

czasopismo szkolne

CHEM EWS

ODCZYNN WAKACYJNY



Czerwiec 2026 - nr 4

OD REDAKCJI

Czerwiec to wyjątkowy moment w roku szkolnym – czas, kiedy zapach zbliżających się wakacji miesza się z satysfakcją z dobrze przepracowanych miesięcy. Oddajemy w Wasze ręce letnie, czerwcowe wydanie Chemnewsa, które idealnie sprawdzi się jako towarzysz słonecznych popołudni i zbliżających się podróży. W tym numerze nie zwalnimy tempa: przygotowaliśmy dla Was solidną dawkę fascynujących chemicznych ciekawostek, inspirujących artykułów oraz potężną porcję motywacji na nadchodzące tygodnie.

Dziękujemy, że byliście z nami przez cały ten intensywny rok, wspólnie odkrywając tajniki nauk ścisłych i rozwijając pasję, która nas łączy. Życzymy Wam bezpiecznych, pełnych słońca i niezapomnianych przygód wakacji – niech ten czas będzie zasłużonym odpoczynkiem i okazją do ładowania baterii przed kolejnymi wyzwaniami.

Nowy rok, nowe wyzwania... i nowe twarze!

Koniec roku to dla nas nie tylko czas podsumowań, ale też intensywnego patrzenia w przyszłość. Nasz magazyn nieustannie się rozwija, a my chcemy, aby rósł razem z Wami. Dlatego już teraz gorąco zapraszamy nowe twarze do dołączenia do naszej redakcji! Jeśli chemia to Twoja pasja, masz lekkie pióro, pasjonujesz się grafiką, składem tekstu, popularyzacją nauki albo po prostu masz głowę pełną nieszablonowych pomysłów – to miejsce jest właśnie dla Ciebie. Szukamy osób zaangażowanych, które chcą współtworzyć unikalny projekt edukacyjny, zdobyć cenne doświadczenie i podzielić się swoją energią z tysiącami czytelników w całej Polsce. Nie musisz być profesjonalnym dziennikarzem – liczą się przede wszystkim Twoja pasja i chęć do działania! Napisz do nas i przekonaj się, jak satysfakcjonujące może być tworzenie czegoś wyjątkowego.

Do zobaczenia we wrześniu!

Zapraszamy do lektury!

Czasopismo szkolne - „CHEMNEWS”

Wydawca: III Liceum Ogólnokształcące z Oddziałami Integracyjnymi im. Cypriana Kamila Norwida, ul. Jagiellońska 4, 25-601 Kielce

Adres redakcji: Pracownia Chemiczna / Redakcja ChemNews, ul. Jagiellońska 4, 25-601 Kielce, e-mail: 3chedukacja@gmail.com

Redaktor naczelny: Kamil Czech

Zespół redakcyjny numeru: Miłosz Malec, Michał Pękalski, Patrycja Sęk, Patrycja Starościak, Katarzyna Iwon, Wojciech Kwiecień

Filip Kosiba, Mateusz Jędrzejczyk, Szymon Solakiewicz, Martyna Miszczuk, Urszula Okła, Weronika Wojtaś

Numer: Nr 4/2026 | Data wydania: czerwiec 2026

Redakcja zastrzega sobie prawo do skracania i redagowania nadesłanych tekstów. Materiałów niezamówionych nie zwracamy.

Chemia ukryta w falach

Dlaczego morze jest słone?

Skład wody morskiej – co tak naprawdę pływa w oceanie?

Woda morska jest roztworem elektrolitów, czyli substancji, które w wodzie rozpadają się na jony. W praktyce oznacza to, że sól w morzu nie występuje w postaci drobinek, które „pływają” jak piasek, lecz w formie niewidocznych cząstek naładowanych elektrycznie. Średnie zasolenie oceanów wynosi około 35‰, czyli około 35 gramów soli na litr wody. Brzmi jak niewiele, ale w skali całego oceanu to biliony ton rozpuszczonych substancji.

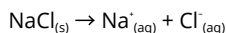
Najważniejsze jony obecne w wodzie morskiej to:

- Na⁺ (jon sodowy)
- Cl⁻ (jon chlorkowy)
- Mg²⁺ (jon magnezowy)
- SO₄²⁻ (jon siarczanowy(VI))
- Ca²⁺ (jon wapniowy)
- K⁺ (jon potasowy)
- HCO₃⁻ (jon wodorowęglanowy)

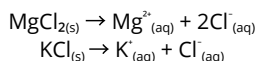
To właśnie połączenie sodu i chlorków daje ten klasyczny, „słony” smak. Jednak woda morska zawiera także mikroilości bromu, jodu, krzemu, a nawet metali śladowych.

Dlaczego jony w wodzie morskiej są tak ważne?

Bo w wodzie sole praktycznie nie występują jako zwarte cząsteczki. Najczęściej rozpadają się na jony w procesie dysocjacji, np.:



Cząsteczki wody „otaczają” jony i stabilizują je w roztworze. Dlatego sól znika z pola widzenia, ale nadal jest obecna. Podobnie zachowują się inne związki:



Efekt? Woda morska świetnie przewodzi prąd i ma większą gęstość niż woda słodka.

Co zostaje po odparowaniu wody morskiej?

Gdyby odparować litr wody morskiej, nie zostałaby jedna czysta sól, tylko mieszanina. W uproszczeniu dominują:

- NaCl – sól kuchenna (najwięcej)
- MgCl₂ – chlorek magnezu
- MgSO₄ – siarczan(VI) magnezu
- CaSO₄ – siarczan(VI) wapnia
- KCl – chlorek potasu
- niewielkie ilości węglanów i bromków

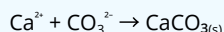
Obecność jonów magnezu w soli morskiej nadaje jej lekko „gorzkawy” posmak.

Krystalizacja soli – czyli moment, gdy ocean zaczyna „zostawiać osad”

Ten moment, gdy woda morska paruje w płytkiej lagunie, a na dnie zaczynają pojawiać się pierwsze białe kryształki, to nie tylko piękny widok. To początek procesu krystalizacji, czyli wytrącania soli z roztworu. Woda znika do atmosfery, ale jony zostają. Roztwór staje się coraz bardziej skoncentrowany, aż w końcu osiąga stan nasycenia. W pewnym momencie woda nie jest już w stanie utrzymać wszystkich jonów w roztworze. Nadmiar zaczyna łączyć się w struktury krystaliczne i opada na dno. Proces nie zachodzi chaotycznie. Sole wytrącają się w określonej kolejności, ponieważ różnią się rozpuszczalnością. To coś w rodzaju chemicznej selekcji: najpierw wytrącają się te związki, które najłatwiej tworzą osad czyli są najtrudniej rozpuszczalne.

Etap 1

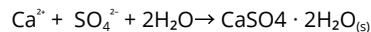
Najwcześniej zaczyna wytrącać się węglan wapnia (CaCO₃), znany z wapieni i muszli.



To pierwsza „warstwa” osadu – właśnie dlatego w wielu miejscach na świecie powstają skały wapienne. Ocean nie tylko przechowuje minerały, lecz również je tworzy.

Etap 2

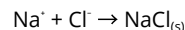
Kiedy parowanie trwa nadal, wzrasta stężenie jonów siarczanowych(VI) oraz wapnia – zaczyna krystalizować gips:



To związek, który w naturze tworzy białe, kruche osady. Jest mniej rozpuszczalny niż NaCl, dlatego wytrąca się wcześniej.

Etap 3

Dopiero przy bardzo wysokim zagęszczeniu roztworu pojawia się najbardziej znany etap: krystalizacja chlorku sodu.



Powstaje halit, czyli sól kamienna. To ten sam związek, który trafia na nasze stoły, tylko że w naturze tworzy kryształy w imponujących strukturach. To właśnie ten etap kojarzymy z solankami i słonymi pustyniami, gdzie ziemia wygląda, jakby była obsypana śniegiem.

Etap 4:

Parowanie trwa nadal a w roztworze pozostają głównie jony, które najtrudniej wytrącić. Wtedy mogą powstawać takie sole jak:

- chlorek magnezu (MgCl₂)
- chlorek potasu (KCl)

To już bardziej „specjalistyczne” minerały, często ważne gospodarczo, ponieważ wykorzystywane są w produkcji nawozów sztucznych.

Dlaczego sole wytrącają się w takiej kolejności?

Każda sól ma inną rozpuszczalność w wodzie. Najprościej:

- CaCO₃ jest słabo rozpuszczalny → wytrąca się szybko
- CaSO₄ ma średnią rozpuszczalność → wypada później
- NaCl jest dobrze rozpuszczalny → krystalizuje dopiero przy dużym stężeniu
- sole magnezu i potasu są jeszcze bardziej „uporczywe” → zostają do końca

To proces nazywany krystalizacją frakcyjną. Natura działa tu jak chemik w laboratorium: oddziela substancje etap po etapie.

Czynniki wpływające na krystalizację soli

Proces krystalizacji jest bardzo wrażliwy na warunki środowiska.

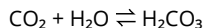
1. Im intensywniejsze jest parowanie, tym szybciej rośnie stężenie jonów.
2. Wyższa temperatura zwykle przyspiesza parowanie, ale może również wpływać na rozpuszczalność niektórych soli.
3. Woda tzw. spokojna sprzyja powstawaniu dużych kryształów. Woda falująca miesza roztwór i utrudnia „budowanie” kryształów.
4. Obecność jonów magnezu może zaburzać krystalizację węglanu wapnia, a różne proporcje jonów zmieniają kolejność wytrącania.
5. Węglany i wodorowęglany są silnie zależne od kwasowości. Zmiana pH może przesunąć równowagę i zwiększyć lub zmniejszyć ilość wytrącanego CaCO₃.

Dlaczego ocean nie jest jedynie roztworem chlorku sodu?

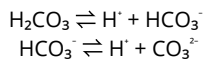
Choć słony smak wody morskiej kojarzy się przede wszystkim z solą kuchenną, ocean jest znacznie bardziej złożonym układem chemicznym. W rzeczywistości zawiera niemal wszystkie naturalnie występujące pierwiastki chemiczne. Większość z nich występuje w bardzo małych stężeniach, jednak nawet śladowe ilości mogą odgrywać istotną rolę biologiczną lub geochemiczną. W wodzie morskiej można znaleźć między innymi: jod, brom, stront, lit, bor oraz fluor. Pierwiastki te trafiają do oceanów wraz z wodami rzecznyymi, pyłami atmosferycznymi oraz produktami działalności wulkanicznej. Przez miliony lat ich stężenia stopniowo rosły, aż osiągnęły wartości charakterystyczne dla współczesnych mórz i oceanów. Z chemicznego punktu widzenia ocean przypomina ogromny reaktor, w którym jednocześnie zachodzą tysiące reakcji wymiany jonowej, procesów wytrącania osadów i reakcji równowagowych.

Rola dwutlenku węgla w chemii oceanów

Jednym z najważniejszych składników wpływających na skład chemiczny wody morskiej jest tlenek węgla(IV). Po rozpuszczeniu w wodzie zachodzi reakcja:



Powstający kwas węglowy jest słabym kwasem, ale odgrywa kluczową rolę w procesach geochemicznych zachodzących na Ziemi. Ulega etapowej reakcji dysocjacji elektrolitycznej:



W rezultacie woda morska zawiera zarówno jony wodorowęglanowe, jak i węglanowe. Tworzą one tzw. układ buforowy, który pomaga utrzymywać względnie stałe pH oceanów. Bez tego mechanizmu nawet niewielkie zmiany ilości CO_2 mogłyby prowadzić do gwałtownych zmian kwasowości wody.

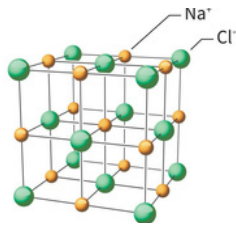
Powstawanie złóż soli kamiennej

Wiele osób zakłada, że sól kamienna powstaje głęboko pod ziemią w wyniku procesów geologicznych niezwiązanych z morzem. W rzeczywistości większość współczesnych złóż soli ma pochodzenie morskie. Miliony lat temu część mórz została odcięta od oceanów. W gorącym klimacie następowało intensywne parowanie, które stopniowo prowadziło do wytrącania kolejnych minerałów. Warstwy takich osadów były następnie przykrywane młodszymi skałami i przez miliony lat ulegały przeobrażeniom geologicznym. Właśnie w ten sposób powstały liczne kopalnie soli.

Krystalizacja soli a energia sieci krystalicznej

Tworzenie kryształów nie jest przypadkowym procesem. Jony w roztworze układają się w uporządkowane struktury, ponieważ taki stan jest energetycznie korzystniejszy. Podczas tworzenia kryształu wydzielana jest energia zwana energią sieci krystalicznej. Im bardziej uporządkowana staje się struktura, tym stabilniejszy jest powstający kryształ. Dlatego

np. halit (NaCl) tworzy charakterystyczne sześciennie kryształy, które wynikają bezpośrednio z rozmieszczenia kationów sodu i anionów chlorkowych w przestrzeni.



Wpływ temperatury i klimatu na zasolenie mórz

Zasolenie wód morskich nie jest jednakowe na całej Ziemi. W różnych regionach oceanu jego wartość może się znacznie różnić, a jednym z najważniejszych czynników wpływających na ten parametr jest klimat. Szczególne znaczenie mają procesy parowania oraz dopływu słodkiej wody. Na obszarach gorących i suchych tempo parowania jest bardzo wysokie. Cząsteczki wody przechodzą do atmosfery, natomiast rozpuszczone jony pozostają w zbiorniku wodnym. Powoduje to stopniowy wzrost stężenia soli. Zjawisko to można zaobserwować między innymi w morzach położonych w strefach zwrotnikowych, gdzie opady są niewielkie, a nasłonecznienie bardzo intensywne. Odwrotna sytuacja występuje w regionach polarnych oraz w pobliżu ujść dużych rzek. Topnienie lodowców i dopływ słodkiej wody powodują rozcieńczanie roztworu soli, co prowadzi do obniżenia zasolenia. Dobrym przykładem jest Morze Bałtyckie, którego zasolenie jest kilkakrotnie niższe niż przeciętne zasolenie oceanów. Wynika to z dużego dopływu rzek oraz ograniczonej wymiany wód z Oceanem Atlantyckim. Zmiany temperatury wpływają również na rozpuszczalność gazów obecnych w wodzie morskiej. W chłodniejszych wodach łatwiej rozpuszcza się tlen i dwutlenek węgla, co ma ogromne znaczenie dla organizmów żywych oraz przebiegu procesów chemicznych. W ten sposób klimat nie tylko wpływa na ilość soli w oceanie, ale także na cały chemiczny charakter środowiska morskiego.

Dlaczego woda morska przewodzi prąd?

Woda morska bardzo dobrze przewodzi prąd elektryczny, ponieważ zawiera dużą ilość rozpuszczonych jonów, takich jak Na^+ , Cl^- czy Mg^{2+} . W przeciwieństwie do czystej wody destylowanej jony mogą swobodnie przemieszczać się w roztworze i przenosić ładunek elektryczny. Im większe zasolenie wody, tym wyższe jej przewodnictwo. Dzięki temu

pomiar przewodnictwa elektrycznego jest jedną z metod określania zasolenia mórz i oceanów.

Wpływ zasolenia na właściwości fizyczne wody

Obecność rozpuszczonych jonów wpływa nie tylko na smak wody, ale również na jej właściwości fizyczne. Wraz ze wzrostem zasolenia:

- zwiększa się gęstość wody,
- wzrasta przewodnictwo elektryczne,
- obniża się temperatura zamarzania,
- zmienia się lepkość roztworu.

Przykładowo czysta woda zamarza w temperaturze 0°C , natomiast przeciętna woda morska dopiero w okolicach $-1,9^\circ\text{C}$. Jest to klasyczny przykład zjawiska obniżenia temperatury krzepnięcia przez substancję rozpuszczoną.

Czy ocean może stać się jeszcze bardziej słony?

Teoretycznie rzeki nieustannie dostarczają do oceanów nowe porcje jonów. Można więc przypuszczać, że zasolenie powinno stale rosnąć. W praktyce istnieje jednak równowaga pomiędzy procesami doprowadzającymi i usuwającymi sole. Jony są eliminowane między innymi poprzez:

- tworzenie osadów wapiennych,
- krystalizację minerałów,
- reakcje zachodzące na dnie oceanów,
- działalność organizmów morskich.

Dzięki temu średnie zasolenie oceanów pozostaje stosunkowo stabilne mimo upływu milionów lat.

Powstawanie muszli i raf koralowych

Jednym z najbardziej spektakularnych przykładów wykorzystania jonów obecnych w wodzie morskiej jest tworzenie szkieletów organizmów morskich. Korale, małże czy ślimaki pobierają z otoczenia jony wapnia i aniony węglanowe, a następnie wykorzystują je do budowy struktur mineralnych. Powstający węglan wapnia odkłada się w postaci kalcytu lub aragonitu. Proces ten można traktować jako naturalną krystalizację zachodzącą pod kontrolą organizmów żywych. W efekcie przez miliony lat powstawały ogromne pokłady wapieni oraz raf koralowych widoczne do dziś.



Dlaczego Morze Martwe jest bardziej słone od oceanów?

Nie wszystkie zbiorniki wodne mają takie samo zasolenie. Przeciętny ocean zawiera około 35 g soli w jednym litrze wody. Dla porównania woda Morza Martwego mogą zawierać ponad 300 g soli na litr. Przyczyną jest specyficzny bilans wodny. Do Morza Martwego wpływają rzeki, które dostarczają jony mineralne, natomiast praktycznie nie istnieje odpływ wody. Jedynym sposobem jej usuwania jest parowanie. W efekcie sole pozostają w zbiorniku i stopniowo się zatażają. Proces ten można porównać do wielokrotnego odparowywania roztworu laboratoryjnego. Każda kolejna porcja odparowanej wody zwiększa stężenie pozostałych substancji.

Ocean jako naturalne laboratorium chemiczne

Woda morska jest jednym z najbardziej złożonych układów chemicznych występujących w przyrodzie. Każdego dnia zachodzą w niej reakcje rozpuszczania minerałów, wymiany jonowej, tworzenia osadów, rozpuszczania gazów oraz krystalizacji soli. Procesy te są ze sobą powiązane i tworzą dynamiczny system utrzymujący względnie stały skład chemiczny oceanów. Słony smak morza jest jedynie najbardziej zauważalnym efektem tych przemian. W rzeczywistości każda kropla wody morskiej zawiera zapis milionów lat historii geologicznej Ziemi – od wietrzenia skał na lądach, przez działalność wulkanów, aż po powstawanie nowych minerałów na dnie oceanów. Dzięki temu oceany można traktować nie tylko jako ogromne zbiorniki wody, lecz także jako jedno z największych i najdłużej działających laboratoriów chemicznych na naszej planecie.

Brąz bez słońca czyli chemia bezpiecznej opalenizny



Samoopalacze należą do najciekawszych produktów kosmetycznych, ponieważ ich działanie opiera się nie na barwieniu skóry pigmentem, lecz na rzeczywistej reakcji chemicznej zachodzącej bezpośrednio na powierzchni naskórka. Efekt brązowej skóry nie jest wynikiem działania promieniowania UV ani produkcji melaniny, ale konsekwencją złożonego ciągu przemian chemicznych znanych jako **reakcja Maillarda**. Jest to ten sam proces, który odpowiada za powstawanie złocistej skórki chleba, brązowienie ciastek podczas pieczenia, kolor kawy czy aromat karmelizowanych produktów spożywczych. W przypadku samoopalaczy reakcja ta zachodzi jednak w zupełnie innym środowisku, mianowicie na powierzchni ludzkiej skóry. Mimo że przebiega wolniej niż podczas obróbki termicznej żywności, prowadzi do powstawania podobnych produktów końcowych, czyli ciemnych związków zwanych melanoidynami.

Budowa skóry a działanie samoopalacza

Aby zrozumieć mechanizm działania samoopalaczy, należy najpierw przyjrzeć się budowie skóry, która składa się z trzech głównych warstw: naskórka, skóry właściwej i tkanki podskórnej. Największe znaczenie dla działania samoopalacza ma najbardziej zewnętrzna część naskórka, czyli **warstwa rogowa** (*stratum corneum*) składająca się głównie z martwych komórek zwanych korneocytami. Są one wypełnione keratyną, czyli włóknistym białkiem zawierającym liczne aminokwasy, między innymi: lizynę, argininę, histydynę czy cysteinę. W strukturach tych aminokwasów znajdują się grupy aminowe ($-NH_2$), które mogą uczestniczyć w reakcjach chemicznych z cukrami. To właśnie grupa aminowa jest miejscem działania składników aktywnych samoopalacza.

Podstawę większości z nich stanowi dihydroksyaceton (DHA)



należący do grupy ketoz - cukrów zawierających grupę ketonową. To substancja bezbarwna, dobrze rozpuszczalna w wodzie i stosunkowo reaktywna chemicznie. Po aplikacji na skórę nie przenika do krwiobiegu ani do głębszych warstw skóry. Pozostaje niemal wyłącznie w warstwie rogowej naskórka, gdzie rozpoczyna reakcje z białkami keratynowymi.

Czym jest wielokrotnie na łamach czasopisma wspominana reakcja Maillarda?

To wieloetapowy proces opisany w 1912 roku przez francuskiego chemika Louis-Camille Maillard'a zachodzący pomiędzy grupami karbonyłowymi cukrów a grupami aminowymi aminokwasów lub białek. W pierwszym etapie grupa aminowa aminokwasu atakuje atom węgla grupy karbonylowej DHA, w wyniku reakcji następuje eliminacja cząsteczki wody:



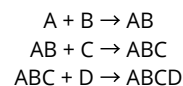
Powstały produkt jest bardzo reaktywny i stanowi jedynie etap przejściowy. Proces ten zachodzi stosunkowo szybko po nałożeniu preparatu na skórę. Powstałe zasady Schiffa w drugim etapie ulegają przegrupowaniom Amadoriego:

zasada Schiffa $\rightarrow$ produkt Amadoriego

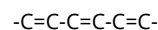
W przypadku ketoz, do których należy DHA, częściej obserwuje się tzw. przegrupowanie Heynsa. Produkty te są bardziej stabilne od zasad Schiffa, jednak nadal podlegają dalszym reakcjom. Na tym etapie skóra zwykle nie wykazuje jeszcze widocznego przyciemnienia. Kolejne przemiany obejmują utratę cząsteczek wody prowadząc do powstawania furanów i innych związków heterocyklicznych, cząsteczek zawierających coraz więcej wiązań podwójnych, zmieniających ich właściwości optyczne. Podczas rozkładu produktów pośrednich tworzą się liczne związki karbonylowe aldehydy, ketony czy dikarbonyle (przykładowo mogą powstawać glioksal, metyloglioksal czy diacetyl). Są to związki bardzo reaktywne, które mogą ponownie reagować z grupami aminowymi białek powodując gwałtowne zwiększenie liczby możliwych reakcji zachodzących jednocześnie.

Najważniejszym etapem odpowiadającym za kolor samoopalacza to proces polimeryzacji. Powstałe wcześniej związki zaczynają się ze sobą łączyć, tworząc coraz większe struktury.

Można to uprościć schematem:



W rzeczywistości zachodzą setki różnych reakcji równocześnie. Produktem końcowym są melanoidyny czyli wspomniane już w tym numerze mieszaniny wielkocząsteczkowych polimerów zawierających atomy węgla, wodoru, tlenu oraz azotu. Ich budowa jest bardzo skomplikowana i do dziś nie została całkowicie poznana a cechą charakterystyczną jest obecność rozległych układów sprzężonych wiązań podwójnych. Przykładowy fragment takiego układu można przedstawić jako:



Układy sprzężone absorbują część światła widzialnego, dlatego związki te mają kolor od żółtego do ciemnobrązowego. Im większa liczba takich struktur powstaje, tym ciemniejszy jest odcień naszej skóry. Maksymalny efekt samoopalacza obserwuje się zwykle po 12–24 godzinach.

Czynniki wpływające na szybkość reakcji:

Najważniejszym parametrem jest ilość dostępnego dihydroksyacetonu. Preparaty zawierają zwykle:

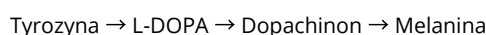
- 2–5% DHA – efekt jasny,
- 5–10% DHA – efekt średni,
- 10–15% DHA – efekt intensywny.

Większa liczba cząsteczek DHA oznacza większą liczbę możliwych reakcji. Zgodnie z równaniem Arrheniusa: $k = Ae^{-E_a/RT}$ wzrost temperatury powoduje wzrost stałej szybkości reakcji dlatego także reakcja Maillarda zachodzi szybciej w wyższej temperaturze. Niewielka ilość wody natomiast sprzyja przemieszczaniu się cząsteczek DHA. Należy pamiętać, że zbyt wysoka wilgotność może jednak rozcieńczać preparat i spowalniać reakcje. Odczyn środowiska wpływa na dostępność grup aminowych. W lekko zasadowym środowisku reakcje Maillarda zachodzą szybciej dlatego nawet niewielkie różnice pH skóry mogą wpływać na końcowy efekt kosmetyczny.

Dlaczego samoopalacz czasem daje pomarańczowy odcień?

Naturalna opalenizna powstaje dzięki melaninie, której widmo absorpcji światła jest stosunkowo równomierne. Melanoidyny tworzone przez DHA mają inną strukturę chemiczną. W efekcie absorbują światło w nieco odmienny sposób, przez co przy dużym stężeniu samoopalacza mogą pojawiać się odcienie pomarańczowe, żółto-brązowe oraz ceglane. Nowoczesne preparaty często zawierają dodatkowo erytrolozę (znana również jako 1,3,4-trihydroksybutan-2-on), która reaguje wolniej i tym samym pozwala uzyskać bardziej naturalny kolor (mniej pomarańczowy) opalenizna rozwija się bardziej równomiernie a efekt utrzymuje się dłużej. Melanoidyny nie są trwałym elementem skóry. Znajdują się wyłącznie w warstwie rogowej, która stale się odnawia. Cykl odnowy naskórka trwa średnio od 21 do 28 dni, natomiast najbardziej zewnętrzne komórki złuszcza się znacznie szybciej. Wraz z usuwaniem korneocytów usuwane są również melanoidyny. Nie zachodzi więc reakcja odwrotna – kolor po prostu znika razem z martwymi komórkami skóry.

Choć efekt wizualny może wydawać się podobny, samoopalacz i naturalna opalenizna opierają się na zupełnie innych procesach chemicznych oraz biologicznych. W obu przypadkach skóra ciemnieje, jednak źródło powstającego barwnika jest całkowicie odmienne. Naturalna opalenizna jest reakcją obronną organizmu na promieniowanie ultrafioletowe (UV). Pod wpływem promieniowania UVA i UVB komórki skóry uruchamiają produkcję melaniny – naturalnego pigmentu odpowiedzialnego za kolor skóry, włosów i tęczówek. Proces ten zachodzi w melanocytach znajdujących się w podstawnej warstwie naskórka. Syntezę melaniny rozpoczyna aminokwas tyrozyna. W obecności enzymu tyrozynazy ulega ona serii przemian:



Powstająca melanina gromadzi się w specjalnych strukturach zwanych melanosomami, które następnie transportowane są do sąsiednich komórek naskórka. Pigment pochłania część promieniowania UV, ograniczając uszkodzenia materiału genetycznego komórek. W przypadku samoopalacza proces wygląda zupełnie inaczej. Dihydroksyaceton nie pobudza melanocytów i nie wpływa na syntezę melaniny. Zamiast tego reaguje wyłącznie z białkami martwej warstwy rogowej naskórka. Powstające melanoidyny nadają skórze brązowy kolor, ale nie są biologicznym pigmentem ochronnym. Można więc powiedzieć, że naturalna opalenizna jest efektem aktywności żywych komórek skóry, natomiast opalenizna uzyskana za pomocą samoopalacza jest wynikiem reakcji chemicznej zachodzącej na powierzchni martwego naskórka.

W procesie działania samoopalacza istotną rolę odgrywają również reakcje utleniania. Produkty pośrednie powstające po reakcji DHA z aminokwasami mogą reagować z tlenem obecnym w powietrzu, tworząc bardziej złożone i ciemniejsze struktury chemiczne. W trakcie tych przemian dochodzi do powstawania nowych grup karbonylowych oraz układów sprzężonych wiązań podwójnych, które silniej absorbują światło widzialne. Powstawanie rozbudowanych układów sprzężonych zwiększa intensywność brązowego zabarwienia skóry. Zjawisko to jest podobne do ciemnienia produktów spożywczych pozostawionych na powietrzu, gdzie reakcje utleniania współuczestniczą w tworzeniu końcowego koloru. Dzięki temu reakcja Maillarda zachodząca na skórze nie jest pojedynczą przemianą, lecz złożonym układem wielu równoczesnych procesów chemicznych.

Znaczenie przygotowania skóry przed użyciem samoopalacza

Efekt działania samoopalacza w dużym stopniu zależy od stanu warstwy rogowej naskórka. Dihydroksyaceton reaguje przede wszystkim z martwymi komórkami skóry, dlatego miejsca o grubszej warstwie rogowej, takie jak łokcie, kolana czy kostki, mogą ciemnieć intensywniej. Wynika to z większej ilości keratyny i grup aminowych zdolnych do udziału w reakcji Maillarda. Z tego powodu przed aplikacją samoopalacza często wykonuje się peeling, który usuwa nadmiar martwego naskórka i wyrównuje powierzchnię skóry. Dzięki temu DHA rozprowadza się bardziej równomiernie, a reakcje chemiczne zachodzą w podobnym stopniu na całej powierzchni ciała. Odpowiednie nawilżenie skóry również wpływa na końcowy efekt, ponieważ zbyt suchy naskórek może szybciej absorbować preparat i prowadzić do powstawania ciemniejszych plam.

Trwałość efektu samoopalacza

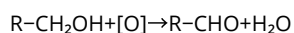
Opalenizna uzyskana za pomocą samoopalacza nie jest trwała, ponieważ produkty reakcji Maillarda pozostają wyłącznie w zewnętrznej warstwie naskórka. Skóra nieustannie się odnawia – martwe komórki stopniowo złuszcza się i są zastępowane nowymi. Wraz z nimi usuwane są również melanoidyny odpowiedzialne za brązowy kolor skóry. Z tego powodu efekt samoopalacza utrzymuje się zwykle od kilku dni do około tygodnia, a jego intensywność stopniowo maleje.

Wpływ antyoksydantów na działanie samoopalacza

W składzie wielu nowoczesnych samoopalaczy można znaleźć substancje o właściwościach przeciwutleniających, takie jak witamina E, witamina C czy różnego rodzaju ekstrakty roślinne. Ich obecność nie ma na celu przyspieszenia opalania, lecz kontrolowanie procesów chemicznych zachodzących po aplikacji preparatu. Reakcja Maillarda prowadzi bowiem do powstawania licznych produktów pośrednich, które mogą ulegać dalszym przemianom pod wpływem tlenu. Nadmierne utlenianie niektórych związków może powodować powstawanie mniej pożądanego odcieni lub nierównomierne ciemnienie skóry. Dodatek antyoksydantów pomaga stabilizować skład preparatu i wpływa na bardziej przewidywalny rozwój koloru. Jest to przykład tego, jak znajomość mechanizmów chemicznych wykorzystywana jest do udoskonalania kosmetyków i poprawy ich działania.

Dlaczego samoopalacze mają charakterystyczny zapach?

Zapach samoopalaczy nie pochodzi wyłącznie od składników kosmetyku, lecz jest częściowo efektem reakcji Maillarda zachodzącej na skórze. Podczas przemian DHA i aminokwasów powstają niewielkie ilości lotnych związków organicznych, między innymi aldehydów i ketonów, które mogą być wyczuwalne przez ludzki zmysł węchu. Przykładem takiej przemiany jest utlenianie alkoholu do aldehydu:



Choć stężenia tych związków są bardzo małe, odpowiadają za charakterystyczny aromat pojawiający się kilka godzin po aplikacji samoopalacza. Dlatego producenci często dodają substancje zapachowe maskujące produkty powstające podczas reakcji chemicznych na powierzchni skóry.

Samoopalacze są przykładem tego, jak reakcje chemiczne znane z życia codziennego mogą znaleźć zastosowanie w kosmetologii. Dihydroksyaceton reaguje z aminokwasami obecnymi w warstwie rogowej naskórka, uruchamiając reakcję Maillarda i prowadząc do powstawania brązowych melanoidyn. Choć efekt przypomina naturalną opaleniznę, jego źródłem nie jest melanina ani promieniowanie UV, lecz seria złożonych przemian chemicznych zachodzących na powierzchni skóry. Pokazuje to, że nawet pozornie prosty kosmetyk może być oparty na procesach, które od lat stanowią przedmiot badań chemii organicznej i biochemii.

Patrycja Sęk, klasa 3c



Zadanie 1

DHA jest izomerem konstytucyjnym innego popularnego cukru prostego o tej samej liczbie atomów węgla – aldehydu glicerynowego. Napisz wzór strukturalny aldehydu glicerynowego i określ, który z tych dwóch izomerów (DHA czy aldehyd glicerynowy) posiada centrum chiralności (jest optycznie czynny).



Zadanie 2

W jednym z laboratoriów postanowiono zbadać, czy DHA wykazuje właściwości redukujące wobec odczynnika Tollensa (amoniakalnego roztworu tlenku srebra(I)). Przewidź wynik doświadczenia, w którym do próbki z odczynnikiem Tollensa dodano roztwór DHA i całość ogrzano. Odpowiedź uzasadnij, odwołując się do budowy cząsteczki DHA.



Zadanie 3

W nowoczesnych piankach samoopalających optymalne stężenie DHA wynosi zazwyczaj 5% masowych. Wyższe stężenia (np. 10%) stosowane są w produktach dla ciemnej karnacji, jednak zbyt duże stężenie może powodować nienaturalny, pomarańczowy odcień. Laborant ma przygotować 250g bazy kosmetycznej (emulsji) zawierającej 6,0% masowych DHA. Do dyspozycji ma czysty, stały dihydroksyaceton oraz wodny roztwór DHA o stężeniu 2,0% (który służy jako półprodukt). Oblicz, ile gramów czystego, stałego DHA oraz ile gramów 2-procentowego roztworu należy odważyć, aby otrzymać 250g preparatu o żądanym stężeniu 6,0%.



Zadanie 4

Dihydroksyaceton (DHA) w roztworach wodnych pod wpływem katalizy zasadowej (np. w obecności jonów OH^-) ulega odwracalnej izomeryzacji, przechodząc poprzez nietrwały produkt pośredni – enediol w mieszaninę racemiczną aldehydu D- i L-glicerynowego. Zjawisko to nazywane jest transformacją Lobry de Bruyna-Alberda van Ekensteina. Podczas laboratoryjnej syntezy DHA z glicerolu za pomocą utleniania nadtlakiem wodoru w obecności soli żelaza(II) (odczynnik Fentona), otrzymano mieszaninę poreakcyjną. Analiza wykazała, że obok DHA w roztworze znajduje się również wspomniany enediol oraz aldehyd glicerynowy. Przedstaw za pomocą wzorów półstrukturalnych (grupowych) pełny schemat opisanej równowagi tautomerycznej. Uwzględnij w nim cząsteczkę DHA, enediolu (jako produktu pośredniego) oraz aldehydu glicerynowego. Wyjaśnij, dlaczego podczas tej izomeryzacji z optycznie biernego DHA (który nie posiada asymetrycznego atomu węgla) powstaje optycznie czynny aldehyd glicerynowy, który jest mieszaniną racemiczną (racematem). Odnies się do geometrii atomu węgla w produkcie pośrednim.

Zadania zrobione? Czekamy na Wasze maile!

Jeśli zmierzycie się z zadaniami z tego numeru, koniecznie prześlijcie swoje rozwiązania na nasz adres mailowy. Teraz czas na zasłużony odpoczynek, dlatego wszystkie nadesłane prace sprawdzimy w wolniejszej chwili, a oceny wylądują w Waszych dziennikach we wrześniu. Dzięki temu zapewnicie sobie świetny i spokojny start w nowym roku szkolnym.

Promieniowanie UV: Twój przewodnik po bezpiecznym słońcu

Słońce jest podstawowym źródłem energii dla życia na Ziemi. Bez jego promieniowania niemożliwe byłoby funkcjonowanie ekosystemów, wzrost roślin czy utrzymanie odpowiedniej temperatury na naszej planecie. Promienie słoneczne wpływają również na organizm człowieka, między innymi pobudzając syntezę witaminy D, niezbędnej do prawidłowego funkcjonowania układu kostnego. Mimo wielu korzyści wynikających z ekspozycji na światło słoneczne, jego nadmiar może być niebezpieczny. Szczególne zagrożenie stanowi promieniowanie ultrafioletowe, czyli UV (*ang. Ultraviolet Radiation*), które może prowadzić do uszkodzeń skóry, przyspieszenia procesów starzenia oraz zwiększenia ryzyka rozwoju nowotworów. W odpowiedzi na te zagrożenia naukowcy opracowali filtry UV – substancje chemiczne i mineralne zdolne do ograniczania ilości szkodliwego promieniowania docierającego do skóry człowieka. Współczesne preparaty przeciwsłoneczne są efektem wielu lat badań z zakresu chemii organicznej, nieorganicznej, fizycznej i kosmetologii. Dzięki nim możliwe jest skuteczne zmniejszenie negatywnego wpływu promieniowania słonecznego na organizm.

Czym jest promieniowanie ultrafioletowe?

Promieniowanie ultrafioletowe jest częścią widma elektromagnetycznego. Jego długość fali jest krótsza niż światła widzialnego, ale dłuższa niż promieniowania rentgenowskiego. Ze względu na właściwości fizyczne promieniowanie UV dzieli się na trzy podstawowe zakresy. Pierwszym z nich jest promieniowanie UV-A, obejmujące fale o długości od 315 do 400 nanometrów. Stanowi ono około 95% promieniowania UV docierającego do powierzchni Ziemi. Promienie te wnikają głęboko w skórę właściwą, gdzie mogą uszkadzać włókna kolagenowe i elastynowe. W efekcie przyspieszają proces starzenia skóry, powodują powstawanie zmarszczek oraz przebarwień.

Drugim rodzajem jest promieniowanie UV-B, którego długość fali wynosi od 280 do 315 nanometrów. Jest ono bardziej energetyczne niż UV-A i odpowiada przede wszystkim za powstawanie oparzeń słonecznych. Może również powodować mutacje materiału genetycznego komórek skóry, co zwiększa ryzyko występowania nowotworów. Najbardziej energetyczne jest promieniowanie UV-C, o długości fali od 100 do 280 nanometrów. Na szczęście jest ono niemal całkowicie pochłaniane przez warstwę ozonową atmosfery ziemskiej i w normalnych warunkach nie dociera do powierzchni planety.

Historia ochrony przeciwsłonecznej

Choć współczesne kremy z filtrem UV wydają się wynalazkiem ostatnich dziesięcioleci, ludzie od tysięcy lat próbowali chronić się przed nadmiernym działaniem słońca. W starożytnym Egipcie stosowano mieszaniny ekstraktów roślinnych, olejów i minerałów, które miały osłaniać skórę przed promieniowaniem. W różnych kulturach wykorzystywano również błoto, glinki oraz naturalne pigmenty. Pierwsze nowoczesne filtry przeciwsłoneczne pojawiły się dopiero w XX wieku. Rozwój chemii organicznej pozwolił naukowcom odkryć związki zdolne do pochłaniania promieniowania UV. W kolejnych latach udoskonalano ich skuteczność, stabilność oraz bezpieczeństwo. Obecnie preparaty przeciwsłoneczne są zaawansowanymi mieszaninami wielu substancji aktywnych, zapewniającymi szerokie spektrum ochrony.

Chemiczna zasada działania filtrów UV

Podstawowym zadaniem filtrów UV jest ograniczenie ilości promieniowania docierającego do komórek skóry. Osiąga się to na dwa sposoby: poprzez absorpcję promieniowania lub jego odbijanie i rozpraszanie. Filtry chemiczne, zwane także organicznymi, zawierają cząsteczki posiadające charakterystyczne układy sprzężonych wiązań podwójnych. Dzięki swojej budowie mogą pochłaniać energię promieniowania ultrafioletowego. Kiedy cząsteczka absorbuje foton UV, przechodzi w stan wzbudzony. Następnie energia jest uwalniana w postaci ciepła lub promieniowania o mniejszej energii, które nie stanowi zagrożenia dla organizmu. Proces ten zachodzi niezwykle szybko i może być powtarzany wielokrotnie. Właśnie dlatego cienka warstwa kremu przeciwsłonecznego jest w stanie zapewnić skuteczną ochronę przed promieniowaniem słonecznym.

Filtry chemiczne stosowane w kosmetykach

W składzie nowoczesnych kosmetyków przeciwsłonecznych można znaleźć wiele substancji organicznych pełniących funkcję filtrów UV. Jednym z najpopularniejszych jest oktokrylen. Substancja ta skutecznie

absorbuje promieniowanie UV-B i charakteryzuje się wysoką stabilnością fotochemiczną. Dzięki temu często stosuje się ją jako składnik stabilizujący inne filtry. Kolejnym ważnym związkiem jest avobenзон. Zapewnia on ochronę przed promieniowaniem UV-A, które odpowiada za fotostarzenie skóry. Ze względu na podatność na rozkład pod wpływem światła często łączy się go z bardziej stabilnymi filtrami. Do powszechnie stosowanych filtrów należą także oksybenзон, octinoxate, homosalate oraz octisalate. Każdy z nich pochłania promieniowanie w nieco innym zakresie długości fal. Dzięki odpowiedniemu łączeniu różnych substancji możliwe jest uzyskanie szerokiego spektrum ochrony obejmującego zarówno UV-A, jak i UV-B.

Drugą grupę stanowią filtry mineralne, nazywane również fizycznymi lub nieorganicznymi będące alternatywą dla filtrów organicznych. Najważniejszymi przedstawicielami tej grupy są tlenek cynku (ZnO) oraz tlenek tytanu(IV) -TiO₂. Substancje te występują w postaci bardzo drobnych cząstek, które tworzą na powierzchni skóry ochronną warstwę. Filtry te odbijają, rozpraszają oraz częściowo absorbują promieniowanie ultrafioletowe. Są wyjątkowo stabilne chemicznie i rzadko wywołują reakcje alergiczne. Przez wiele lat ich wadą było pozostawianie na skórze białego nalotu. Problem ten rozwiązano dzięki zastosowaniu nanotechnologii. Współczesne preparaty zawierają cząstki o rozmiarach nanometrycznych, które są niemal niewidoczne po nałożeniu na skórę, a jednocześnie zachowują wysoką skuteczność ochronną.

Co oznacza wskaźnik SPF?

Na opakowaniach kosmetyków przeciwsłonecznych można znaleźć oznaczenie SPF, czyli *Sun Protection Factor*. Jest to wskaźnik określający poziom ochrony przed promieniowaniem UV-B. Jeżeli dana osoba bez ochrony słonecznej ulega oparzeniu po 10 minutach przebywania na słońcu, zastosowanie kremu SPF 30 teoretycznie wydłuży ten czas trzydziestokrotnie. W praktyce skuteczność zależy jednak od wielu czynników, takich jak ilość nałożonego preparatu, intensywność promieniowania czy kontakt z wodą. Warto pamiętać, że SPF nie oznacza procentowej ochrony. Filtr SPF 15 zatrzymuje około 93% promieniowania UV-B, SPF 30 około 97%, a SPF 50 około 98%. Oznacza to, że nawet bardzo wysokie wartości SPF nie zapewniają całkowitej blokady promieniowania.

Fotostarzenie i uszkodzenia DNA

Jednym z najważniejszych powodów stosowania filtrów UV jest ochrona materiału genetycznego komórek. Promieniowanie UV-B może powodować uszkodzenia cząsteczek DNA, prowadząc do mutacji. Jeżeli organizm nie zdoła naprawić takich zmian, mogą one przyczyniać się do rozwoju nowotworów skóry.

Promieniowanie UV-A działa nieco inaczej. Powoduje powstawanie wolnych rodników, czyli bardzo reaktywnych cząsteczek zdolnych do uszkadzania białek, lipidów i kwasów nukleinowych. Efektem jest przyspieszone starzenie się skóry, utrata jej elastyczności oraz pojawianie się zmarszczek. Z punktu widzenia chemii procesy te są przykładem reakcji utleniania zachodzących w tkankach pod wpływem energii promieniowania słonecznego.

Znaczenie fotostabilności filtrów

Skuteczny filtr UV powinien nie tylko pochłaniać promieniowanie, ale również zachowywać swoje właściwości przez długi czas. Cecha ta nazywana jest fotostabilnością. Niektóre związki chemiczne po pochłonięciu dużej ilości energii ulegają stopniowemu rozkładowi. Powoduje to zmniejszenie skuteczności ochrony. Dlatego współczesne preparaty zawierają mieszaniny różnych filtrów oraz substancji stabilizujących, które wydłużają czas działania produktu. Badania nad zwiększeniem fotostabilności są jednym z najważniejszych kierunków rozwoju chemii kosmetycznej.

Filtry UV a środowisko naturalne

W ostatnich latach coraz więcej uwagi poświęca się wpływowi filtrów UV na środowisko. Niektóre związki organiczne mogą trafiać do mórz i oceanów wraz z wodą splukującą kosmetyki z powierzchni skóry. Naukowcy badają ich wpływ na organizmy wodne, zwłaszcza koralowce oraz plankton. Wyniki części badań sugerują, że wysokie stężenia niektórych substancji mogą zaburzać funkcjonowanie ekosystemów morskich. Z tego powodu prowadzone są intensywne prace nad opracowaniem nowych filtrów, które będą równie skuteczne dla ludzi, a jednocześnie bardziej przyjazne dla środowiska. Coraz większą

popularność zdobywają również preparaty wykorzystujące biodegradowalne składniki oraz nowoczesne filtry mineralne.

Przyszłość filtrów UV

Rozwój nauki pozwala przewidywać, że przyszłe preparaty przeciwsłoneczne będą jeszcze skuteczniejsze i bezpieczniejsze. Chemicy pracują nad nowymi cząsteczkami o większej zdolności absorpcji promieniowania, lepszej fotostabilności oraz mniejszym wpływie na środowisko. Duże nadzieje wiąże się z nanotechnologią, która umożliwia projektowanie materiałów o precyzyjnie kontrolowanych właściwościach. Badane są również naturalne substancje pochodzenia roślinnego, mogące wspomagać działanie tradycyjnych filtrów. W przyszłości możliwe będzie tworzenie inteligentnych preparatów dostosowujących swoje właściwości do warunków nasłonecznienia lub rodzaju skóry użytkownika.

Podsumowanie

Promieniowanie ultrafioletowe jest nieodłącznym elementem światła słonecznego i wywiera zarówno korzystny, jak i szkodliwy wpływ na organizm człowieka. Choć umożliwia między innymi syntezę witaminy D, jego nadmierne działanie może prowadzić do uszkodzeń skóry, przyspieszonego starzenia oraz zwiększonego ryzyka nowotworów. Właśnie dlatego tak istotne jest stosowanie skutecznej ochrony przeciwsłonecznej. Filtry UV stanowią doskonały przykład praktycznego wykorzystania osiągnięć chemii w codziennym życiu. Zarówno filtry organiczne, które pochłaniają energię promieniowania, jak i filtry mineralne, które je odbijają, rozpraszają oraz częściowo absorbują, pozwalają znacząco ograniczyć negatywne skutki ekspozycji na słońce. Współczesne preparaty przeciwsłoneczne są efektem wieloletnich badań naukowych i nieustannego rozwoju technologii, dzięki czemu stają się coraz skuteczniejsze, bezpieczniejsze i bardziej przyjazne dla środowiska. Świadome korzystanie z ochrony przeciwsłonecznej jest ważnym elementem profilaktyki zdrowotnej. Rozumienie chemicznych podstaw działania filtrów UV pozwala lepiej docenić rolę nauki w ochronie zdrowia człowieka oraz pokazuje, jak wiedza chemiczna znajduje zastosowanie w rozwiązywaniu problemów współczesnego świata.

Ciekawostki o filtrach UV i promieniowaniu słonecznym

- Chmury nie zatrzymują całego promieniowania UV – nawet w pochmurny dzień do powierzchni Ziemi może docierać ponad 70% promieniowania UV, dlatego ryzyko uszkodzenia skóry nadal istnieje.
- Śnieg działa jak lustro – świeży śnieg może odbijać nawet 80-90% promieniowania UV, zwiększając ekspozycję skóry i oczu. Z tego powodu kremy z filtrem są ważne również zimą.
- Pierwszy nowoczesny krem przeciwsłoneczny powstał podczas II wojny światowej – został opracowany dla żołnierzy stacjonujących w rejonach tropikalnych, gdzie byli narażeni na intensywne promieniowanie słoneczne.
- Szkło chroni tylko częściowo – większość szyb skutecznie blokuje promieniowanie UV-B, jednak znaczna część promieniowania UV-A może przez nie przenikać.
- Meduzy i niektóre mikroorganizmy produkują własne „filtry przeciwsłoneczne” – wytwarzają specjalne związki chemiczne chroniące ich komórki przed szkodliwym działaniem promieniowania UV.
- Najwyższe wartości indeksu UV notuje się nie tylko na równiku – bardzo wysokie poziomy promieniowania występują również na dużych wysokościach nad poziomem morza, gdzie atmosfera jest cieńsza.
- Filtry przeciwsłoneczne należy nakładać odpowiednio wcześniej – większość filtrów chemicznych osiąga pełną skuteczność około 15-30 minut po aplikacji na skórę.
- Promieniowanie UV wykorzystuje się także w medycynie – odpowiednio kontrolowane dawki UV są stosowane między innymi w leczeniu niektórych chorób skóry, takich jak łuszczyca czy bielactwo.
- Niektóre substancje zwiększają wrażliwość skóry na słońce – należą do nich wybrane leki, olejek eteryczne oraz związki zawarte w niektórych roślinach, np. w barszczu Sosnowskiego.
- Ochrona przeciwsłoneczna jest potrzebna przez cały rok – promieniowanie UV-A dociera do powierzchni Ziemi niezależnie od pory roku i może przyczyniać się do fotostarzenia skóry nawet zimą.



Złap chemiczny vibe!

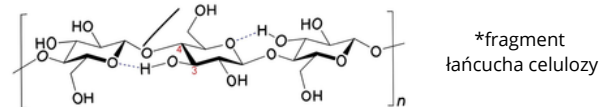
Wakacyjny przewodnik po sztuce tie-dye



Lato ma swój własny zapach i kolory. Mokre włosy pachnące basenem, koszulki tie-dye suszące się na słońcu i długie dni spędzane nad wodą. Za tymi wakacyjnymi obrazami kryje się jednak znacznie więcej niż estetyka i hobby. Każdy z tych elementów to małe laboratorium chemiczne działające niemal na naszych oczach. Cząsteczki barwników łączą się z włóknami tkanin, związki chloru reagują z potem i kosmetykami, a minerały rozpuszczone w wodzie mogą zmieniać kolor włosów. Wakacje okazują się więc pełne reakcji chemicznych, których zwykle nawet nie zauważamy.

Tie-dye – czyli jak działają barwniki do ubrań.

Farbowanie ubrań metodą tie-dye polega na tworzeniu wzorów poprzez skręcanie, wiązanie lub zginięcie materiału przed nałożeniem barwnika. Efekt wydaje się artystycznym chaosem, ale w rzeczywistości opiera się na bardzo konkretnych procesach chemicznych. Najczęściej farbuje się bawełnę, ponieważ jej włókna zbudowane są głównie z celulozy – to polisacharyd składający się z długich łańcuchów glukozy. Na powierzchni włókien znajdują się grupy hydroksylowe (-OH), które mogą tworzyć wiązania z cząsteczkami barwników.



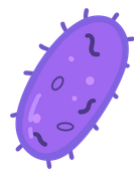
W przypadku popularnych barwników reaktywnych proces wygląda szczególnie interesująco. Barwnik nie tylko „przykleja się” do tkaniny, ale tworzy z nią trwałe wiązanie chemiczne. Aby reakcja zaszła skutecznie, stosuje się często węglan sodu, czyli sodę kalcynowaną. Zwiększa ona zasadowość środowiska, co aktywuje grupy hydroksylowe w celulozie i umożliwia przyłączenie barwnika do włókna. Dzięki temu kolor nie jest jedynie warstwą na powierzchni materiału, lecz staje się częścią struktury włókna. To właśnie dlatego dobrze wykonane tie-dye nie spiera się po jednym praniu. Intensywność kolorów zależy również od temperatury, czasu reakcji oraz rodzaju użytego barwnika. Zbyt krótki czas farbowania sprawia, że część cząsteczek nie zdąży się związać z tkaniną i zostanie wypłukana. Charakterystyczne białe spirale i wzory pojawiają się dlatego, że związane fragmenty materiału są mniej dostępne dla roztworu barwnika. Chemia miesza się tu więc z fizyką dyfuzji – cząsteczki przemieszczają się nierównomiernie przez włókna, tworząc niepowtarzalne designy. Warto wspomnieć też, że nawet używając tych samych barwników i tej samej techniki, niemal niemożliwe jest stworzenie dwóch identycznych wzorów tie-dye. Na końcowy efekt wpływają m.in. Sposób związania materiału, szybkość przenikania barwnika do włókien oraz warunki reakcji chemicznej. Każda koszulka jest więc w pewnym sensie jedynym w swoim rodzaju eksperymentem chemicznym. W zależności od tego, jak przygotujesz materiał, uzyskasz zupełnie inny efekt:

- Spirala (Spiral): Chwytasz materiał na środku (np. widelcem) i zwijasz jak naleśnik w ciasny krążek, a następnie dzielisz gumkami na "kawałki pizzy", z których każdy barwisz innym kolorem.
- Tarcza (Bullseye): Chwytasz materiał w jednym punkcie i unosisz do góry, tworząc stożek. Gumki zakładasz w odstępach wzdłuż powstałego "sznura" – daje to efekt koncentrycznych kręgów.
- Marmurek (Crumple): Przypadkowo miętosisz i ściskasz materiał w kulę. Daje to nieregularny, organiczny wzór przypominający teksturę kamienia.

Ciekawostką natomiast jest fakt, że techniki przypominające współczesne tie-dye były stosowane już setki lat temu w różnych częściach świata. Mieszkańcy Azji, Afryki i Ameryki Południowej wykorzystywali naturalne barwniki pozyskiwane z roślin, owadów czy minerałów. Współczesna chemia pozwoliła jednak stworzyć znacznie trwalsze i bardziej intensywne kolory, dzięki którym tie-dye stało się popularne na całym świecie. Wakacyjne aktywności pokazują, że chemia towarzyszy nam niemal na każdym kroku. Nie tylko pozwala tworzyć kolorowe wzory na ubraniach, ale również wpływa na to, co dzieje się podczas letniego wypoczynku nad wodą. Basen, podobnie jak farbowanie tkanin, jest miejscem, w którym zachodzi wiele interesujących reakcji chemicznych.



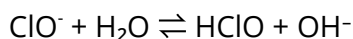
Biochemia basenowego horroru: Jak grzybica stóp niszczy Twoje wiązania disiarczkowe



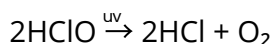
Każdego lata baseny pełne są ludzi, wody i chemii. Nie tej złej, choć rozumiemy skojarzenie. Chodzi o prawdziwą, skomplikowaną chemię, która toczy się w wodzie przez całą dobę - i wbrew pozorom, właśnie ta chemia, która ma nas chronić, czasem po prostu zawodzi. Efektem bywa swędząca, łuszcząca się skóra między palcami i wizyta w aptecce. Ale zanim do tego dojdzie, warto zrozumieć dlaczego.

Dlaczego chlor nie zawsze daje radę?

Gdy do wody basenowej trafia chloran(II) sodu NaClO , zachodzi reakcja hydroliza:



Kwas chlorowy(II) HClO to prawdziwy zabójca patogenów - jako cząsteczka obojętna elektrycznie wnika przez błony lipidowe bakterii i grzybów, niszcząc ich białka od środka. Problem zaczyna się, gdy pH wody przekroczy 7,8. Wtedy równowaga przesunęła się na niekorzyść HClO - zaczyna dominować jon chloranowy(II) ClO^- , który ma ładunek ujemny i znacznie gorzej przenika przez błony komórkowe. Skuteczność dezynfekcji potrafi spaść o ponad połowę. Do tego dochodzi problem strefy kafelkowej. Woda, która rozpryskuje się wokół basenu, szybko odparowuje, a promienie UV niszczą HClO zanim zdąży cokolwiek zrobić:



Na mokrych kafelkach stężenie aktywnego chloru spada niemal do zera. Właśnie tam grzyby czują się jak u siebie.

Jak to wygląda od strony skóry?

Nasza skóra to ciekawy system obronny. Płaszcz lipidowy o pH około 4,5-5,5 skutecznie blokuje większość intruzów. Problem w tym, że długie moczenie w basenie działa jak bufor - stopniowo podnosi pH skóry w kierunku neutralnym i niszczy tę barierę. A kiedy bariera pęka, wchodzą dermatofity. Głównie *Trichophyton rubrum*, choć nie jest wybredny.

Ulubionym paliwem tych grzybów jest keratyna - białko bogate w cysteinę, która tworzy wiązania disiarczkowe (-S-S-). Te mostki nadają skórze, włosom i paznokciom ich wytrzymałość. Grzyb wydziela keratynazy, które robią dwie rzeczy jednocześnie: hydrolizują wiązania peptydowe w łańcuchach białkowych i redukują mostki -S-S- do grup tiolowych (-SH). Efektem jest stopniowy rozpad struktury naskórka - łuszczenie, pęknięcia i to charakterystyczne swędzenie. Skoro już mówimy o keratynie - to nie jest jedno białko, tylko cała rodzina. Ta w paznokciach ma dużo więcej wiązań disiarczkowych na jednostkę masy niż ta w naskórku, dlatego płytka paznokcia jest twarda jak róg (dosłownie - to ta sama keratyna co w rogach zwierząt). To też tłumaczy, czemu grzybica paznokci jest dużo trudniejsza do wyleczenia niż grzybica skóry - gęsta sieć mostków -S-S- utrudnia leкови wnikięcie w głąb płytki. Dlatego kuracje na grzybicę paznokci trwają miesiącami, a nie tygodniami.

Czy chlorowana woda szkodzi też włosom?

Tak, i to dokładnie tym samym mechanizmem co przy skórze. Wysokie pH i utleniające działanie chloru rozbijają część mostków disiarczkowych we włosie, przez co traci ono swoją naturalną sprężystość. Włosy stają się szorstkie, łamliwe i o wiele trudniej się czeszą - a u osób z włosami farbowanymi lub rozjaśnianymi efekt jest jeszcze gorszy, bo struktura włosa jest już osłabiona wcześniejszą chemią.

Jest tu jeszcze jeden ciekawy wątek - blond. Chlor potrafi reagować z resztkami miedzi obecnymi w wodzie basenowej (pochodzącymi np. z instalacji rurowej albo z algicydów na bazie miedzi). Te jony miedzi osadzają się na włosie i dają charakterystyczny zielonkawy odcień, zwłaszcza u osób z jasnymi lub rozjaśnianymi włosami. To nie chlor "zazielenia" włosy bezpośrednio - to efekt uboczny miedzi, którą chlor pomaga związać z keratyną.

Dlatego pływacy mają swój rytuał: zmoczyć włosy czystą wodą tuż przed wejściem do basenu. Włókno włosa jest higroskopijne - jeśli już nasiąknie czystą wodą, ma mniej miejsca, żeby wchłonąć wodę chlorowaną. To prosta, ale skuteczna bariera fizyczna, podobna w działaniu do kłapek na stopach.

A co z oczami?

Skoro skóra i włosy oberwały, to oczy też nie są bezpieczne. To czerwone, piekące uczucie po wynurzeniu nie bierze się od nadmiaru chloru - wręcz przeciwnie, zwykle oznacza, że chloru jest za mało w stosunku do zanieczyszczeń organicznych. Chlor reagujący z potem, moczem i kosmetykami tworzy chloraminy, czyli te same związki, które odpowiadają za ostry "basenowy zapach". To właśnie chloraminy, a nie czysty chlor, podrażniają rogówkę i spojówki. Im silniejszy zapach basenu, tym gorzej - oznacza to, że woda jest niedostatecznie zdezynfekowana, a nie przesadnie. Wróćmy jednak do głównego tematu.



Co na to apteka?

Jeśli wróciłeś z basenu z nieproszonym gościem, mydło nie wystarczy. Pochodne imidazolu (np. klotrimazol) atakują ergosterol, odpowiednik naszego cholesterolu w błonie komórkowej grzyba. Klotrimazol blokuje enzym 14- α -demetylazę, przez co grzyb nie może zbudować poprawnej błony. Bez ergosterolu komórka traci szczelność i po prostu się rozpada.

Alliloaminy (np. terbinafina) działają głębiej - blokują epoksydazę skwalenową. Skutek podwójny: dramatyczny niedobór ergosterolu i toksyczna akumulacja skwalenu, który rozsadza komórkę od środka. Terbinafina wchłania się w keratynę, więc działa długo po zakończeniu kuracji.

Lek działa od pierwszego dnia, ale kuracja trwa tygodniami - i to ma chemiczne uzasadnienie. Skóra odnawia się warstwowo: komórki z głębi wędrują ku powierzchni przez około 4 tygodnie, zanim się złuszczą. Klotrimazol zabija grzyba tam, gdzie aktualnie jest, ale zarodniki potrafią przecześć w głębszych warstwach, gdzie lek słabiej dociera. Dlatego przerwanie kuracji za wcześnie to najczęstsza przyczyna nawrotów.

Ma też znaczenie forma leku. Maści na bazie wazeliny tworzą warstwę okluzyjną, która zatrzymuje wilgoć - a wilgoć to dokładnie to, czego grzyb potrzebuje. Dlatego przy stopach częściej sprawdzają się kremy lub roztwory, które wnikać szybciej i nie "zamykają" wody w skórze.

W cięższych przypadkach, zwłaszcza przy paznokciach, stosuje się leki doustne jak itraconazol. Działają tym samym mechanizmem co klotrimazol, ale docierają do grzyba przez krwiobieg - od środka, tam gdzie maść już nie sięgnie.

A ocet i soda — czy sposoby babci mają sens?

Ocet (CH_3COOH) obniża pH środowiska wokół skóry, co dermatofitom faktycznie nie służy - preferują warunki neutralne lub lekko zasadowe. Tyle że nie wnika głębiej w naskórek, więc może mieć sens przy profilaktyce, nie przy leczeniu.

Soda (NaHCO_3) robi coś zupełnie odwrotnego - podnosi pH, co niektórym grzybom w ogóle nie przeszkadza. To co faktycznie pomaga, to jej właściwości higroskopijne: pochłania wilgoć i osusza środowisko. Grzyb bez wody traci dostęp do rozpuszczalnika dla swoich enzymów. Działa więc raczej grzybobójczo niż grzybobójczo.

Jak się nie dać?

Trzy zasady z solidnym uzasadnieniem: noś kłapki - bariera fizyczna między stopą a mokrym podłożem to najprostszy sposób na odcięcie drogi zakażenia. Dokładnie susz stopy, szczególnie między palcami - grzyby potrzebują wody jako środowiska dla swoich enzymów, bez wilgoci nie mają czym działać. Używaj mydeł o pH bliskim skórze (ok. 5,5), żeby nie niszczyć płaszcza lipidowego.



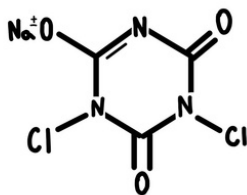
Chemia survivalu. Jak oczyścić wodę, oszukać komary i schłodzić uraz będąc w terenie

W warunkach terenowych wszystko sprowadza się do podstawowych potrzeb: wody, ochrony przed owadami i możliwości szybkiej reakcji na uraz. Na pierwszy rzut oka wydaje się, że to kwestie czysto praktyczne, ale większość rozwiązań używanych w survivalu ma solidne podstawy w chemii i biologii. Tabletki do uzdatniania wody, repelenty czy kompresy chłodzące nie działają „magicznie” — każdy z tych elementów wykorzystuje konkretne reakcje lub zjawiska fizykochemiczne.

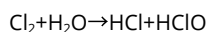
Zrozumienie tych procesów zmienia sposób patrzenia na wyposażenie biwakowe. Zamiast traktować je jak gotowe produkty, można zobaczyć w nich proste mechanizmy, które rozwiązują bardzo konkretne problemy w terenie. Właśnie temu przygląda się ten tekst.

Oczyszczanie wody podczas biwaku

Woda jest najważniejszym zasobem podczas każdej wyprawy. Brak jedzenia organizm znosi znacznie dłużej niż brak wody. Problem polega na tym, że naturalne źródła wody rzadko są bezpieczne. Strumień w lesie może wyglądać czysto, ale w rzeczywistości zawierać mikroorganizmy niewidoczne gołym okiem. Najczęściej są to bakterie *Escherichia coli*, pierwotniaki *Giardia intestinalis*, a także wirusy i jaja pasożytów. Nawet niewielka ich ilość może prowadzić do poważnych problemów żołądkowych. Z tego powodu w survivalu przyjmuje się zasadę, że każdą wodę z niepewnego źródła trzeba traktować jako potencjalnie skażoną. Najprostsza metoda uzdatniania wody to tabletki chemiczne. Ich działanie opiera się na uwalnianiu substancji o silnych właściwościach utleniających, najczęściej związków chloru. Jednym z popularnych składników jest dichloroizocyanura



Po kontakcie z wodą dochodzi do uwolnienia aktywnego chloru. Kluczowa reakcja wygląda następująco:



Najważniejszą rolę odgrywa kwas chlorowy(II) HClO , który działa silnie utleniająco. Uszkadza błony komórkowe bakterii, denaturuje białka i blokuje kluczowe procesy metaboliczne. W efekcie mikroorganizmy tracą zdolność funkcjonowania. To nie jest selektywne działanie. Utleniacze niszczą struktury biologiczne w sposób ogólny, dlatego skutecznie eliminują wiele typów patogenów.

Ograniczenia metod chemicznych

Tabletki mają jednak swoje ograniczenia. Nie usuwają zanieczyszczeń fizycznych, takich jak piasek, muł czy mikrocząstki plastiku. Nie poprawiają też struktury wody pod względem smaku w sposób pełny. Dodatkowo ich działanie wymaga czasu. W zależności od temperatury i rodzaju preparatu może to być od kilkudziesięciu minut do kilku godzin. W niskiej temperaturze reakcje chemiczne zachodzą wolniej, co wydłuża proces dezynfekcji.

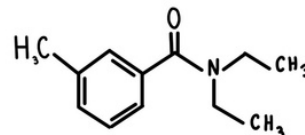
Filtry węglowe i mechaniczne

Alternatywą dla metod chemicznych są filtry. W praktyce najczęściej łączą kilka mechanizmów jednocześnie: filtrację mechaniczną, adsorpcję i czasem działanie antybakteryjne. Filtry mechaniczne zatrzymują cząstki stałe dzięki porom o bardzo małej średnicy. Typowe wartości to około 0,1 mikrometra, co pozwala zatrzymać większość bakterii i część pierwotniaków. Aktywny węgiel działa inaczej niż klasyczny filtr mechaniczny. Jego kluczową właściwością jest ogromna powierzchnia wewnętrzna. Węgiel aktywny ma strukturę silnie porowatą, co oznacza, że jego rzeczywista powierzchnia kontaktu z wodą jest wielokrotnie większa niż jego fizyczna objętość. Jednak jego działanie wynika nie z samego składu, ale z procesu adsorpcji, który polega na wiązaniu cząsteczek na powierzchni materiału, a nie w jego wnętrzu. Dzięki temu zanieczyszczenia

organiczne, chlor i część toksyn zostają „przyklejone” do powierzchni węgla. W praktyce poprawia to smak i zapach wody oraz zmniejsza ilość substancji chemicznych.

DEET i chemia ochrony przed komarami

Komary to nie tylko problem komfortu. W wielu regionach świata są one wektorem chorób zakaźnych. Dlatego środki odstraszające owady mają znaczenie nie tylko turystyczne, ale również zdrowotne. Najbardziej znanym związkiem jest DEET, czyli *N,N*-dietylo-meta-toluamid:



Związek ten został opracowany w połowie XX wieku i do dziś pozostaje jednym z najlepiej przebadanych repelentów. Mimo bardzo dużej skuteczności DEET od wielu lat budzi również kontrowersje związane z bezpieczeństwem stosowania. Związek ten jest używany od kilkudziesięciu lat i należy do najlepiej przebadanych repelentów na świecie, jednak jak każda substancja chemiczna może powodować skutki uboczne przy nieprawidłowym użyciu. DEET częściowo wnika przez skórę do organizmu. Ilość wchłoniętej substancji zależy od stężenia preparatu, czasu kontaktu ze skórą, temperatury otoczenia oraz powierzchni ciała pokrytej repelentem. Najczęściej stosowane preparaty zawierają od 20% do 50% DEET. Wyższe stężenie zwykle zapewnia dłuższą ochronę przed owadami, ale jednocześnie zwiększa kontakt organizmu z substancją chemiczną. W większości przypadków skutki uboczne są łagodne i obejmują podrażnienie skóry, zaczerwienienie albo pieczenie oczu. Znacznie rzadziej pojawiają się reakcje alergiczne. Bardzo wysokie dawki mogą wpływać również na układ nerwowy, ponieważ DEET oddziałuje na przewodnictwo impulsów nerwowych u owadów. U ludzi takie przypadki są jednak rzadkie i dotyczą głównie niewłaściwego stosowania repelentów, na przykład nanoszenia bardzo dużych ilości preparatu przez długi czas.

Ciekawą właściwością DEET jest zdolność do uszkadzania niektórych tworzyw sztucznych. Substancja może rozpuszczać część plastików, lakierów oraz materiałów syntetycznych. Z tego powodu repelent może niszczyć oprawki okularów, elementy elektroniki albo powierzchnie pokryte farbą. Wynika to z budowy chemicznej cząsteczki DEET, która dobrze oddziałuje z wieloma substancjami organicznymi. W praktyce oznacza to, że preparat nie powinien być rozpylany bezpośrednio na sprzęt turystyczny czy urządzenia elektroniczne.

Badania pokazują również, że komary nie wybierają swoich ofiar przypadkowo. Niektóre osoby są atakowane znacznie częściej niż inne. Wpływa na to skład chemiczny potu, temperatura ciała, ilość wydychanego dwutlenku węgla oraz bakterie żyjące na powierzchni skóry. Mikroorganizmy znajdujące się na skórze rozkładają składniki potu i produkują lotne związki chemiczne tworzące charakterystyczny zapach człowieka. Niektóre z tych substancji wyjątkowo silnie przyciągają komary. Jednym z najważniejszych związków przyciągających owady jest kwas mlekowy, który powstaje między innymi podczas wysiłku fizycznego. Dlatego osoby spocone, rozgrzane i aktywne ruchowo są zwykle częściej atakowane przez komary. Owady wykorzystują również dwutlenek węgla wydychany podczas oddychania jako system lokalizacji człowieka. Receptory znajdujące się na czułkach komara analizują te substancje i pozwalają określić kierunek lotu. DEET nie zabija komarów w klasyczny sposób. Jego działanie polega głównie na zakłócaniu pracy receptorów chemicznych odpowiedzialnych za wykrywanie zapachów. Można powiedzieć, że owad nadal odbiera sygnały chemiczne, ale nie potrafi ich prawidłowo interpretować. W efekcie komar ma problem z określeniem położenia człowieka. Część badań sugeruje również, że DEET wpływa na układ nerwowy owadów i zaburza orientację przestrzenną podczas lotu.



Wiele osób próbuje zastępować DEET naturalnymi repelentami opartymi na olejkach eterycznych. Najczęściej stosuje się citronellę, lawendę, miętę pieprzową albo eukaliptus cytrynowy. Substancje te również wpływają na receptory owadów, jednak działają krócej, ponieważ szybciej odparowują z powierzchni skóry. Z chemicznego punktu widzenia oznacza to mniejszą trwałość ochrony i konieczność częstszego stosowania preparatu. Choć komary są bardzo uciążliwe dla człowieka, pełnią również ważną rolę biologiczną. Larwy komarów stanowią pokarm dla ryb i płazów, a dorosłe osobniki są zjadane przez ptaki oraz nietoperze. Niektóre gatunki uczestniczą także w zapylaniu roślin. Pokazuje to, że nawet organizmy uznawane za szkodliwe są częścią bardziej złożonych zależności biologicznych występujących w środowisku naturalnym.

Naturalne repelenty i ich działanie

Coraz więcej osób próbuje zastępować syntetyczne repelenty naturalnymi substancjami pochodzenia roślinnego. Najczęściej są to olejki eteryczne otrzymywane z roślin o intensywnym zapachu. Ich działanie opiera się głównie na wpływie na receptory węchowe owadów. Silne substancje zapachowe utrudniają komarom wykrywanie sygnałów chemicznych wydzielanych przez człowieka, takich jak zapach potu czy wydychany dwutlenek węgla. Jednym z najbardziej znanych naturalnych repelentów jest citronella pozyskiwana z trawy cytrynowej. Olejek ten zawiera lotne związki organiczne, które maskują zapach człowieka i częściowo dezorientują owady. Podobne działanie wykazuje olejek eukaliptusowy, lawendowy oraz miętowy. W wielu kulturach od dawna używano również dymu z palonych ziół i roślin, ponieważ zauważono, że niektóre substancje zawarte w dymie zmniejszają aktywność owadów w pobliżu człowieka.

Naturalne repelenty mają jednak kilka ograniczeń. Największym problemem jest ich wysoka lotność. Oznacza to, że substancje aktywne szybko odparowują z powierzchni skóry. W praktyce efekt ochronny utrzymuje się znacznie krócej niż w przypadku preparatów zawierających DEET. Wysoka temperatura, wiatr oraz intensywne pocenie się dodatkowo przyspieszają utratę substancji zapachowych. Skuteczność naturalnych repelentów zależy również od stężenia olejków eterycznych. Zbyt mała ilość substancji aktywnej może praktycznie nie działać, natomiast zbyt wysokie stężenia mogą podrażniać skórę albo powodować reakcje alergiczne. Niektóre olejki zwiększają także wrażliwość skóry na promieniowanie słoneczne, co może prowadzić do podrażnień podczas długiego przebywania na słońcu.

Ciekawostką jest to, że część roślin produkuje substancje odstraszaające owady jako naturalny mechanizm obronny. Rośliny nie mogą uciekać przed pasożytami ani owadami roślinożernymi, dlatego wytwarzają związki chemiczne o intensywnym zapachu lub gorzkim smaku. Człowiek wykorzystuje te substancje do produkcji naturalnych repelentów. W praktyce naturalne środki najlepiej sprawdzają się jako dodatkowa ochrona w miejscach o niewielkiej liczbie owadów. W trudniejszych warunkach terenowych, szczególnie w rejonach tropikalnych, ich skuteczność jest zwykle mniejsza niż preparatów syntetycznych. Mimo to wiele osób wybiera je ze względu na łagodniejsze działanie na skórę oraz bardziej naturalny skład. Badania pokazują również, że skuteczność naturalnych repelentów może być bardzo różna w zależności od gatunku komarów. Niektóre owady są bardziej wrażliwe na określone substancje zapachowe, podczas gdy inne szybko się do nich adaptują. To sprawia, że stworzenie idealnego naturalnego repelentu jest znacznie trudniejsze, niż mogłoby się wydawać. Naturalne repelenty są także interesującym przykładem połączenia biologii i chemii środowiskowej. Pokazują, że wiele substancji występujących w przyrodzie pełni funkcje ochronne i komunikacyjne. Rośliny wykorzystują związki chemiczne do obrony przed organizmami zewnętrznymi, a człowiek nauczył się wykorzystywać te mechanizmy do własnej ochrony podczas przebywania w terenie.

Kompresy chłodzące i reakcje endotermiczne

Jednym z najbardziej praktycznych elementów wyposażenia apteczki survivalowej są jednorazowe kompresy chłodzące, często nazywane kompresami „na klik”. Ich działanie opiera się na prostych procesach chemicznych związanych z wymianą energii cieplnej między substancjami. W normalnych warunkach temperatura kompresu jest zbliżona do temperatury otoczenia. Dopiero po mocniejszym naciśnięciu lub zgnieceniu wewnętrzna kapsułka pęka i dochodzi do zmieszania dwóch substancji. Najczęściej są to woda oraz sól chemiczna, zwykle azotan(V) amonu lub mocznik. Po połączeniu rozpoczyna się proces rozpuszczania substancji w wodzie. Rozpuszczanie niektórych soli wymaga dostarczenia energii. Energia ta pobierana jest z otoczenia w postaci ciepła. W efekcie temperatura kompresu gwałtownie spada i staje się on bardzo zimny. Taki proces nazywa się reakcją endotermiczną.

Człowiek odczuwa chłód dlatego, że energia cieplna przepływa ze skóry do wnętrza kompresu. Organizm traci część ciepła, a receptory temperatury znajdujące się w skórze odbierają to jako intensywne ochłodzenie. Kompresy chłodzące są szczególnie przydatne podczas urazów w terenie. Stosuje się je przy skręceniach, stłuczeniach oraz przeciążeniach mięśni. Obniżenie temperatury powoduje zwężenie naczyń krwionośnych i ogranicza przepływ krwi w uszkodzonym miejscu. Dzięki temu zmniejsza się obrzęk oraz stan zapalny. Zimno wpływa również na układ nerwowy. Niższa temperatura spowalnia przewodzenie impulsów nerwowych, co częściowo zmniejsza odczuwanie bólu. Dlatego chłodzenie urazów jest jedną z podstawowych metod pierwszej pomocy.

W survivalu kompresy chłodzące mają dodatkową zaletę — działają natychmiast i nie wymagają lodówki ani dostępu do prądu. Można ich używać praktycznie w każdych warunkach terenowych. Z tego powodu są często wykorzystywane przez ratowników, sportowców oraz uczestników długich wypraw.

Ciekawostką jest to, że podobne procesy endotermiczne zachodzą również w przyrodzie. Parowanie wody ze skóry podczas pocenia się także pobiera energię cieplną z organizmu i prowadzi do jego ochładzania. W pewnym sensie kompres chłodzący działa więc podobnie do naturalnych mechanizmów termoregulacji człowieka. Kompresów nie powinno się jednak przykładać bezpośrednio do skóry przez bardzo długi czas. Zbyt intensywne chłodzenie może prowadzić do podrażnienia tkanek albo miejscowego uszkodzenia skóry. Dlatego zwykle zaleca się owinięcie kompresu cienkim materiałem i stosowanie go przez ograniczony czas. Interesujące jest również to, że nie wszystkie reakcje chemiczne powodują ochłodzenie. Wiele procesów przebiega odwrotnie i prowadzi do wydzielania ciepła. Są to reakcje egzotermiczne. W survivalu wykorzystuje się je między innymi w ogrzewaczach chemicznych do rąk, które po aktywacji zaczynają się nagrzewać. Pokazuje to, że kontrolowanie przepływu energii cieplnej ma ogromne znaczenie w praktycznych zastosowaniach chemii terenowej.

Ogień jako narzędzie przetrwania

Ogień od tysięcy lat pomaga ludziom przetrwać w trudnych warunkach. Pozwala ogrzać organizm, ugotować jedzenie oraz oczyścić wodę przez gotowanie. Jego działanie opiera się na procesie spalania, czyli reakcji chemicznej zachodzącej między paliwem a tlenem z powietrza. W survivalu szczególnie ważne jest używanie suchego drewna, ponieważ mokre zawiera dużo wody, która utrudnia zapłon. Ciekawostką jest również to, że płomień powstaje głównie ze spalających się gazów uwalnianych z drewna pod wpływem wysokiej temperatury. Dzięki temu ogień jest jednym z najprostszych i jednocześnie najważniejszych przykładów wykorzystania chemii podczas przebywania w terenie.

Znaczenie elektrolitów podczas wyprawy

Podczas intensywnego wysiłku organizm traci wraz z potem nie tylko wodę, ale również cenne sole mineralne, zwane elektrolitami. Odpowiadają one między innymi za prawidłową pracę mięśni i układu nerwowego. Ich niedobór może prowadzić do osłabienia, skurczów mięśni oraz problemów z koncentracją. Dlatego podczas długich wędrówek ważne jest nie tylko regularne picie wody, ale również uzupełnianie utraconych składników mineralnych.

Węgiel aktywny w survivalu

Węgiel aktywny jest często wykorzystywany w filtrach do oczyszczania wody. Jego skuteczność wynika z bardzo porowatej budowy, dzięki której posiada ogromną powierzchnię zdolną do zatrzymywania różnych zanieczyszczeń. Proces ten nazywa się adsorpcją i polega na przyłączaniu cząsteczek do powierzchni materiału. Dzięki temu węgiel aktywny może poprawiać smak i zapach wody oraz usuwać część substancji organicznych. Jest to jeden z najciekawszych przykładów praktycznego wykorzystania chemii podczas biwakowania i wypraw terenowych.



Miłosz Małec
klasa 3c





NIEWIDZIALNY DODATEK NA OWOCACH



Latem chętnie sięgamy po świeże owoce – truskawki, arbuz, czereśnie czy borówki. Są one nie tylko smaczne, ale również bogate w witaminy i składniki odżywcze. Warto jednak pamiętać, że nie wszystko, co znajduje się na owocach, jest widoczne gołym okiem. Podczas uprawy wielu roślin stosuje się pestycydy, czyli substancje chemiczne chroniące przed szkodnikami, chorobami i chwastami. Choć pomagają one zwiększyć plony, ich pozostałości mogą pozostawać na powierzchni owoców. W tym artykule przyjrzymy się bliżej temu, czym są pestycydy, jakie mogą mieć skutki dla zdrowia oraz jakie wartości odżywcze mają owoce, po które sięgamy szczególnie w okresie letnim.

Rodzaje pestycydów

Do grupy pestycydów zalicza się wiele produktów, które można podzielić według tego na jakie organizmy działają:

- Insektycydy to środki owadobójcze stosowane przeciwko jak sama nazwa mówi owadom oraz roztoczom. Insektycydami są na przykład: Imidacloprid $C_9H_{10}ClN_5O_2$; Acetamiprid $C_{10}H_{11}ClN_4$; Spinosad mieszanina $C_{41}H_{65}NO_{10}$ i $C_{42}H_{67}NO_{10}$; Deltamethrin $C_{22}H_{19}Br_2NO_3$.
- Herbicydy to natomiast środki chwastobójcze. Są one głównie wchłaniane przez liście. Istnieją herbicydy selektywne (działają na określony rodzaj roślin) i nieselektywne (zabijają wszystkie rodzaje roślinności). Przykładami herbicydów są: Glyphosate $C_3H_8NO_5P$; Pendimethalin $C_{13}H_{19}N_3O_4$.
- Do pestycydów zalicza się również fungicydy, które zwalczają, zapobiegają i hamują rozwój chorób wywołanych przez grzyby. Jako fungicyd stosowany jest na przykład Sulfur czyli po prostu siarka; Captan $C_9H_8Cl_3NO_2S$; Boscalid $C_{18}H_{12}Cl_2N_2O$.

Historia pestycydów

Sięga ona czasów starożytnych. Już wtedy ludzie szukali sposobów na ochronę upraw przed szkodnikami. W Japonii do zwalczania larw owadów na polach wykorzystywano mieszaninę tranu wielorybiego i octu. Z kolei w XVIII i XIX wieku popularność zyskały wyciągi z tytoniu Virginia, które dzięki zawartości nikotyny skutecznie działały przeciwko owadom.

Pestycydy na owocach

Pestycydy po naniesieniu na owoce mogą ulegać hydrolizie, utlenianiu i przemianom enzymatycznym, natomiast zwykle nie reagują bezpośrednio z cukrami, kwasami organicznymi i innymi składnikami owocu w sposób prowadzący do powstania dużych ilości nowych związków. Pestycyd osadza się na powierzchni owocu, może częściowo wnikać do tkanek roślin, stopniowo ulega rozkładowi po wpływie światła słonecznego, wody, tlenu i enzymów roślinnych. Przykładowo glifosat ($C_3H_8NO_5P$) może tworzyć wiązania z jonami metali obecnymi w roślinie (np. wapnia lub magnezu). Captan ($C_9H_8Cl_3NO_2S$) reaguje z grupami siarkowymi (-SH) białek grzybów, dzięki czemu działa grzybobójczo. W samej roślinie stopniowo rozkłada się do innych związków. Acetamipryd ($C_{10}H_{11}ClN_4$) jest pobierany przez roślinę i transportowany wraz z sokami, ale nie tworzy trwałych nowych związków chemicznych z miąższem owocu.

Pożytywna strona pestycydów

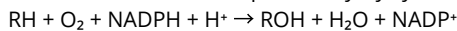
Pestycydy chronią owoce przed szkodnikami, które niszczą uprawy; chorobami; ograniczają wzrost chwastów z którymi owoce musiałyby "konkurować" o wodę, światło i składniki odżywcze. Rośliny są zdrowsze co skutkuje tym, że dają więcej plonów, które są mniej uszkodzone, dobrze wyglądają i dłużej zachowują świeżość.

Wpływ pestycydów na zdrowie człowieka

Najważniejsze skutki zdrowotne związane z narażeniem na pestycydy to: zwiększone ryzyko rozwoju niektórych nowotworów, uszkodzenia układu nerwowego oraz większe ryzyko choroby Parkinsona i zaburzeń pamięci, zaburzenia hormonalne, w tym choroby tarczycy i problemy z płodnością, zwiększone ryzyko cukrzycy, osłabienie funkcjonowania układu odpornościowego, dla kobiet w ciąży może prowadzić do poronień, przedwczesnych porodów, wad rozwojowych płodu oraz zaburzeń rozwoju układu nerwowego u dzieci.

Reakcja organizmu na pestycydy

Po spożyciu żywności zawierającej pozostałości pestycydów związki te przechodzą przez ścianę jelita do krwiobiegu i trafiają do wątroby, gdzie zachodzą reakcje ich biotransformacji. W pierwszej fazie detoksykacji enzymy z grupy cytochromu P450 przeprowadzają reakcje utleniania, redukcji i hydrolizy, prowadząc do powstania bardziej reaktywnych metabolitów. Utlenianie przez enzymy cytochromu P450:



NADPH jest koenzymem dostarczającym elektrony do reakcji detoksykacji zachodzących w wątrobie. Umożliwia działanie enzymów cytochromu P450, które przekształcają pestycydy w związki łatwiejsze do usunięcia z organizmu. W drugiej fazie metabolity są sprzęgane (łączone w większe cząsteczki) z kwasem glukuronowym, siarczanami lub glutationem, co zwiększa ich rozpuszczalność w wodzie i umożliwia wydalenie z organizmu. Podczas przemian metabolicznych niektórych pestycydów mogą powstawać reaktywne formy tlenu (ROS), takie jak rodnik ponadtlenkowy ($O_2^{\cdot-}$), nadtlenek wodoru (H_2O_2) oraz rodnik hydroksylowy ($\cdot OH$). Związki te wywołują stres oksydacyjny, który prowadzi do uszkodzeń białek oraz modyfikacji DNA. Długotrwała ekspozycja na pestycydy może powodować zmiany w ekspresji genów, zaburzenia hormonalne oraz zwiększać ryzyko chorób nowotworowych i neurodegeneracyjnych.

Związki chemiczne w owocach

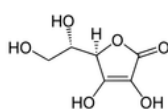
- Truskawki zawierają witaminę C (kwas askorbinowy, $C_6H_8O_6$), która działa jako silny przeciwutleniacz – neutralizuje wolne rodniki i wspiera odporność organizmu. Obecne są także kwas cytrynowy ($C_6H_8O_7$) i kwas jabłkowy ($C_4H_6O_5$), które odpowiadają za kwaśny smak owoców i biorą udział w przemianach metabolicznych. Antocyjany pełnią funkcję barwników, ale jednocześnie chronią komórki przed stresem oksydacyjnym.
- Arbuz zawiera likopen ($C_{40}H_{56}$), który jest silnym przeciwutleniaczem – chroni komórki przed uszkodzeniami DNA i może zmniejszać ryzyko chorób układu krążenia. Cytrulina ($C_6H_{13}N_3O_3$) bierze udział w cyklu mocznikowym i wspiera produkcję tlenu azotu(II) NO, co powoduje rozszerzenie naczyń krwionośnych i lepsze ukrwienie tkanek. Obecne są też cukry proste, które stanowią szybkie źródło energii.
- Czereśnie zawierają antocyjany, które działają przeciwzapalnie i przeciwutleniająco, wspierając ochronę komórek przed starzeniem. Kwercetyna ($C_{15}H_{10}O_7$) pomaga zmniejszać reakcje zapalne i może wspierać układ odpornościowy. Kwas chlorogenowy ($C_{16}H_{18}O_9$) wpływa na metabolizm glukozy i ma działanie antyoksydacyjne. Melatonina ($C_{13}H_{16}N_2O_2$) reguluje rytm dobowy organizmu i wspiera prawidłowy sen.

Wszystkie te owoce dostarczają również wody (H_2O), która odpowiada za nawodnienie organizmu, oraz błonnika pokarmowego, który wspiera pracę układu pokarmowego, reguluje trawienie i pomaga utrzymać prawidłowy poziom glukozy i cholesterolu we krwi.

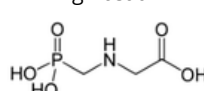
Bibliografia

<https://www.agardina.pl/aktualnosci/czym.sa.pestycydy.i.jak.sie.je.dzieli>
<https://psor.pl/pestycydy-czym-sa-i-po-co-sie-je-stosuje/>
<https://ojs.pum.edu.pl/pomjilfesci/pl/article/download/403/306>
<https://onedaymore.pl/blog/truskawka-wlasciwosci-wartosci-kaloryczne/>
<https://www.medicare.pl/artykuly/arbuz-jakie-ma-witaminy-i-wlasciwosci-prozdrowotne.html>
<https://dietetycy.org.pl/wlasciwosci-zdrowotne-czereśni/>

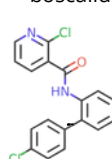
witamina C



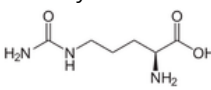
glifosat



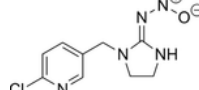
boscalid



cytrulina



imidacloprid



Urszula Okła
Martyna Miszczyk
klasa 3a

Grillowanie – co tak naprawdę dzieje się z mięsem i warzywami na ruszcie?

Chemia wielopierścieniowych węglowodorów aromatycznych



Grillowanie jest jedną z najpopularniejszych metod obróbki termicznej żywności na świecie. Charakterystyczny aromat, chrupiąca skórka i specyficzny smak są efektem zachodzących złożonych procesów chemicznych. Jednak poza pożądanymi reakcjami odpowiedzialnymi za walory smakowe dochodzi również do powstawania substancji potencjalnie szkodliwych dla zdrowia, między innymi **wielopierścieniowych węglowodorów aromatycznych (WWA, ang. Polycyclic Aromatic Hydrocarbons – PAHs)**. To grupa związków organicznych zbudowanych z dwóch lub większej liczby połączonych pierścieni benzenowych. Ich wspólną cechą jest obecność sprzężonego układu wiązań podwójnych, który nadaje im dużą stabilność chemiczną. Do najczęściej występujących WWA należą: naftalen ($C_{10}H_8$), antracen ($C_{14}H_{10}$), fenantren ($C_{14}H_{10}$) i benzo[a]piren ($C_{20}H_{12}$). Powstają podczas niecałkowitego spalania materiałów organicznych, takich jak drewno, węgiel drzewny, tłuszcze czy białka. Szczególnie intensywnie tworzą się podczas grillowania nad otwartym ogniem, gdy tłuszcz skapuje na rozgrzany węgiel lub płomień, powodując powstawanie dymu zawierającego te związki. Następnie osadzają się one na powierzchni przygotowywanego jedzenia. Same WWA nie są bezpośrednio toksyczne. Problem pojawia się po ich dostaniu się do organizmu. W wątrobie są metabolizowane przez enzymy z rodziny cytochromu P450. Powstałe metabolity mogą wiązać się z DNA komórek, których uszkodzenie prowadzi do mutacji genetycznych zwiększających ryzyko rozwoju nowotworów. Szczególnie analizuje się ich związek z nowotworami jelita grubego, trzustki i prostaty. Należy jednak podkreślić, że pojedyncze spożycie grillowanych potraw nie powoduje choroby nowotworowej. Istotne znaczenie ma długotrwała i regularna ekspozycja.

Co dzieje się z mięsem podczas grillowania?

Mięso składa się głównie z wody (około 70–75%), białek (15–20%), tłuszczów (2–30% w zależności od rodzaju mięsa) oraz niewielkiej ilości węglowodanów i składników mineralnych. Podczas ogrzewania zachodzi kilka istotnych procesów chemicznych. Pierwszym z nich jest denaturacja białek. W temperaturze około 40–70°C struktura przestrzenna białek ulega zniszczeniu. Wiązania wodorowe, jonowe i oddziaływania hydrofobowe zostają przerwane, a białka tracą swoją pierwotną strukturę. Drugim procesem jest reakcja Maillarda, która zachodzi między aminokwasami a cukrami redukującymi w temperaturze powyżej 140°C. To właśnie ona odpowiada za powstawanie brązowej skórki oraz charakterystycznego zapachu grillowanego mięsa.

Schemat uproszczonej reakcji Maillarda można przedstawić następująco:



Melanoidyny są dużymi cząsteczkami odpowiedzialnymi za brązowe zabarwienie żywności. W bardzo wysokiej temperaturze, przekraczającej 300°C, rozpoczyna się piroliza, czyli rozpad substancji organicznych bez udziału tlenu. To właśnie wtedy zaczynają powstawać najbardziej niebezpieczne związki chemiczne.

Co dzieje się z warzywami?

Warzywa zachowują się inaczej niż mięso, ponieważ zawierają znacznie mniej tłuszczu i białek. Podczas grillowania zachodzą przede wszystkim odparowanie wody, karmelizacja cukrów oraz częściowo reakcja Maillarda. Karmelizacja rozpoczyna się w temperaturze około 160°C. Sacharoza ulega rozkładowi:



Proces ten odpowiada za słodki smak i lekko brązowy kolor grillowanych warzyw. Ponieważ warzywa zawierają niewielkie ilości tłuszczu, produkują znacznie mniej WWA niż mięso. Jednak dodawanie dużych ilości oleju może zwiększyć ich powstawanie.

Jak ograniczyć powstawanie WWA?

Badania naukowe wskazują kilka skutecznych metod. Przede wszystkim należy:

- stosować chudsze mięso,
- unikać bezpośredniego kontaktu z płomieniem,
- często obracać mięso,
- usuwać przypalone fragmenty,
- stosować marynaty bogate w przeciwutleniacze,
- wstępnie podgrzewać mięso przed grillowaniem.

Niektóre badania wykazały, że odpowiednie marynaty mogą zmniejszyć ilość WWA nawet o 50–90%.



Jak powstają lody? Chemia ukryta w zimnym deserze.

Lody należą do najpopularniejszych deserów na świecie. Choć kojarzą się przede wszystkim z przyjemnością i ochłodą w upalne dni, ich produkcja jest zaskakująco skomplikowanym procesem chemicznym. Każda porcja lodów stanowi starannie zaprojektowaną mieszaninę wielu składników, których odpowiednie proporcje decydują o smaku, konsystencji i trwałości produktu.

Proces produkcji lodów rozpoczyna się od przygotowania odpowiedniej mieszanki. W przemyśle spożywczym wszystkie składniki są dokładnie odmierzane i mieszane, aby uzyskać jednolitą masę. Następnie poddaje się ją pasteryzacji, czyli krótkotrwałemu ogrzewaniu do wysokiej temperatury, co pozwala zniszczyć niepożądane mikroorganizmy i zwiększyć trwałość produktu. Po schłodzeniu mieszanina trafia do procesu homogenizacji, podczas którego tłuszcz zostaje rozdrobniony na bardzo małe kropelki równomiernie rozproszone w całej masie. Dzięki temu przyszłe lody zyskują gładką i kremową konsystencję. Po homogenizacji masa lodowa dojrzewa przez kilka godzin w niskiej temperaturze. W tym czasie tłuszcze krystalizują, a pozostałe składniki lepiej się ze sobą łączą. Następnie rozpoczyna się najważniejszy etap produkcji – zamrażanie. Masa jest intensywnie mieszana i jednocześnie schładzana, a do jej wnętrza wtłaczane jest powietrze. To właśnie dzięki temu lody stają się lekkie i puszyste. Po wstępnym zamrożeniu produkt trafia do komór chłodniczych, gdzie ulega ostatecznemu utwardzeniu. Dziś proces ten odbywa się przy użyciu nowoczesnych urządzeń chłodniczych, jednak przez stulecia ludzie musieli radzić sobie bez lodówek. **Wykorzystywano wówczas prostą, lecz skuteczną metodę opartą na mieszaninie lodu i soli. Dodanie soli do lodu powoduje obniżenie temperatury jego topnienia, dzięki czemu mieszanina może osiągać temperaturę znacznie niższą niż 0°C.** W takim chłodzącym środowisku umieszczano naczynie z masą lodową i nieustannie je mieszano, aż deser uzyskał odpowiednią konsystencję. Zjawisko to jest jednym z klasycznych przykładów wykorzystania praw chemii w życiu codziennym. Skoro wiadomo już, jak powstają lody, warto zadać pytanie: z czego właściwie się składają? Choć na pierwszy rzut oka wydają się jednorodną masą, w rzeczywistości są bardzo złożonym układem chemicznym. W ich wnętrzu znajdują się **kryształki lodu, pęcherzyki powietrza, drobne kropelki tłuszczu oraz roztwór cukrów i substancji smakowych.** To właśnie odpowiednie proporcje tych składników sprawiają, że lody mają charakterystyczną strukturę i smak.

Podstawowymi składnikami lodów są woda, tłuszcz mleczny, białka oraz cukry. Woda stanowi największą część masy lodowej i podczas zamrażania tworzy kryształki lodu. Tłuszcz odpowiada za kremowość i bogaty smak, natomiast białka pomagają utrzymać stabilną strukturę produktu. Cukier pełni nie tylko funkcję słodzącego, ale również obniża temperaturę zamarzania mieszaniny, dzięki czemu lody pozostają miękkie nawet w temperaturach poniżej 0°C.

W składzie lodów można znaleźć również emulgatory i stabilizatory. Emulgatory umożliwiają połączenie tłuszczu z wodą, które naturalnie nie mieszają się ze sobą, natomiast stabilizatory ograniczają wzrost kryształków lodu i zapobiegają powstawianiu ziarnistej konsystencji. W zależności od rodzaju lodów dodawane są także owoce, kakao, wanilia, orzechy, aromaty oraz barwniki nadające produktowi odpowiedni smak i wygląd.

Z punktu widzenia chemii lody są wyjątkowym produktem spożywczym. Łączą w sobie cechy emulsji, piany i zawiesiny, a ich produkcja wymaga kontrolowania wielu procesów fizycznych i chemicznych. Choć na co dzień traktujemy je jako zwykły deser, każda gałka lodów jest efektem precyzyjnego połączenia wiedzy technologicznej, chemii oraz sztuki kulinarnej.



Sport i wypoczynek podczas wakacji

Wakacje kojarzą się z aktywnością fizyczną, wycieczkami, pływaniem i odpoczynkiem na świeżym powietrzu. Niewiele osób wie, że za tymi przyjemnościami kryje się fascynujący świat chemii. To procesy chemiczne zachodzące w naszym ciele pozwalają nam biegać, pływać, zdobywać górskie szlaki, a później skutecznie regenerować siły. Podczas uprawiania sportu mięśnie potrzebują energii. Jej podstawowym nośnikiem jest adenozynotrifosforan, czyli ATP. To związek chemiczny, który magazynuje energię w wiązaniach fosforanowych. Gdy mięsień wykonuje pracę, ATP się rozkłada i uwalnia energię niezbędną do skurczu. Ponieważ zapasy ATP w organizmie są niewielkie, muszą być stale odnawiane przy użyciu glukozy oraz tłuszczów pochodzących z jedzenia. W czasie intensywnego wysiłku organizm zużywa dużo tlenu. Dzięki niemu glukoza może być całkowicie utleniona do dwutlenku węgla i wody, co dostarcza dużych ilości energii. Gdy jednak wysiłek staje się bardzo intensywny, na przykład podczas sprintu lub gry w siatkówkę plażową, ilość dostępnego tlenu może być niewystarczająca. Wtedy organizm przechodzi częściowo na procesy beztlenowe, których produktem jest mleczan. Często jest on błędnie nazywany kwasem mlekowym. To nagromadzenie mleczanu przyczynia się do uczucia zmęczenia mięśni. Wakacyjne upały stanowią dodatkowe wyzwanie dla organizmu. Aby utrzymać stałą temperaturę ciała, człowiek wydziela pot. W składzie potu jest głównie woda, ale także jony sodu, potasu, wapnia i magnezu. Utrata tych składników może prowadzić do osłabienia, zawrotów głowy i bolesnych skurczów mięśni. Dlatego podczas wysiłku fizycznego ważne jest odpowiednie nawadnianie organizmu. Popularne napoje izotoniczne zawierają wodę, cukry oraz elektrolity, co pomaga szybko uzupełnić utracone składniki.

Chemia odgrywa kluczową rolę podczas wypoczynku na plaży. Promieniowanie ultrafioletowe emitowane przez Słońce może uszkadzać komórki skóry. Dlatego używamy kremów z filtrem UV. Zawierają one związki chemiczne, które mogą pochłaniać lub odbijać szkodliwe promieniowanie. Do najczęściej stosowanych należą tlenek cynku i dwutlenek tytanu. Dzięki nim energia promieniowania nie dociera do głębszych warstw skóry, co zmniejsza ryzyko oparzeń słonecznych. Po aktywnym dniu organizm potrzebuje regeneracji. W czasie snu zachodzą liczne procesy chemiczne odpowiedzialne za odbudowę tkanek i uzupełnianie zapasów energii. Ważną rolę odgrywa melatonina, hormon regulujący rytm dobowy. Jej produkcja wzrasta po zmroku, przygotowując organizm do odpoczynku. Równie istotne są białka, które dostarczają aminokwasów niezbędnych do naprawy mikrouszkodzeń powstałych w mięśniach podczas wysiłku.

Wakacyjne owoce także działają jak małe laboratoria chemiczne. Zawierają witaminę C, polifenole i inne przeciwutleniacze, które pomagają neutralizować wolne rodniki powstałe podczas intensywnej aktywności fizycznej. Dzięki temu wspierają regenerację organizmu oraz chronią komórki przed uszkodzeniami. Choć sport i wypoczynek kojarzą się głównie z przyjemnością, ich podstawą są złożone procesy chemiczne. To dzięki reakcjom zachodzącym w mięśniach możemy się poruszać. Dzięki elektrolitom utrzymujemy prawidłowe funkcjonowanie organizmu podczas upałów. Dzięki filtrom przeciwsłonecznym chronimy skórę przed szkodliwym promieniowaniem. Wakacje to doskonała okazja, aby zauważyć, że chemia towarzyszy nam na każdym kroku – zarówno podczas aktywnego sportu, jak i błogiego odpoczynku. Jednym z największych zagrożeń podczas upałów jest odwodnienie. Już utrata około 2% wody z organizmu może pogorszyć koncentrację i wydolność fizyczną. W skrajnych przypadkach może dojść nawet do udaru cieplnego, czyli niebezpiecznego przegrzania organizmu. Chemia pomaga zrozumieć to zjawisko – woda stanowi środowisko dla większości reakcji zachodzących w komórkach, a jej niedobór zaburza prawidłowe funkcjonowanie całego organizmu. Warto wspomnieć także o wpływie wakacyjnego wypoczynku na nastrój. Aktywność fizyczna pobudza wydzielanie endorfin, nazywanych hormonami szczęścia. Z chemicznego punktu widzenia są to związki oddziałujące na receptory w mózgu, zmniejszające odczuwanie bólu i poprawiające samopoczucie. Dlatego po przejeździe rowerowej, górskiej wędrowce czy pływaniu często czujemy przypływ energii i zadowolenia.



Szymon Solakiewicz
klasa 3A



Laboratorium Czystości



W codziennym życiu, często spotykamy się z zabrudzeniami, które na pierwszy rzut oka wydają się trudne do usunięcia. Plamy z tłuszczu, farby, atramentu mogą pojawić się zarówno na ubraniach, meblach, podłogach, jak i innych powierzchniach użytkowych w niespodziewanym i niepożądanym momencie. Ważne jest więc zapoznanie się ze sposobami na skuteczne usunięcie zabrudzenia przed ewentualnym wypadkiem.

Podstawowe zasady usuwania plam

Przed przystąpieniem do czyszczenia warto pamiętać o kilku uniwersalnych zasadach:

- Działaj jak najszybciej – świeże zabrudzenia są znacznie łatwiejsze do usunięcia.
- Przetestuj środek czyszczący w niewidocznym miejscu.
- Unikaj intensywnego pocierania, które może uszkodzić powierzchnię.
- Dobierz preparat do rodzaju zabrudzenia i materiału.
- Stosuj środki ochrony osobistej podczas pracy z silnymi rozpuszczalnikami.

Usuwanie tłuszczu

W wakacje częstą formą spędzania czasu wolnego jest jazda na rowerze. Jednak mimo, że wydaje się ona beztrudną rozrywką można podczas niej pobrudzić się smarem. (Na przykład podczas nieumiejętnej jazdy może spaść łańcuch, który trzeba z powrotem założyć). W przypadku pobrudzenia się należy obchodzić się jak ze zwykłym tłuszczem.

Z ciała

Do zmycia tłuszczu z ciała można zastosować gorącą wodę z mydłem lub podejść do tego bardziej pomysłowo i zastosować płyn do mycia naczyń lub inny środek odtłuszczający. Należy jednak wtedy pamiętać, aby po umyciu zastosować krem nawilżający, ponieważ odtłuszczanie wysusza skórę.

Z tkanin

Plamy tłuszczowe należą do najczęściej występujących zabrudzeń. Nieuważnie trzymasz kebaba i ups! twoja ulubiona koszulka jest ubrudzona. Co zrobić? Na odzieży można je usuwać za pomocą płynu do naczyń, który skutecznie rozpuszcza tłuszcze. Po naniesieniu preparatu należy odczekać kilka minut, a następnie wyprać tkaninę.

Z powierzchni kuchennych

Błaty, okapy i płytki można czyścić preparatami odtłuszczającymi lub roztworem ciepłej wody z dodatkiem detergentu, albo specjalnymi ściereczkami do kurzu. W przypadku silnych zabrudzeń pomocne bywają środki alkaliczne.

Usuwanie farby



lateksowe lub akrylowe

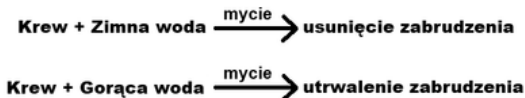
Świeżą farbę usuwa się najłatwiej wilgotną szmatką i letnią wodą z dodatkiem płynu do naczyń. Działaj natychmiast – im dłużej farba schnie, tym bardziej lubi wgrzyźć się w powierzchnię jak nieproszony świadek.

Farba olejna

Wymaga już poważniejszego podejścia. Użyj rozpuszczalnika (terpentyna, aceton lub dedykowany zmywacz do farb). Nasącz szmatkę, przyłóż i delikatnie pocieraj od brzegów do środka, żeby nie rozsmarować „dzieła” po całej podłodze. Na tkaninach sprawdza się także alkohol izopropylowy lub benzyna ekstrakcyjna.

Usuwanie krwi

Czasami zdarzy się zabrudzić krwią i pytanie brzmi: co robić w takiej sytuacji? Plamy z krwi należą do zabrudzeń pochodzenia białkowego, dlatego wymagają odpowiedniego podejścia. Najważniejszą zasadą jest unikanie gorącej wody, bo denaturuje białka i zamienia wszystko w trudny do usunięcia lakier.



Z tkanin

Świeże plamy z krwi najlepiej przepłukać zimną wodą. Następnie można zastosować delikatny detergent lub specjalistyczny odplamiacz przeznaczony do zabrudzeń białkowych. Delikatnie spłukać nadmiar, unikając rozprowadzania substancji na większą powierzchnię. Po wstępnym oczyszczeniu tkaninę należy wyprać zgodnie z zaleceniami producenta, lub w przypadku uporczywych zabrudzeń przeznaczyć do specjalistycznej pralni chemicznej.

Z tapicerki i materacy

Doskonale sprawdza się również roztwór nadtlenku wodoru (3–6%), który na jasnych powierzchniach powoduje kontrolowane utlenianie i widoczne bulgotanie – oznaka, że reakcja przebiega prawidłowo. Jeżeli nie ma się dostępu do takich środków można też spróbować delikatnie osuszyć czystą ściereczką lub ręcznikiem papierowym, unikając wcierania zabrudzenia w głąb materiału. Do czyszczenia można użyć niewielkiej ilości zimnej wody z dodatkiem łagodnego detergentu. Po usunięciu zabrudzenia powierzchnię należy osuszyć. Zalecany też jest octowy roztwór, który nie tylko neutralizuje zapach, ale również skutecznie niszczy materiał biologiczny

Środki ostrożności



Na koniec, gdy wszystko lśni czystością, zalecamy dokładne umycie rąk i narzędzi. Profesjonalista wie, że dbałość o detale decyduje o sukcesie. Niezależnie od tego, jak czysto sprzątniesz, zawsze pozostaje jedno pytanie: czy na pewno o niczym nie zapomniałeś?

Podczas usuwania krwi należy stosować rękawiczki ochronne i unikać bezpośredniego kontaktu z zabrudzeniem. W przypadku większych ilości krwi lub zabrudzeń pochodzących od innych osób zaleca się zachowanie szczególnej ostrożności oraz stosowanie środków dezynfekujących.

Usuwanie innych zabrudzeń

W czasie wakacji każdy ma ochotę napić się słodkiego napoju, ale co jeśli wyleje się on podczas transportu w plecaku i nie masz pod ręką środków czyszczących? Należy wówczas wytrzeć plecak zawsze dostępnymi chustkami a następnie wyłożyć go nimi. Tak ułożone chustki wchłoną z czasem wylany płyn.

Niech pierwszy rzuci kamieniem ten kto nigdy nie użył chloru z myślą, że zadziała jak wybielacz. Taka czynność przynosi efekt odwrotny do zamierzonego i na ubraniu pojawiają się żółte plamy. Jednak ten błąd da się odwrócić i istnieją na to, aż dwa sposoby. Pierwszy polega na przetarciu takich plam wacikiem nasączonym wodą wymieszaną pół na pół z wodą utlenioną, następnie tkaninę należy dokładnie wypłukać zimną wodą. Drugi sposób wymaga użycia tabletki witaminy C, którą po rozpuszczeniu w wodzie należy nanieść na plamy na 15 minut, po których upływie należy normalnie uprać tkaninę.

Filip Kosiba
klasa 3A



HIGIENA CYFROWA jako wsparcie zdrowia psychicznego

Co higiena cyfrowa może zmienić w życiu współczesnego człowieka, dla którego technologia to droga do szczęścia, zadowolenia i lepszej pracy?

Technologie cyfrowe nas rozpieszczają. Pozwalają cieszyć się udogodnieniami, które kiedyś wydawały się nieprawdopodobne (może z wyjątkiem świata stworzonego przez Stanisława Lema), a dziś są częścią naszej codzienności. Postęp w tej dziedzinie jest fascynujący i jednocześnie nieprzewidywalny, co tylko podnosi jego atrakcyjność. Trudno jednak oprzeć się wrażeniu, że świat kreowany przez technoentuzjastów, choć przyjmuje do wiadomości, to nie traktuje poważnie zagrożeń związanych z konsekwencjami wszechobecnego używania urządzeń ekranowych.

Wyniki badań

Szczególnie wrażliwe i podatne na wpływ technologii cyfrowych jest dziecko. Szybciej niż dorosły nauczy się działania algorytmów, rozwinie swoje pasje w oparciu o zasoby cyfrowe, ale najczęściej nie będzie zdawało sobie sprawy z tego, jak bardzo zagrożone jest jego bezpieczeństwo. To nie tylko ryzyko cyberprzemocy, kradzieży danych, utraty prywatności czy dostępu do nieodpowiednich treści, ale też zagrożenie dla zdrowia i ogólnego dobrostanu w związku ze spędzaniem czasu przed ekranem.

Każdego roku ukazują się raporty i opracowania dotyczące konsekwencji wpływu nowych technologii na ludzi. Zwykle wnioski z badań trafiają do mediów opatrzone komentarzem eksperta lub stanowią punkt wyjścia do rozważań naukowych. Czasem korzystają z tych informacji rodzice, aby potwierdzić trudności, z jakimi mierzą się, wychowując dzieci. Niestety, najczęściej są to jedynie smutne konstatacje – mimo że opisują problem, to nie dają realnego impulsu do działania w celu ochrony dzieci przed technologicznym przeciążeniem.

Cyfrowe życie młodych ludzi w Polsce od ponad dziesięciu lat bada m.in. NASK (Naukowa i Akademicka Sieć Komputerowa – Państwowy Instytut Badawczy). Z najnowszej edycji raportu Nastolatki^[1] (za okres wrzesień–październik 2024 r.) wynika, że czas spędzany przez dzieci i młodzież w Internecie wynosi obecnie prawie pięć godzin w dni powszednie oraz pięć godzin i szesnaście minut w dni wolne od zajęć szkolnych. Tendencja rosnąca została nieznacznie zahamowana. To dobra wiadomość.

Niepokozi natomiast fakt, że rozmiągają się wskazania tego czasu podawane przez nastolatki i ich rodziców (rodzice badanych nie są świadomi rzeczywistego wymiaru czasu, jaki ich dzieci spędzają w sieci). Być może dlatego często niedoszacowują także zagrożeń, jakie się z tym wiąże. Podobnie 57 proc. dorosłych deklaruje, że ustala zasady korzystania z Internetu, ale tylko 21 proc. nastolatków potwierdza istnienie takich zasad w domu. Jeśli do pozornej kontroli rodzicielskiej dodamy istniejące zjawisko normalizowania przemocy online przez młodych ludzi i dostęp do niebezpiecznych treści, to skutki mogą być niekorzystne dla zdrowia psychicznego.

Technologie cyfrowe są i będą z nami. Posługiwanie się nią jest jedną z kompetencji wymaganych na rynku pracy. I nie byłoby w tym niczego pozanormatywnego, gdyby nie to, że droga do kolejnych umiejętności cyfrowych wiedzie przez ekrany i kontakt z siecią, co może stanowić źródło nie tylko pozytywnych, ale także negatywnych doświadczeń. Z raportu Nastolatki wynika, że siedemdziesiąt procent nastolatków korzystało z przynajmniej jednego narzędzia lub systemu opartego na sztucznej inteligencji[1]. Wiodącym powodem jest wsparcie w nauce i odrabianiu prac domowych (40–55 proc. w zależności od klasy), ale aż 21 proc. młodych ludzi jako przyczynę wskazuje nudę. Czy będzie to usprawiedliwieniem dla czasu spędzanego przed ekranem? Zarówno ciało, jak i psychika nie wybaczą takich błędów. Zatem to, co dorosły może dać dziecku, to nauka mądrego korzystania z cyfrowych technologii, w tym stosowanie higieny cyfrowej.

Wiedząc, że dzieci uczą się przez obserwację i naśladowanie, warto od siebie zacząć dbanie o równowagę cyfrową. To będzie najbardziej efektywne działanie profilaktyczne. Warto je podjąć, choć zmiana nawyków jest wyzwaniem. Stawianie granic (odkładanie telefonu po powrocie do domu), podejmowanie decyzji (wyłączenie powiadomień), to powrót do życia bardziej świadomego i pełniejszego, krok w stronę relacji z najbliższymi. Decyzje podjęte w tym obszarze mogą przynieść nową jakość funkcjonowania. Wszystko zależy od tego, czy jesteśmy gotowi na zmiany, w jakim stopniu ważne jest dla nas młode pokolenie, a także na ile dobrze znamy i rozumiemy najważniejsze zasady wychowania.

Małe dziecko i technologie

Im wcześniej dziecko będzie korzystać z urządzeń cyfrowych, tym większe mogą być potencjalne konsekwencje. Układ nerwowy młodego człowieka rozwija się jeszcze po urodzeniu, a jego nadmierne pobudzenie skutkuje przeciążeniem i zakłóceniem nauki reagowania na bodźce. Do istotnych skutków nadmiaru ekranów u najmłodszych należą m.in. opóźnienia w rozwoju mowy oraz zaburzenia w sferze zdolności poznawczych. Naturalną konsekwencją są również zmniejszenie aktywności fizycznej i ryzyko kształtowania nieprawidłowej postawy ciała.

Więcej czasu spędzanego przed ekranem oznacza także mniej okazji do rozwijania kompetencji społecznych. W tym zdrowotnym kontekście zupełnie nieadekwatna wydaje się radość rodziców z faktu, że dziecko „ma opanowany Internet” czy dziecko „uspokaja się” zabawą na urządzeniu ekranowym. Jest to wielka naiwność dorosłych, ponieważ prawidłowa regulacja emocji wspierających rozwój odbywa się przede wszystkim w relacji osobowej poprzez bliskość, zrozumienie i towarzyszenie dziecku. Te i inne argumenty przemawiają za bezwzględnym zakazem czy też ograniczeniem korzystania przez małe dzieci ze smartfonów i aplikacji. Do trzeciego roku życia (do drugiego r.ż. wg Światowej Organizacji Zdrowia) dziecko nie powinno mieć kontaktu z ekranem. Dlaczego często jest inaczej? Jednym z głównych powodów okazuje się fakt, że negatywne skutki korzystania z urządzeń cyfrowych nie są widoczne natychmiast. Wobec tego część osób myśli, że są one wyolbrzymione. Co więcej, dziecko może bardzo wyraźnie manifestować (płaczem, krzykiem, uporem) niezadowolenie z braku dostępu do urządzenia, zaś w towarzystwie ekranu staje się „grzeczne” – wydaje się nie mieć żadnych innych potrzeb, nie zakłóca ważnej rozmowy, pozwala dorosłym na odpoczynek czy wykonanie obowiązków domowych. Ekran to jednak jedynie pozorne „uspokajające” – przynoszą chwilową ulgę, a w dłuższej perspektywie pogłębiają problem. To, co zaczyna się niewinnie, może stać się początkiem przyzwyczajania. Utrwalony nawyk sięgania po ekran w chwilach stresu w późniejszym życiu może przerodzić się w jeden z mechanizmów uzależnienia.

Dorosły, udostępniając dziecku urządzenie, bez złych intencji uczy je regulowania emocji w sposób zewnętrzny – napięcie zostaje zagłuszone, a nie przeżyte i zintegrowane. Dziecko nie rozwija umiejętności samoregulacji. To między innymi dlatego tak ważne jest wprowadzenie zasad i konsekwencji, czyli bezpiecznych ram korzystania z technologii. Uczenie równowagi między światem cyfrowym a realnym jest wyrazem troski o dobrostan psychiczny małego człowieka. Świadomy dorosły wie, że ograniczenia nie są karą, ale mają za zadanie chronić najmłodszych. Zrozumienie tej prawdy pozwoli bardziej odpowiedzialnie podejść do zasad związanych z higieną cyfrową.

Nastolatki i ekrany

W okresie dojrzewania psychika młodego człowieka jest szczególnie wrażliwa, co może dodatkowo potęgować problemy w obszarze zdrowia psychicznego. Jest to też czas, kiedy wiele dzieci budzi się i zasypia z telefonem w ręku. O możliwych skutkach oddziaływania

[1] A. Ładna, K. Kamiński, K. Roslaniec i in., Nastolatki. Raport z ogólnopolskiego badania uczniów i rodziców – raport badawczy, NASK – Państwowy Instytut Badawczy, Warszawa 2025 [online]: https://www.nask.pl/media/2025/09/Nastolatki_RAPORT-2.pdf (dostęp: 23 października 2025).

RYTUAŁY CYFROWEJ RÓWNOWAGI



Zacznij dzień bez ekranu

Określ, o której godzinie przejrzysz media społecznościowe i jak długo będziesz to robił

Stosuj zasadę 20-20-20. Co dwadzieścia minut patrz przez dwadzieścia sekund na coś, co jest oddalone o dwadzieścia stóp (sześć metrów)

Wyłącz powiadomienia

Rozmawiaj z ludźmi, zadбай o systematyczne kontakty z bliskimi

Wybieraj treści o pozytywnym charakterze

Co najmniej jedną-dwie godziny przed snem nie używaj ekranów emitujących niebieskie światło

Wprowadź kilka razy w miesiącu dzień off (tego dnia nie używaj Internetu)

Wprowadź regularną aktywność fizyczną – wystarczy najprostsza gimnastyka lub regularny spacer

technologii cyfrowych na zdrowie psychiczne i społeczne można pisać dużo, ale do sformułowania pełnych wniosków nadal brakuje długoterminowych obserwacji, które pozwoliłyby w sposób wyczerpujący ocenić skalę i charakter zagrożeń. Wśród nich wymienia się m.in. pogorszenie jakości życia, do czego mocno przyczynia się deficyt snu. Z jednej strony pod wpływem niebieskiego światła trudno o dobrej jakości regenerujący sen, z drugiej – samo wygaszenie ekranu może nie być skuteczne, ponieważ pobudzenie emocjonalne wywołuje w organizmie efekt nieustannego czuwania, lęk przed utratą informacji i silną potrzebę bycia w kontakcie. Dodatkowo niekończący się dopływ bodźców może mieć potencjał uzależniający. Warto pamiętać, że młody człowiek uzależnia się szybciej. Powiadomieniom, lajkowaniu, nieustannie pojawiającym się nowym treściom towarzyszy wydzielanie się dopaminy, która szybko wpływa na poprawę nastroju. Niestety, z czasem potrzeba coraz większych jej dawek. W zachowaniu pojawia się uporczywa koncentracja na źródle przyjemnych doznań, a równocześnie rozkojarzenie, napięcie i niepokój w sytuacji utraty kontaktu z urządzeniem.

E-zmęczenie

Niezależnie od wieku znaczącym wyzwaniem w zakresie zdrowia psychicznego ludzi jest długotrwała ekspozycja na treści online, natłok informacji i presja bycia stale dostępnym. Coraz powszechniejszym zjawiskiem okazuje się przeciążenie, stan psychicznego i fizycznego wyczerpania spowodowany nadmiernym i długotrwałym korzystaniem z urządzeń cyfrowych. Jeśli zmęczenie technologiami ma charakter przewlekły, może wpłynąć na obniżenie sprawności intelektualnej, co objawia się gorszym zapamiętywaniem i wywołuje zaburzenia koncentracji. Skutkiem tego bywają częściej popełniane błędy i wydłużenie czasu przeznaczonego na konkretne zadanie. Wykonując je, zwykle trzeba coś poprawiać. Niekorzystne dla zdrowia psychicznego jest tym samym częstsze doświadczanie stresu ze wszystkimi towarzyszącymi mu uczuciami. Cierpi na tym satysfakcja z pracy, a każdemu kolejnemu dniowi towarzyszy dojmujący dyskomfort emocjonalny.

Ze zmęczeniem cyfrowym wiążą się także objawy fizyczne. Są to z reguły bóle głowy, zmęczenie oczu oraz zaburzenia snu. Mimo różnic indywidualnych determinujących obraz zmęczenia cyfrowego u poszczególnych osób pojawiają się objawy, które nawet w niewielkim natężeniu bywają uciążliwe. Istotne staje się świadome podejście do korzystania z technologii pozwalające nie tylko funkcjonować w cyfrowym świecie, ale też chronić własny dobrostan i równowagę emocjonalną.

Recepta na równowagę

Higiena cyfrowa to jeden z elementów cyfrowego dobrostanu, niezwykle pożądanego w dzisiejszych czasach, choć jeszcze mało docenianego. Do głównych celów higieny w tej sferze należy używanie technologii cyfrowych w bezpieczny, niezagrażający sposób. Promowanie higieny cyfrowej ujęte zostało jako piąty punkt podstawowych kierunków realizacji polityki oświatowej państwa na rok szkolny 2025/2026. To wyraźny sygnał, jak ważne jest świadome i odpowiedzialne korzystanie

z technologii informacyjnej. Celem ma być coś więcej niż kontrola czasu spędzanego przed ekranem – chodzi o kształtowanie zdrowych nawyków cyfrowych. Budowanie równowagi cyfrowej to praktyka codziennych rytuałów – od samoświadomości potrzeb przez refleksję nad istotą zmiany do wypracowania zdrowych nawyków jako nowych rutyn.

Rachunek sumienia w cyfrowym świecie
Jak często odblokowujesz ekran swojego smartfona (można to sprawdzić w ustawieniach telefonu)?
Czym dla Ciebie jest scrolowanie?
Które pory dnia czy sytuacje sprzyjają kontaktom z ekranami?
Jakie uczucia sprawiają, że sięgasz po ekran?
Jakie zasady cyfrowej higieny stosujesz na co dzień?
Co jest dla Ciebie trudne do wprowadzenia w życie?
Czy masz pomysł, co zrobisz z zaoszczędzonym czasem, kiedy w Twoim życiu będzie mniej ekranów?

Opr. M. Kostecka-Biskupska

Podsumowanie

Wprowadzenie powszechnej higieny cyfrowej to nie kwestia wyboru czy chwilowa moda, ale konieczność, która pozwoli nam przetrwać. Tak, jak na przestrzeni lat społeczeństwa wprowadzały zasady dbania o zdrowie poprzez, m.in.: mycie rąk, szczepienia, dbanie o czystość wody i żywności, co było odpowiedzią na zagrożenia epidemiologiczne, tak współcześnie dominującym trendem powinny być działania wspierające równowagę psychiczną i społeczny dobrostan. Jeśli chcemy, żeby to technologia służyła człowiekowi, a nie odwrotnie, musimy nauczyć się stosowania na co dzień zasad higieny cyfrowej.

Bibliografia

Higiena cyfrowa w szkole i w przedszkolu. Poradnik o tym, jak mądrze ją wprowadzić [online]: <https://cloud-7.edupage.org/cloud/Poradnik-higiena-cyfrowa-w-szkole-i-w-przedszkolu.pdf?z%3A7tFAtES03ia%2BerwwounDwROjvdmtd7gu0x9KkfjymFNwbl6fXYMELYVLxzIXNRY3J%2FVSxq78R5xyJQqBnVQ%3D%3D>.
Ładna A., Kamiński K., Rosłaniec K. i in., *Nastolatki. Raport z ogólnopolskiego badania uczniów i rodziców – raport badawczy*, NASK – Państwowy Instytut Badawczy, Warszawa 2025 [online]: https://www.nask.pl/media/2025/09/Nastolatki_RAPORT-2.pdf.

Marzanna Kostecka-Biskupska,
pedagog, trener programów profilaktycznych,
nauczyciel konsultant
Świętokrzyskiego Centrum Doskonalenia Nauczycieli w Kielcach

Chrom w pigułce

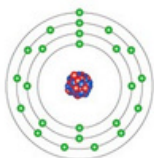
Właściwości, reakcje i pewniaki egzaminacyjne

Chrom (łac. chromium) to pierwiastek chemiczny o liczbie atomowej 24, który w układzie okresowym otwiera grupę chromowców. Swoją nazwę zawdzięcza greckiemu słowu chroma, co oznacza "kolor" lub "barwa". To trafne określenie, ponieważ związki tego metalu wyróżniają się niezwykle intensywnymi, jaskrawymi kolorami, od żółtego po głęboki pomarańczowy.

Chrom to metal o charakterystycznej, srebrzystobiałej barwie z lekkim, niebieskawym połyskiem. Tym, co wyróżnia go na tle innych metali, jest zdolność do polerowania na wysoki połysk. Po odpowiedniej obróbce działa niemal jak lustro, doskonale odbijając światło. Jeśli myślisz, że żelazo jest najtwardszym metalem, chrom szybko wyprowadzi Cię z błędu. W skali Mohsa (która ocenia twardość minerałów od 1 do 10) czysty chrom osiąga wynik aż 8.5! Oznacza to, że jest najtwardszym metalem wśród wszystkich pierwiastków czystych. Dzięki tej właściwości pokryte nim przedmioty są ekstremalnie odporne na zarysowania, ścieranie i uszkodzenia mechaniczne. Chrom nie poddaje się łatwo wysokim temperaturom. Aby zmienić go w ciecz, trzeba rozgrzać go do temperatury aż 1907°C (dla porównania: woda wrze w 100°C, a żelazo topi się przy 1538°C). Z kolei temperatura wrzenia chromu to kosmiczne 2671°C. Pod względem masy chrom należy do metali ciężkich. Jego gęstość wynosi 7,19 g/cm³. Oznacza to, że kostka chromu o wymiarach 10x10x10 cm ważyłaby ponad 7 kilogramów! Podobnie jak większość metali, chrom dobrze przewodzi prąd elektryczny oraz ciepło, choć ustępuje pod tym względem miedzi czy srebru. W temperaturze pokojowej chrom wykazuje unikalne właściwości antyferromagnetyczne (w uproszczeniu: jego struktura magnetyczna sprawia, że sam z siebie nie przyciąga magnesu tak jak żelazo).

Gdzie mieszka chrom?

Chrom ma stałe i bardzo ważne miejsce na tablicy Mendelejewa. Jego „adres” możemy zapisać za pomocą kilku precyzyjnych współrzędnych: Okres: 4 (leży w czwartym poziomym rzędzie). Grupa: 6 (dawniej VI B – pionowa kolumna). Liczba atomowa (Z): 24 (oznacza to, że jego jądro zawiera dokładnie 24 protony, a wokół niego krążą 24 elektrony). Blok konfiguracyjny: d (jest metalem przejściowym).



Źródło. SCIENCE PHOTO LIBRARY



Źródło. vchal

Jądro atomu chromu skupia niemal całą masę atomu:

Protony: 24 (wynika z liczby atomowej Z=24).

Neutrony: Zależą od izotopu - dla najpopularniejszego izotopu chromu-52 liczba neutronów wynosi 52 - 24 = 28.

Konfiguracja elektronowa (powłokowa)

K² L⁸ M¹³ N¹

Konfiguracja elektronowa podpowłokowa

Zapis pełny: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹ 3d⁵

Zapis skrócony: [Ar] 4s¹ 3d⁵

Dlaczego tak się dzieje? (Zjawisko promocji)

Chrom jest wyjątkowym pierwiastkiem, ponieważ występuje w nim promocja (przeniesienie) elektronu. Zamiast spodziewanej konfiguracji 4s² 3d⁴, jeden elektron z podpowłoki 4s przechodzi na podpowłokę 3d, która mieści maksymalnie 10 elektronów - układ, w którym jest ona zapełniona dokładnie w połowie, jest niezwykle stabilny i ma niższą energię.

Właściwości chromu:

1. Reakcja z tlenem (pasywacja na powietrzu) - w temperaturze pokojowej chrom reaguje z tlenem z powietrza, pokrywając się cienką, szczelną warstwą tlenku chromu(III). Chroni ona metal przed dalszym niszczeniem (korozją).



2. Reakcje z kwasami nieutleniającymi

Kwas solny bez dostępu powietrza: chrom roztwarza się, tworząc niebieski roztwór soli chromu(II) na +II stopniu utlenienia (w formie bezwodnej jest biały/bezbarwny, natomiast w roztworze wodnym (uwodniony jon ma barwę niebieską):



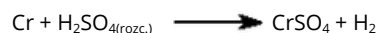
Kwas solny z dostępem powietrza (tlenu): tlen z powietrza natychmiast utlenia nietrwały chrom(II) do zielonego chromu(III).



3. Reakcje z kwasami utleniającymi

Kwas azotowy(V) zarówno stężony jak i rozcieńczony: chrom jest odporny na działanie (zjawisko pasywacji)

Kwas siarkowy(VI) stężony: ze stężonym pasywuje, natomiast z rozcieńczonym reakcja zachodzi według równania:



Na zimno	HCl(roz)	HCl(roz), O ₂	H ₂ SO ₄ (roz)	H ₂ SO ₄ (stęż)	HNO ₃ (roz)	HNO ₃ (stęż)
Cr	CrCl ₂ , H ₂	CrCl ₃ , H ₂	H ₂	Pasywacja	Pasywacja	Pasywacja

Tlenki Chromu

Chrom tworzy trzy główne tlenki, z których każdy znajduje się na innym stopniu utlenienia (+II, +III, +VI). Wraz ze wzrostem stopnia utlenienia charakter chemiczny tlenków zmienia się od zasadowego, przez amfoteryczny, aż po kwasowy.

Tlenek chromu(II) – CrO

- Stopień utlenienia chromu: +II
- Wygląd: Czarny lub czarnobrunatny proszek.
- Charakter chemiczny: zasadowy.
- Właściwości i reakcje:
 - Nie rozpuszcza się w wodzie i z nią nie reaguje.
 - Reaguje z kwasami, tworząc jasnoniebieskie sole chromu(II):



- Ma silne właściwości redukujące (łatwo utlenia się do Cr₂O₃ nawet pod wpływem delikatnego ogrzania na powietrzu).

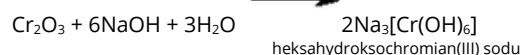
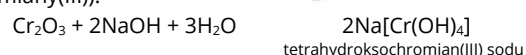


Tlenek chromu(III) – Cr₂O₃

- Stopień utlenienia chromu: +III
- Wygląd: Zielony proszek, krystaliczny, bardzo twardy (używany jako zielony pigment malarski oraz materiał polerski).
- Charakter chemiczny: amfoteryczny.
- Właściwości i reakcje:
 - Jest niezwykle stabilny termicznie i chemicznie. Nie rozpuszcza się w wodzie.
 - Reaguje z kwasami (w podwyższonej temperaturze), tworząc zielone sole chromu(III):

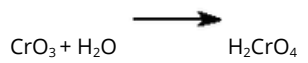


- Reaguje ze stężonymi zasadami metodą stapiania (w roztworze wodnym reakcja zachodzi opornie), tworząc związki kompleksowe (chromiany(III)):

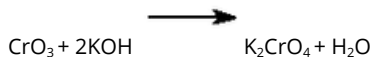


Tlenek chromu(VI) – CrO₃

- Stopień utlenienia chromu: +VI
- Wygląd: Ciemnoczerwone, igielkowate kryształy.
- Charakter chemiczny: kwasowy.
- Właściwości i reakcje:
 - Jako jedyny z tlenków chromu świetnie rozpuszcza się w wodzie, reagując z nią i tworząc mieszaninę kwasów: kwasu chromowego(VI) i dichromowego(VI).



- Reaguje z zasadami, tworząc żółte chromiany(VI):



- Ma silne właściwości utleniające i jest substancją silnie toksyczną oraz rakotwórczą.

Wodorotlenki chromu

Chrom tworzy dwa główne wodorotlenki na różnych stopniach utlenienia:

Wodorotlenek chromu(II) – Cr(OH)₂

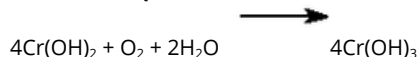
- Stopień utlenienia chromu: +II
- Barwa: Brunatny lub żółtobrunatny osad.
- Charakter chemiczny: Zasadowy.
- Otrzymywanie: Wytrąca się w reakcji soli chromu(II) z mocną zasadą bez dostępu powietrza



- Właściwości chemiczne:
 - Reaguje z kwasami, tworząc niebieskie sole chromu(II):

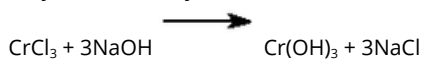


- Nie reaguje z zasadami (brak właściwości amfoterycznych).
- Jest skrajnie nietrwały na powietrzu – ma silne właściwości redukujące. Pod wpływem tlenu z powietrza i wody natychmiast samorzutnie utlenia się do zielonego wodorotlenku chromu(III):

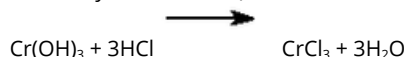


Wodorotlenek chromu(III) – Cr(OH)₃

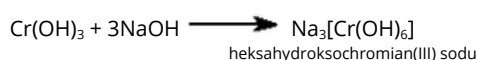
- Stopień utlenienia chromu: +III
- Barwa: Szarozielony (lub zielononiebieski), galaretowaty osad.
- Charakter chemiczny: Amfoteryczny (reaguje zarówno z kwasami, jak i z mocnymi zasadami).
- Otrzymywanie: Wytrąca się po dodaniu stechiometrycznej ilości zasady (lub wody amoniakalnej) do roztworu soli chromu(III):



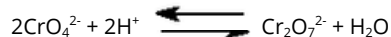
Reakcja z kwasami i mocnymi zasadami (roztwarzanie osadu)



Szarozielony osad znika, a roztwór przyjmuje zieloną barwę pochodzącą od uwodnionych jonów chromu(III).



Trwałość chromianów(VI) i dichromianów(VI) zależy wyłącznie od odczynu (pH) środowiska. Związki te na +VI stopniu utlenienia łatwo i odwracalnie przechodzą jedne w drugie, czemu towarzyszy wyraźna zmiana barwy. W roztworze wodnym jony chromianowe(VI) i dichromianowe(VI) pozostają w stanie dynamicznej równowagi, którą opisuje równanie



Zgodnie z regułą przekory (Le Chateliera):

Dodatek kwasu przesuną równowagę w prawą stronę a dodatek zasady w lewą. W środowisku zasadowym lub obojętnym trwałą jest forma chromianowa (barwa Intensywnie żółta). Jeśli do pomarańczowego roztworu dichromianu(VI) dodamy zasadę, roztwór natychmiast zmieni barwę na żółtą.



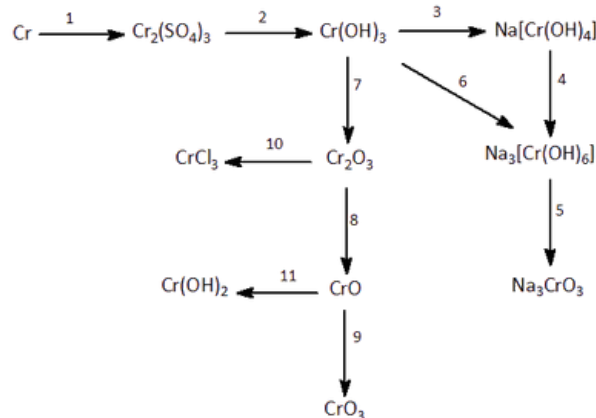
W środowisku kwasowym trwałą jest forma dichromianowa (barwa: Intensywnie pomarańczowa). Jeśli do żółtego roztworu chromianu dodamy kwas, roztwór natychmiast zmieni barwę na pomarańczową.



Dichromian(VI) potasu w środowisku kwasowym jest jednym z najpopularniejszych utleniaczy laboratoryjnych. Łatwo redukuje się do zielonych jonów chromu(III). Chromiany(VI) również posiadają właściwości utleniające, jednak w środowisku zasadowym są znacznie bardziej stabilne i trudniej ulegają redukcji.

ZADANIA

Zadanie 1. Ułóż równania reakcji w formie cząsteczkowej, jonowej oraz jonowej skróconej do podanego poniżej grafu:



Zadanie 2. Dobierz współczynniki w równaniach chemicznych, układając połówkowe równania reakcji redukcji i utlenienia. Wskaż reduktor oraz utleniacz.



Proces redukcji:

Proces utleniania:

Zbilansowane równanie reakcji:

Utleniacz:

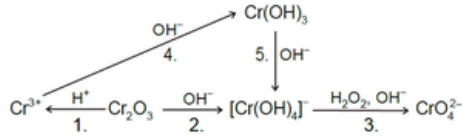
Reduktor:

Zadanie 3. Zaprojektuj doświadczenie za pomocą którego odróżnisz trzy wodne roztwory: chromian(VI) potasu, dichromian (VI) potasu, chlorek chromu (III). W tym celu narysuj schemat doświadczenia, podaj obserwacje oraz wnioski w postaci równania reakcji w formie jonowej skróconej.

TO BYŁO NA MATURZE

CZERWIEC 2022

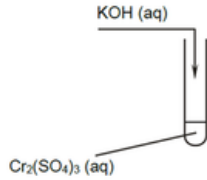
Informacja do zadań 9.–11.
Poniższy schemat ilustruje przemiany 1.–5., którym ulegają związki chromu(III).



Zadanie 9. (0–1)
Napisz:

- w formie jonowej skróconej równanie reakcji tlenku chromu(III) z kwasem siarkowym(VI) (przemiana 1.)
- wzór soli, której roztwór powstaje w reakcji tlenku chromu(III) z wodorotlenkiem potasu (przemiana 2.).

Zadanie 10.
Do próbki z wodnym roztworem siarczenu(VI) chromu(III) dodawano wodny roztwór wodorotlenku potasu. Opisane doświadczenie zilustrowano na poniższym rysunku.



Na podstawie zaobserwowanych efektów stwierdzono, że reakcja zachodzi w dwóch etapach:

- po dodaniu niewielkiej ilości roztworu wodorotlenku potasu do próbki z roztworem siarczenu(VI) chromu(III) (przemiana 4.)
- przy dalszym dodawaniu roztworu wodorotlenku potasu (przemiana 5.).

Zadanie 10.1. (0–1)
Napisz, co zaobserwowano w pierwszym etapie tego doświadczenia (przemiana 4.). Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która była przyczyną zaobserwowanej zmiany.

Obserwacja:
Równanie reakcji:

Zadanie 11.
Do próbki z wodnym roztworem soli zawierającej jony $[Cr(OH)_4]^-$ dodano – w środowisku zasadowym – wodny roztwór H_2O_2 (przemiana 3.).

Zadanie 11.1 (0–1)
Opisz zmianę świadczącą o zajściu reakcji w tej próbce. Uwzględnij barwę zawartości próbki po reakcji.

Zadanie 11.2. (0–1)
Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która była przyczyną obserwowanej zmiany (przemiana 3.).

MAJ 2022

Zadanie 12.
W trzech próbkach (I–III) umieszczono wodne roztwory soli potasu zawierających chrom na VI stopniu utlenienia. Zawartość próbki III zakwaszono. Następnie do każdej próbki dodano jeden odczynnik wybrany z poniższej listy:

- wodny roztwór wodorotlenku potasu
- wodny roztwór azotanu(V) sodu
- wodny roztwór azotanu(V) srebra(I)
- wodny roztwór siarczenu(IV) potasu.

Schemat doświadczenia i opis wyglądu zawartości próbek I–III przed reakcją i po jej zakończeniu przedstawiono w poniższej tabeli.

Schemat doświadczenia	Opis wyglądu zawartości próbki przed reakcją i po jej zakończeniu
wybany odczynnik sól chromu(VI) (aq) I	Przed reakcją: żółty roztwór Po reakcji: ciemnoczerwony osad
wybany odczynnik sól chromu(VI) (aq) II	Przed reakcją: pomarańczowy roztwór Po reakcji: żółty roztwór
wybany odczynnik sól chromu(VI) (aq) z dodatkiem H_2SO_4 (aq) III	Przed reakcją: pomarańczowy roztwór Po reakcji: zielony roztwór

Zadanie 12.1. (0–1)
Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej w próbce I po dodaniu wybranego odczynnika do roztworu soli chromu(VI) oraz napisz nazwę lub wzór odczynnika, który dodano do próbki II w opisanym doświadczeniu.

Równanie reakcji zachodzącej w próbce I:
Nazwa lub wzór odczynnika dodanego do próbki II:

Zadanie 12.2. (0–1)
Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej w próbce III po dodaniu wybranego odczynnika do roztworu soli chromu(VI) z dodatkiem H_2SO_4 .

Zadanie 12.3. (0–1)
Uzupełnij poniższe zdania – wybierz i zaznacz jedną odpowiedź spośród podanych w każdym nawiasie.
Reakcja redoks przebiegała w próbce (I / II / III). Sól chromu(VI) pełni w tej przemianie funkcję (reduktora / utleniacza).

MAJ 2024

Zadanie 1.
Pierwiotki A i X leżą w sąsiednich okresach. Wiadomo, że:

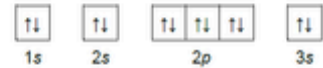
- elektry w atomie A w stanie podstawowym są rozmieszczone w pięciu podpowłokach
- w atomie X w stanie podstawowym wszystkie elektrony biorące udział w tworzeniu wiązań są niesparowane i rozmieszczone na powłokach opisanych różnymi wartościami głównej liczby kwantowej n.

Cząsteczka tlenku pierwiastka A na najwyższym stopniu utlenienia składa się z czternastu atomów, a jej wzór rzeczywisty nie jest wzorem elementarnym. Ten tlenek w reakcji z wodą – przebiegającej bez zmiany stopnia utlenienia – tworzy trójpłatony kwas tlenowy. Liczba atomów wchodzących w skład cząsteczki wodoru pierwiastka A jest równa liczbie atomów wchodzących w skład cząsteczki tlenku pierwiastka X na najwyższym stopniu utlenienia.

Zadanie 1.1. (0–2)
Uzupełnij tabelę. Napisz symbole pierwiastków A i X – oraz dla każdego z nich – najwyższy stopień utlenienia w związkach chemicznych i liczbę elektronów niesparowanych w atomie w stanie podstawowym.

	Symbol pierwiastka	Najwyższy stopień utlenienia w związkach chemicznych	Liczba elektronów niesparowanych w atomie
Pierwiastek A			
Pierwiastek X			

Zadanie 1.2. (0–1)
Uzupełnij poniższy schemat, tak aby przedstawiał graficzny (klatkowy) zapis konfiguracji elektronowej kationu X^{2+} w stanie podstawowym. W zapisie uwzględnij numery powłok i symbole podpowłok.





Arkusz maturalny z chemii Maj 2026r - komentarz

Arkusz maturalny z chemii udowodnił, że era bezrefleksyjnego rozwiązywania zadań „pod klucz” oraz mechanicznego zapamiętywania faktów bezpowrotnie minęła (myślę o zadaniu za 4 punkty oraz niemalże wszystkich zadaniach z chemii organicznej). Dla środowiska nauczycielskiego to jasny sygnał do głębokiej reformy metod dydaktycznych. Chemia przestała być nauką autonomiczną na egzaminie. Musimy położyć zdecydowanie większy nacisk na synergię z matematyką. Kluczową kompetencją przyszłego maturzysty staje się szybka synteza i selekcja informacji. Uczniowie muszą sprawnie wyciągać wnioski z tekstów źródłowych, tabel danych oraz wykresów. Wobec braku obowiązkowych laboratoriów na poziomie szkolnym, arkusz zmusza do wirtualnego projektowania doświadczeń. Zdający musi doskonale rozumieć rolę próby kontrolnej, potrafić przewidzieć subtelne zmiany barw wskaźników oraz interpretować efekty energetyczne procesów. Konstrukcja tegorocznego arkusza pokazała, że problemem nie jest wyłącznie trudność merytoryczna, ale też tempo pracy. Maturzyści, którzy opanowali materiał, ale nie wypracowali strategii zarządzania czasem i radzenia sobie ze stresem, tracili cenne punkty na ostatnich zadaniach. Poziom trudności tegorocznego egzaminu nie powinien być jednak powodem do paniki. Ponieważ arkusz okazał się w dużej mierze schematyczny dla większości zdających w całym kraju, więc trzeba zadać sobie pytanie o progi punktowe na najbardziej oblegane kierunki, takie jak medycyna, stomatologia czy biotechnologia? Ostatecznie o sukcesie w rekrutacji zadecyduje nie bezwzględny wynik procentowy, ale pozycja na liście rankingowej, co daje równe szanse wszystkim, którzy wykazali się na sali egzaminacyjnej umiejętnością logicznego myślenia.

CENTRALNA KOMISJA EGZAMINACYJNA

WYPEŁNIA ZDAJĄCY

KOD PESEL

Miejsce na naklejkę. Sprawdź, czy kod na naklejkę to **M-100**. Jeżeli tak – przylep naklejkę. Jeżeli nie – zgłoś to nauczycielowi.

Egzamin maturalny *Formuła 2023*

CHEMIA

Poziom rozszerzony

Symbol arkusza **MCHP-RO-100.2505**

DATA: **13 maja 2026r.**
 GODZINA ROZPOCZĘCIA: **9:00**
 CZAS TRWANIA: **180 minut**
 LICZBA PUNKTÓW DO UZYSKANIA: **60**

Przed rozpoczęciem pracy z arkuszem egzaminacyjnym

- Sprawdź, czy nauczyciel przekazał Ci właściwy arkusz egzaminacyjny. $\frac{1}{3}$ arkusza we właściwej formule, z właściwego przedmiotu na właściwym poziomie.
- Jeżeli przekazano Ci niewłaściwy arkusz – natychmiast zgłoś to nauczycielowi. Nie rozrywaj banderol.
- Jeżeli przekazano Ci właściwy arkusz – rozerwij banderolę po otrzymaniu takiego polecenia od nauczyciela. Zapoznaj się z instrukcją na stronie 2.

Uwaga: 01.04.2022

PROPOZYCJA ROZWIĄZAŃ



Czy można opanować nomenklaturę chemiczną bez otwierania podręcznika?

Okazuje się, że tak – wystarczy wziąć sprawy w swoje ręce. Na ostatnich zajęciach projektowych uczniowie klas pierwszych realizujących podstawę programową z chemii na poziomie podstawowym podjęli nietypowe wyzwanie edukacyjne. Zamiast pracy w grupach, gdzie łatwo schować się za plecami innych, każdy zmierzył się z tematem twarzą w twarz. Zadaniem każdego uczestnika było samodzielne zaprojektowanie i wykonanie edukacyjnego domina, łączącego nazwy systematyczne związków z ich wzorami sumarycznymi. Dlaczego autorskie domino to strzał w dziesiątkę? To potęga samodzielnego działania! Tradycyjne lekcje często kojarzą się z pamięciowym opanowaniem tabel i reguł. Projekt pokazał, że najefektywniejsza nauka zachodzi wtedy, gdy teoria zamienia się w praktyczne, indywidualne działanie. Każdy uczeń stał się samodzielnym twórcą własnej gry. Co dokładnie dały nam te zajęcia?

- Głębokie zrozumienie zamiast wkuwania na pamięć.
- Aktywne przetwarzanie wiedzy: tworząc własne kostki, uczeń musiał samodzielnie przeanalizować i sparować nazwy i wzory.
- Natychmiastowa autokorekta: błąd na jednej karcie blokował całą pętlę gry, co zmuszało autora do natychmiastowego, logicznego szukania własnych pomyłek.
- Trwałe zapamiętywanie: proces fizycznego tworzenia (pisanie, wycinanie, układanie) angażuje pamięć ruchową i wizualną znacznie mocniej niż czytanie podręcznika.
- Budowanie pełnej odpowiedzialności i samodzielności
- Trening skupienia: każdy uczeń odpowiadał za swój projekt od początku do końca, co wymagało maksymalnej koncentracji i precyzji.
- Praca we własnym tempie: indywidualny charakter zajęć pozwolił każdemu na spokojne rozpracowanie trudniejszych dla niego grup związków (np. kwasów czy soli).
- Krytyczne myślenie: uczniowie musieli sami zaplanować strukturę gry tak, aby domino miało swój logiczny początek, płynny przebieg i jasny koniec.
- Satysfakcja z bycia autorem i duma z efektu. Świadomość przeobrażenia czystej kartki papieru w działającą, edukacyjną zabawkę dała uczniom ogromne poczucie sprawczości.
- Wzrost pewności siebie: samodzielne stworzenie bezbłędnej gry z trudnego materiału udowodniło uczniom, że chemia nie jest taka straszna, jak ją malują.
- Trwały podręczny pomocnik: każdy wyszedł z lekcji z własnoręcznie przygotowaną "ściągawką", która posłuży mu do ekspresowych powtórek przed "sparingami"



Projekt: Gap Year.

Jak zaplanować rok przerwy, by zyskać, a nie stracić?

Ostatnie dni przed ogłoszeniem wyników matur to stan absolutnego zawieszenia. Między sprawdzaniem przecieków na forum a nerwowym odliczaniem godzin w głowie większości maturzystów tli się to samo, paraliżujące pytanie: „A co, jeśli scenariusz pójdzie niezgodnie z planem?”. Presja otoczenia i wizja natychmiastowego startu na studia potrafią przytłoczyć, ale prawda jest taka, że czarny scenariusz wcale nie musi oznaczać życiowej katastrofy. Czasem to właśnie losowa zmiana planów otwiera drzwi, o których wcześniej nawet nie myśleliście. Zanim więc z dreszczem emocji zalogujecie się do systemu, weźcie głęboki oddech i spójrzcie na plan awaryjny, który dla wielu staje się przygodą życia. Mowa o gap year – roku, który zamiast „stratą czasu” może okazać się Waszym najważniejszym projektem. Tylko jak okiełznać tę nagłą, gigantyczną wolność i nie utonąć w morzu nic nierobienia? Maturalna poprawka to nie koniec świata, lecz strategiczny krok. Wiadomość o niesatysfakcjonującym wyniku maturalnym potrafi zważyć z nóg. Stres, paraliżujący strach na sali egzaminacyjnej, gorszy dzień albo zwykły pech – przyczyny mogą być różne. Jeśli mierzysz się z koniecznością poprawy egzaminu dojrzałości, pierwsza i najważniejsza zasada brzmi: nie załamuj się. Spójrz na listy studentów pierwszego roku medycyny czy stomatologii – zdziwisz się, jak ogromną część z nich stanowią właśnie „poprawkowicze”. Większość Twoich rówieśników z klas biomedycznych, którzy dziś dumnie noszą fartuchy, nie dostała się za pierwszym razem. Często upragniony indeks zdobywa się za drugim, a nawet trzecim podejściem. Kluczowe pytanie, przed którym teraz stoisz, brzmi: czy gap year – rok przerwy poświęcony wyłącznie na naukę w domu – to dobre rozwiązanie?

Dwie strony medalu: Domowe zacisze kontra presja czasu

Z doświadczenia starszych kolegów wynika ciekawy paradoks. Wielu z tych, którzy bezpośrednio po słabszej maturze poszli na jakieśkolwiek przypadkowe studia, po latach żałuje, że nie zostało w domu na ten jeden rok, by w pełni skupić się na poprawie. Z drugiej strony, ukończyli oni studia w terminie i mają już w kieszeni dyplom. Pytanie jednak, czy naprawdę chcesz spędzić życie w zawodzie, który wybierzesz tylko „z braku laku”? Czy chcesz być kimś, kogo definiuje dyplom, który go nie cieszy? Istnieje jednak druga strona medalu. O ile roczny lub dwuletni gap year nie stanowi żadnego problemu w życiorysie, o tyle siedzenie w domu po raz trzeci czy czwarty powinno zapalić w głowie ostrzegawczą lampkę. Lata lecą, a w dzisiejszych realiach posiadanie konkretnego fachu, wykształcenia i „papieru” to podstawa stabilizacji. Mając 19 lat, patrzymy na życie z perspektywy absolutnego początku. Gdy mamy lat 23, optyka się zmienia – pojawiają się poważne związki, narzeczeństwo i naturalna potrzeba niezależności finansowej. Jeśli więc czujesz, że kolejna domowa samotnia Cię przytłacza, może warto rozważyć pójście na kierunek pokrewny i stamtąd atakować wymarzone studia? A może wykorzystaj swój gap year tak, aby ten rok był już tym ostatnim?

Uniwersalna recepta na sukces nie istnieje, ponieważ każdy z nas uczy się inaczej i wykazuje inną odporność na stres. Kluczem do skutecznej powtórki jest jednak bezwzględna, brutalna szczerość wobec samego siebie. Musisz zdiagnozować, co tak naprawdę spowodowało niesatysfakcjonujący wynik na świadectwie maturalnym. Czy był to paraliżujący stres? Chaos w szkole? Problemy osobiste, presja rodziców, a może zwyczajny brak samodyscypliny? Znajdź ten czynnik i zrób wszystko, by go wyeliminować.

Weźmy pod lupę chociażby logistykę samego dnia egzaminu. Jeśli Twój wynik ucierpiał przez to, że o poranku czekała Cię wyczerpująca podróż samochodem, wstawanie o godzinie 6:00 czy 7:00, stres na drodze i nerwowe koczowanie pod drzwiami szkoły na godzinę przed czasem – zmień to. Zadbaj o to, by zdawać egzamin w szkole jak najbliżej miejsca zamieszkania. Małe zmiany generują wielkie wyniki.

Dla tych, którzy poprawiają maturę po raz pierwszy, mamy dobrą wiadomość: pomyślcie, jak wiele obowiązków Wam odpada! Nie musicie już pisać matematyki podstawowej, polskiego, języka obcego ani zdawać stresujących egzaminów ustnych. Odchodzi Wam codzienne, wielogodzinne przesiadywanie na lekcjach, które w kontekście Waszych planów byłyby stratą czasu.

Skoro potrafiliście wywalczyć niezły wynik, mając na głowie całą szkołę, to teraz – dysponując pełną wolnością – możecie osiągnąć absolutne maksimum.

Warto wiedzieć: Biologia a kondycja mózgu

Ucząc się do matury z biologii, na pewno nie raz trafiliście na zagadnienia dotyczące neurobiologii i wpływu wysiłku fizycznego na kondycję mózgu. Ruch stymuluje wydzielanie czynników neurotrofowych (np. BDNF), które odpowiadają za powstawanie nowych neuronów i pamięć długotrwałą. Kiedy dopada Cię naukowe „zamulenie”, wstań i zrób 20 pajacyków albo idź na krótki trening. To czysta nauka, która realnie działa!

Największą pułapką gap year jest złudne poczucie nieograniczonego czasu. Aby nie utonąć w lenistwie, musisz przyjąć jedno założenie: poprawianie matury to Twoja praca na pełen etat. Oznacza to koniec ze spaniem do godziny 15:00. Budzik ma dzwonić np. o 9:00. Czas na pożywne śniadanie, poranną kawę i ruszamy do biurka. Nie ma tłumaczenia, że „dzisiaj mi się nie chce” albo że „wczoraj była impreza”. Pomyśl o swoich rodzicach – oni muszą codziennie wstawać i wychodzić do pracy, niezależnie od nastroju. Ty też musisz. Równie ważna jest higiena pracy. Zadbaj o bezwzględny porządek w miejscu nauki. Wyznacz jedno stałe, czyste biurko przeznaczone tylko na książki i notatki. To ma być Twoja przestrzeń skupienia – miejsce, w którym nie ma prawa pojawić się włączony w tle film, media społecznościowe czy rozpraszające przekąski. Mózg musi jednoznacznie kojarzyć to miejsce z pracą.

Każda wygrana batalia wymaga strategii. Pierwszym krokiem powinien być zakup kalendarza, w którym rozpiszesz naukę tydzień po tygodniu. Pamiętaj o złotej zasadzie: skup się przede wszystkim na tym, czego wcześniej nie umiałeś lub nie rozumiałeś. Powtarzanie po raz setny tematów, które masz opanowane do perfekcji, daje złudne poczucie produktywności, ale nie podnosi Twojego wyniku. Prawdziwym kluczem do sukcesu są zadania i praca z arkuszami. Cały materiał teoretyczny warto solidnie przepracować i zamknąć w planie powtórkowym do końca lutego. Dlaczego? Ponieważ od marca powinieneś wejść w fazę intensywnego, codziennego rozwiązywania arkuszy maturalnych. To właśnie wtedy, podczas realnego starcia z zadaniami, wyjdą na jaw ostatnie luki w wiedzy, które zdążysz jeszcze spokojnie i efektywnie uzupełnić przed majem.

Na koniec rzecz najważniejsza, o której młodzi, ambitni ludzie w przypływie ambicji często zapominają: zachowanie zdrowego balansu. Pamiętaj, że nie samą nauką żyje człowiek, a przemęczony, przebodźcowany organizm po prostu odmawia posłuszeństwa i przestaje przyswajać fakty.

Twój kalendarz musi przewidywać czas na normalne życie. Wyjdź wieczorem na piwo ze znajomymi, spotkaj się z przyjaciółkami. Masz ochotę pograć w Fifę albo w Simsy? Zagraj bez wyrzutów sumienia. Idź do kina, zresetuj głowę. Weekend wolny od nauki? Wyjedź na chwilę nad morze albo w góry, poodychaj świeżym powietrzem. Żyj! Regeneracja to tak samo ważny element planu treningowego jak sam trening. Zadbaj o siebie, podejdź do tematu z głową, a w maju odbierzesz wynik, który otworzy Ci drzwi do spełnienia marzeń.



Zaproszenie do udziału w Międzyszkolnym Konkursie Wiedzy o Promieniotwórczości i Życiu Marii Skłodowskiej-Curie

Z okazji zbliżającej się 159. rocznicy urodzin dwukrotnej laureatki Nagrody Nobla, Marii Skłodowskiej-Curie, serdecznie zapraszamy uczniów kieleckich szkół podstawowych do wzięcia udziału w wyjątkowym, dwuetapowym konkursie wiedzy! To doskonała okazja, aby przybliżyć młodzieży postać tej genialnej Polki, zaszcześcić w nich pasję do nauk przyrodniczych oraz sprawdzić ich wiedzę z zakresu chemii, fizyki i historii odkryć naukowej ikony przełomu XIX i XX wieku.

Dla kogo: Uczniowie klas VII i VIII szkół podstawowych m. Kielce.

Formuła: Konkurs 2-etapowy (Etap Szkolny – pisemny, Etap Finałowy – pisemny).

Zagadnienia konkursowe obejmują:

1. Życiorys Marii Skłodowskiej-Curie.
2. Nagrody Nobla i upamiętnienie Noblistki (muzea, pomniki, literatura).
3. Rad i polon w układzie okresowym pierwiastków.
4. Zjawisko promieniotwórczości.
5. Zastosowanie odkryć Marii Skłodowskiej-Curie w medycynie, przemyśle i innych dziedzinach nauk.

Bibliografia:

Sugerowane pozycje 1-5

1. Wołczek O., Maria Skłodowska-Curie, Warszawa 1985
2. Strona internetowa Muzeum Marii Skłodowskiej-Curie w Warszawie: <http://muzeum-msc.pl/>
3. Układ okresowy pierwiastków
4. Podręcznik do chemii – rozdział o promieniotwórczości
5. Inne źródła internetowe o życiu i działalności Noblistki
6. Lekcje Marii Skłodowskiej-Curie Autor: Notatki Isabelle Chavannes z 1907 roku
7. Maria Skłodowska-Curie Autor: Laurent Lemire
8. Maria Skłodowska-Curie i Promieniotwórczość Autor: Józef Hurwic
9. Maria Skłodowska-Curie Autor: Helena Bobińska
10. Maria Skłodowska-Curie Opowieści o ciekawości Autor: Natalia Dueholm, Arkadiusz Gacparski
11. Odłotowe odkrycia Maria Skłodowska-Curie i Promieniotwórczość. Autor: Ian Graham
12. Skłodowska-Curie Autor: Małgorzata Sobieszczak-Marciniak
13. Bochaterowie wszech czasów Autor: Przemysław Zdrok
14. Maniusia Autor: Wanda Żółkiewska
15. Maria Skłodowska-Curie Autor: Helena Bobińska

Szczegóły i regulamin konkursu prześlemy na adresy mailowe sekretariatów szkół podstawowych w pierwszym tygodniu września. Patronat nad wydarzeniem obejmie SODMiN w Kielcach.



ENGLISH CORNER

In our English corner, you'll discover simple, incredibly useful vocabulary that will make learning chemistry in English easy and fun.



This edition's topic: Chemical Bonding

Atoms are linked by chemical bonds. There are four general types of bond: ionic, covalent, coordinate and metallic.

Covalent and coordinate bonds

A covalent bond is formed when two atoms share their unpaired valence electrons. Each shared pair of electrons gives rise to a single bond. Atoms linked by covalent bonds usually form molecules or polyatomic ions, for example, the hydrogen molecule H_2 , the hydrogen chloride molecule HCl or the hexafluorophosphate anion PF_6^- . Some atoms show a tendency to form multiple bonds. For example, two carbon atoms can be linked by a single bond (as in ethane CH_3-CH_3), a double bond (as in ethene $CH_2=CH_2$) or a triple bond (as in ethyne $HC\equiv CH$). When two bonded atoms differ in their electronegativity, the bonding electron pair is shifted towards the more electronegative atom. In this case, a partial negative charge appears on the more electronegative atom, and a partial positive charge on the less electronegative one. Such a bond resembles an electrical dipole and is referred to as a polar or polarized covalent bond. Molecules containing polarized bonds are usually polar, although this is not always the case. For example, both $C=O$ bonds in the carbon dioxide molecule are polar, but the molecule as a whole is not polar, since the individual dipole moments of both bonds cancel each other out. In general, every covalent bond is polar to some extent, unless the bond occurs between two atoms of the same kind, as in the case of H_2 , Cl_2 , P_4 or S_8 molecules. Sometimes, atoms linked by covalent bonds do not form separate molecules but produce a giant, three-dimensional structure. Examples of giant covalent structures include diamond and graphite (allotropic forms of carbon), silicon dioxide SiO_2 or aluminosilicate anions. A coordinate bond (dative bond) is a kind of covalent bond in which the whole bonding electron pair is provided by one of the linked atoms. Coordinate bonds are typical of transition metal ions, whose empty d-orbitals act as acceptors of electron pairs from donor atoms incorporated in ligands.

Ionic and metallic bonds

When the difference in electronegativity between two bonded atoms is sufficiently large, the whole bonding pair may be transferred to the more electronegative atom. In this way a pair of ions is formed. The more electronegative atom, of high electron affinity, accepts one or more electrons to form a negative ion, an anion, whereas the less electronegative atom, of low ionization energy, loses one or more electrons to form a positive ion, a cation. Oppositely charged ions attract one another with strong electrostatic forces. This type of bond is referred to as an ionic or electrovalent bond. In the solid state, ions are packed tightly to form a regular giant structure known as an ionic crystal. The strong intermolecular forces are reflected by the properties of ionic compounds: they are hard, brittle solids with high melting points. Sodium chloride $NaCl$ is an example of an ionic compound. The cubic crystals of $NaCl$ consist of alternating layers of sodium and chloride ions, where each Na^+ ion is surrounded by six Cl^- ions and, conversely, each Cl^- ion is surrounded by six Na^+ ions. It is important to understand that there is no such thing as an $NaCl$ molecule: the formula ' $NaCl$ ' merely indicates that there are exactly as many sodium ions as chloride ions in the giant structure of the ionic crystal. Metallic bonds occur in metals and metal alloys. In a solid metal, all the atoms are ionized to form cations. These ions are stacked regularly in a crystal lattice. The electrons lost as a result of ionization form a common, negatively charged cloud referred to as an 'electron sea'. The electrons are delocalized over the whole giant structure of the metallic crystal and are free to move. The 'electron sea' acts as a kind of 'negative glue' that holds the positive ions together, which otherwise would be pushed apart by repulsive forces. The 'electron sea' model explains many of the properties common to metals: conductivity of electricity and heat, malleability, ductility, as well as their grey colour (except for copper and gold) and metallic lustre.

vocabulary

acceptor – akceptor
allotrope, allotropic form – odmiana alotropowa
aluminosilicate – glinokrzemian
anion – anion
appear – pojawiać się
bond – wiązanie
bonding electron pair – wiążąca para elektronowa
by means of – za pomocą
cancel (each other) out – kasować się (wzajemnie)
carbon – węgiel (pierwiastek)
carbon dioxide – dwutlenek węgla
cation – kation
coordinate or dative bond – wiązanie koordynacyjne
covalent bond – wiązanie kowalencyjne
crosslink – sieciować, łączyć wzajemnie
dipole – dipol
dipole moment – moment dipolowy
distance – odległość
donor – donor
double bond – wiązanie podwójne
ethane – etan
ethene – eten
ethyne – etin
giant structure – struktura makromolekularna
hexafluorophosphate – heksafluorofosforan
incorporated – włączony, znajdujący się w
ionic bond – wiązanie jonowe
ligand – ligand
link – łączyć się
metallic bond – wiązanie metaliczne
molecule – cząsteczka, molekuła
multiple bond – wiązanie wielokrotne
pair – para
partial charge – ładunek cząstkowy
polar – polarny
polarized – spolaryzowany
polyatomic ion – jon wieloatomowy
share – dzielić, udzielać
shift – przesunąć
silicon dioxide – dwutlenek krzemu
single bond – wiązanie pojedyncze
solid – ciało stałe
solution – roztwór
to some extent – w pewnym stopniu
triple bond – wiązanie potrójne
unpaired – niesparowany
act – działać, funkcjonować, pełnić rolę
alloy – stop (metali)
alternating – naprzemienny
apart – od siebie
aqueous – wodny
attract, attraction – przyciągać, przyciąganie
brittle – kruchy
chloride ion – jon chlorkowy
common – wspólny
conductivity – przewodnictwo
conversely – odwrotnie
crystal lattice – sieć krystaliczna
cubic – sześcienny
delocalize – zdelokalizować
ductility – ciągliwość
electron affinity – powinowactwo elektronowe
electron sea – morze elektronów
electrostatic force – siła elektrostatyczna
electrovalent bond – wiązanie elektrowalencyjne (jonowe)

explain – tłumaczyć
formula – wzór
glue – klej
hammer – młotek
hard – twardy
heat – ciepło
hold – trzymać
intermolecular forces – siły międzycząsteczkowe
internal – wewnętrzny
ionic compound – związek jonowy
ionic crystal – kryształ jonowy
layer – warstwa
lustre (US luster) – połysk
malleability – kowalność
melting point (MP, m.p.) – temperatura topnienia
pack – pakować, upakowywać
push – pchać
reflect – odbijać, odzwierciedlać
regular – uporządkowany
repulse, repulsion, repulsive – odpychać, odpychanie, odpychający
sodium chloride – chlorek sodu
sodium ion – jon sodu
stack – ułożyć, upakować
stainless steel – stal nierdzewna
sufficiently – wystarczająco, odpowiednio
tight – ciasny
act - działać, funkcjonować, pełnić rolę
alloy - stop (metali)
alternating - naprzemienny
apart - od siebie
aqueous - wodny
attract, attraction - przyciągać, przyciąganie
brittle - kruchy
chloride ion - jon chlorkowy

common - wspólny
conductivity - przewodnictwo
conversely - odwrotnie
crystal lattice - sieć krystaliczna
cubic - sześcienny
delocalize - zdelokalizować
ductility - ciągliwość
electron affinity - powinowactwo elektronowe
electrostatic force - siła elektrostatyczna
electrovalent bond - wiązanie elektrowalencyjne (jonowe)
explain - tłumaczyć
formula - wzór
hammer - młotek
hard - twardy
heat - ciepło
hold - trzymać
intermolecular forces - siły międzycząsteczkowe
internal - wewnętrzny
ionic compound - związek jonowy
ionic crystal - kryształ jonowy
layer - warstwa
lustre (US luster) - połysk
malleability - kowalność
melting point (MP, m.p.) - temperatura topnienia
pack - pakować, upakowywać
push - pchać
reflect - odbijać, odzwierciedlać
regular - uporządkowany
repulse, repulsion, repulsive - odpychać, odpychanie, odpychający
sodium chloride - chlorek sodu
sodium ion - jon sodu
stack - ułożyć, upakować
stainless steel - stal nierdzewna
sufficiently - wystarczająco, odpowiednio

Reading comprehension

1. How is a covalent bond formed?
2. Do covalent bonds occur only in molecules?
3. What types of bonds occur in nitrogen and oxygen molecules?
4. Can a covalent bond link two atoms of the same kind?
5. Which type of covalent bond do we call a polar bond?
6. What is the difference between a covalent bond and a coordinate bond?
7. Which is the acceptor and which is the donor in the $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ion?
8. How are valence electrons distributed in two atoms linked by an ionic bond?
9. What forces keep the ions in an ionic crystal together?
10. Do oppositely charged ions form neutral species consisting of a few atoms, such as molecules?
11. What are typical properties of ionic compounds?
12. How would you classify stainless steel?
13. How does the 'electron sea' model explain the internal structure of a metal?
14. Why do you think metals conduct electricity and heat whereas ionic crystals do not?

Exercises

1. Indicate which statements are true (T) or false (F).

- a. The formation of an ionic bond between two atoms of the same electronegativity is not possible. T/F
- b. When two atoms are linked by an ionic bond, the more electronegative atom forms a cation. T/F
- c. Only attractive forces operate within an ionic crystal. T/F
- d. The formula CaCl_2 means that in the molecule of calcium chloride, each calcium atom is linked to two chlorine atoms by single covalent bonds. T/F
- e. All metals and ionic crystals are giant structures. T/F
- f. Metal cations attract one another in the crystal lattice of a metallic crystal. T/F
- g. When hit by a hammer, brittle solids break up into smaller fragments, whereas malleable solids change shape but do not break up. T/F

2. What properties of a metal determine its particular use? Choose from the following

list: colour, ductility, electrical conductivity, thermal conductivity, high melting point, malleability, mechanical strength, metallic lustre

- a. Aluminium in cooking pots.
- b. Copper in electric cables.
- c. Silver in mirrors.
- d. Titanium in rocket engines.
- e. Steel in bridge construction.
- f. Gold in jewellery
- g. Iron in hand-made horseshoes.

Eksperymenty Myślowe



😞 Z podanych poniżej liter ułóż nazwy pierwiastków:

1. RÓDOW → _____
2. LTEN → _____
3. ZEMKR → _____
4. TOZA → _____
5. ARAKSI → _____
6. ROLCH → _____
7. ŻLEAZO → _____
8. DÓS → _____
9. MŻIED → _____
10. KIELIN → _____
11. KYNC → _____
12. SBERRO → _____

😞 W przedstawionym poniżej diagramie znajdź wyrazy: chlor, neon, azot, sód, lit, złoto, siarka, wakacje, plaża, słońce

W	A	K	A	C	J	E	G	H	J	K
Q	W	E	R	T	Y	U	I	O	P	Ł
A	S	D	F	G	H	J	K	L	Z	X
C	H	L	O	R	Z	X	C	V	B	N
M	N	E	O	N	M	N	B	V	C	X
A	Z	O	T	Y	U	I	O	P	L	K
Z	X	C	V	B	N	M	S	Ó	D	F
L	I	T	R	E	W	Q	A	Z	X	C
Z	Ł	O	T	O	Y	U	I	O	P	L
S	I	A	R	K	A	H	J	K	L	Z
P	L	A	Ż	A	Q	W	E	R	T	Y
S	Ł	O	Ń	C	E	U	I	O	P	A

😞 Jakie słowa ukryły się w rebusie?



HK

Ś

Hasło



K

M=N

Hasło:

😞 Litery z pól oznaczonych kolorem utworzą hasło główne

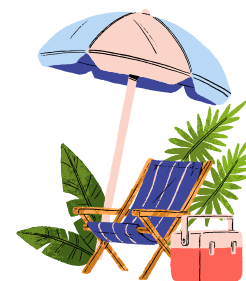
1. [shaded] [] [] [] [] [] [] [] [] [] []
2. [shaded] [] [] []
3. [shaded] [] [] [] [] [] [] [] []
4. [shaded] [] [] []
5. [shaded] [] [] [] [] []
6. [shaded] [] [] [] [] []
7. [shaded] [] [] []
8. [shaded] [] [] [] [] [] [] [] []
9. [shaded] [] [] [] [] [] [] [] [] []
10. [shaded] [] [] [] [] [] [] [] []
11. [shaded] [] [] [] [] [] [] [] [] [] []
12. [shaded] [] [] [] [] [] [] [] [] []
13. [shaded] [] [] [] [] [] [] [] []
14. [shaded] [] [] [] [] [] [] [] [] [] []
15. [shaded] [] [] [] [] [] [] [] []

HASŁO GŁÓWNE:

[shaded] [shaded] [shaded] [shaded] [shaded] [shaded] [shaded] [shaded] [shaded] [shaded] [shaded] [shaded] [shaded] [shaded] [shaded]

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15

1. Najmniejsza część substancji zachowująca jej właściwości chemiczne
2. Gaz szlachetny o symbolu He.
3. Częstka elementarna o ładunku ujemnym.
4. Jednostka ilości substancji w układzie SI.
5. Atom tego samego pierwiastka o innej liczbie neutronów.
6. Jon o ładunku ujemnym.
7. Atom lub grupa atomów posiadająca ładunek elektryczny.
8. Substancja przewodząca prąd po rozpuszczeniu lub stopieniu.
9. Przejście ze stanu stałego bezpośrednio w gazowy.
10. Związek chemiczny tlenu z innym pierwiastkiem.
11. Dział chemii zajmujący się ilościowymi zależnościami w reakcjach chemicznych.
12. Proces oddawania elektronów przez atom lub jon.
13. Dodatnio naładowana cząstka znajdująca się w jądrze atomu.
14. Reakcja chemiczna, podczas której wydzielą się energia cieplna.
15. Proces przyjmowania elektronów przez atom lub jon.



Do zobaczenia we wrześniu



~~w sierpniu~~