

... czyli wszystko, co statystyczny Kowalski o
skali pH wiedzieć powinien

Adriana Chmielewska
Małgorzata Bartosiak
Magdalena Kołakowska
kl. II D

SPIS TREŚCI

Taki tam wstęp.....	3
Skąd ten p(e)H? – historia tego stwora.....	3
„...”	4
Jak to jest z tymi odczynami.....	5
Pojęcie skali pH- „z czym to się je?”	6
Jaki związek ma pH ze zdrowiem naszego organizmu.....	9
Zastosowanie pH.....	10
Jak możemy zmierzyć pH?.....	13
Nasze pomiary.....	18
Gleby.....	18
Żywność/chemia przemysłowa/inne.....	21
Podsumowanie badań.....	34

TAKI TAM WSTĘP...

Wielu z nas spotkało się z tym określeniem nie raz. Zapewne każdy był przekonany, że w pełni rozumie to sformułowanie i do czego się ono odnosi. Jednak *skala pH określająca odczyn roztworu*, potocznie nazywana przez niektóre osoby „pH” nie jest zjawiskiem tak prostym jak mogłoby się wydawać, ale również nie jest aż tak arcytrudna, aby próby pojęcia „o co w tym wszystkim naprawdę chodzi” mogli podjąć się jedynie co najmniej magistrzy chemii. Bynajmniej. Mimo, iż może wydawać się to na początku nieco skomplikowane, postaramy się wytłumaczyć to w taki sposób, aby każdy, nawet ten podający się za najbardziej oporny umysł, mógł stwierdzić, że teraz naprawdę wie czym jest skala pH.

Skąd ten p(e)H? – historia tego stwora

Otóż w 1909 roku duński biochemik i biofizyk Søren Peder Lauritz Sørensen utrudnił życie innym chemikom wprowadzając do nauki pojęcie pH. Zdefiniował je jako:

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+]$$

Na pewno nie jeden chemik, a już na pewno student tego przedmiotu, zastanawiał się po co on to zrobił, bo przecież po co utrudniać sobie życie



wprowadzając logarytmy, których nikt nie ogarnia. A mianowicie- logarytmy zostały wprowadzone, aby w rzeczywistości uprościć zapis iloczynu potęgowego, a to z kolei zmniejszyło rozpiętość skali.

„...”

Dla nas przygoda z pH zaczyna się na zwykłej lekcji chemii w klasie 2, poziom podstawowy. (Jako mat-fiz nie możemy wypowiedzieć się, jak sytuacja ta wygląda na poziomie rozszerzonym). Lecz przejdźmy do rzeczy. Pewnego dnia, na zapewne jednej z pierwszych godzin lekcyjnych (jako że większość próbuje się jeszcze wybudzić ze snu) Pani Profesor zaczęła uczyć nas o reakcjach jonowych (które teoretycznie powinniśmy znać już z gimnazjum, ale jak wcześniej wspomniałam, godzina była zbyt wczesna aby zmuszać młode umysły do tak ogromnego wysiłku, jakim byłoby sięgnięcie pamięcią 2 lata wstecz). Mowa była między innymi o hydrolizie i dysocjacji – i w tym punkcie zatrzymamy się po raz pierwszy. Dysocjacja jest naszą pierwszą wskazówką do pojęcia czym tak naprawdę jest skala pH.

Jak powszechnie wiadomo, najczęstszym środowiskiem reakcji chemicznych jest po prostu nasza zwykła woda, potocznie zwana H_2O . Jednak nie jest to po prostu zwykła woda wzięta z butli z napisem „Woda destylowana” – po otwarciu z powietrza dostaje się do niej CO_2 , co zmienia jej pH z obojętnego na pH 4-5! Idealnie czysta woda jest doskonałym rozpuszczalnikiem dla wielu spośród kwasów, zasad i soli. Gdy rozpuścimy je właśnie w przygotowanej przez nas wodzie (oczywiście każdy osobno, nie wszystkie razem!), zaobserwować będzie można zjawisko *dysocjacji elektrolitycznej*.

Reakcja ta polega na „oddzieleniu się od siebie” poszczególnych jonów w danym związku pod wpływem wody. Jak wiadomo, jony możemy podzielić na kationy (dodatnie) i aniony (ujemne). Pierwszymi z nich są zazwyczaj pierwiastki (oraz nieliczne wyjątki jak np. amoniak – NH_4), a także – co jest niezwykle istotne – wodór, czyli kation wodorowy. Są to uwodnione jony hydroksoniowe H_3O^+ , lecz my przyjmujemy zapis uproszczony, czyli po prostu H^+ . Ważne również jest to, iż w wodzie chemicznie czystej stężenie jonów wodorowych wynosi dokładnie $10^{-7}m$. Ale o tym więcej później.

JAK TO JEST Z TYMI ODCZYNAMI?

Mówiąc w skrócie, rozróżnić możemy 3 rodzaje odczynów roztworów: kwaśny, obojętny i zasadową.

Odczyn kwaśny występuje wtedy, gdy w roztworze jony wodorowe występują w przewadze. Istotne jest również stężenie molowe jonów H^+ , które oznacza się jako $[H^+]$. Wartość ta jest istotna dla obliczania miary zasadowości roztworu (pH). Jest on charakterystyczny (jak to sama nazwa wskazuje) dla kwasów – np. solnego (HCl) czy ortofosforowego, ale także dla kwasu występującego w cytrynie czy occie (i tak nie sposób zapamiętać ich wzory, więc teraz są one tu nieistotne ☺).

Odczyn zasadowy możemy zauważyć, kiedy to jony zasadowe (OH^-) są przeważające w roztworze. Ich stężenie molowe $[OH^-]$ pozwoli nam poznać pH danej substancji. Odczyn zasadowy występuje w przypadku roztworów wodorotlenków, a więc także zasad.

Odczyn obojętny jest praktycznie niewystępujący ani w naturalnym środowisku przyrodniczym, ani w laboratorium, ponieważ powinien zawierać on jony wodorowe i wodorotlenowe w równowadze. Nie jest to jednak możliwe, ponieważ woda ulega w niewielkim stopniu autodysocjacji na jony $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$, a właściwie to na: $2H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$.

W tym momencie warto jest zwrócić uwagę na prawo działania mas, z którego wynika stała równowagi dla autodysocjacji, czyli tzw. *iloczyn jonowy wody*. Jego wzór można zapisać jako:

$$K_w = [H^+] * [OH^-] = const = 10^{-14}.$$

Wartość ta, mimo że podaje się ją bez jednostki, wyrażana jest w molach/dm³. Dotyczy ona jedynie roztworów w temperaturze 20°C. Wartość zmienia się w zależności od temperatury (maleje wraz ze wzrostem temperatury oraz analogicznie rośnie wraz z jej wzrostem).

Prawo działania mas powoduje, iż w każdym roztworze wodnym występują zarówno jony wodorowe, jak i zasadowe. W tym przypadku istotny jest warunek, który muszą spełniać te stężenia - iloczyn jonowy wody. Dla idealnie czystej wody warunek ten wyrazić możemy wzorem:

$$[H^+]=[OH^-]=\sqrt{K_w}=\sqrt{(10^{-14})}=10^{-7} \text{ [mol/dm}^3\text{]}.$$

Skoro w wodzie ilość jonów wodorowych wynosi 10^{-7} , to w roztworach kwasów będzie ich więcej niż 10^{-7} , a w roztworach zasadowym – analogicznie mniej.

POJĘCIE SKALI pH – „z czym się to je?”

Od 1909 roku (*w tym roku duński chemik Sørensen zbadał głębiej to zagadnienie i zaproponował nową metodę zapisu oraz obliczania ilości jonów wodorowych w roztworze*) zapis ilości jonów wodorowych upraszczamy, i tak – nie musimy podawać całej liczby ilości moli/dm³ jonów [H⁺], czyli 10^{-x} , lecz tylko sam wykładnik potęgi, bez minusa (czyli w tym przypadku – sam x). Postać taka nazywana jest **pH roztworu** (symbolicznie zapisywana również jako [H⁺]) Wynika z tego, że

$$[H^+]=10^{-pH} \text{ moli/dm}^3.$$

Jednym z najpopularniejszych tłumaczeń nazwy „pH” jest „potentium Hydrogenii”, co w wolnym tłumaczeniu oznacza właśnie wykładnik wodoru.

Zależności pomiędzy ilością jonów wodorowych i zasadowych w roztworze a jego skali pH możemy przedstawić w tabeli:

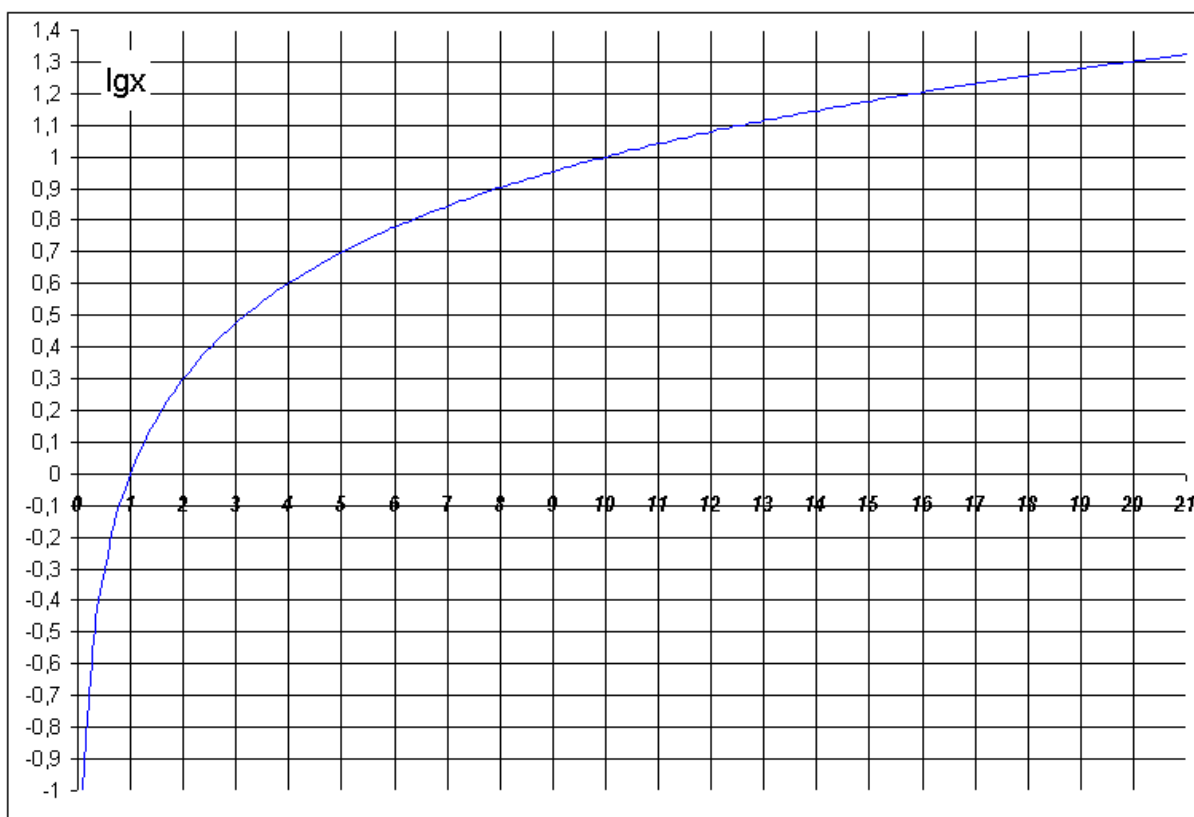
[H ⁺]	[OH ⁻]	pH
10 ⁰	10 ⁻¹⁴	0
10 ⁻¹	10 ⁻¹³	1
10 ⁻²	10 ⁻¹²	2
10 ⁻³	10 ⁻¹¹	3
10 ⁻⁴	10 ⁻¹⁰	4
10 ⁻⁵	10 ⁻⁹	5
10 ⁻⁶	10 ⁻⁸	6
10 ⁻⁷	10 ⁻⁷	7
10 ⁻⁸	10 ⁻⁶	8
10 ⁻⁹	10 ⁻⁵	9
10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁴	10
10 ⁻¹¹	10 ⁻³	11
10 ⁻¹²	10 ⁻²	12
10 ⁻¹³	10 ⁻¹	13

Tak jak ilość jonów wodorowych to pH, analogicznie możemy nazwać zapis stężenia ilość jonów [OH⁻] - pOH, czy iloczyn jonowy wody- pK_w. Jak pamiętamy z wcześniejszych zapisów, iloczyn ten przyjmuje wartość 10⁻¹⁴, więc pK_w=14. Łatwo można zauważyć, że wyrażeniu na iloczyn jonowy wody, czyli: K_w = [H⁺]·[OH⁻] = 10⁻¹⁴, odpowiada zapis "wykładnikowy" **pH + pOH = pK_w = 14**. Lecz co zrobić, gdy wartość danego stężenia nie jest równa całkowitej potęgze liczby 10? W tym miejscu wkraczają właśnie **logarytmy**, a szczegółowiej – logarytm dziesiętny. Skalę pH możemy obliczyć wzorem:

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

Zatem, gdy [H⁺] = 8,5·10⁻³, **pH = - log [H⁺] = - (log 8,5 + log 10⁻³)**
pH = - (0,95 - 3) = 2,05.

Wartości logarytmu dziesiętnego dla liczb nie będących potęgami liczby 10 możemy odczytać z wykresu:



źródło wykresu: mwalnik.wodip.opole.pl

Skoro wiemy już, jak obliczyć pH danego roztworu, teraz musimy dowiedzieć się, na co ono wskazuje. W roztworze kwasu obecne są jony H^+ w stężeniu większym niż w samej wodzie, czyli większym niż $10^{-7}M$. Z tego wynika, że pH roztworów kwaśnych jest mniejsze od 7. W roztworze o odczynie obojętnym i (teoretycznie) czystej wodzie pH jest równe 7. W przypadku roztworów zasadowych, czyli posiadających przewagę jonów OH^- , pH jest większe od 7.

JAKI ZWIĄZEK MA pH ZE ZDROWIEM NASZEGO ORGANIZMU?

Organizm człowieka jest niezwykle złożoną machiną, z czego każdy z nas zdaje sobie sprawę. Lecz czy kiedykolwiek zastanawialiśmy się nad wpływem tego co jemy na nasze ciało? Spożywane przez nas produkty spożywcze różnią się od siebie ilością pierwiastków kwasotwórczych (chlor, siarka, fosfor) oraz zasadotwórczych (sód, potas, wapń, magnez). Ma to ogromny wpływ na równowagę kwasowo-zasadową organizmu. Zachodzi ona wtedy, gdy stosunek kationów i anionów w naszych płynach ustrojowych jest utrzymany na stałym poziomie – wtedy pH krwi wynosi ok. 7,35-7,45. W przypadku gdy zaburzymy ten stan i pH krwi będzie niższe niż 7,35 lub wyższe niż 7,45, dojść może do poważnych konsekwencji zdrowotnych, co może być dla nas nawet śmiertelnie niebezpieczne, bo w tej sytuacji białka ulegają denaturyzacji (czyli potocznie mówiąc – ścinają się), nie są wydzielane enzymy komórkowe, a także gazy oddechowe nie są wydalane.

Gdy pH krwi spada poniżej 7,35, mamy do czynienia z kwasicą. Jej głównymi przyczynami mogą być biegunki, wymioty, niedożywienie (wszystkie te czynniki przyczyniają się do zwiększonej produkcji kwasu solnego w żołądku) a także spożywanie żywności kwasotwórczej (chleb pszenny, ryż biały, tłuszcze zwierzęce, wysoko przetworzona żywność, produkty z dużą ilością białego cukru). Kwasica obniża odporność organizmu i powoduje podatność na przewlekłe i nieuleczalne choroby (nowotwory, skleroza, choroby serca, cukrzyca, artretyzm).

Zasadowica, analogicznie, występuje w przypadku podwyższenia pH krwi powyżej 7,45. Jej skutki nie są tak groźne jak w przypadku nadkwasowości, lecz również nie należą do błahych (hiperwentylacja, astma, hipotermia, bolesność mięśni).

Aby zachować równowagę kwasowo-zasadową, istotne jest, aby, 80% spożycia stanowiły produkty zasadotwórcze, a 20% produkty kwasotwórcze. Rozróżnianie, które z nich są kwasotwórcze, a które zasadotwórcze może powodować nieporozumienia, ponieważ produkty kwaśne, np. cytryny są w naszym organizmie zasadotwórcze i można się nimi leczyć z nadkwasoty.

ZASTOSOWANIE pH

Określenie wartości pH jest ważne dla wszystkich gałęziach przemysłu chemicznego, a także w laboratoriach, w biologii, fizjologii, rolnictwie.

- *Skala pH w rolnictwie i ogrodnictwie.*

W rolnictwie i ogrodnictwie odczyn pH gleby mówi o jej przydatności do uprawy konkretnych roślin. Wszelkie rośliny lepiej rosną na ziemi, która ma odczyn obojętny bądź zasadowy. Czasami jednak zdarza się, że ma ona zbyt niskie pH. Gdy nastąpi taka sytuacja, glebę można posypać np. wapnem palonym czy węglanem wapnia, które pełnią funkcję zobojętniania.

Zakwaszenie gleb w warunkach glebowo - klimatycznych Polski można z całą pewnością uznać za rzecz naturalną. Ostatnio proces ten nabiera negatywnych skutków w wyniku działalności człowieka takiej jak: narastający wpływ wydzielania związków siarki i azotu i związane z tym kwaśne deszcze, nieracjonalne nawożenie mineralne i zakwaszające działanie nawozów mineralnych. Negatywne oddziaływanie ma również nabranie towarowego charakteru produkcji rolnej oraz wyprawdzanie dużych ilości znaczących pierwiastków poza obszar gospodarstwa razem z przeznaczonymi na sprzedaż plonami. Od pH gleby zależy jakość wyhodowanych płodów rolnych. Wykorzystywanie gleby do produkowania coraz to większej ilości pożywienia przy braku dbałości o uzupełnianie utraconych składników mineralnych i organicznych, może prowadzić do spadku jej wartości – degradacji, a co za tym idzie, spadku wartości odżywczych produkowanej żywności. Skutki tego zjawiska widać na przykładzie pogorszenia zdrowia oraz zagrożenia życia organizmów posilających się takimi produktami.

Jak już zostało wspomniane, kwasowość gleb jest jedną z najważniejszych cech mówiących o jej urodzajności, jakości i użytkowości. Zakwaszenie gleb mówi o ilości wapnia w glebie i może być regulowane poprzez odpowiednie nawożenie wapna. W zależności od odczynu pH gleby wyróżnia się gleby:

Odczyn gleb	Zakres pH
Bardzo kwaśne	<4,5
Kwaśne	4,5 – 5,5
Lekko kwaśne	5,6 – 6,5
Obojętne	6,6 – 7,2
Zasadowe	7,2>

Wraz ze zmianą kwasowości trzeba się liczyć z mniejszą lub większą przyswajalnością składników odżywczych zawartych w glebie, a zatem ze zdolnością do pobierania ich przez rośliny. Kwasowość gleby ma także wpływ na rozwój drobnoustrojów, które je ożywiają. Rośliny rozwijają się w określonych granicach pH. Znajdują się one dla większości pomiędzy pH 5,6 - 7,8, należy jednak pamiętać, że optymalne pH dla każdej rośliny jest rzeczą indywidualną. Z tego też względu jego pomiar jest jedną z najczęściej stosowanych analiz gleby.

Wrażliwość gleby na kwaśny odczyn	Rośliny uprawne	Optymalne pH gleby
Bardzo wrażliwe	Burak cukrowy, kukurydza, lucerna, koniczyna, groch	6,6 – 7,0
Wrażliwe	Pszenica, jęczmień, rzepak, pszenżyto	6,1 – 6,5
Średnio wrażliwe	Owies, ziemniaki, mieszanki zbożowe	5,6 – 6,0
Mało wrażliwe	Żyto, len, seradela, łubin żółty	5,1 – 5,5

- *Skala pH w medycynie.*

Odczyn pH ma niemałe znaczenie także w medycynie. Przykładowo prawidłowe pH ludzkiej krwi wynosi od 7,35 do 7,45. Zbyt mała zasadowość prowadzi do choroby nazywanej kwasicą (którą można podzielić ją na oddechową i metaboliczną, a dalej na mleczanową i ketonową). Szczególnie interesujący jest przypadek kwasicy ketonowej. Wówczas organizm zajmuje się spalaniem tłuszczu zamiast glukozy, a we krwi pojawiają się ciała ketonowe. Jest to jeden z objawów

istnienia cukrzycy typu I – insulinozależnej. Nieleczona kwasica ketonowa prowadzi do śpiączki, która może stanowić bezpośrednie zagrożenie życia. Stan pH powyżej wartości 7,45 nazywany jest zasadowicą.

- *Skala pH a higiena człowieka.*

Duże znaczenie skali pH możemy na co dzień zauważyć np. w pożywieniu. Pokarmy, które spożywamy (takie jak owoce, warzywa) posiadają odczyn kwasowy. Spożywanie zbyt dużej ilości kwaśnych składników może doprowadzić do nadkwasowości żołądka. Co ciekawe, wyzbyć się tego możemy np. poprzez żucie gumy, ponieważ ma ona odczyn zasadowy i potrafi zubożyć nadmiar kwasu.

Często słyszymy, że mycie się mydłem nie należy do najlepszych pomysłów. Dlaczego? Otóż mydło ma odczyn zasadowy, co powoduje rozmnażanie się flory bakteryjnej na skórze. Do takich oczyszczających celów najlepiej używać specjalnych płynów o odczynie pH bliskiemu obojętnemu. Ciało człowieka jest bardzo skomplikowanym „urządzeniem”. Należy starać się utrzymywać w ciele odczyn obojętny, ponieważ nadmierne zakwaszenie organizmu może skutkować zmęczeniem, trądzikiem, a w skrajnych przypadkach nawet wystąpieniem astmy.

- *Skala pH w hodowli ryb.*

Znaczna ilość chorób u ryb spowodowana jest złymi warunkami środowiska wodnego. Zakażenia te łatwo wyleczyć ulepsząc parametry wody. Najczęściej występującymi chorobami są alkalozja i choroba kwasowa. Występują one w wyniku nieodpowiedniego odczynu wody (pH). Większość gatunków ryb funkcjonuje prawidłowo w wodzie o wartości pH = 6–8. Choroba kwasowa występuje przy obniżeniu kwasowości poniżej pH = 5. Zjawisko to ma miejsce przy małej ilości roślin oraz słabym dopływie światła do zbiornika przy dużej ilości ryb. Wówczas woda zawiera dużą ilość kwaśnych węglanów i dwutlenku węgla, które reagując z nią wytwarzają kwas węglowy, co wpływa na kwaśny odczyn wody. Objawami choroby kwasowej jest nienaturalne zachowanie ryb, polegające na gwałtowności ich ruchów oraz pojawieniu się niebieskiego, mętnego zabarwienia na skórze, które jest wywołane zbyt dużym wydzielaniem śluzu.

Alkaloza natomiast pojawia się u ryb, gdy odczyn wody będzie zasadowy i wynosił będzie ponad 8, w zbiornikach nadmiernie uoślinionych. Rośliny pobierają dwutlenek węgla z kwaśnych węglanów znajdujących się w wodzie, co powoduje powstawanie wodorotlenków, wywołujących silnie zasadowy odczyn wody. Objawy alkalozy u ryb są dużo bardziej widoczne niż choroby kwasowej. Ryby pokrywają się śluzem, łuski mętnieją, a płetwy strzępią się i odpadają. Skrzela są obrzmiałe, soczewki oczu mętnieją, a źrenice są rozszerzone.

JAK MOŻEMY ZMIERZYĆ pH?

Wskaźniki pH (indykatory) to substancje chemiczne umożliwiające określenie odczynu roztworu wskutek wykazywania określonej barwy; stosuje się w postaci papierków wskaźnikowych lub roztwór wskaźnikowy dodaje się do roztworu badanego.

- *błękit tymolowy*: przybiera barwę od czerwonej do żółtej w zakresie pH 1, 2 - 2, 8 i od żółtej do niebieskiej w zakresie pH 8,0 - 9,6.
- *błękit bromotymolowy*: przybiera w środowisku kwaśnym barwę żółtą, w zasadowym błękitną, a w środowisku obojętnym zieloną. Zakres zmiany barwy pH 6,2–7,6.
- *błękit metylenowy*: w mocno kwasowych roztworach barwi się na zielono, a w lekko kwasowych, obojętnych i zasadowych przyjmuje barwę od błękitnej do granatowej.
- *czerwień metylowa*: zmienia zabarwienie od ciemnoczerwonego do jasnożółtego w zakresie pH od 4, 2 do 6,3
- *fenoloftaleina*: w środowisku silnie kwasowym przyjmuje barwę pomarańczową, natomiast w obojętnym, kwasowym i silnie zasadowym jest bezbarwna, a w zasadowym przyjmuje odcień malinowy.
- *orańż metylowy*: w kwaśnym roztworze ma kolor czerwony, a w obojętnym, słabo kwaśnym i słabo zasadowym ma pomarańczowy.

Ponadto można wymienić takie wskaźniki jak: *błękit bromofenolowy, zieleń bromokrezolowa, purpura bromokrezolowa, błękit bromotymolowy, p-nitrofenol, czerwień fenolowa, żółcień alizarynowa R i lakmus.*

Pomiar pH metodą Gillespi'ego

Metoda ta jest dokładniejsza niż wskaźniki, ponieważ zmiana zakresu barwy zwykłego wskaźnika obejmuje zwykle dwie jednostki pH, a więc w najlepszym przypadku uzyska się dokładność do jednej jednostki pH, ale jeśli pH badanej substancji przypada na przełomie zmiany barwy któregoś ze wskaźników, to można wykonać serię buforów o znanych wartościach pH i porównać zabarwienie wskaźnika w badanym roztworze z kolorem wskaźnika w serii roztworów buforowych.

Domowe wskaźniki pH

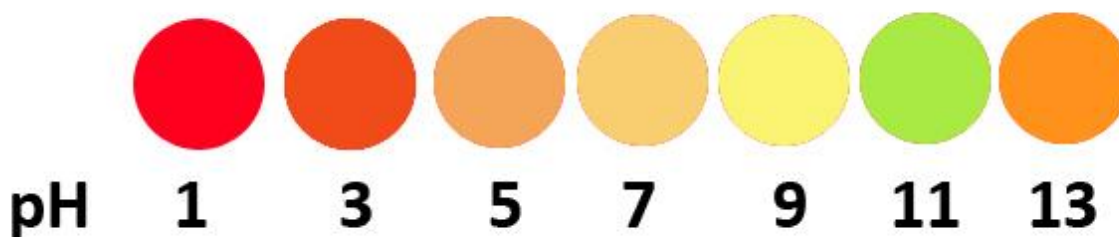
Wielu z Was pewnie zastanawia się, w jaki sposób samodzielnie można zmierzyć pH. Otóż nie są nam do tego konieczne specjalistyczne sprzęty, a pomiaru można dokonać na podstawie domowych obserwacji. Oto kilka przykładów:

- *Hortensja ogrodowa* zmienia swoje ubarwienie w zależności od kwaśności gleby:

Oto, jakie barwy przybiera różowa hortensja przy różnym pH gleby:

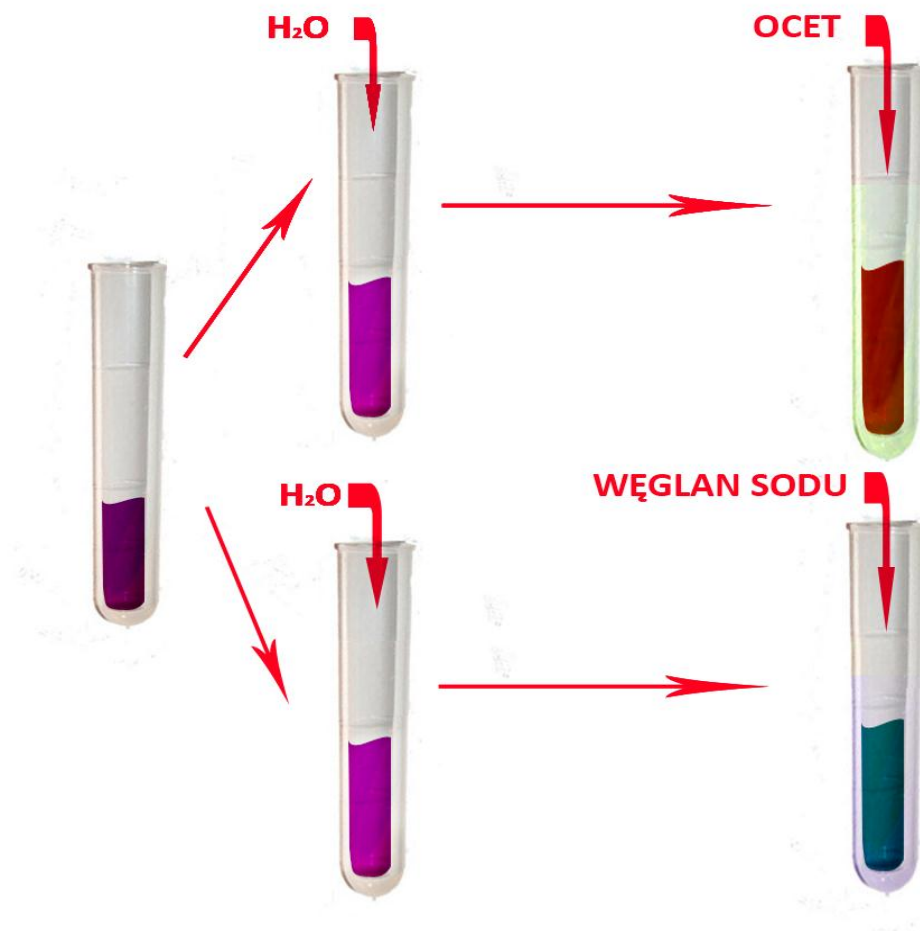
- pH 4.5 – intensywnie niebieski
- pH 5.1 – niebieski
- pH 5.5 – niebieskoróżowy
- pH 6.5 – ciemnoróżowy
- pH 6.9 – różowy
- pH 7.4 – jasnoróżowy

- *Buraki czerwone*: roztwór o charakterze mocno zasadowym zmienia barwę buraków lub wywaru z nich na kolor fioletowy.
- *Jeżyny i czarne porzeczki*: w środowisku o wysokiej kwaśności ich sok zmienia kolor na niebieski, a w zasadowym na fioletowy.
- *Curry*: przy roztworze, którego pH ma 7,4 barwa przyprawy zmienia się na żółty, a przy pH= 8, 6 jest czerwona.
- *Płatki pelargonii*: aby przygotować wskaźnik z czerwonej pelargonii należy pokrojone płatki zalać gorącą wodą i poczekać 20 minut. Wówczas wywar należy przesączyć przez filtr do kawy, a powstała substancja posłuży nam, jako wskaźnik.



Zmiana zabarwienia wywaru w zależności od pH badanego roztworu.

- *Cebula*: w środowisku silnie zasadowym cebula przestaje produkować swój charakterystyczny zapach. Natomiast czerwona cebula w środowisku kwaśnym ma kolor blado czerwony, a w zasadowym ma zielony.
- *Czerwona kapusta*: Aby przygotować wywar z czerwonej kapusty należy włożyć do kubeczka drobno pokrojony liść czerwonej kapusty i zalać wrzątkiem oraz pozostawić na 20 min. Po tym czasie należy przefiltrować substancję za pomocą filtra do kawy. Przefiltrowana substancja stanowi płynny wskaźnik. Wywar z czerwonej kapusty pod wpływem octu zmienia kolor na czerwony, ponieważ ocet zawiera kwas. Natomiast pod wpływem węglanu sodu Na_2CO_3 zmienia kolor na niebiesko-zielony, czyli zachowuje się jak zasada.



Innym sposobem sprawdzania środowiska za pomocą czerwonej kapusty jest przetarcie na białej kartce przekrojonym liściem czerwonej kapusty, który powinien zostawić fioletową plamę. Następnie do plamy dodajemy parę kropel badanego roztworu.

- *Soda oczyszczona*: może ona posłużyć do sprawdzenia czy mamy do czynienia ze środowiskiem kwaśnym, gdyż w takim roztworze soda musuje, a w innym nie zachodzi żadna reakcja.

- *Olejek wanilinowy*: podobnie jak cebula jest wskaźnikiem zapachowym i tak jak ona w środowisku silnie zasadowym nie wydziela zapachu.

- *Czarna herbata*: Aby sprawdzić jak zachowuje się w różnych środowiskach wykonamy proste doświadczenie. Będziemy potrzebowali 3 szklanki, łyżeczkę, ocet i sodę. Następnie zaparzamy mocną herbatę. Do każdej szklanki nalewamy

równą ilość naparu. Do pierwszej szklanki dodajemy łyżeczkę octu, do drugiej pół łyżeczki sody, zaś trzecią zostawiamy do porównania. Kolejnym doświadczeniem, które można wykonać jest dodanie do herbaty cytryny, wówczas jej kolor staje się jasny. Dzieje się tak, gdyż barwnik obecny w liściach herbaty łączy się z substancją kwaśną obecną w cytrynie. Można spróbować także doprowadzić herbatę do poprzedniego koloru, wsypując do herbaty z sokiem cytrynowym trochę sody oczyszczonej, która spowoduje reakcję zasadową.

Nasze pomiary

GLEBY

Do naszych pomiarów użyliśmy kwasomierza glebowego firmy Anwil. Zasada pomiaru polegała na zamianie koloru roztworu będącego odpowiednio dobraną mieszanką wskaźników, zależnie od stężenia jonów wodorowych w glebie.

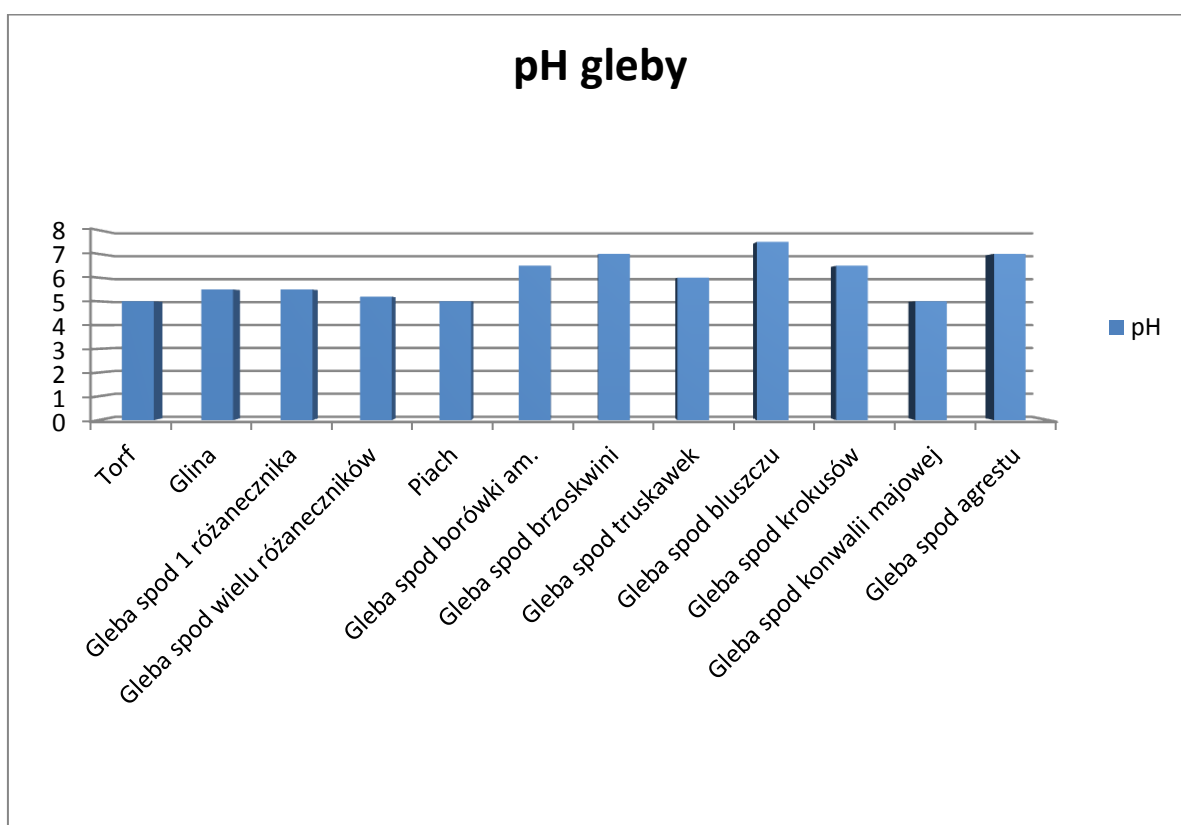
Należy pamiętać, że:

- jeśli pobieramy próbki z kilku miejsc na polu, w ogrodzie i tp., możemy obserwować zmienność pH,
- pH zmienia się w zależności od pory roku,
- wartość pH danej próbki zmienia się w zależności od wilgotności gleby.

pH różnych rodzajów gleb

Nazwa	pH
Torf	5
Glina	5,5
Gleba spod 1 różanecznika	5,5
Gleba spod wielu różaneczników	5,2
Piach	5
Gleba spod borówki amerykańskiej	6,5

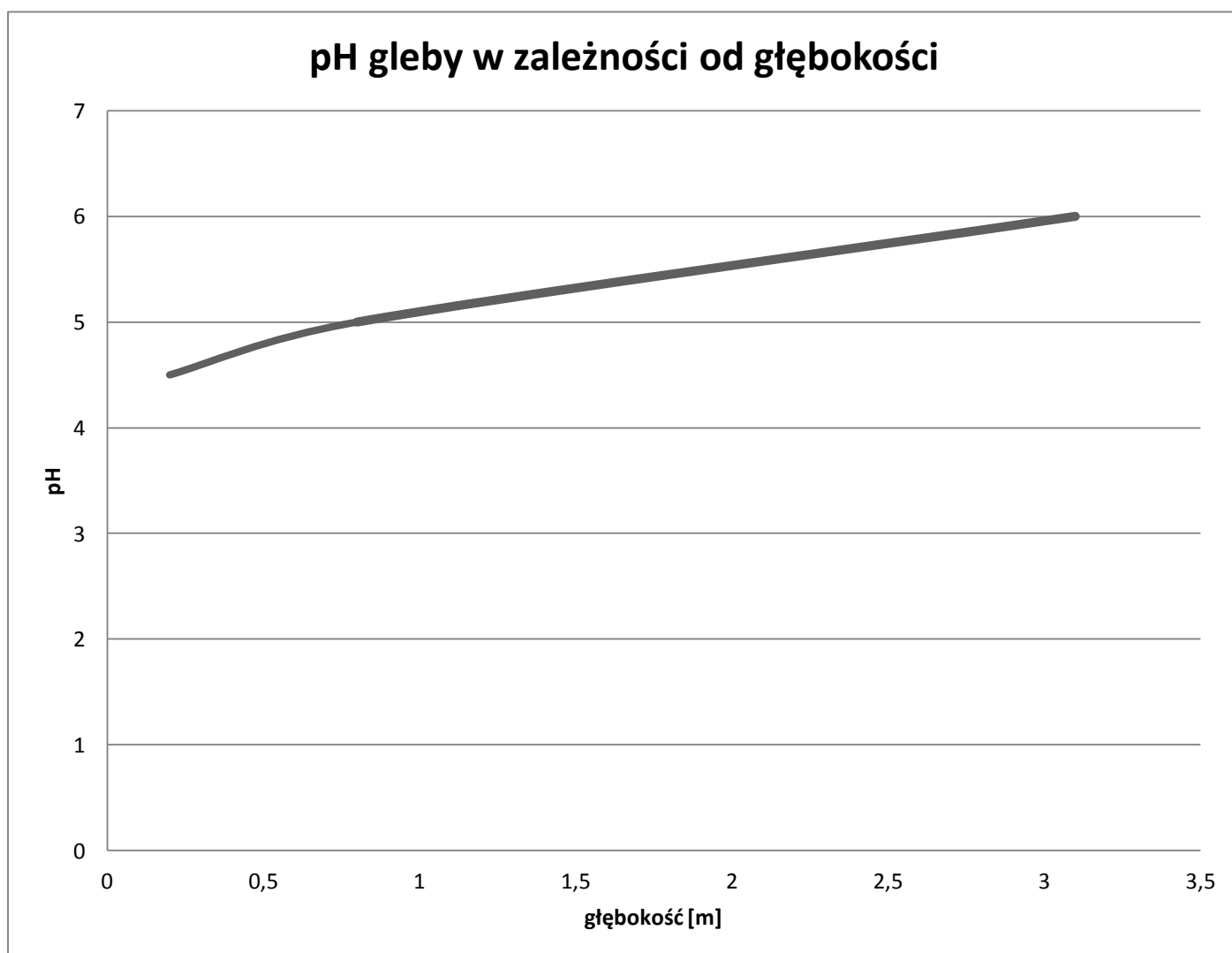
Gleba spod brzoskwini	7
Gleba spod truskawek	6
Gleba spod bluszczu	7,5
Gleba spod krokusów	6,5
Gleba spod konwalii majowej	5
Gleba spod agrestu	7



Wnioski: Torf ze względu na niski pH jest stosowany do zakwaszania gleby. Gleba spod różaneczników mieści się w odpowiednim przedziale- 4,5-5,5. Piasek nie jest najlepszą ziemią pod uprawę roślin, ponieważ optymalne pH wynosi 5,6-7,8. Gleba spod borówki amerykańskiej ma za wysokie pH (6), gdyż prawidłowe mieści się w granicach 3,5-4,5, jednak ten wynik jest najprawdopodobniej spowodowany porą roku w której były przeprowadzane pomiary. Reszta wyników mieści się w dopuszczalnych granicach.

pH gleby w zależności od głębokości

Gleba (głębokość [m])	pH
0-0,2	4,5
0,2-0,8	5
0,8-3,1	6



Wnioski: pH gleby jest zależne także od głębokości pobierania próbek. Im większa głębokość pod powierzchnią ziemi tym wyższe pH.

ŻYWNOSĆ i inne

Pomiary pozostałych próbek wykonaliśmy za pomocą pH-metra. pH-metr jest to urządzenie służące (jak zapewne sama nazwa wskazuje) do pomiaru pH badanej substancji. Większość z pH-metrów to mierniki potencjału, w których pH zostaje ustalone na podstawie pomiaru siły elektromotorycznej ogniwa (SEM) utworzonego z elektrody wskaźnikowej (zanurzonej w roztworze badanym) i elektrody porównawczej (zanurzonej w roztworze wzorcowym o znanym pH). Ogniwa te są połączone z elektronicznym woltomierzem o dużej czułości, który automatycznie przelicza zmierzoną siłę elektromotoryczną ogniwa na skalę pH, zgodnie z dostosowanym do tego celu równaniem Nernsta

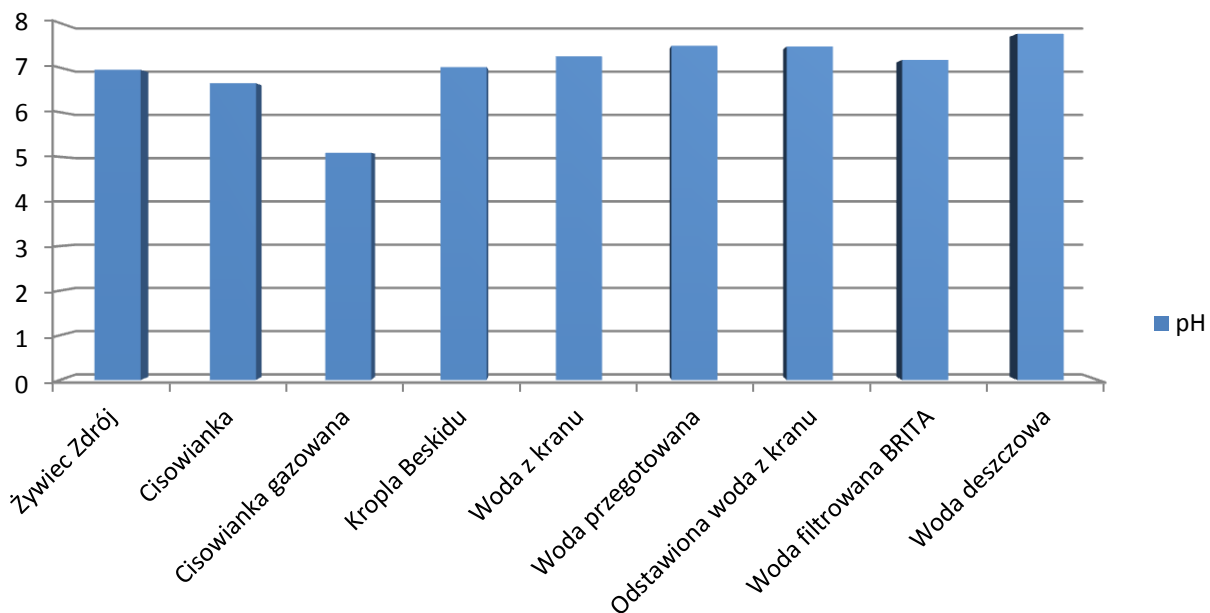
$$E = E^0 - \frac{2.303RT}{F} \text{pH}$$

gdzie: E to zmierzona SEM ogniwa, E^0 to potencjał elektrody wzorcowej, R to stała gazowa, T to temperatura w skali Kelvina, F to stała Faradaya

Wody

Nazwa	pH
Żywiec Zdrój	6,95
Cisowianka	6,65
Cisowianka gazowana	5,09
Kropla Beskidu	7,01
Woda z kranu	7,25
Woda przegotowana	7,49
Odstawiona woda z kranu	7,47
Woda filtrowana BRITA	7,17
Woda deszczowa	7,76

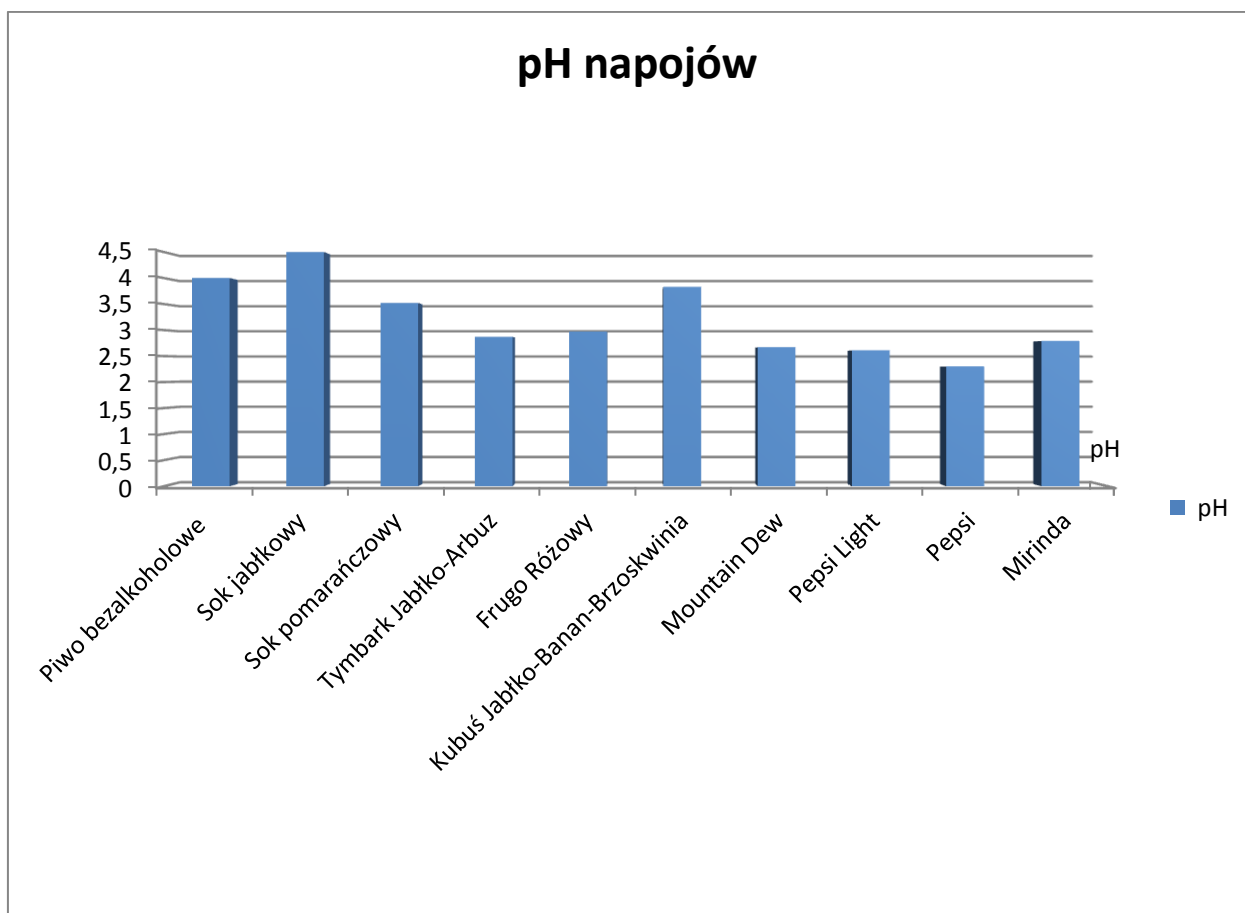
pH różnych rodzajów wód



Wnioski: Woda deszczowa ma najwyższe pH spośród zbadanych wód. Woda przegotowana i woda z kranu odstawiona na kilka dni mają bardzo podobną wartość. Wśród wód mineralnych najwyższy wynik uzyskała Kropla Beskidu a najniższy Cisowianka gazowana, ze względu na zawarty w niej dwutlenek węgla, który znacznie obniża pH napoju.

Napoje

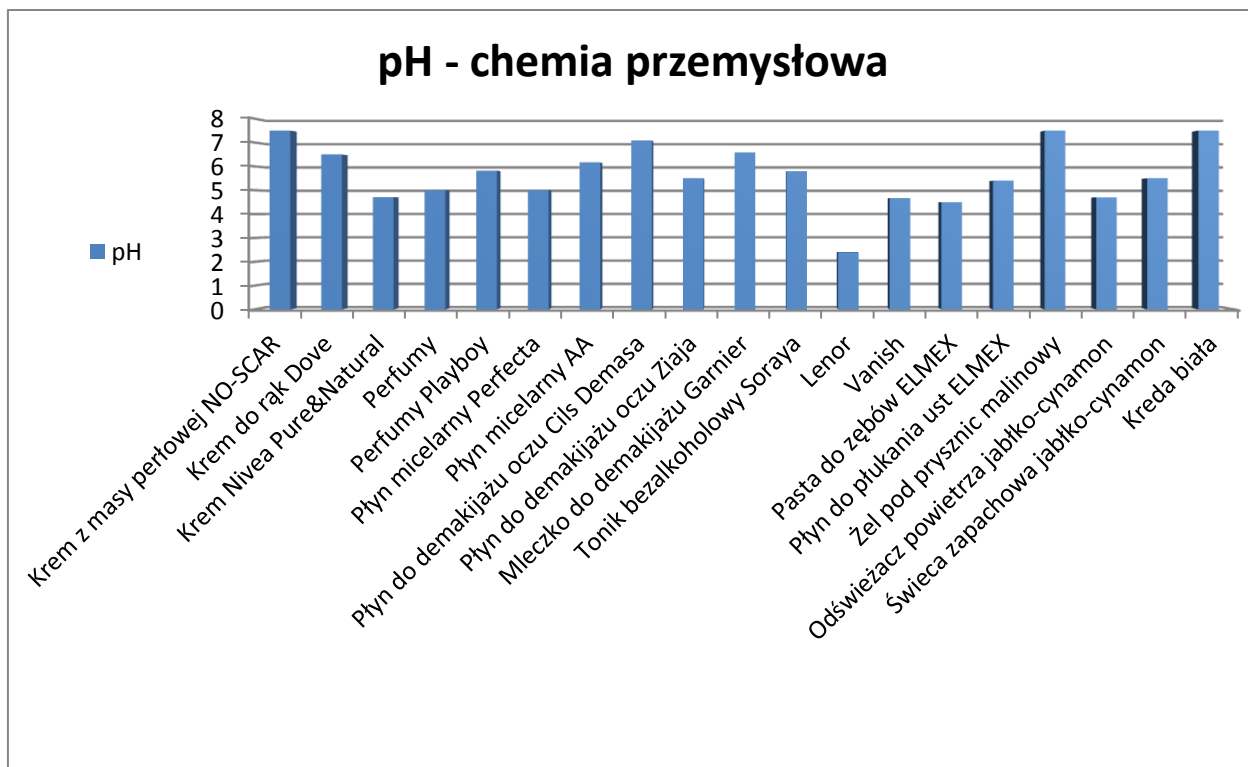
Nazwa	pH
Piwo bezalkoholowe ☺	4
Sok jabłkowy	4,5
Sok pomarańczowy	3,52
Tymbark jabłko-arbuz	2,87
Frugo różowy	2,97
Kubuś jabłko-banan-brzoskwinia	3,83
Mountain Dew	2,67
Pepsi Light	2,61
Pepsi	2,3
Mirinda	2,79



Wnioski: Spośród badanych napojów najniższe pH ma Pepsi, gdyż jego pH wynosi zaledwie 2,3. Ciekawe jest to, że napój, który jest bardzo podobny- Pepsi Light uzyskał wynik 0,31 wyższy. Natomiast najmniej kwaśny jest sok jabłkowy.

Chemia przemysłowa i inne

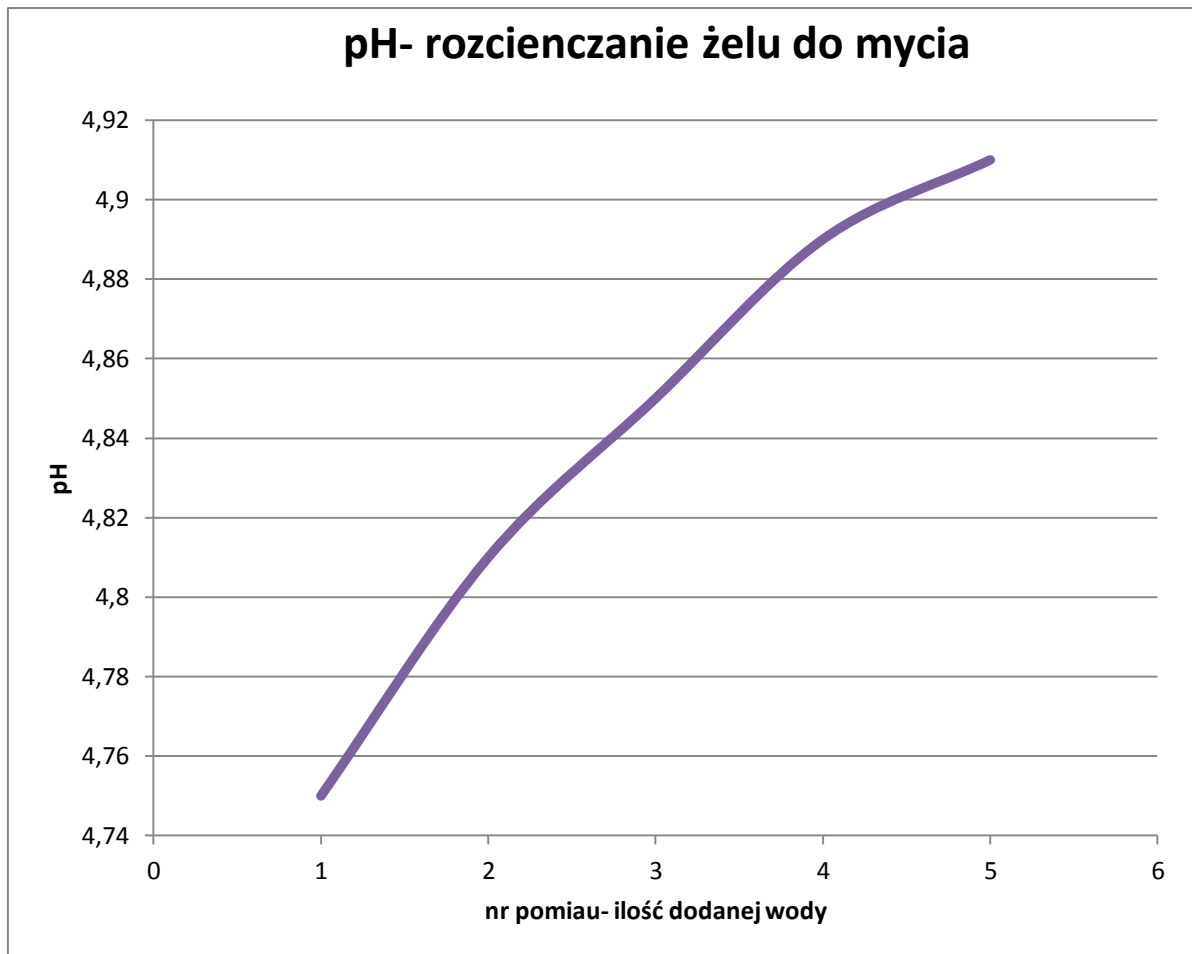
Nazwa	pH
Krem z masy perłowej NO-SCAR	7,5
Krem do rąk Dove	6,5
Krem Nivea Pure&Natural	4,71
Perfumy	5
Perfumy Playboy	5,82
Płyn micelarny Perfecta	5
Płyn micelarny AA	6,17
Płyn do demakijażu oczu Cils Demasa	7,08
Płyn do demakijażu oczu Ziaja	5,5
Mleczko do demakijażu Garnier	6,58
Tonik bezalkoholowy Soraya	5,8
Lenor	2,39
Vanish	4,67
Pasta do zębów ELMEX	4,5
Płyn do płukania ust ELMEX	5,4
Żel pod prysznic - malinowy	7,5
Odświeżacz powietrza jabłko-cynamon	4,7
Świeca zapachowa jabłko-cynamon	5,5
Kreda biała	7,5



Wnioski: Spośród zbadanych artykułów najwyższe pH ma kreda biała, żel pod prysznic i krem z masy perłowej, natomiast najniższe Lenor. Płynem do demakijażu o najniższym pH jest płyn micelarny z Perfecty, a najwyższe ma płyn firmy Cils Demasa.

pH żelu do mycia w zależności od ilości dodanej do niego wody

nr	ilość dodanej wody	pH
1	żel Avon Senses	4,75
2	plus 2 ml wody	4,81
3	plus 5 ml wody	4,85
4	plus 8 ml wody	4,89
5	plus 11 ml wody	4,91



Wnioski: W miarę rozcieńczania żelu rośnie jego pH.

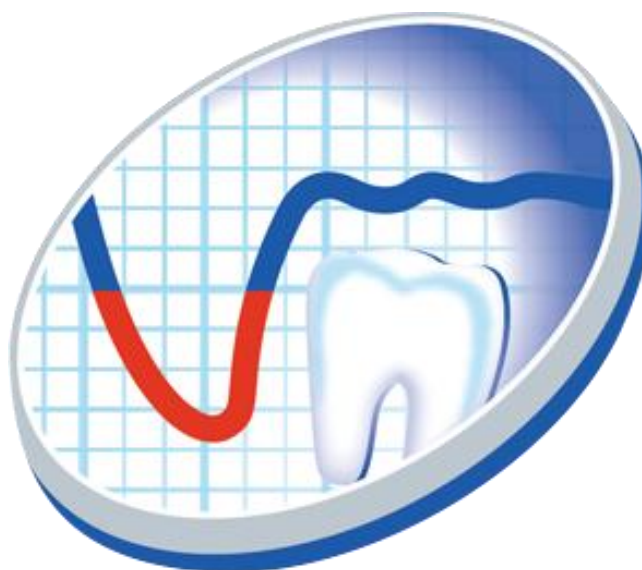
pH- a guma Orbit

Wszyscy zapewne znają hasło reklamowe popularnej gumy do żucia, która wyrównuje pH w ustach:

Poziom pH śliny jest zbliżony do pH neutralnego (7), ponieważ składa się w 98% wody.

Po jedzeniu i piciu kwasy produkowane przez bakterie w osadzie nazębnym atakują powierzchnię zębów i mogą powodować demineralizację szkliwa, co zwiększa ryzyko ubytków.

Według badań żucie bezcukrowej gumy powoduje zwiększenie wydzielania śliny nawet do 10 razy. Taka dodatkowo wydzielona ślina zawiera ponadto więcej minerałów. Żucie bezcukrowej gumy Orbit przez 20 minut po jedzeniu i picciu pomaga neutralizować kwasy osadu nazębnego i obniżyć poziom demineralizacji zębów - czynniki ryzyka w rozwoju próchnicy.



Żucie bezcukrowej gumy po każdym posiłku pomaga neutralizować szkodliwe kwasy w jamie ustnej i lepiej zadbać o zęby!¹

Nazwa	pH
ślina	6,64
ślina po spożyciu pomarańczy	6,03
ślina po gumie orbit	7,09



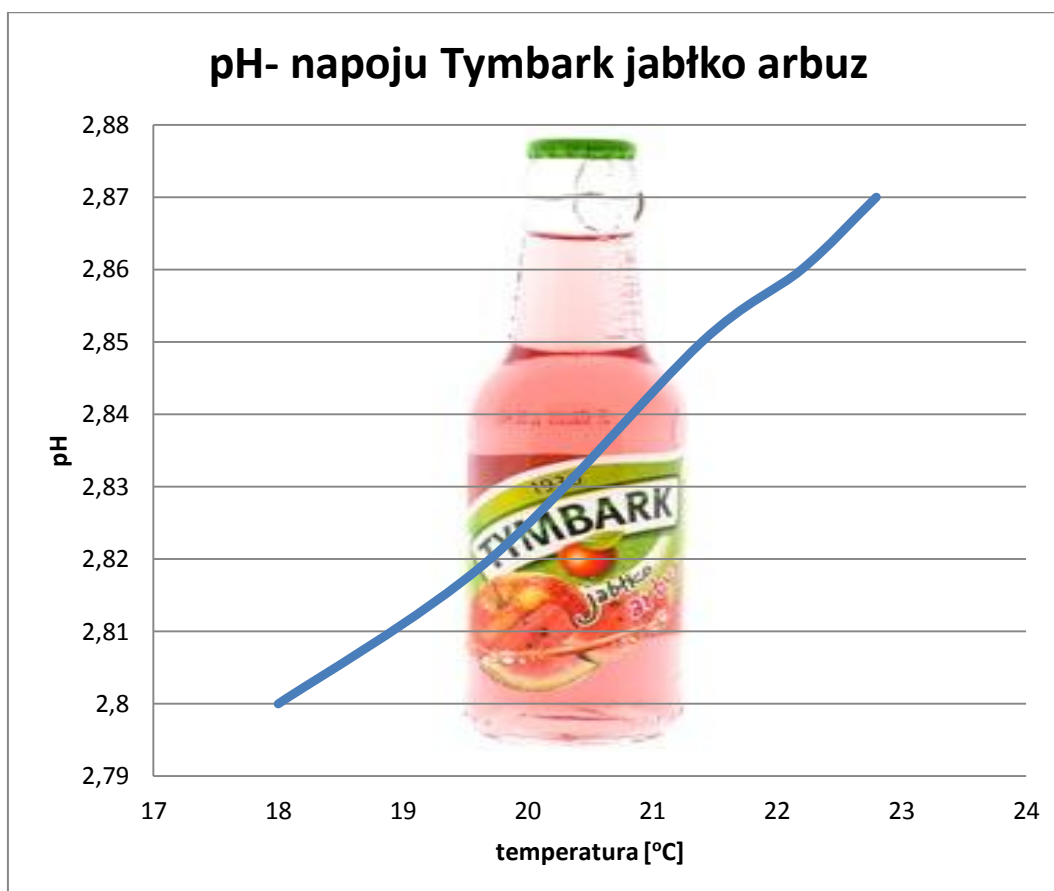
¹ <http://www.mojorbit.pl/czym-jest-ph>

Wnioski: Żucie gumy rzeczywiście zwiększa pH w ustach. Jest to spowodowane zwiększeniem produkcji śliny podczas jej spożywania, a to z kolei prowadzi do zwiększenia pH. Nie jest to jednak cudowna właściwość gumy Orbit, gdyż żucie „każdej” gumy powoduje wzrost wytwarzania śliny.

Zmiana pH w zależności od temperatury

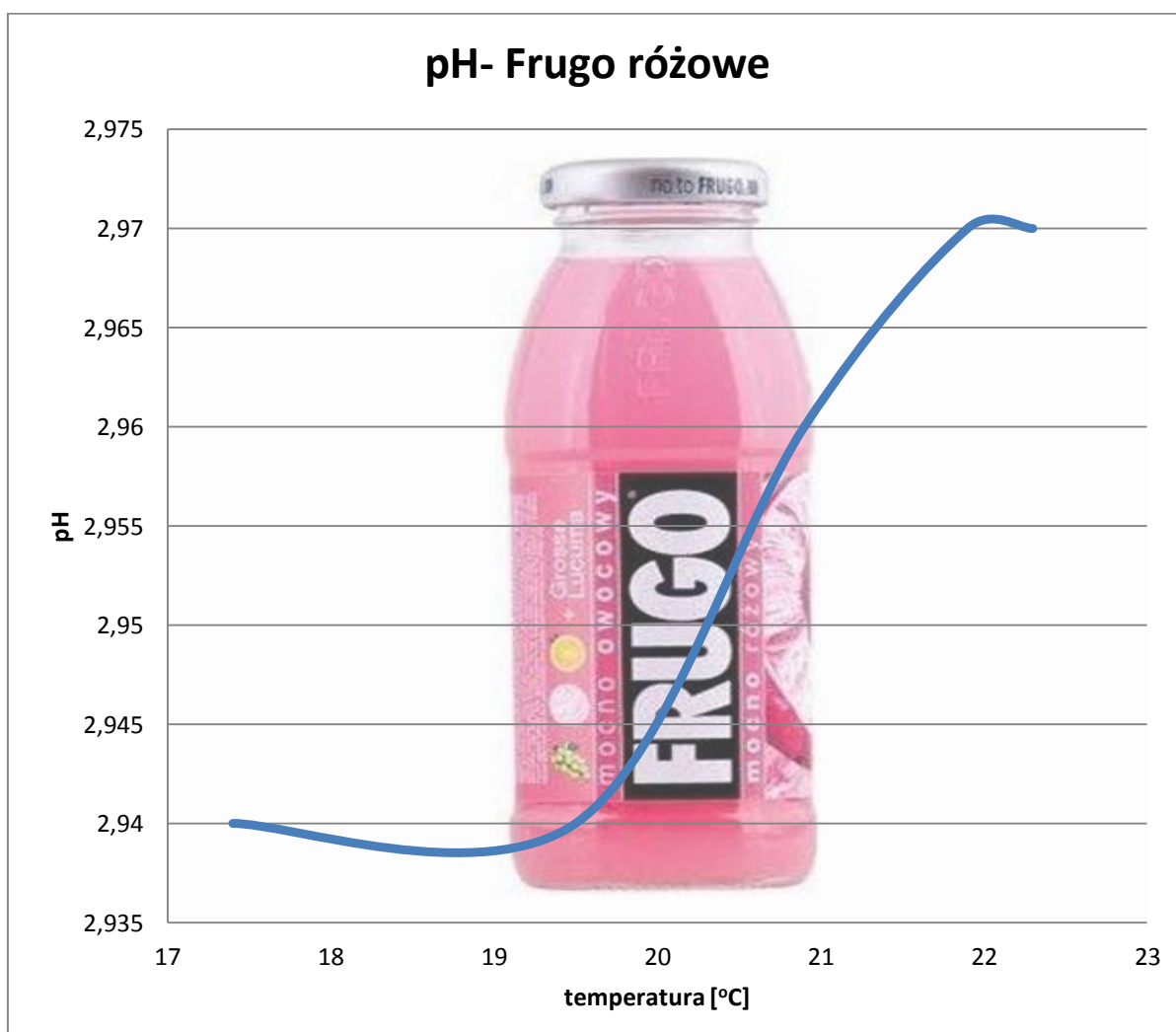
- *Tymbark Jabłko-Arbuz*

Temperatura	pH
22,8	2,87
22,2	2,86
21,4	2,85
19,7	2,82
18	2,8
18	2,8



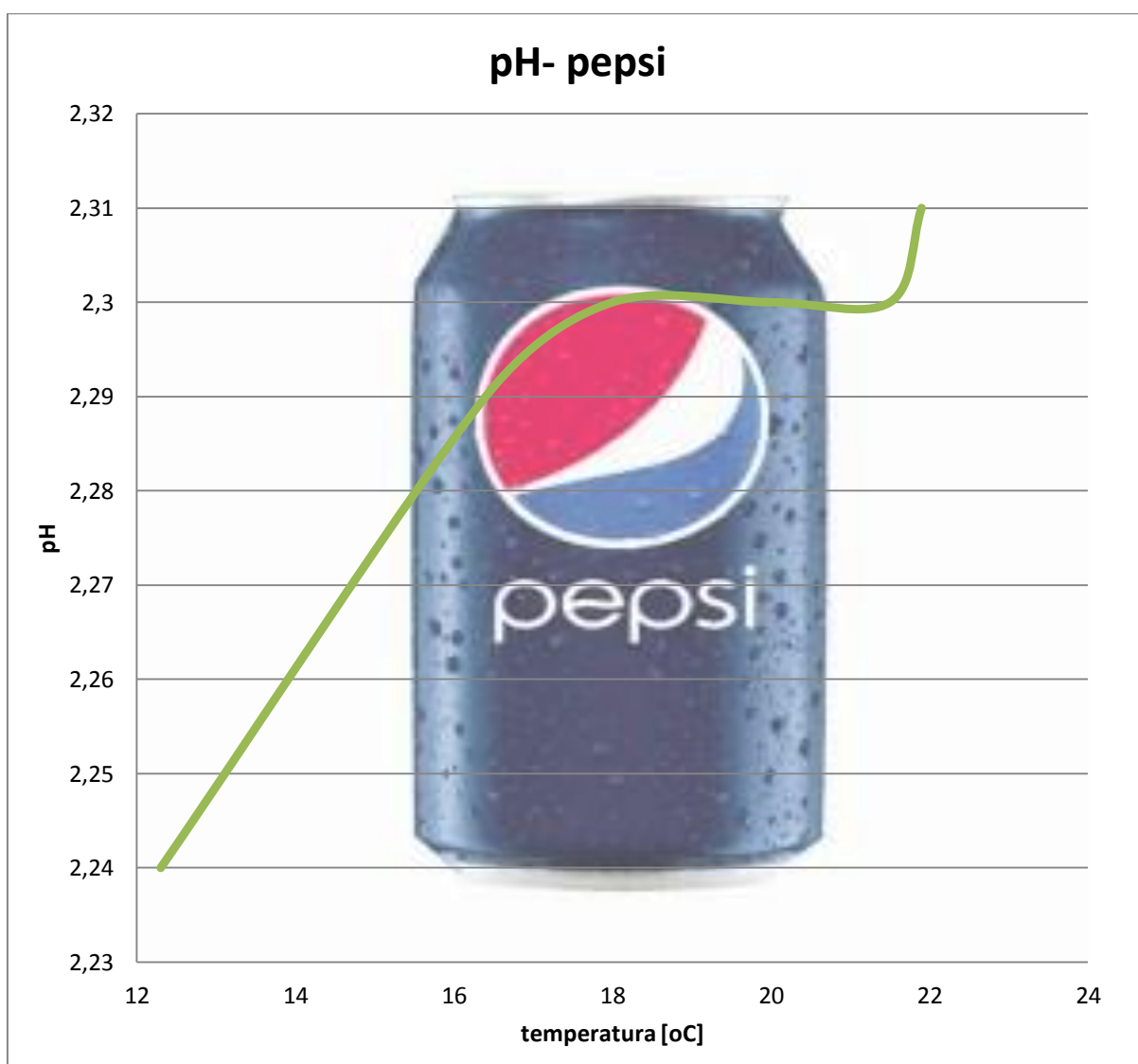
- Frugo różowe

Temperatura	pH
22,3	2,97
21,9	2,97
20,9	2,96
19,5	2,94
17,4	2,94
17,4	2,94



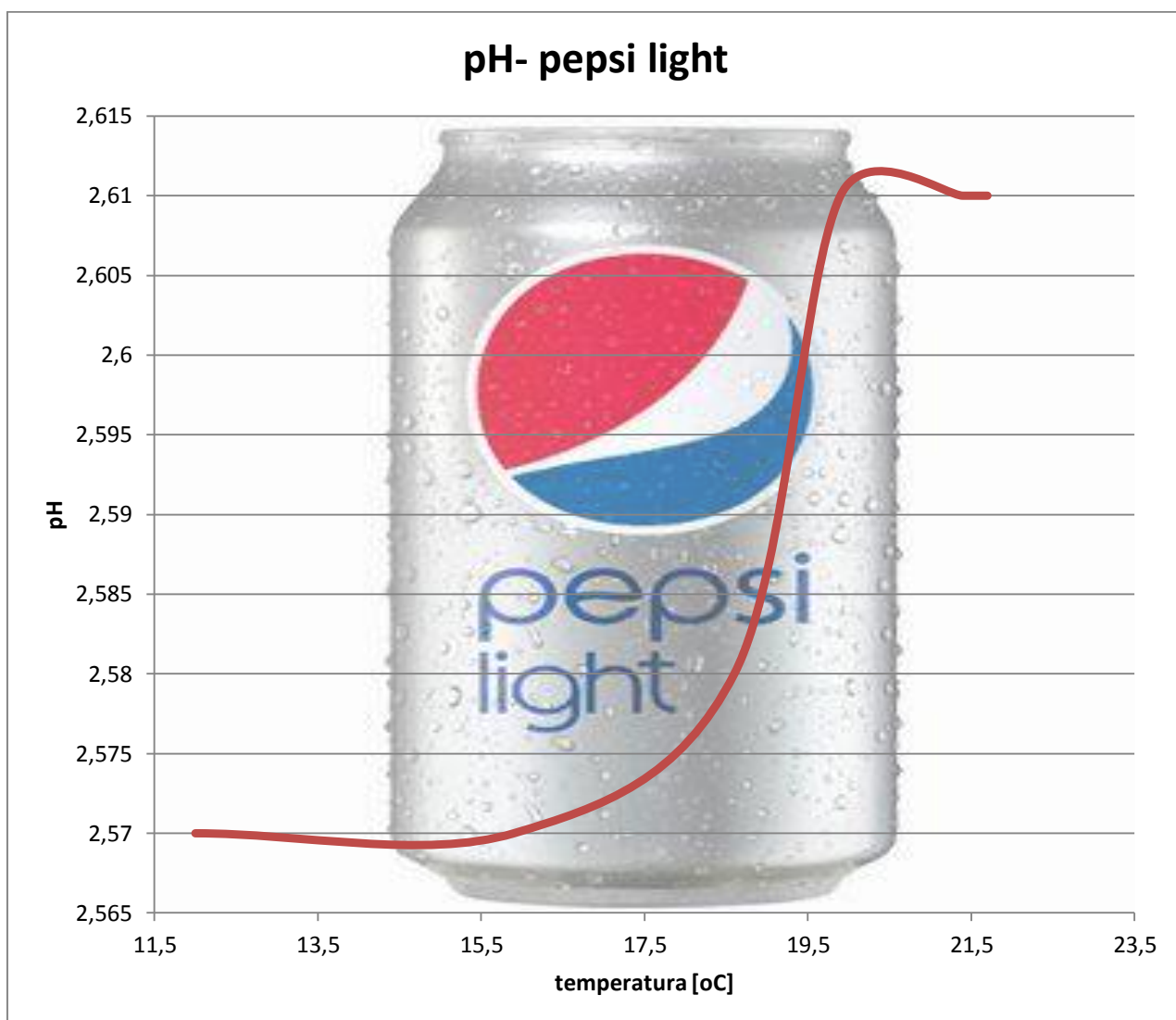
- Pepsi

Temperatura	pH
21,9	2,31
21,5	2,3
20	2,3
18	2,3
16,4	2,29
12,3	2,24



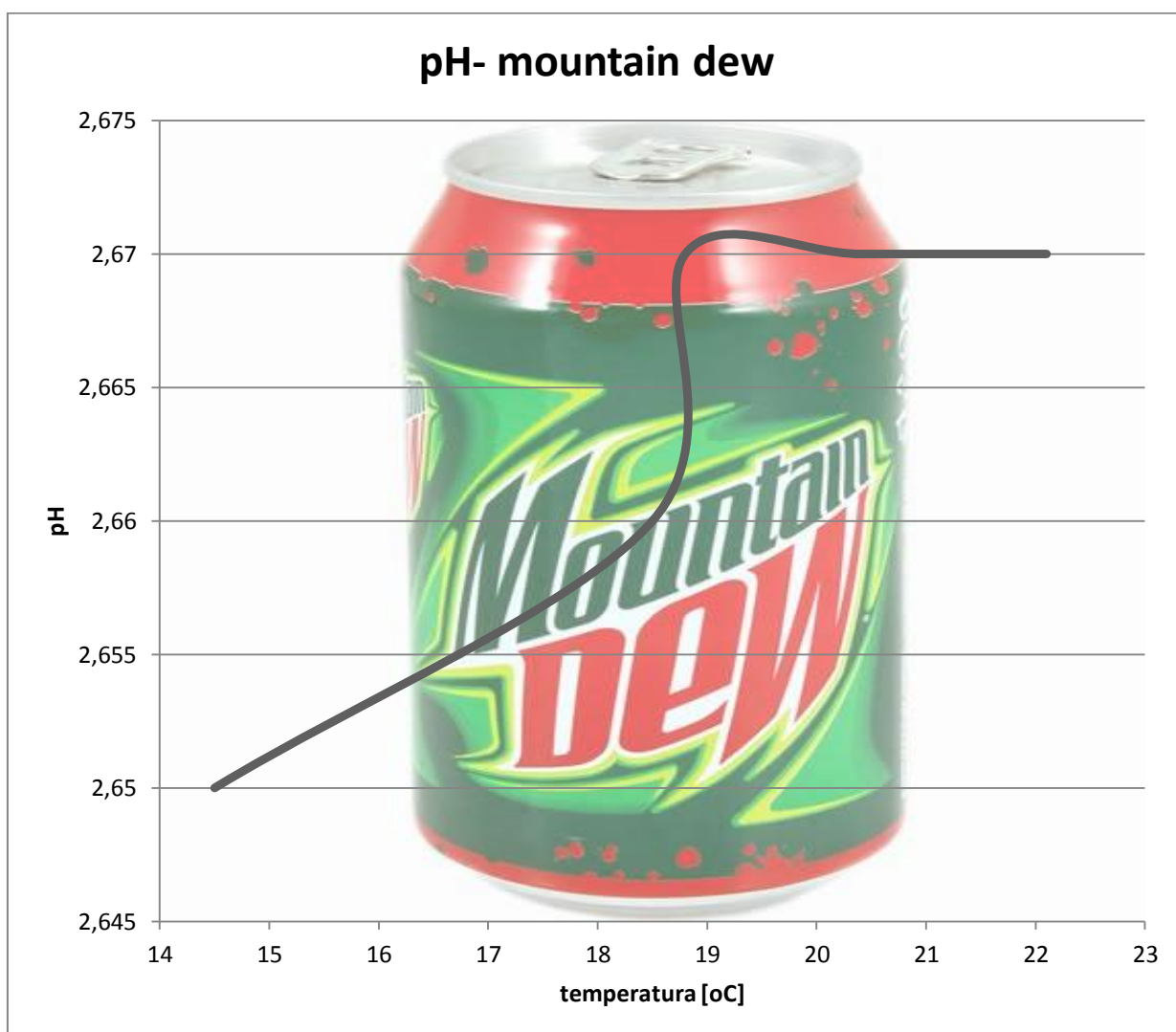
- Pepsi Light

Temperatura	pH
21,7	2,61
21,4	2,61
19,9	2,61
18,6	2,58
15,9	2,57
12	2,57



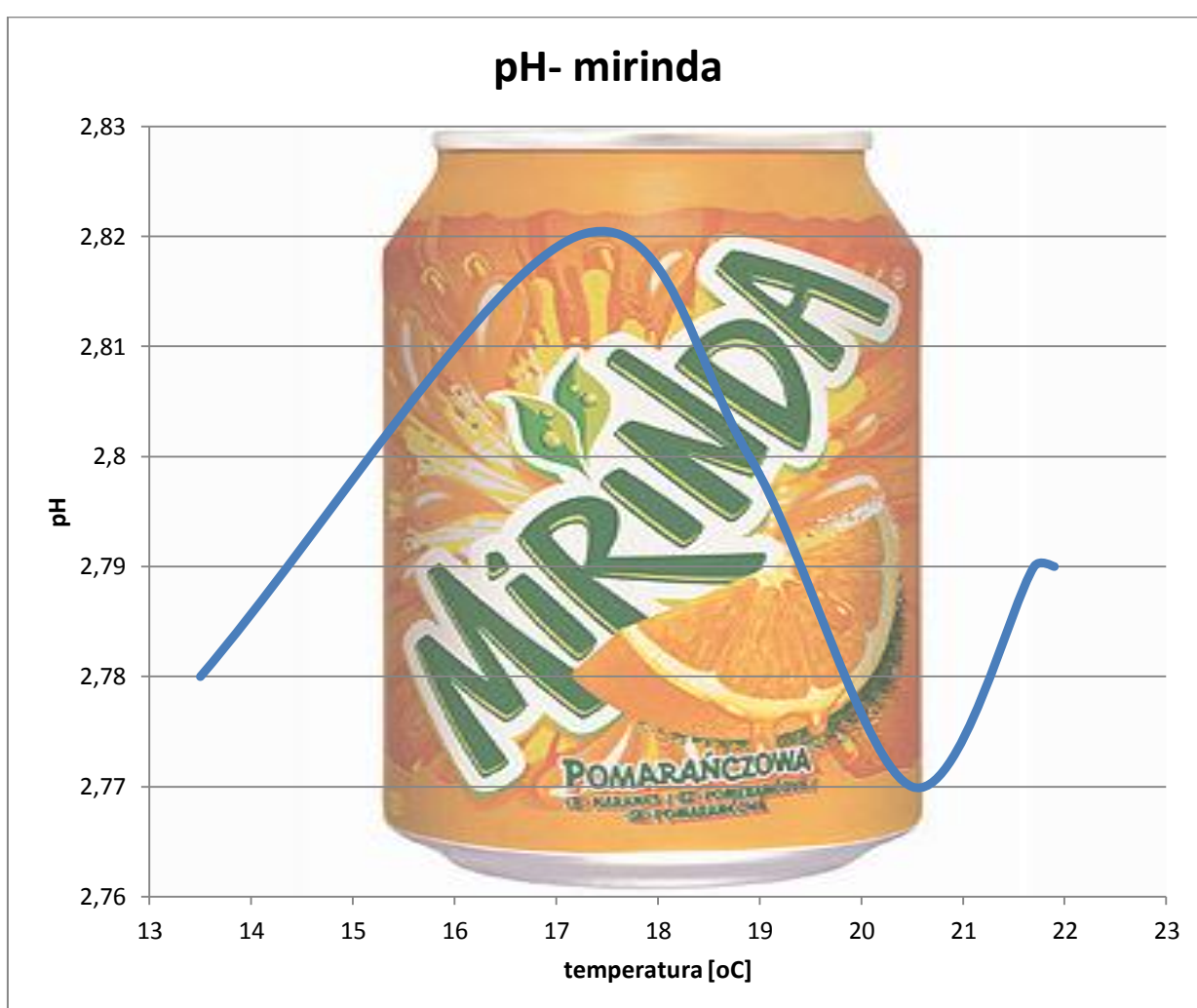
- Mountain Dew

Temperatura	pH
22,1	2,67
22,1	2,67
20,4	2,67
18,8	2,67
18,5	2,66
14,5	2,65



- Mirinda

Temperatura	pH
21,9	2,79
21,7	2,79
20,5	2,77
18,9	2,8
17,2	2,82
13,5	2,78



Wnioski: Najrówniejszy wzrost pH obserwujemy przy Tymbarku i Frugo, gdyż są to napoje niegazowane i na ich pH miała wpływ tylko temperatura. Przy reszcie napoi natomiast wpływ miał także ulatniający się dwutlenek węgla. Przy większości pomiarów obserwujemy spadek pH wraz ze spadkiem temperatury, wyjątek stanowi Mirinda, która przyjmuje różnorodne wartości- jednak należy pamiętać o błędzie pomiarowym który w przypadku tego urządzenia wynosił 0,01.

PODSUMOWANIE BADAŃ

pH zależy od badanego podłoża oraz głębokości z jakiej pochodzą pobierane próbki. Każda woda mineralna i napoje mają inne pH, to samo dotyczy kosmetyków i innych produktów. W miarę rozcieńczenia substancji zwiększa się jej pH. Wraz ze wzrostem temperatury wzrasta pH badanego roztworu. Przekonałyśmy się również, że telewizja nie zawsze kłamie, przynajmniej w wypadku reklamy gumy do żucia ☺.

Tytuł oryginału: „*Co z tym p(e)H(em)?!*” czyli *wszystko, co statystyczny Kowalski o skali pH wiedzieć powinien*

Copyright © 2012 Adrianna Chmielewska, Małgorzata Bartosik & Magdalena Kołakowska

Słupsk 2012

Redakcja: *Adrianna Chmielewska, Małgorzata Bartosik, Magdalena Kołakowska*

Korekta: *Małgorzata Bartosik*

Grafika: *Magdalena Kołakowska*

Wydanie pierwsze, 2012

Bibliografia:

Zeszyt do chemii, klasa 2 poziom podstawowy

www.mwalnik.wodip.opole.pl

www.chem.ug.edu.pl/~tomek/ph.htm

www.pl.wikipedia.org