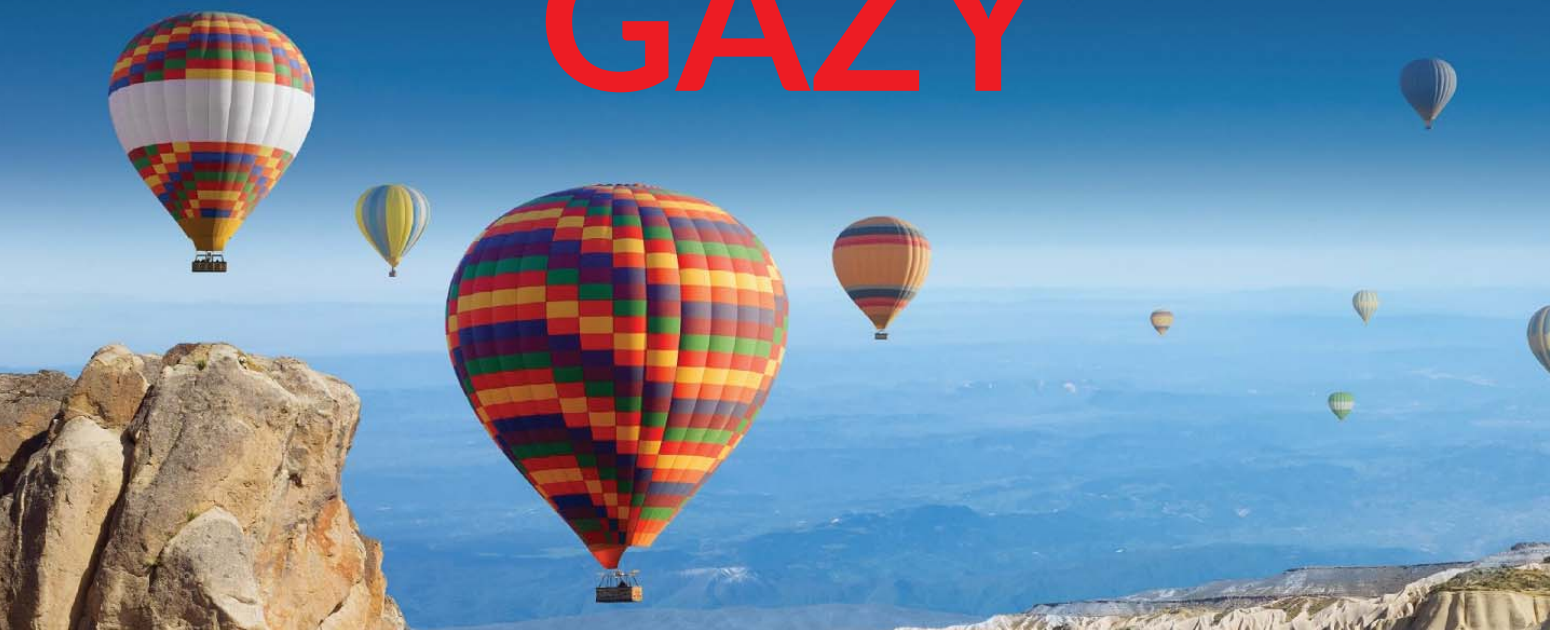


Cztery i pół stanów skupienia

GAZY



Przedstawiamy artykuł będący kontynuacją serii o stanach skupienia. Zaczęliśmy [1] od czwartego stanu skupienia, czyli plazmy [1]; później pisaliśmy o wodorze i gazowych ogniach paliwowych [2]. Ale o gazach można, a nawet trzeba napisać znacznie więcej. Tym bardziej, że żyjemy na dnie gazowego oceanu¹.

Grzegorz Karwasz, Waldemar Krychowiak

„Cztery są więc, zdaniem Empedoklesa, żywioły” ziemia, woda, powietrze i ogień” pisał Arystoteles, zacytowawszy wcześniej Anaksymena i Anaksagorasa (albo odwrotnie). Nie trzeba więc pamiętać, co uważał Anaksagoras, a co ten drugi, bo po trzystu latach po nich (tzw. szkoła jońska filozofii przyrody) sprawozdał to Filozof. Ciekawe jest natomiast, że cztery „żywioły” pojawiły się nie w „Fizyce”, ale w „Metafizyce” (Ks. I, 849a, 10-12).

Gazów dotyczy kilka ważnych, a często zapomnianych praw. Waga (i stopień trudności) tych praw jest różny: zaznaczamy * wiedzę zasadniczą, również na poziomie szkolnym; przez ** wiedzę, np. z włoskich podręczników licealnych (trudniejszych niż w Polsce) i przez ***

wiedzę, której, może się zdarzyć, nie zna nawet student fizyki.

Gazy doskonałe

1. Gazy, jako atomy (cząsteczki) swobodne, to znaczny niezwiązane siłami wzajemnego oddziaływania, są wspólnym obiektem badawczym i dla fizyki, i dla chemii.

W fizyce mówimy o gazie doskonałym – jest to jeden z piękniejszych przykładów modelu w nauce, czyli abstrakcji od szczegółów tak, aby móc wyciągnąć ważne wnioski, znacznie wykraczające poza pojedynczy przypadek. Model ten szczególnie dobrze stosuje się do gazów atomowych, czyli szlachetnych (He, Ne, Ar, Kr, Xe).

*Model gazu doskonałego zakłada, że atomy gazu są punktowe, pozostają w bezustannym ruchu (tak jak uważał Demokryt, zob. „Historię Filozofii” Wł. Tatarkie-

¹ Atmosfera, formalnie, rozciąga się na setki kilometrów wysokości, ale my żyjemy w najniższej warstwie, troposferze, która rozciąga się do wysokości 10 km.

² Atomy w rzeczywistości nie przelatują od jednej ścianki do drugiej, ale zderzają się jeden z drugim, i wzajemnie sobie przekazują pęd, jak się to dzieje w wadadle Newtona [3].

³ Warunki „normalne” odnoszą się do 0°C lub do 20°C, w zależności od instytucji, która je definiuje.

⁴ W H₂ wzbudzenie elektronowe z pierwszej „orbity” do drugiej to 10,2 eV a seria Balmera widoczna w widmie optycznym to przejścia o energiach 2-3 eV, z orbit trzeciej, czwartej itd. na drugą; najniższe wzbudzenie wibracyjne to 0,55 eV a przejścia rotacyjne są od siebie odległe o 0,0075 meV. W CF₃Cl najniższe przejście wibracyjne to zaledwie 0,043 eV. Z tego powodu ten gaz i jemu podobne niepalne „freony” były używane w lodówkach: ich ciepło właściwe w temperaturze pokojowej (300 K odpowiada energii $kT = 25$ meV) zawiera składnik pochodzący od wzbudzeń wibracyjnych, czyli gaz efektywnie przenosi (pobiera i oddaje) ciepło.

⁵ Jak to by wyglądało pokazano w filmie o Marsie z Arnoldem Schwarzenegerem, „Pamięć absolutna”.

⁶ Analogia nie do końca jest poprawna: nawet w przypadku cieczy ich poziom jest wyznaczony przez równość ciśnienia w miejscu połączenia dwóch naczyń.

⁷ Nawet przy -20°C trochę pary wodnej w powietrzu jest: nie byłoby chmur *cirrusów* na wysokości kilku km, gdyby tam para wodna nie docierała jako gaz.



Fot. 1. „Start rakiety odrzutowej w kosmos” na pokazie „4 i pół stany skupienia” prof. G. Karwasza w Szkole Podstawowej w Dąbrowie Biskupiej (23/10/2019). Gaz „pompuje” balon: to ciśnienie drobin powietrza rozciąga ścianki balonu.

wicza) i nie oddziałują ze sobą poza zderzeniami. Atomy zamknięte w (trójwymiarowym) pudle uderzają bezustannie w jego ścianki. Stąd bierze się ciśnienie gazu na ścianki, na przykład balonu.

** Zakładając, że atomy obijają się od ścianek elastycznie (a tak trzeba założyć, bo w przeciwnym razie gaz sam z siebie oziębiałby się), można wyliczyć, jak pęd Δq (przez p oznaczymy ciśnienie) przekazuje ściankom pojedynczym atom w każdym zderzeniu:

$$\Delta q = 2mv,$$

gdzie przez m oznaczyliśmy masę atomu a przez v składową prędkości prostopadłą do wybranej ścianki (czynnik „2”, gdyż atom odbija się elastycznie). Jeśli w pudle o objętości $V = a^3$ jest N atomów, to w każdą z sześciu ścianek uderza $N/6$ atomów w czasie ich przelotu od końca do końca pudła.

Jeśli prędkość (prostopadła do ścianki) wynosi v , to czas takiego przelotu² wynosi $t = a/v$. Z zasady równości przekazu pędu i popędu $Ft = \Delta q$ wyliczymy siłę, z jaką atomy oddziałują na ścianki. Wynosi ona

$$F = \frac{N}{6} \frac{2mv}{a/v} = \frac{N}{3} \frac{mv^2}{a} = \frac{2N}{3} \frac{E_k}{a} \quad (1)$$

gdzie przez E_k oznaczyliśmy energię kinetyczną pojedynczego atomu (można dodać „średnią – przedyskutujemy to dalej). A ponieważ powierzchnia ścianek jest a^2 , to ciśnienie p gazu (zgodnie z prawem Pascala dla cieczy i gazów – takie same w każdym punkcie wewnątrz pudła) wynosi

$$p = \frac{F}{a^2} = \frac{2}{3} \frac{N}{V} E_k \quad (2)$$

Innymi słowy, ciśnienie gazu w pudle zależy od koncentracji atomów (ich ilości w danej objętości) i energii kinetycznej pojedynczego atomu. Już, już, jesteśmy na tropie jednego z piękniejszych praw wczesnej fizyki – prawa gazu doskonałego. Wystarczy tylko przyjąć (na razie jeszcze nieco na „wiarę”, że energia kinetyczna cząsteczek zależy tylko od ich temperatury: a raczej, że to temperatura jest miarą energii kinetycznej gazów. Tak! gdy wystawiamy zimą rękę za okno, to receptory neuralne na dłoni mierzą energię kinetyczną uderzających w nie atomów!

W fizyce „prawdziwej” pozostaje jednak nieco na „wiarę”. Otóż zakłada się, że miarą energii kinetycznej atomów, niezależnie od ich masy (koloru, rodzaju itd.) jest temperatura. Mówimy dodatkowo o ekwipartycji energii: średnia energia kinetyczna każdego z atomów

w gazie doskonałym równa jest $3/2kT$, gdzie na każdy w trzech kierunków ruchu przypada $1/2 kT$.

k , czyli tzw. stała Boltzmanna mówi, ile energii przypada na poszczególny atom (i stopień Kelvina) – niewiele: zaledwie $1,23 \times 10^{-23}$ J/K.

**Fizyka kwantowa nie do końca uporała się z wyjaśnieniem ekwipartycji energii, ale jest to bardzo ważne prawo – rodzaj demokracji w gazie doskonałym. Każdy atom, niezależnie od masy, ma tę samą energię. No właśnie! czyli nie tę samą średnią prędkość, jeśli porównamy hel i argon: 1245 m/s dla atomów He i 394 m/s dla atomów Ar [4] (w warunkach „normalnych”³ czyli 20°C).

Mamy tu już pierwszy, bardzo interesujący wynik: ponieważ rozchodzenie się dźwięku polega na „drganiach podłużnych gazu”, czyli, praktycznie, na zderzeniach atomów, prędkość dźwięku inna jest helu a inna a argonie: 973 i 323 m/s, odpowiednio. Nabrawszy w płuca helu, „śpiewamy” śmiesznym, wysokim falsetem (prędkość rozchodzenia się dźwięku w powietrzu to 334 m/s).

Wikipedia podaje nieco inny wzór na prędkość dźwięku c w gazie, wyprowadzony przez Newtona:

$$c = \sqrt{\frac{c_p}{c_v} \frac{p}{\rho}} \quad (3)$$

gdzie ρ jest gęstością gazu, p – jego ciśnieniem, a c_p i c_v są (uwaga!) wartościami ciepła właściwego przy stałym ciśnieniu i przy stałej objętości, odpowiednio. Ale ponieważ te ciepła wynikają z ekwipartycji energii, za chwilę je wyprowadzimy.

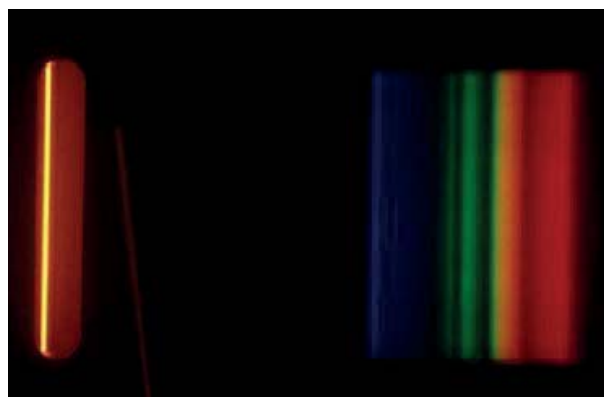
* Wzór (3) łatwo jest sprawdzić. Potrzebna jest duża (2 l) prawie pełna butelka gazowanego płynu. Schładzamy butelkę z lodowce: w niskiej temperaturze gazy rozpuszczają się w cieczach łatwiej – odwrotnie niż ciała stałe. Jest ot oczywiste – rozpuszczenie soli czy cukru wymaga zwiększenia energii kinetycznej atomów rozpuszczanej substancji a rozpuszczenie gazu wymaga obniżenia energii kinetycznej cząsteczek gazu, więc niska temperatura to ułatwia. Dużo gazu rozpuszczonego oznacza małe ciśnienie gazu w butelce nad cieczą. Stukamy drewnianym kołkiem (lub zgiętym palcem) w butelkę nad cieczą i nasłuchujemy, jaki dźwięk powstaje. Po czym potrząsamy (zamkniętą) butelką, aby zwiększyć ciśnienie gazu i stykamy puk-puk ponownie – wydawany dźwięk ma wyższą częstotliwość. Większa prędkość rozchodzenia się gazu przy większym ciśnieniu zgodnie ze wzorem (3) oznacza, że stojąca fala dźwiękowa wewnątrz butelki ma więcej „węzłów” i „strzałek” – czyli wyższą częstotliwość. Zanim otworzysz butelkę, poczekaj aż gaz się ponownie rozpuści; dobrze jest też nieco ścisnąć butelkę – pod większym ciśnieniem gaz się łatwiej rozpuszcza.

Drobiny i atomy

*Zasada ekwipartycji energii w gazie doskonałym daje inne ciekawe konsekwencje. Otóż, z atomów składa się gazowy hel i neon, He i Ne, ale gazowy wodór i azot,



a)



b)

Fot. 2. Jak rozróżnić „gołym okiem” atomy od cząsteczek? Za pomocą prostej siatki dyfrakcyjnej i rurek Plücker’a [7]. Widmo „liniowe” (fot. 2a) pochodzi od wzbudzonych atomów – He w tym przypadku, widmo „pasmowe” (fot. 2b), szeregu nierozdzielnych linii pochodzi od cząsteczki – N₂ w tym przypadku.

mówią chemicy, ma wzór H₂ i N₂ – jest nie atomem, ale cząsteczką. Czy ktoś to może potwierdzić? Tak, możemy to zobaczyć „gołym okiem”: potrzebna rurka do wyładowań w gazie (Plücker’a) i najprostsza nawet siatka dyfrakcyjna (jak w „Fizyce zabawek” [5]). W widmie helu widzimy piękne, silne kolorowe linie, fot. 2a. Linie wodoru, a jeszcze bardziej azotu są, co prawda widoczne, ale obok nich jakby rozmyte tło: kiedyś nazywano to widmem pasmowym – to też linie, tylko duże „gęściej” położone. Tak! wodór, azot, tlen to *cząsteczki*, H₂, N₂, O₂.

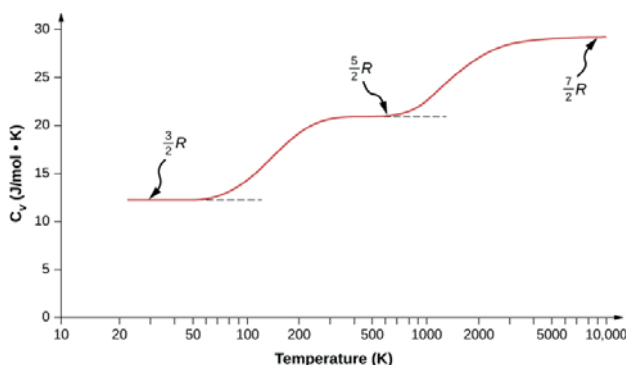
** W helu linie pochodzą z przeskoków elektronów z orbity na orbitę, dość dobrze określonych. Cząsteczka azotu może dodatkowo drgać, skąd dla danych dwóch orbitali pojawiają się dodatkowe poziomy energii. O ile poziomy (orbital) elektronowe są odległe o jakieś 1-2 eV (pisaliśmy o tych jednostkach w poprzednich artykułach), to poziomy wibracyjne są odległe o 0,01-0,1 eV (w zależności od rodzaju cząsteczki⁴). Ale dodatkowo drobina może również obracać się. Obroty też są kwantowane, a odległości między poziomami rotacyjnymi są niewielkie, rzędu pojedynczych meV. Z tego powodu za pomocą prostej siatki dyfrakcyjnej nie jesteśmy w stanie rozdzielić tych poziomów i widmo wygląda na „pasmowe”.

Czyli, w prostym (i niezbyt drogim) doświadczeniu widzimy „gołym okiem” że gazowy azot to *drobina*, N₂ (widmo „pasmowe”) a hel to atom, He (widmo „liniowe”).

** Fakt, że drobiny mogą się obracać, powoduje, że ich ciepło właściwe jest wyższe niż gazów atomowych. Tak jak ruch translacyjny (liniowy) może się odbywać w trzech kierunkach, i na każdy z nich przypada ½ kT kwantu energii, tak samo rotacje mogą odbywać się wzdłuż trzech prostopadłych osi i na każdy „mod” rotacji przypada ½ kT. Z tym, że w drobinach liniowych, jak H₂ i N₂ obroty wokół osi drobiny nie wnoszą udziału do bilansu energii (zerowy moment bezwładności). Ciepło właściwe przy stałej objętości dla H₂, N₂, O₂ wynosi więc 5/2 kT na drobinę.

Aby przeliczyć ciepło właściwe na mol gazu, musimy przemnożyć stałą k przez ilość atomów w molu, czyli przez liczbę Avogadra. Otrzymujemy tzw. stałą gazową,

$$R = (1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}) \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 8,31 \text{ J/K}$$



Fot.3. Ciepło właściwe wodoru (H₂) w funkcji temperatury (skala logarytmiczna) [8]. Ciepło właściwe gazów jest niezwykle proste koncepcyjnie: cv dla gazów atomowych wynosi 3/2R (trzy kierunki ruchu translacyjnego) a dla drobin dwuatomowych 5/2R (dodatkowo dwa kierunki rotacji). Ale „przydziałem” energii rządzi mechanika kwantowa: jeśli temperatura jest zbyt niska, niemożliwe są rotacje; a w wysokich temperaturach drobina zaczyna drgać: pojawia się dodatkowe kT kwantu wzbudzenia wibracyjnego.

Ciepło molowe gazów cząsteczkowych, takich jak N₂ i H₂ to cv = 5/2R. Ciepło właściwe bardziej złożonych cząsteczek, szczególnie nieliniowych jak H₂O jest jeszcze większe (dodatkowe ½R na rotacje wokół trzeciej osi), cv = 27,5 J/(mol·K) w 370 K [7]: para wodna bardzo efektywnie i chłodzi i parzy.

*** Mechanika kwantowa dodaje, że wraz ze wzrostem temperatury stają się „osiągalne” również wzbudzenia drgań cząsteczki): każdy kwant wzbudzenia wibracyjnego to kolejne kT. Tak więc zależność ciepła właściwego do temperatury przypomina wchodzenie po schodach [8], rys. 3.

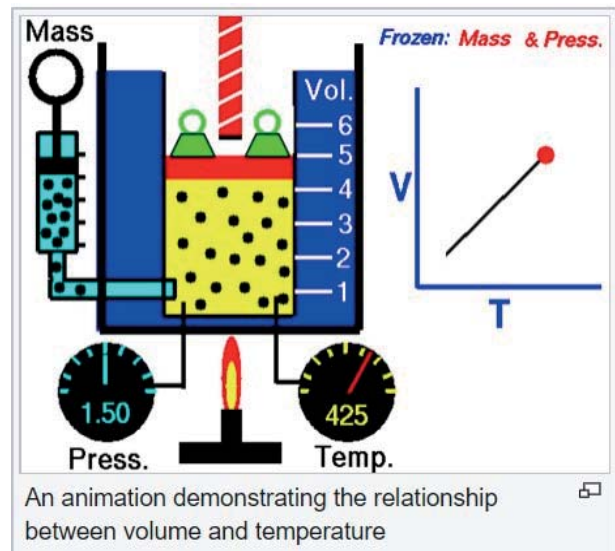
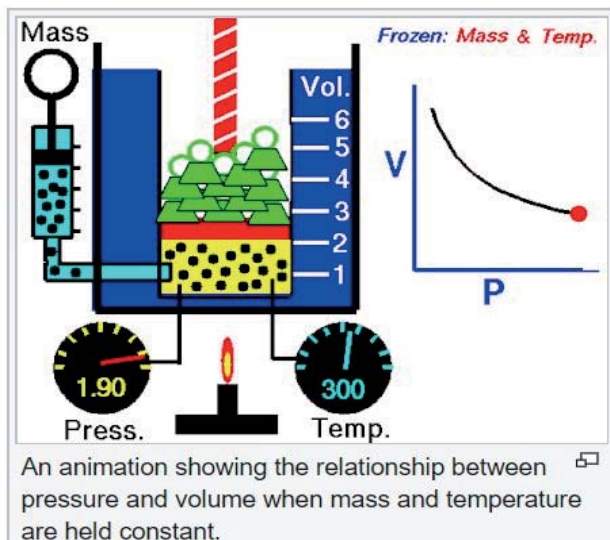
Przemiany gazowe

Zapiszmy równanie (2) nieco inaczej, zastępując energię kinetyczną atomu przez 3/2 kT

$$pV = \frac{2}{3} NE_k = \frac{2}{3} N \left(\frac{3}{2} kT \right) = NkT \quad (4)$$

Wiedząc, że N (ilość atomów) to ilość moli gazu n przemnożona przez liczbę Avogadro i zastępując N_Ak=R otrzymujemy szkolną zależność między ciśnieniem gazu, jego objętością i temperaturą

$$pV = nRT \quad (5)$$



Rys. 4. Piękne animacje przemian gazowych: izo-termicznej (dokładane są ciężarki a objętość się zmniejsza) i izo-barycznej (grzeje świeczka, ciśnienie pozostaje stałe a rośnie objętość). Źródło: Wikipedia [9].

Równanie dobrze znane, intuicyjnie proste: im większa temperatura gazu T tym większe jego ciśnienie p , a jeśli gaz może się rozszerzać (np. przesuując tłok w cylindrze silnika benzynowego) – tym większa objętość.

To proste prawo gazu doskonałego, opisane równaniem (5) ma kilka szczegółowych form, w zależności czy stała jest temperatura, ciśnienie czy objętość. Jeśli nie zmieniamy temperatury, to przemiana jest izo-termiczna. Może być też izo-baryczna, i izo-choryczna, ale nie musimy tego pamiętać. Ważniejsze jest kojarzenie wykresów. W stałej temperaturze ciśnienie i objętość są *odwrotnie* proporcjonalnie.

$$pV = \text{const} \quad (6)$$

W drugiej połowie XVIII wieku Francuzi i Anglicy konkurowali o supremację w Ameryce, ale również w nauce. Tak więc równanie (6) w Anglii nazywa się prawem Boyle'a, a we Francji – Mariotte'a. Szczęśliwie, niezależnie od nazwiska, wykres w układzie współrzędnych p - V jest zawsze hiperbolą, rys. 4a. Im wyższa temperatura, tym hiperbola położona jest dalej od początku układu współrzędnych.

Proporcjonalnie wprost są natomiast ciśnienie (lub objętość) w zależności od temperatury w przemianie izo-chorycznej (lub izo-barycznej, odpowiednio), rys. 4b.

$p \propto T$ (przemiana izo-choryczna, prawo Guy-Lussaca, tym razem jedno nazwisko)

$V \propto T$ (przemiana izo-baryczna, prawo Charlesa)

Oczywiście, temperatura musi być mierzona w kelwinach.

Należy dodać jedną ciekawą uwagę przy okazji tych dwóch przemian: obie polegają na zmianie temperatury, czyli ogrzewaniu (oziębieniu) gazu. Ale dostarczane ciepło nie jest takie samo: w przypadku przemiany izo-barycznej (tzn., gdy zmienia się objętość) tłok się przesuwa, czyli jest wykonywana (pobierana) praca. Ilość tej pracy, zgodnie z definicją pracy, to przesunięcie tłoka

przemnożone przez siłę działającą na tłok (czyli ciśnienie gazu przemnożone przez powierzchnię tłoka). Bez trudu można sprawdzić, że przy zmianie temperatury o ΔT ta praca to $\Delta W = nR(\Delta T)$.

W przemianie izobarycznej, dla takiego samego wzrostu temperatury należy dodatkowo dostarczyć ciepła na wykonanie tej pracy. Tak więc ciepło w przemianie izobarycznej c_p jest większe od c_v dokładnie o R . Niezależnie od rodzaju gazu!

$$c_p = c_v + R$$

Niezwykle ważne prawo, jako że współczynnik c_p/c_v pojawia się w kilku ważnych wzorach, począwszy od wzoru (3) na prędkość dźwięku. Innym wzorem jest zależność objętości i ciśnienia w przemianie *adiabatycznej*, tzn. takiej, w której nie ma wymiany ciepła z otoczeniem. Pompowanie roweru ręczną pompką i przesuwanie się tłoka silnika spalinowego po zapaleniu się mieszanki są dobrymi przykładami takiej przemiany.

Zasada ekwipartycji energii „zwalnia” nas z konieczności pamiętania c_p/c_v : dla gazów atomowych jest to $(3/2+1)/(3/2) = 5/3$, dla gazów dwuatomowych $(5/2+1)/(5/2) = 7/5$.

Molowe ciepło właściwe c_v (w jednostkach R) dla kilku gazów dla 25° C (z wyjątkiem H₂O, dla 100° C) podajemy w tabeli (źródło: wikipedia)

Gaz	He	Ar	H ₂	N ₂	Cl ₂	H ₂ O	CO ₂
c_v	1,50	1,51	2,47	2,50	3,09	3,31	3,40

Gazy niedoskonałe

Jeśli są gazy doskonałe, to muszą być też gazy niedoskonałe (czyli *rzeczywiste*). Wróćmy do założeń modelu: punktowe atomy, nie oddziałujące ze sobą (poza zderzeniami). Oczywiście, takiego gazu nie ma. Atomy gazu mają swoje rozmiary. Jak to zmierzyć? Pierwszy sposób to ścisnąć gaz tak, aby zamienił się w ciecz: trzeba go przy tym schładzać. W ten sposób fizyk Zygmunt Wró-



Rys. 5. Różnicę temperatury skraplania gazowego tlenu i azotu pokazujemy w efektywnym doświadczeniu. Na zewnętrznych ściankach aluminiowego naczynia wypełnionego ciekłym azotem skrapla się tlen i zaczyna spadać w postaci kropeł. Tłące się luczywko umieszczone poniżej zapala się płomieniem, ilekroć spadnie na nie kropla tlenu. Stąd ta piękna polska nazwa: „tlen” (w innych językach albo oxygen jak po grecku, albo kisko-rod po rosyjsku). Po latach doświadczeń, puszka, na której skrapla się „ulteniający” tlen, jest jakby spalona.

blewski i chemik Karol Olszewski skroplili najpierw tlen, w temperaturze -183°C , a później azot, -196°C (używamy stopni Celsjusza, aby pokazać, że jest to bardzo zimno).

Gazy dają się skroplić dzięki siłom *przyciągania* między ich atomami (drobinami). Im większa więc cząsteczka, tym łatwiej gaz skroplić: benzyna (heksan, C_6H_{12}) jest w temperaturze pokojowej cieczą a metan (CH_4) – gazem. Ale nie tylko wielkość „geometryczna” cząsteczki jest istotna, ale rodzaj (przyciągającego) oddziaływania między cząsteczkami. Cząsteczka metanu nie ma *momentu dipolowego* (jest symetryczna), a cząsteczka amoniaku NH_3 ma moment elektryczny dipolowy (w tzw. debye’ach 1,42 D). To przyciągające oddziaływania między dipolami powodują, że temperatura skraplania amoniaku wynosi -78°C a metanu -182°C . Nie mówiąc o H_2O (moment dipolowy 1,85 D).

Całe szczęście, że woda ma tak duży moment dipolowy: nie dałaby się skroplić ani nie rozpuszczałyby soli – nie byłoby życia na Ziemi.

Dwa efekty – twardych kulek i przyciągających się drobin zmieniają prawo gazu doskonałego (5). Ciśnienie gazu rozrzedzonego jest mniejsze niż być powinno, a objętość zgnieczonego gazu nie spada do zera. Równanie (5) przechodzi w tzw. równanie van der Waalsa (tu zapisane dla jednego mola gazu):

$$\left(p + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT \quad (7)$$

w którym parametr b zawiera informacje o „rozmiarach” atomów, a parametr a – o ich wzajemnych oddziaływaniach.

Rozmiary (średnice) „twardych” kulek uzyskanych z parametru b wynoszą około

$2\text{--}3 \times 10^{-10}$ m (czyli 2-3 Å), niezależnie czy jest to hel czy argon. Klóci się to nieco z intuicją. Inny sposób, odkryty przez autora (GK), poprzez rozpraszanie antymaterii (anty-elektronów) daje wyniki bardziej „uporządkowane” [10]: 0,4 dla He i 1,0 dla Ar.

Prawo Daltona, niebezpieczna sauna i wyższe pogodowe

Jest jeszcze jedno bardzo ważne, a słabo znane prawo dotyczące gazów. Otóż na ciśnienie w zbiorniku składają się *wszystkie* gazy w nim zawarte. Ciśnienie powietrza w tzw. warunkach *normalnych*, tj. na poziomie morza, przy 20°C wynosi 1013 hPa. To mniej więcej jakby odważnik jednego kilograma położyć na końcu małego palca: 981 hPa to siła grawitacji działająca na 1 kg masy odniesiona do 1 cm^2 – całkiem, całkiem sporo! To właśnie ciśnienie atmosferyczne utrzymuje nasze miękkie ciało w całości – w kosmosie, bez skafandra człowiek by eksplodował⁵.

To składanie się poszczególnych gazów na całkowite ciśnienie nazywamy ciśnieniami częściowymi, czyli *parcjalnymi*. Jeśli więc ciśnienie atmosferyczne wynosi 1 bar (to jeszcze inne jednostki, podawane czasem na oponach samochodowych), to ciśnienie pochodzące od tlenu wynosi 0,2 bara a od azotu 0,79 bara i od argonu 0,01 bara, niezależnie, że te gazy są chemicznie różne. Nazywamy to bardzo ważne prawo prawem Daltona: jest ono jednym z dowodów na strukturę atomową materii.

Wszystkie gazy zawarte w powietrzu składają się na ciśnienie całkowite. Najtrudniej to jest sobie uświadomić z parą wodną. Wchodząc zimą do ciepłego a szczelnie zamkniętego mieszkania czujemy, jak jest tam *wilgotno* (a szczególnie jeśli, nie daj Boże!, gospodyni suszy ręczniki na kaloryferach). Higrometr (np. taki z włosa albo nowoczesny elektroniczny) pokaże 60% wilgotności. Czy to znaczy, że 60% powietrza w tym pomieszczeniu do drobiny H_2O ? Bynajmniej! Udusilibyśmy się. Jest to tzw. wilgotność względna – odniesiona do maksymalnej ilości pary wodnej, która w temperaturze 25°C może się w powietrzu „rozpuścić”. Maksymalnie rozpuścić – w sensie, że dodanie pary wodnej do powietrza o *względnej* wilgotności 100% spowoduje wytrącenie się mgły. Wilgotność *bezwzględna*, czyli ciśnienie *parcjalne* pary wodnej w 25°C to 23 hPa (lub 17 torr, jeśli użyjemy starych jednostek ciśnienia, czyli mm słupa rtęci).

Jak wiemy ze zjawiska wrzenia, ciśnienie parcjalne pary wodnej w 100°C jest równe ciśnieniu atmosferycznemu (bąbelki pary wodnej rosną, rozpychając się na przekór ciśnieniu atmosferycznemu). Innymi słowy, w saunie

o temperaturze powietrza 90°C , jeśli ktoś nierozsądnie poleje gorące kamienie wodą, można się po prostu *uduścić*: w tej temperaturze 70% „powietrza” to para wodna, zob. [11]. Tlenu jest więc zaledwie 6% ($= 0,2 \times 30\%$). Wówczas warto położyć się na podłodze: tam jest więcej tlenu. Nie dlatego, że „para wodna poleciała do góry” – powietrze (azot, tlen) są *molowo* cięższe niż para wodna (N_2 - 28, O_2 - 32 a H_2O tylko 18 g/mol). A prawami gazów rządzą *mole*: mol *każdego* gazu to 22,4 litra.

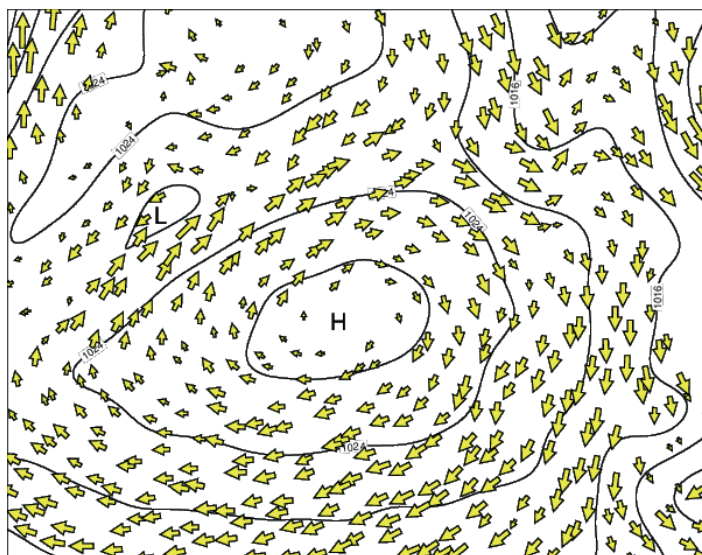
Stąd wynika bardzo dziwna, na pierwszy rzut oka, zależność: wilgotne powietrze jest *lżejsze* niż suche. W meteorologii suche, czyli ciężkie powietrze oznacza *wyż* – ciśnienie wyższe niż 1013 hPa. Tak jakby poziom powietrza przypominał jakieś naczynia połączone⁶. Wyż baryczny oznacza więc ładną pogodę – i zimą, i latem. Szczególnie zimą powietrze jest suche, tzn. zawiera (w miarach bezwzględnych) mało pary wodnej⁷: w 0°C to tylko 6 hPa ciśnienia parcjalego. Stąd ważna kompetencja *społeczna* – aby zimą wysuszyć zimne mieszkanie, trzeba koniecznie otworzyć okno. Tak, aby wymienić cieplejsze (a mokre, w sensie ciśnienia parcjalego) powietrze z pokoju na suche powietrze zza okna. Ale na krótko – tak, aby nie wyziębnić ścian, bo wówczas skropi nie na nich woda. Proste?

Po czym poznać wyż baryczny, bez barometru i widząc nieba? Po kierunku wiatru. Wyże, na półkuli północnej kręcą się zgodnie z kierunkiem wskazówek zegara (mówimy, że są to *anty-cyklony*). Wyże istotne dla pogody w całej Europie pojawiają się nad wschodnim Atlantykiem, nad Wyspami Azorskimi, rys. 6.

Dlaczego nad Atlantykiem występuje wyż (czyli suche powietrze) mimo, że jest wszędzie ocean dookoła? Tak! nad oceanem jest pełno pary wodnej, ale nie skrapla się ona, gdyż brakuje zarodków do kondensacji – czyli pyłów. A te występują nad wyspami. Czyli nad oceanem brak chmur, a nad wyspami są. W ten sposób Kolumb wypatrywał Ameryki: szukając chmur na horyzoncie.

Reasumując

Doświadczeń i zabaw z powietrzem (i próżnią) jest wiele [13]. Ważne do zapamiętania jest, aby wietrzyć rano własny pokój, przez parę minut i wypompować w ten sposób nadmiar pary wodnej. Bo jeśli ta para w jakimś zimnym kącie pokoju skropi się, to biada! Aby



Rys. 6. Z wysokiego ciśnienia nad Azorami (zalega tam powietrze, z którego para wodna już się skropiła) wynika kierunek wiatrów: decyduje o tym siła Coriolisa. Jeśli powietrze wypływa (a tak jest w przypadku wyżu) wiatry, na półkuli północnej, zakręcają w kierunku zgodnym z ruchem wskazówek zegara (mówimy o tzw. *anty-cyklonie*). Taką pogodę [12] udało nam się uchwycić 16/11/2019.

odparować gram wody (z temperatury 20°C) potrzeba aż 520 kalorii – tyle ile, aby zagrząć tę wodę do 540°C . Ale o cieczach będzie następnym razem.

Grzegorz Karwasz, Waldemar Krychowiak

Katedra Dydaktyki Fizyki, Uniwersytet Mikołaja Kopernika w Toruniu

LITERATURA

- [1] G. Karwasz, „Od kuli plazmowej do plazmy termojądrowej” *Fizyka w Szkole* nr 1/2019, str. 4-8.
- [2] G. Karwasz i in. „Samochód na wodę”, *Fizyka w Szkole*, 4/2019, 10-15.
- [3] <http://dydaktyka.fizyka.umk.pl/zabawki1/files/mech/wahnewt-pl.html>
- [4] https://en.wikipedia.org/wiki/Thermal_velocity
- [5] <http://dydaktyka.fizyka.umk.pl/zabawki1/files/optyka/okulary-pl.html>
- [6] http://dydaktyka.fizyka.umk.pl/Pliki/Rozowa_lampka.pdf
- [7] [https://en.wikipedia.org/wiki/Water_\(data_page\)](https://en.wikipedia.org/wiki/Water_(data_page))
- [8] <https://phys.libretexts.org>
- [9] https://en.wikipedia.org/wiki/Boyle%27s_law
- [10] G. Karwasz, „Positrons – an alternative probe to electron scattering”, *Eur. Phys. J. D*, 35 (2005) 26.
- [11] http://dydaktyka.fizyka.umk.pl/zabawki1/files/termo/psychometr_big-pl.html
- [12] <https://www.weather-forecast.com>
- [13] http://dydaktyka.fizyka.umk.pl/4_i_pol_stany_skupienia/