

# Неорганічна хімія

Роман Гладішевський



*кафедра неорганічної хімії*

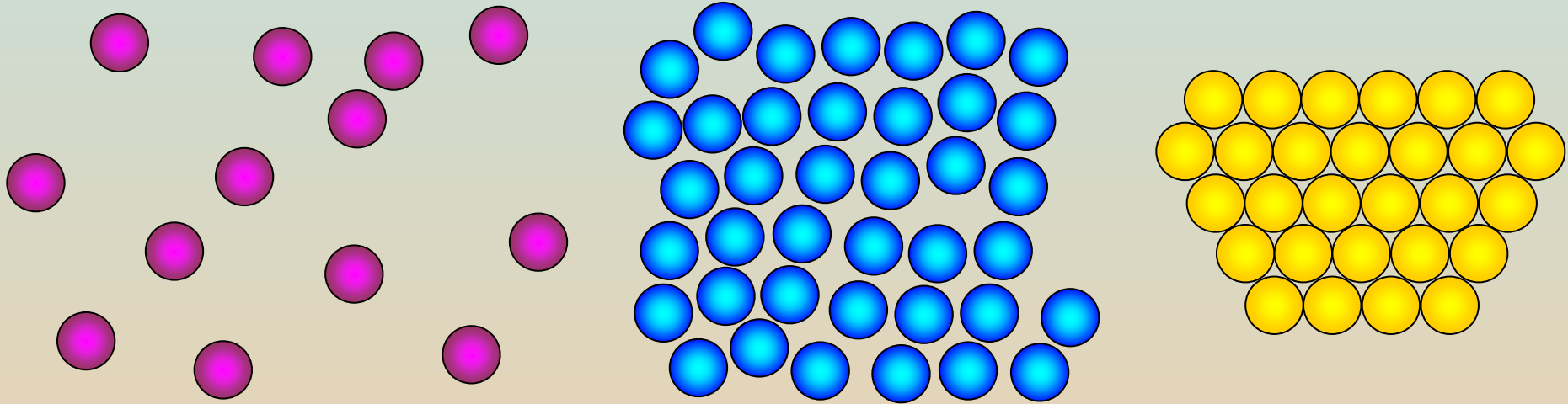
*Львівський національний університет  
імені Івана Франка*



*Тема 3.*

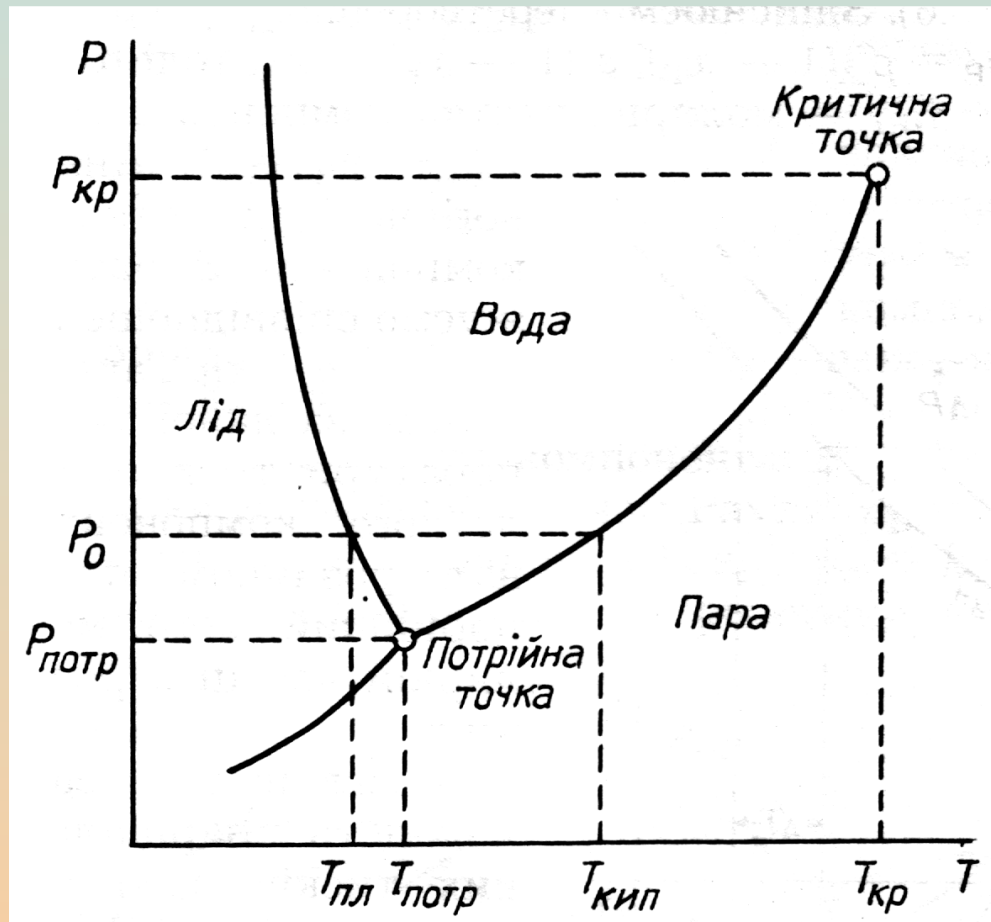
**Газовий стан. Закони.  
Кінетична теорія газів.**

# Агрегатні стани речовини



**Газовий, рідкий та твердий стани речовини**

# Діаграма стану води



# Закони газового стану

**Закон об'ємних відношень: у хімічних реакціях об'єми газуватих речовин (реагентів і продуктів) відносяться між собою як невеликі цілі числа.**



Жозеф Луї Гей-Люссак  
1778-1850

**Закон Авогадро: в однакових об'ємах різних газів за однакових умов ( $T, P$ ) міститься однакова кількість молекул.**



Амедео Авогадро  
1776-1856

$$n = k V \quad (T, P = \text{const})$$

$$n_1 / n_2 = V_1 / V_2 \quad (T, P = \text{const})$$

$$n_1 / n_2 = P_1 / P_2 \quad (T, V = \text{const})$$

## Висновки із закону Авогадро:

1. За нормальних умов молярний об'єм різних газів становить 22,4 л/моль.
2. Знаючи число Авогадро та молярну масу, можна обчислити маси атомів і молекул.

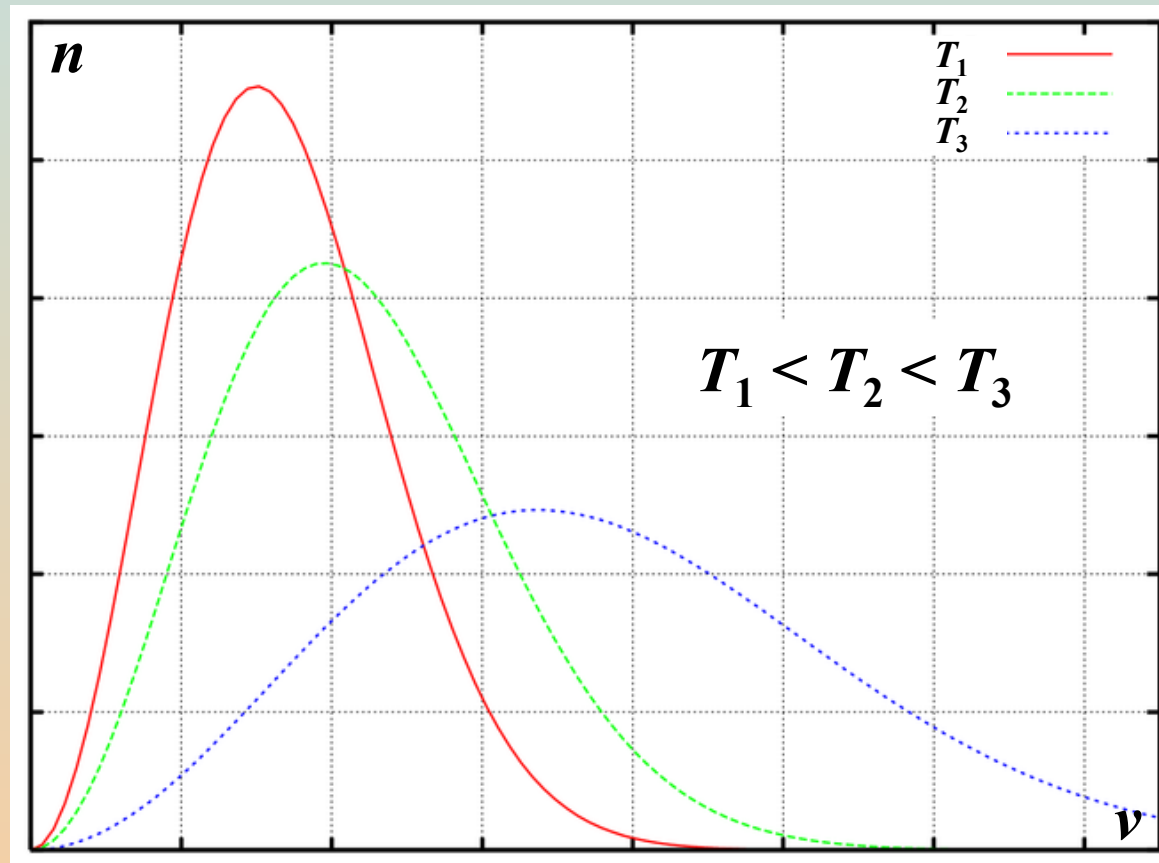
$$m_0 = M / N_A$$

3. За однакових умов маси однакових об'ємів різних газів відносяться як їхні молярні маси.

$$m_1 / m_2 = M_1 / M_2$$

# Кінетична теорія газів

## Статистика Максвелла-Больцмана



Основне рівняння кінетичної теорії газів:

$$P V = (1/3) N m v^2$$

# Закони ідеального газу

Закон Бойля-Маріотта:

$$P V = \text{const}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (n, T = \text{const})$$



Роберт Бойль  
1627-1691



Едм Маріотт  
1620-1684

**Закон Гей-Люссака:**

$$V = c T \quad (P = \text{const})$$

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2 \quad (n, P = \text{const})$$



**Жозеф Луї Гей-Люссак**  
1778-1850

**Закон Шарля:**

$$P = c T \quad (V = \text{const})$$
$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2 \quad (n, V = \text{const})$$



Жак Шарль  
1746-1823

## Рівняння Клапейрона-Менделєєва:

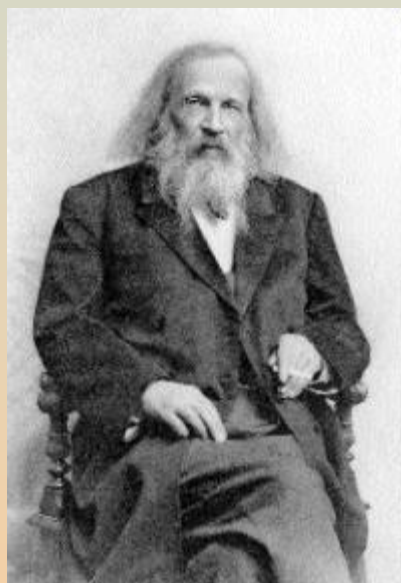
$$P V = R T \quad (n = 1 \text{ моль})$$

$$P V = n R T = (m / M) R T$$

$$R = 8,31 \text{ Дж / (К моль)}$$



Бенуа Поль Еміль Клапейрон  
1799-1864



Дмитро Менделєєв  
1834-1907

$$(P_1 V_1) / T_1 = (P_2 V_2) / T_2$$

Gay-Lussac

combined

ideal

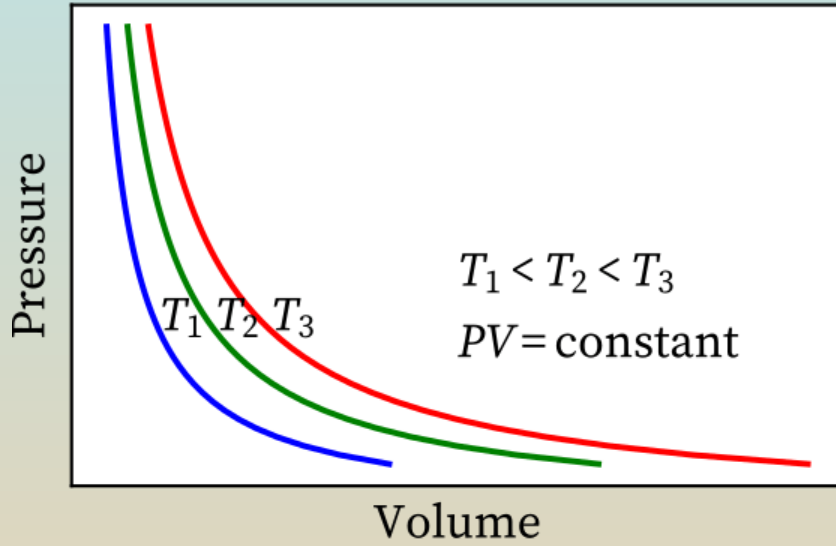
Boyle


$$\frac{PV}{TN} = k_B$$

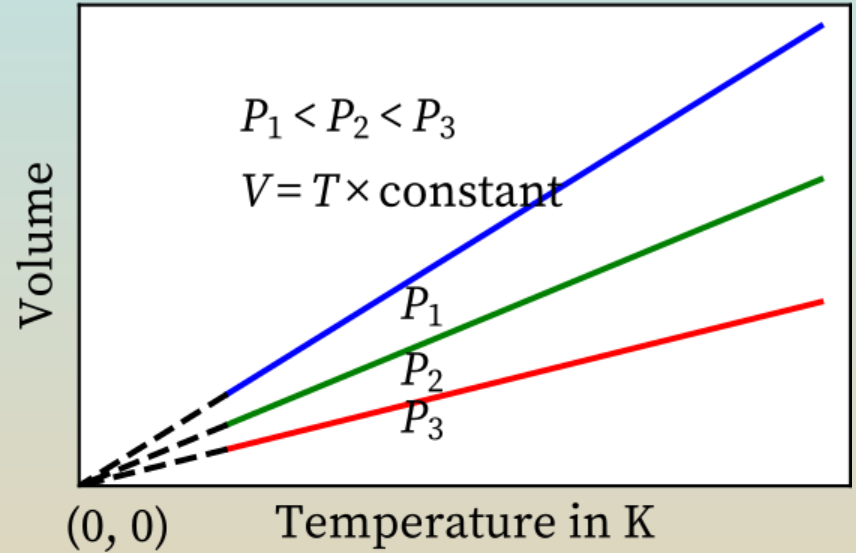
Charles

Avogadro

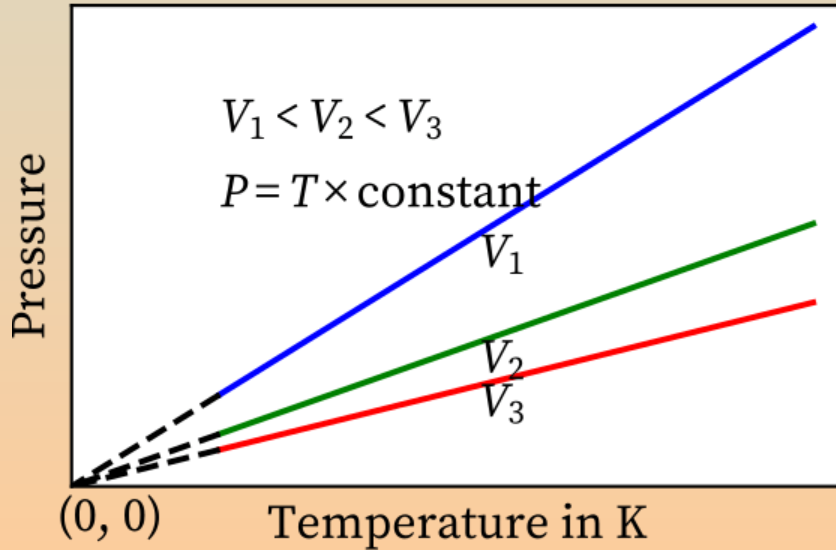
### Boyle's Law



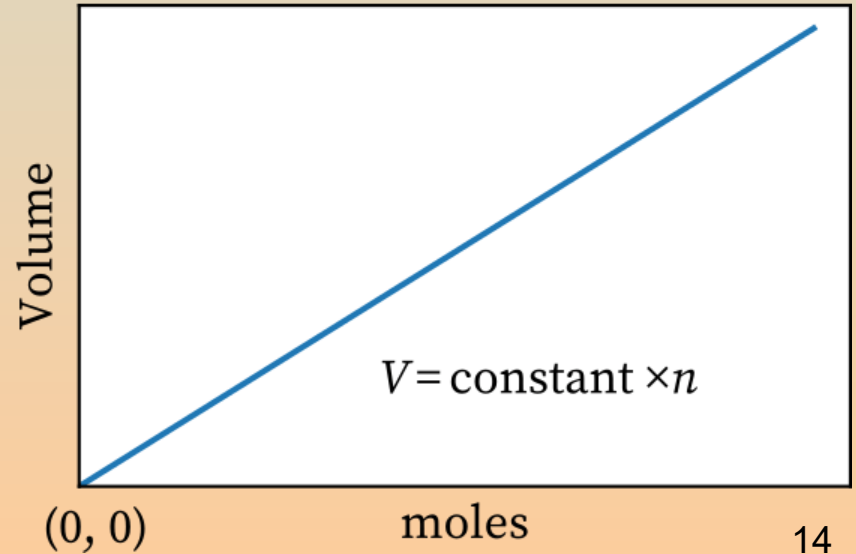
### Charles's Law



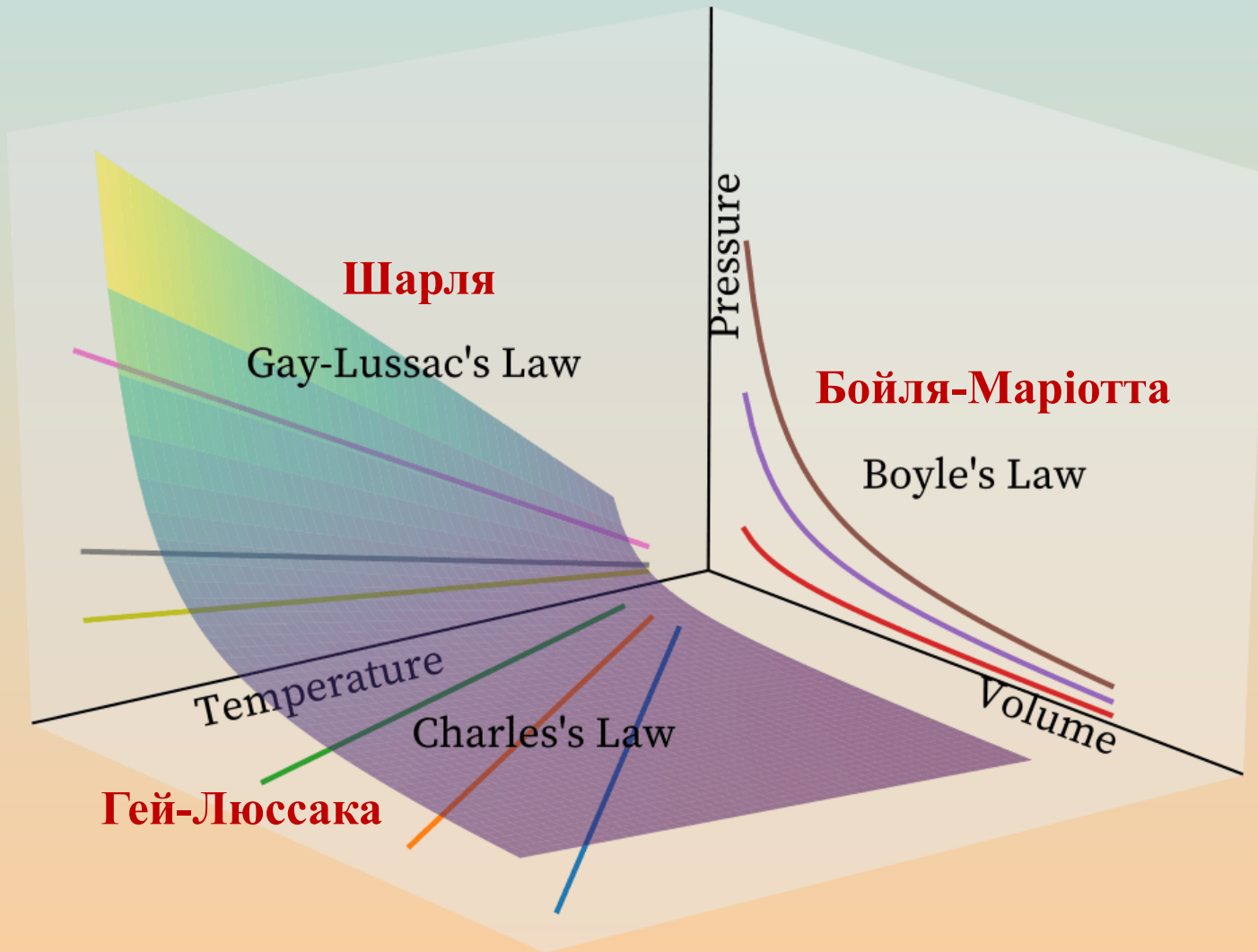
### Gay-Lussac's Law



### Avogadro's Law



# Ideal Gas Law Surface, $PV = nRT$



# Тиск газових сумішей

Парціальний (частковий) тиск газу – тиск, який створював би газ, якби займав весь об'єм суміші при тій самій температурі.

Закон парціальних тисків (Дальтон, 1801): загальний тиск суміші газів, які хімічно не взаємодіють один з одним, дорівнює сумі їхніх парціальних тисків.

$$P = p_1 + p_2 + \dots + p_n; \quad P = \sum_{i=1}^n p_i$$

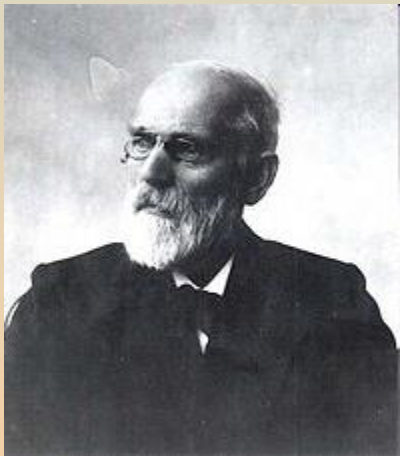
$$p_i = x_i P; \quad x_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2 + \dots + n_n}$$

# Реальні гази

Рівняння Ван дер Ваальса (1873):

$$(P + a / V^2) (V - b) = n R T,$$

де  $a / V^2$  враховує сили притягання між частинками,  
 $b$  – об'єм частинок та їхнє взаємне відштовхування на  
малих віддальх



Ян Ван-дер-Ваальс  
1837-1923