

Na tak postawione pytanie profesjonalny chemik bez zająknięcia odpowie:

pH to wykładnik stężenia jonów wodorowych. Inaczej mówiąc, to ujemny logarytm dziesiętny z wartości liczbowej stężenia molowego jonów wodorowych, stąd $\text{pH} = \log [\text{H}^+]$.

Tak więc definicja została podana. Ale zwłaszcza dla niezbyt zaawansowanych chemików, czy wszystko jest już jasne?

Jak na realistów przystało, nie mamy złudzeń. Prawdopodobny jest nawet sprzeciw części Czytelników, którzy mogą uważać, że takie teoretyczne i zawile definicje to nie jest temat do naszej „Chemii praktycznej”.

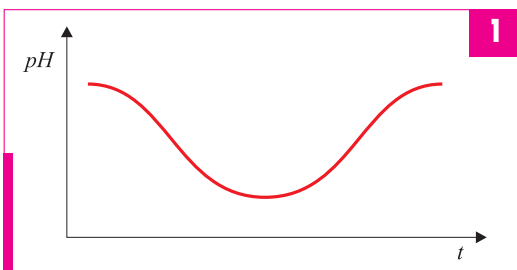
Otóż będziemy polemizować, ponieważ pH ma wielkie znaczenie praktyczne. Co więcej, niektórzy Czytelnicy w ankiecie naszego pisma prosili o poruszenie spraw związanych ze zmianą barwy związków chemicznych. A to właśnie o takich zmianach w przeważającej mierze decyduje właśnie pH.

Co to jest pH?

Stefan Sękowski

I stąd zaraz pytanie: Czym to się je?

I szybka odpowiedź: Kto z nas nie pamięta reklamy telewizyjnej pokazującej, jak to po jedzeniu krzywa pH opada, a po żuciu gummy unosi się?



Nie wdając się w merytoryczną ocenę tej reklamy, chwilowo powiemy tylko, że wartość pH charakteryzuje odczyn środowiska. A odczyn ten może być zasadowy, a poprzez obojętny może przechodzić do kwaśnego.

POTRZEBNY BĘDZIE SOK

Żeby teraz teorię połączyć z praktyką, musimy się postarać o 30–50 cm³ soku z czarnych jagód. Zresztą może to być kompot czy marmolada, ale koniecznie z czarnych jagód. Niestety nie zastąpią go przetwory z żurawiny, porzeczek czy innego owocu.

Do probówki z wodą dodajemy pół łyżeczki soku z czarnych jagód, całość wstrząsamy, żeby się dobrze wymieszała i patrzymy na probówkę pod światło. Ła-

two zauważymy, że barwa roztworu jest czerwono-fioletowa. Jeżeli roztwór jest mętny, to go trzeba koniecznie przesączyc.

Teraz zawartość probówki dzielimy na 3 części i nasze 3 probówki ustawiamy w stojaczkę obok siebie tak, żeby barwę płynów było można wygodnie obserwować pod światło. Zamiast obserwacji pod światło, za probówkami można umieścić kartkę białego papieru. Takie proste rozwiązanie ułatwi nam znacznie obserwację barw roztworów. Teraz do probówki lewej dodajemy kilka kropli roztworu wodorotlenku sodu, NaOH albo wodorotlenku potasu KOH, **2**. Nie trzeba być specjalnie bystrym obserwatorem, żeby dostrzec zmianę jaką zaszła w lewej probówce. Roztwór dotychczas czerwono-fioletowy stał się nagle trawiaściezielony.

Z kolei do probówki prawej dodajemy kilka kropli stężonego roztworu węgla sodu, czyli sody Na₂CO₃. I nastąpi zmiana barwy płynu z czerwono-fioletowej na zieloną.

Kontrast z poprzednią barwą jest doskonale widoczny, bo w probówce środkowej, specjalnie dla porównania, pozostawiliśmy roztwór o barwie pierwotnej.


Dla nikogo nie jest tajemnicą, że wodne roztwory, tak wodorotlenków sodu i potasu, jak i wodne roztwory sody, odznaczają się odczynem alkalicznym.

Stąd też nasz pierwszy wniosek – zmiana barwy soku z czarnych jagód zachodzi po dodaniu roztworu o odczynie alkalicznym.

Sporządźmy teraz rozcieńczony wodny roztwór kwasu solnego HCl i dodajmy go dosłownie po kropli do probówki lewej. Każdorazowo po dodaniu kropli kwasu zawartość probówki mieszajmy przez potrząsanie. Chwilę odczekajmy i dodajmy kroplę następną. Jeśli wystarczy nam cierpliwości, a jest ona przecie-


2

NaOH




Zieleń

Na₂CO₃



Sok z czarnych jagód

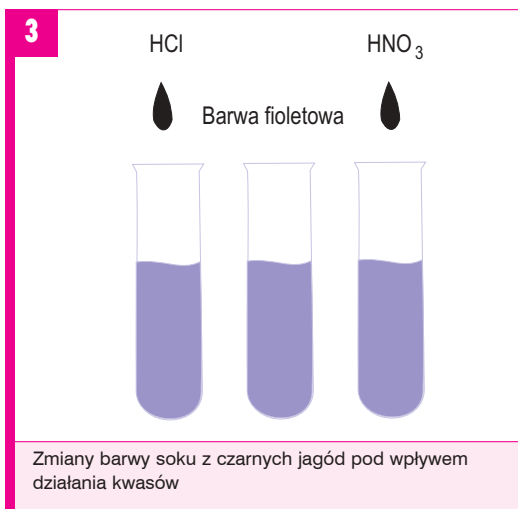
NaOH



Zieleń

Zmiany barwy soku z czarnych jagód pod wpływem działania zasad

cechą prawdziwego eksperymentatora, to zauważymy, że po dodaniu pewnej ilości HCl któraś jego kropla wywoła nagle zmianę barwy. Jaką zmianę? – Oczywiście powrót do barwy poprzedniej, czyli czerwono-fioletowej. Ten sam efekt otrzymamy, jeżeli do drugiej próbówki, tej prawej, dodamy po kropli dowolny kwas, np. azotowy HNO_3 , siarkowy H_2SO_4 , fosforowy H_3PO_4 czy octowy CH_3COOH **3**.



Każdy dowolny kwas przywraca roztworowi jego poprzednią barwę. Świadkiem i wzorcem pierwotnej barwy jest roztwór w próbówce środkowej.

Stąd wniosek drugi. – Zmiany barwy soku z czarnych jagód wywołane roztworami o odczynie alkalicznym są całkowicie neutralizowane przez dodanie odpowiedniej ilości kwasu.

HERBATA I BARWNIKI

Do czystej próbówki nalejemy mocnego wodnego wyciągu z liścia herbacianego, czyli mówiąc po prostu – mocnej esencji. Tak jak i poprzednio, zawartość podzielimy na 3 próbówki, które umieścimy w stojaczku i jako tła użyjemy kartki białego papieru. Probówka środkowa posłuży nam jako świadek i wzorec pierwotnej barwy esencji. Do próbówki lewej i prawej dodamy po 2-3 krople roztworu dowolnego kwasu, np. do jednej HCl, a do drugiej HNO_3 . Natychmiast po dodaniu kwasu barwa esencji zblednie i stanie się mniej intensywna, a pierwotny kolor brunatnoczerwony przejdzie w żółty.

Teraz do próbówki lewej i prawej dodamy, ale powoli, po kropli, do jednej wodny rozcieńczony roztwór KOH albo NaOH, a do drugiej – roztwór Na_2CO_3 .

Podobnie jak i w doświadczeniu poprzednim, odpowiednia dawka roztworu o odczynie alkalicznym powoduje zmianę barwy esencji – powraca jej kolor pierwotny, żółty roztwór esencji znów staje się brązowoczerwony.

A więc i tym razem zmiany barwy wywołane przez dodanie kwasu zostały zneutralizowane odpowiednią dawką roztworu o odczynie alkalicznym.

PAPIERKI

W laboratoriach, nawet tych amatorskich, są powszechnie znane papierki lakmusowe i fenoloftaleinowe. Są to skomplikowane związki organiczne, zmieniające swoją barwę zarówno pod działaniem roztworów o odczynie alkalicznym, jak i roztworów o odczynie kwaśnym.

I tak papierek lakmusowy w środowisku kwaśnym jest czerwony. Natomiast odczyn zasadowy zmienia barwę lakmusa na niebieską, a fenoloftaleiny – na krwistoczerwoną.

Z kolei posiadacze ubrań tańszych gatunków tzw. drelichowych o barwie szarozielonej, czyli khaki, wiedzą z doświadczenia, że pod pachami i na kołnierzu, a więc w miejscach zetknięcia się tkaniny z potem, który jak wiadomo ma odczyn kwaśny, pojawiają się fioletoworóżowe plamy. Również użytkownikom ubrań z tkanin barwy czerwonej nieobce jest zjawisko pojawienia się plam o barwie niebieskiej.

Na szczęście jednak tak w jednym, jak i w drugim przypadku upranie mydłem, którego wodne roztwory odznaczają się odczynem alkalicznym, przywraca najczęściej tkaninom ich właściwą, poprzednią barwę.

Poza wymienionymi już lakmusem i fenoloftaleiną znamy jeszcze bardzo wiele innych związków, które przy określonym pH zmieniają swoją barwę. W tym miejscu zapoznajmy się z **tablicą 1**.

Nasycając paski bibuły odpowiednią mieszaniną 2-4 takich związków, wykonuje się tzw. uniwersalne papierki wskaźnikowe. Kilkakrotna zmiana ich barwy umożliwia stwierdzenie, czy dany roztwór ma odczyn silnie alkaliczny, słabo alkaliczny, obojętny, słabo lub silnie kwaśny.

POWRACA PYTANIE – CO TO JEST pH?

We wszystkich opisanych tu przypadkach, a więc soku z czarnych jagód, esencji herbacianej, lakmusa, fenoloftaleiny czy barwników stosowanych do tkanin, zmiany odczynu środowiska wywołują zmiany barwy. Z zasady jednak to, czego dokona w zakresie zmiany barwy odczyn alkaliczny, niweczony jest przez odczyn kwaśny i odwrotnie.

Dlaczego tak się dzieje? Dlaczego i na jakiej podstawie mówimy, że dany roztwór ma odczyn kwaśny, a inny alkaliczny? Tłumaczenie, że wszystkie wodne roztwory kwasów mają odczyn kwaśny, a zasad – zasadowy, byłoby masłem maślanym. Argument, że jedne barwią papierki lakmusowe na czerwono, a inne na niebiesko, również niczego nie tłumaczy. Rzecz w tym, że podstawową przyczyną takiego czy innego odczynu wodnych roztworów są panujące w nich stężenia jonów wodorowych H^+ . Ponieważ stężenia tych jonów są bardzo małe, bo wynoszą milionowe i jeszcze mniejsze ułamki, dla ułatwienia podaje się je w postaci wykładników potęgi. I tak zamiast pisać $1/10000$, możemy zapisać: 10^{-4} .

W przypadku stężenia jonów wodorowych wykładnik potęgi ma znak ujemny. W praktyce posługujemy się wartością tego wykładnika bez znaku -. Wartość tę oznaczamy pH (od łacińskiego – *potentium He-*

drogenia, czyli stężenia wodoru). I tak w roztworach silnie kwaśnych panuje duże stężenie jonów H^+ od 10^{-1} do 10^{-3} mola/dm³. O roztworach takich mówimy, że ich pH wynosi od 1 do 3.

Słabe kwasy mają pH od 4 do 6. Czysta woda o odczynie całkowicie obojętnym ma stężenie jonów H^+ równe 10^{-7} mola/dm³, czyli pH czystej wody wynosi 7 **4**.

W słabych zasadach stężenie jonów wodorowych jest jeszcze mniejsze, od 10^{-8} do 10^{-10} mola, czyli ich pH wynosi 8-10.

No i wreszcie przychodzą roztwory mocnych zasad. Ich wartość zawarta jest w granicach 11-14. Dla utrwalenia w pamięci tych dla każdego chemika ważnych wartości, przyjrzyjmy się uważnie tabeli 1.

0 DYSOCJACJI

Zacznijmy od definicji:

Dysocjacja jonowa to rozpad cząsteczek albo kryształów jonowych na aniony i kationy w wyniku działania rozpuszczalnika, najczęściej wody.

A co powinniśmy wiedzieć o dysocjacji kwasów i zasad? Czy wiemy, jak dysocjują kwasy?

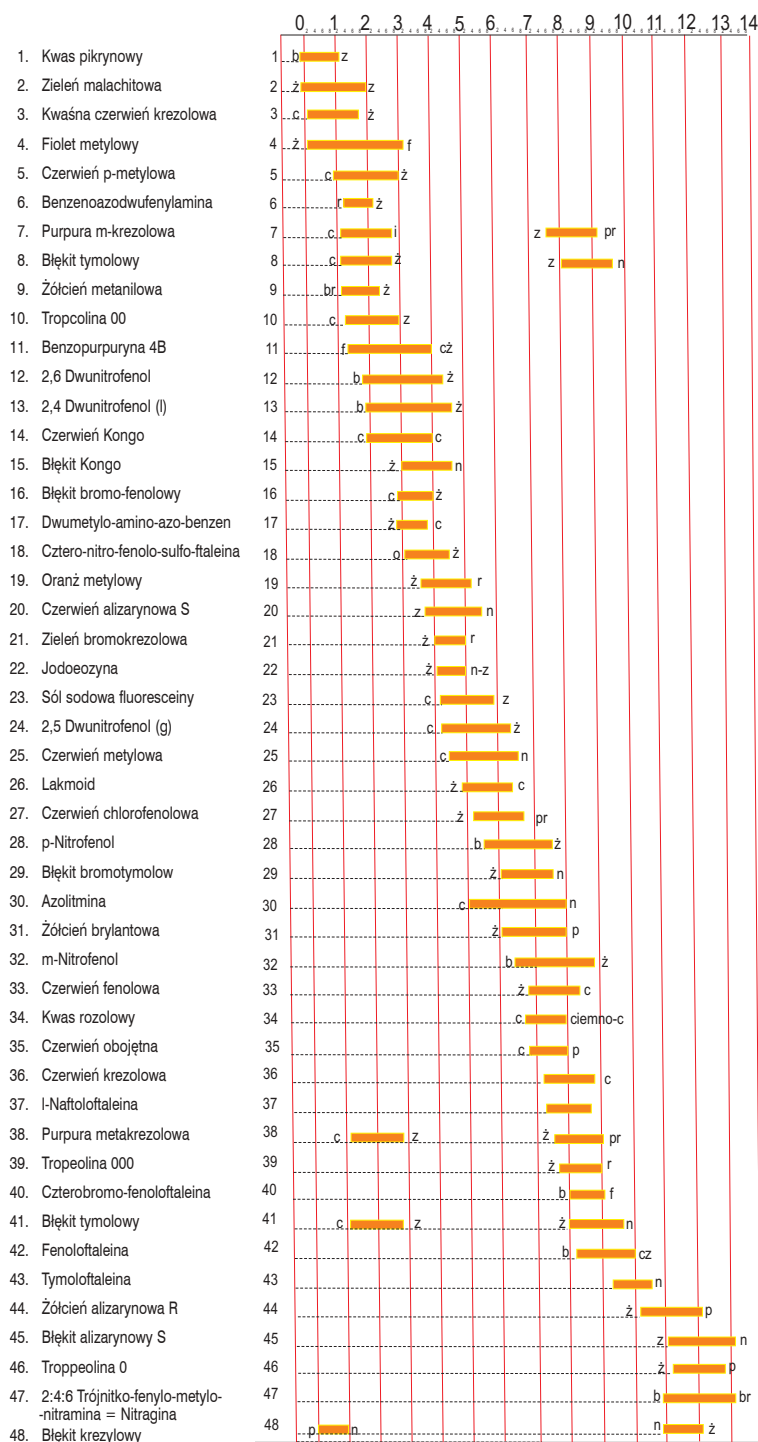
Kwasami nazywamy takie związki, których cząsteczki przy dysocjacji elektrolitycznej wytwarzają jony, dokładniej kationy wodorowe H^+ . To wiedzą lepiej zaawansowani młodzi chemicy i podają przykłady:

Kwas solny HCl dysocjując daje jony kationy H^+ i anion Cl^- , siarkowy H_2SO_4 – jon $2H^+$ i SO_4^{2-} .

Oczywiście.

Z kolei wszystkie wodorotlenki przy dysocjacji elektrolitycznej wytwarzają jony ujemne, a więc aniony wodorotlenkowe OH^- .

Tabela 1. Zmiany barwy wskaźników w granicach pH



Skróty do tabeli wskaźników
b - bezbarwny
br - brunatny
c - czerwony

cz - czerwony-żółty
f - fioletowy
n - niebieski
p - pomarańczowy

pr - purpurowy
r - różowy
z - zielony
ż - żółty

I znowu przykłady.

Wodorotlenek sodu, NaOH, dysocjując daje jony kationy Na^+ i aniony OH^- , wodorotlenek wapnia $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – daje jony Ca^{2+} i 2OH^- , wodorotlenek litu, LiOH – daje jony Li^+ i OH^- .

Tu trzeba przypomnieć pewną sprawę, na którą nie zwróciliśmy jeszcze uwagi. Chodzi o to, jakie pH ma czysta woda? 7! Tak, oznacza to, że stężenie jonów wodorowych H^+ w czystej wodzie wynosi 10^{-7} mola/dm³:
 $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

A więc oznacza to, że na jeden miliard (1 000 000 000 = 10^9) cząsteczek H_2O , dwie z nich są zdysocjowane.

Wynika z tego dalej, że w 1 dm³ wody jest zaledwie jedna dziesięciomilionowa

1/10 000 000 gramów jonów H^+ , co odpowiada 10^{-7} . Stąd właśnie pH wody wynosi 7. Po prostu w wodzie zupełnie czystej jest określone stężenie jonów H^+ . W miarę dysocjowania w wodzie substancji o odczynie alkalicznym pierwotne stężenie jonów H^+ maleje, ale nigdy nie spada do zera. Konkretnie w przypadku roztworów mocnych zasad pH dochodzi do 14, czyli stężenie jonów wodorowych spada aż do 10^{-14} .

I tyle o pH ogólnie.

pH GLEBY I CO Z TEGO WYNIKA

Znajomość pH gleby ma wielkie znaczenie nie tylko w dużych gospodarstwach rolnych, ale i w sadownictwie, ogrodnictwie czy niewielkich ogródkach. Dlatego już każdy chemik amator powinien umieć zbadać pH gleby. Bo przy racjonalnej jej uprawie, a przecież tylko o takiej się dzisiaj mówi, koniecznie trzeba znać stopień jej zasadowości lub kwasowości.

Jak wykazały badania, każda roślina wymaga specyficznego dla siebie stężenia jonów wodorowych w glebie. Bo gleby o różnym pH pokrywają się różną roślinnością. Typowymi przykładami gleb kwaśnych są gleby leśne i łąkowe, których pH dochodzi nawet do 4. Racjonalne nawożenie gleby, np. wapnem, które jest przecież substancją zasadową, zwiększa pH. Dzięki temu można uzyskać odpowiednie wartości pH pożądane przez konkretne rośliny. Np. pH gleby uprawnej pod buraki powinno wynosić 7.

W jaki sposób można oznaczyć pH gleby? Przecież nie będziemy przytykać do ziemi papierka lakmusowego ani nie będziemy pokrapiali ziemi roztworem któregoś ze wskaźników.

Badania pH gleby możemy wykonać dwojako:

- albo specjalnie do tego celu przystosowanym kwasomierzem Heliga,
- albo we własnym zakresie za pomocą papierków wskaźnikowych.

Kwasomierz Heliga jest urządzeniem łatwym do nabycia m.in. w sklepach ogrodniczych. Stanowi go zestaw składający się z płytki porcelanowej, buteleczki

roztworu wskaźnika i łopatkki. Do wgłębienia w porcelanowej płytce nakłada się łopatką małą porcję badanej gleby. Teraz próbkę zalewamy roztworem z buteleczki z kropłomierzem. Po dokładnym wymieszaniu i odczekaniu około 5 minut, ustalamy barwę roztworu przez porównanie go z utrwaloną na płytce skalą barw. Ze skali tej odczytujemy pH badanej gleby.

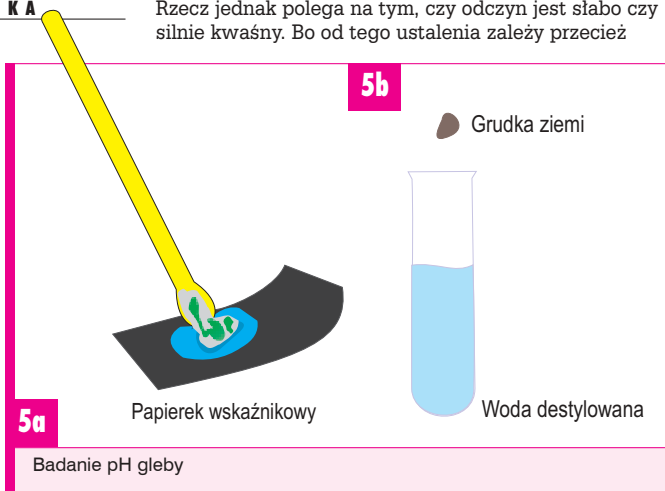
Jeżeli nie mamy kwasomierza Heliga, musimy postarać się o książeczkę z tzw. uniwersalnymi papierkami wskaźnikowymi. Pozwalają one na określenie kwasowości z dokładnością do 0,2 pH, co jest dla nas zupełnie wystarczające.

Gdy już mamy papierki wskaźnikowe uniwersalne umieszczamy małą próbkę badanej gle-

by, wielkości jednego centymetra sześciennego, w czystej próbówce i zalewamy 2–3 cm³ destylowanej wody **5**. Całość wstrząsamy około 5 minut i odstawiamy, żeby ciecz się sklarowała. Teraz kroplę tej cieczy наносimy bagietką szklaną na koniec paska papierka wskaźnikowego. Dalej nie trzeba już tłumaczyć. Uzyskaną barwę porównujemy z zamieszczoną na okładce książeczki skalą i odczytujemy pH.

Na podstawie statystyki gleb ziem polskich mamy prawo przypuszczać, że odczyn okaże się kwaśny. Rzecz jednak polega na tym, czy odczyn jest słabo czy silnie kwaśny. Bo od tego ustalenia zależy przecież

4	wartość pH	1 2 3 4 5 6	7	8 9 10 11 12 13 14 15
	odczyn	kwaśny	obojętny	obojętny



ściśle ilość wapna, jaką trzeba rozsypać i przyorać, czy też przekopać, żeby glebę częściowo albo całkowicie odkwasić.

Sprawa jest bardzo poważna, ponieważ każda roślina uprawna, żeby wydała obfity plon, oprócz powszechnie znanych czynników – słońce, temperatura, wilgotność – musi mieć jeszcze i odpowiednie pH. W tym względzie potrzeby roślin są rozmaite, na przykład:

Koniczyna czerwona, żyto, owies	pH 5–6
Buraki cukrowe, groch	6–7
Jęczmień, pszenica	6,5–7
Bobik, lucerna	7–8
Tytoń	7–8,5

Spotkamy się znowu za miesiąc. ●