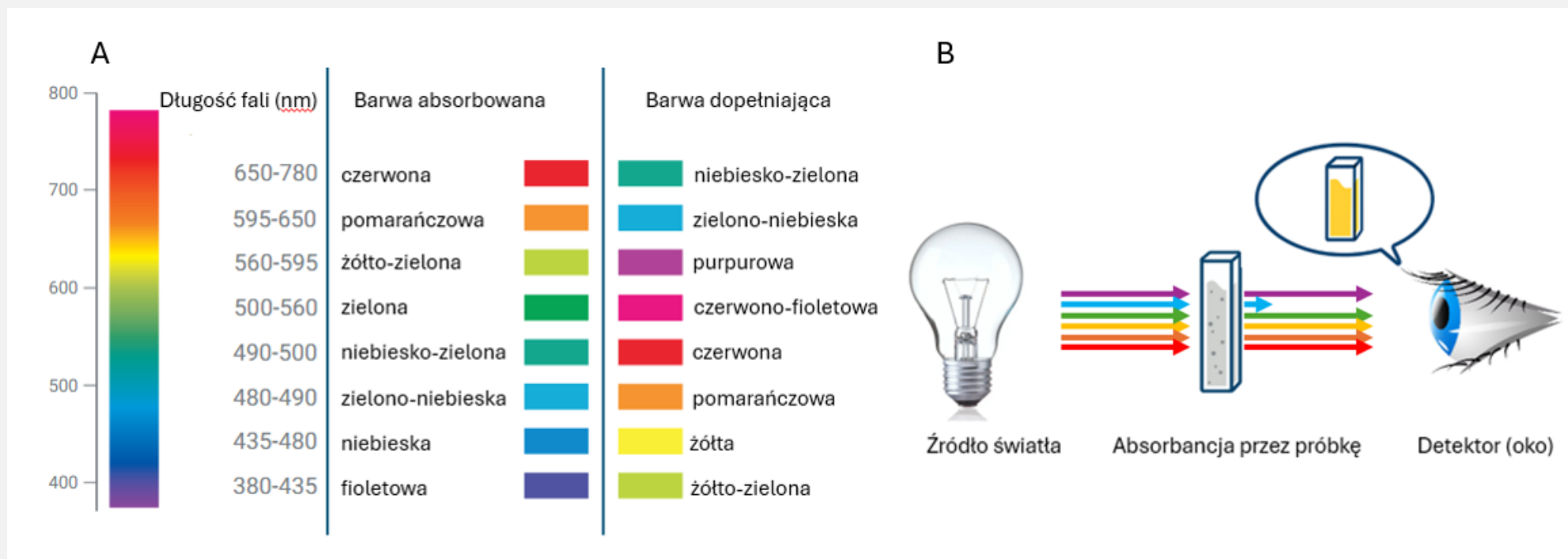
- Ludzkie oko odbiera światło w zakresie **380–780 nm**.
- Możemy rozróżnić do **10 milionów barw** w zakresie światła widzialnego.
- Przechodząc przez ośrodek materialny, światło ulega **selektywnemu pochłanianiu** – różne długości fal są absorbowane w różnym stopniu.
- Barwa przedmiotu postrzegana przez ludzkie oko zależy od:
 - długości fal pochłoniętych,
 - sumy promieni odbitych lub przepuszczonych.





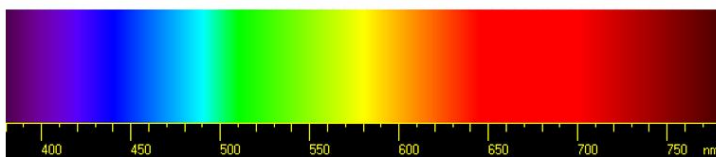
Barwa i częstotliwość pochłanianego światła

- Barwa obserwowana przez oko to **barwa dopełniająca** absorbowanego promieniowania.



Przykładowe zadania

Wodny roztwór jonów chromu(III) ma barwę zieloną. Korzystając z widma światła białego (Rys. 1) oraz koła barw (Rys. 2), określ barwę pochłanianą przez roztwór oraz podaj częstotliwość pochłanianego światła. Prędkość światła wynosi 3×10^8 m/s.



Rysunek 1. Widmo światła widzialnego



Rysunek 2. Koło barw

- **Jaka barwa jest pochłaniana?**

Roztwór jonów Cr^{3+} jest **zielony**, więc znaczy to, że **przepuszcza/odbija światło zielone**, a **pochłania jego przeciwległą barwę na kole barw**. Przeciwieństwem **zieloni** jest barwa **czerwona**.

Pochłaniane jest światło o barwie **czerwonej**.

- **Częstotliwość pochłanianego światła**

Wartość czerwonej składowej widma $\lambda = 650$ nm

Zamieniamy długość fali:

$$\lambda = 650 \text{ nm} = 650 \times 10^{-9} \text{ m}$$

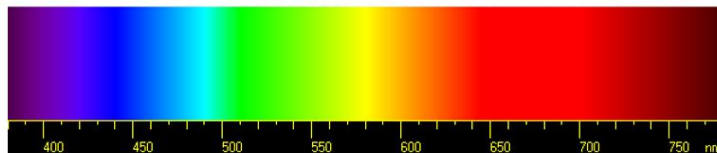
$$\text{Obliczamy częstotliwość: } \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3,0 \times 10^8}{650 \times 10^{-9}}$$

$$\nu = 4,62 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

Przykładowe zadania

Wykonano widma absorpcji dwóch barwników: X i Y. Barwnik X pochłania promieniowanie w zakresie 400–480 nm. Barwnik Y pochłania promieniowanie w zakresie 580–620 nm.

Określ, który z barwników będzie miał barwę zbliżoną do żółtej. Wyjaśnij swoją odpowiedź, odwołując się do barwy światła pochłanianego (Rys. 1) oraz koła barw (Rys. 2).



Rysunek 1. Widmo światła widzialnego



Rysunek 2. Koło barw

Barwnik X

Zakres pochłaniania: 400–480 nm → światło fioletowe i niebieskie.

Barwa dopełniająca do fioletowo-niebieskiego (na kole barw) to barwa żółta / żółtopomarańczowy.

Barwnik X będzie wyglądał na żółty.

Barwnik Y

Zakres pochłaniania: 580–620 nm → światło pomarańczowo-czerwone.

Barwa dopełniająca to niebiesko-zielona (cyjan).

Barwnik Y będzie miał barwę zielononiebieską, a nie żółtą.

Przykładowe zadania

Barwnik wskaźnikowy oranż metylowy w środowisku kwasowym ma $\lambda_{\max} = 520 \text{ nm}$, natomiast w środowisku zasadowym $\lambda_{\max} = 440 \text{ nm}$. Jak zmienia się barwa roztworu barwnika w zależności od pH. Korzystając z widma światła białego oraz koła barw, określ jakie barwy światła są absorbowane przez roztwór w różnym pH oraz podaj częstotliwości pochłanianego światła.

- **W środowisku kwasowym** ($\lambda_{\max} = 520 \text{ nm}$) to zielona część widma.

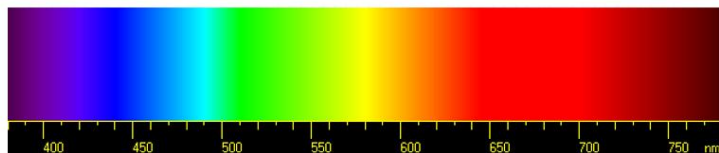
Barwa dopełniająca (na kole barw): czerwona.

W roztworze kwaśnym oranż metylowy ma barwę czerwoną.

- **W środowisku zasadowym** ($\lambda_{\max} = 440 \text{ nm}$) to niebiesko-fioletowa część widma.

Barwa dopełniająca: żółta.

W roztworze zasadowym oranż metylowy staje się żółty.



Rysunek 1. Widmo światła widzialnego



Rysunek 2. Koło barw

Przykładowe zadania

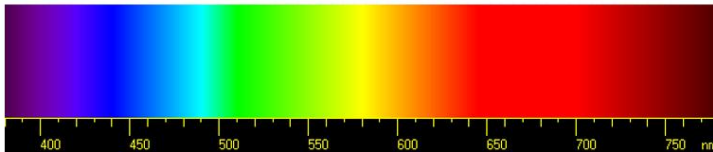
Barwnik wskaźnikowy oranż metylowy w środowisku kwasowym ma $\lambda_{\max} = 520 \text{ nm}$, natomiast w środowisku zasadowym $\lambda_{\max} = 440 \text{ nm}$. Jak zmienia się barwa roztworu barwnika w zależności od pH. Korzystając z widma światła białego oraz koła barw, określ jakie barwy światła są absorbowane przez roztwór w różnym pH oraz podaj częstotliwości pochłanianego światła.

- Częstotliwość absorbowanego światła w środowisku kwasowym

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{520 \times 10^{-9} \text{ m}} = 5,77 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

- Częstotliwość absorbowanego światła w środowisku zasadowym

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{440 \times 10^{-9} \text{ m}} = 6,82 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

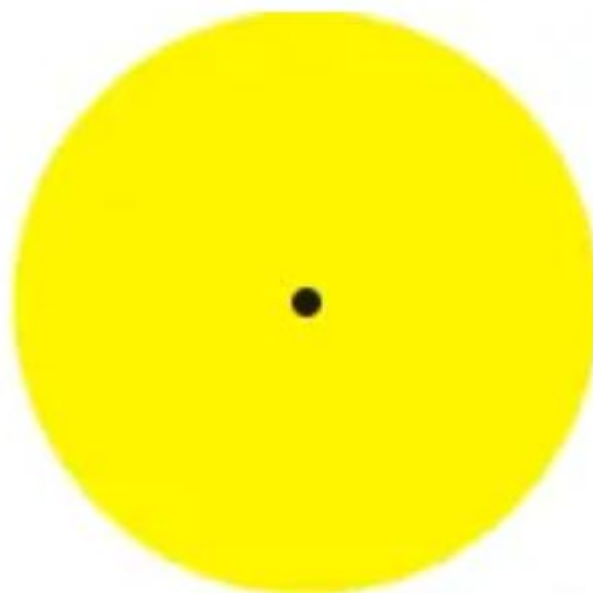


Rysunek 1. Widmo światła widzialnego



Rysunek 2. Koło barw

Jak widzimy kolory – nie tylko absorpcja, ale też... powidoki!





**LABORATORIUM
TAJEMNIC**

Dziękujemy

Zapraszamy do kontaktu:

biuro@fundacja.p.lodz.pl



**FUNDACJA
POLITECHNIKI ŁÓDZKIEJ**



**Ministerstwo
Edukacji Narodowej**

Dofinansowano ze środków Budżetu Państwa, których dysponentem jest Ministerstwo Edukacji Narodowej



LABORATORIUM
TAJEMNIC



SPEKTROSKOPIA UV-VIS

Podtytuł prezentacji



JOLANTA KOLIŃSKA

ŁÓDŹ, 18/11/2025



Tytuł slajdu



Tytuł slajdu



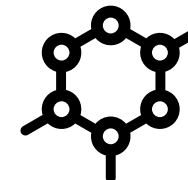
Lorem ipsum

Lorem ipsum dolor
sit amet, consectetur
adipiscing elit.



Lorem ipsum

Lorem ipsum dolor
sit amet, consectetur
adipiscing elit.



Lorem ipsum

Lorem ipsum dolor
sit amet, consectetur
adipiscing elit.

Lorem ipsum

Lorem ipsum dolor
sit amet, consectetur
adipiscing elit.



Lorem ipsum

Lorem ipsum dolor
sit amet, consectetur
adipiscing elit.





Lorem ipsum

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit.



Lorem ipsum

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit.



Lorem ipsum

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit.



Plan prezentacji

- **Spektroskopia**
- **Podstawy fizyczne UV-Vis**
- **Widmo absorpcyjne**
- **Prawo Lamberta-Beera**
- **Chromofory i auksochromy**
- **Rodzaje przejść elektronowych**
- **Barwa i częstotliwość pochłanianego światła**
- **Przykładowe zadania**



https://phet.colorado.edu/sims/html/beers-law-lab/latest/beers-law-lab_all.html

