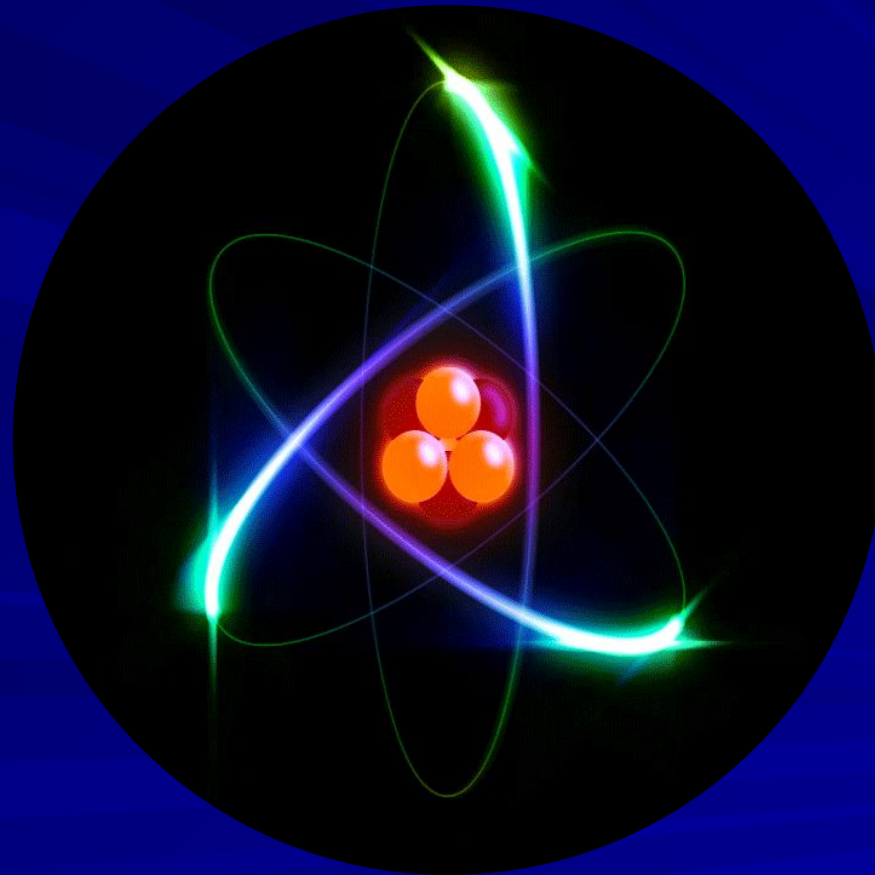




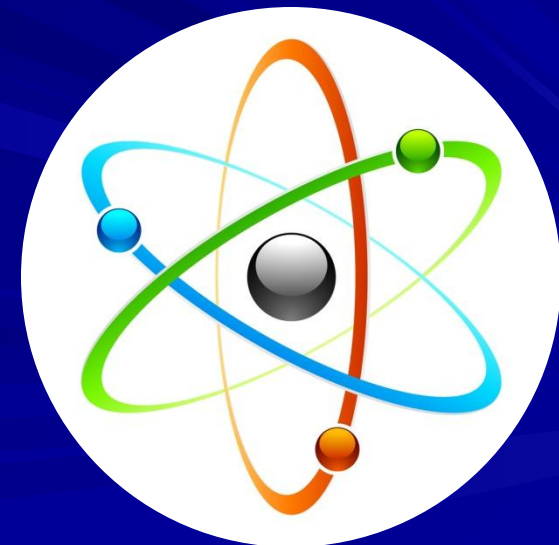
Лектор: к.т.н., доцент
Ковынева Наталья Николаевна

Строение атома



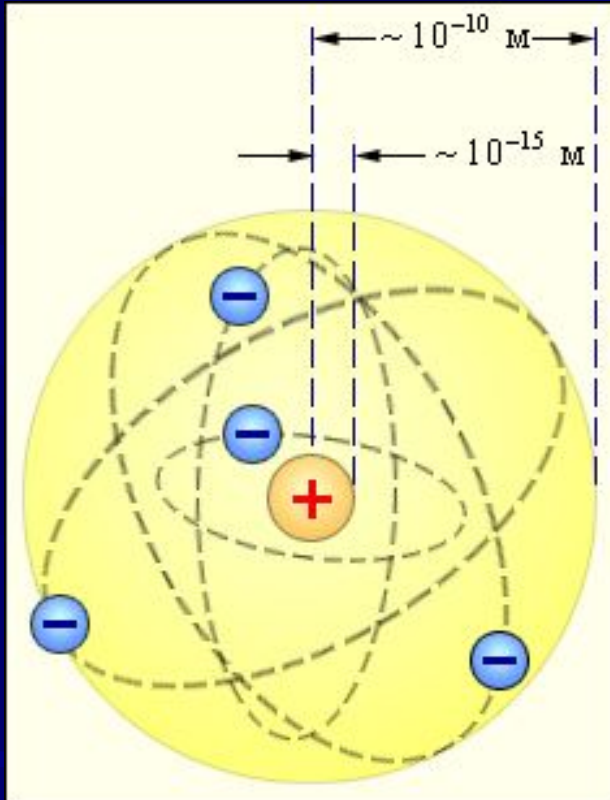
Атом

– наименьшая (неделимая химическим путем) часть элемента, сохраняющая все свойства, определенные зарядом ядра и электронной оболочкой



Планетарная модель атома

Предложена в 1911 г. английским физиком Эрнестом Резерфордом



Атом – электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного атомного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Ядро находится в центре атома и имеет очень малый размер, но практически вся масса атома сосредоточена в ядре.

В состав ядра входят элементарные частицы: *протоны* и *нейтроны*.

Электроны движутся вокруг ядра, имеют ничтожно малую массу и размер, обладают отрицательным зарядом.

Планетарная модель атома соответствует современным представлениям о строении атома с уточнениями, что движение электронов не может быть описано законами классической механики и имеет квантовомеханическое описание.

Составная часть вещества, содержащая одинаковые атомы, называется **химическим элементом**.

Атомный номер Z

- равен числу протонов в атомном ядре,
- равен числу электронов в электронной оболочке.

Массовое число A – количество протонов Z + количество нейтронов N в атомном ядре; $A = Z + N$.

Изотопы – атомы с одинаковым Z , но разными N .

Изобары – атомы с одинаковым A , но разными Z .

Изотоны – атомы с одинаковым N , но разными A .

Нуклид	Изотоп	Z	N	A	Вид нуклида
${}^1_1\text{H}$	протий	1	0	1	ИЗОТОПЫ
${}^2_1\text{H (D)}$	дейтерий	1	1	2	
${}^3_1\text{H (T)}$	тритий	1	2	3	
${}^{12}_6\text{C}$	углерод-12	6	6	12	ИЗОТОПЫ
${}^{13}_6\text{C}$	углерод-13	6	7	13	
${}^{14}_6\text{C}$	углерод-14	6	8	14	
${}^{40}_{18}\text{Ar}$	аргон-40	18	22	40	ИЗОБАРЫ
${}^{40}_{19}\text{K}$	калий-40	19	21	40	
${}^{40}_{20}\text{Ca}$	кальций-40	20	20	40	
${}^{228}_{88}\text{Ra}$	радий-228	88	140	228	ИЗОТОНЫ
${}^{230}_{90}\text{Th}$	торий-230	90	140	230	

Элемент обозначается одно- или двухбуквенным символом.

Левые индексы указывают **массовое число A** (верхний)

число **протонов Z** (нижний).

N - число нейтронов

Атомная масса – масса атома
в атомных единицах массы (а. е. м.).

Атомная единица массы определяется
как $\frac{1}{12}$ массы атома углерода ^{12}C .

$$1 \text{ а. е. м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Относительная атомная масса
безразмерная величина, численно равна
атомной массе элемента.

Квантовые числа

Энергетическое состояние каждого электрона в атоме описывают с помощью четырех квантовых чисел: n , l , m_l , m_s .

n - главное квантовое число

- определяет полный запас энергии электрона и размер электронной орбитали.
- принимает целые значения от 1 до 7.

При $n = 1$ электрон находится на первом уровне, при $n = 2$ - на втором и т.д., т.е. n указывает номер электронного уровня.

- электроны с одинаковыми значениями n образуют **энергетический уровень**, обозначаемый буквами К, L, M, N, O, P и Q.

Буква К соответствует первому уровню,
L – второму и т.д.

l - побочное (орбитальное) квантовое число

- Устанавливает подуровень энергии и форму атомной орбитали.
- Принимает целые значения от 0 до (n-1).
- Электроны с одинаковыми значениями *l* образуют энергетический подуровень.
- Кроме числовых *l* имеет буквенные обозначения

<i>l</i>	0	1	2	3	4
	s	p	d	f	g

m_l - магнитное квантовое число

- Определяет пространственное расположение атомной орбитали
- Принимает целые значения от $-l$ до $+l$ включая ноль, то есть $2l + 1$ значений.

Состояние электрона в атоме, характеризующееся определенными значениями квантовых чисел n, l, m_l , т.е. определенными размерами, формой и ориентацией в пространстве электронного облака, называется **атомной электронной орбиталью**.

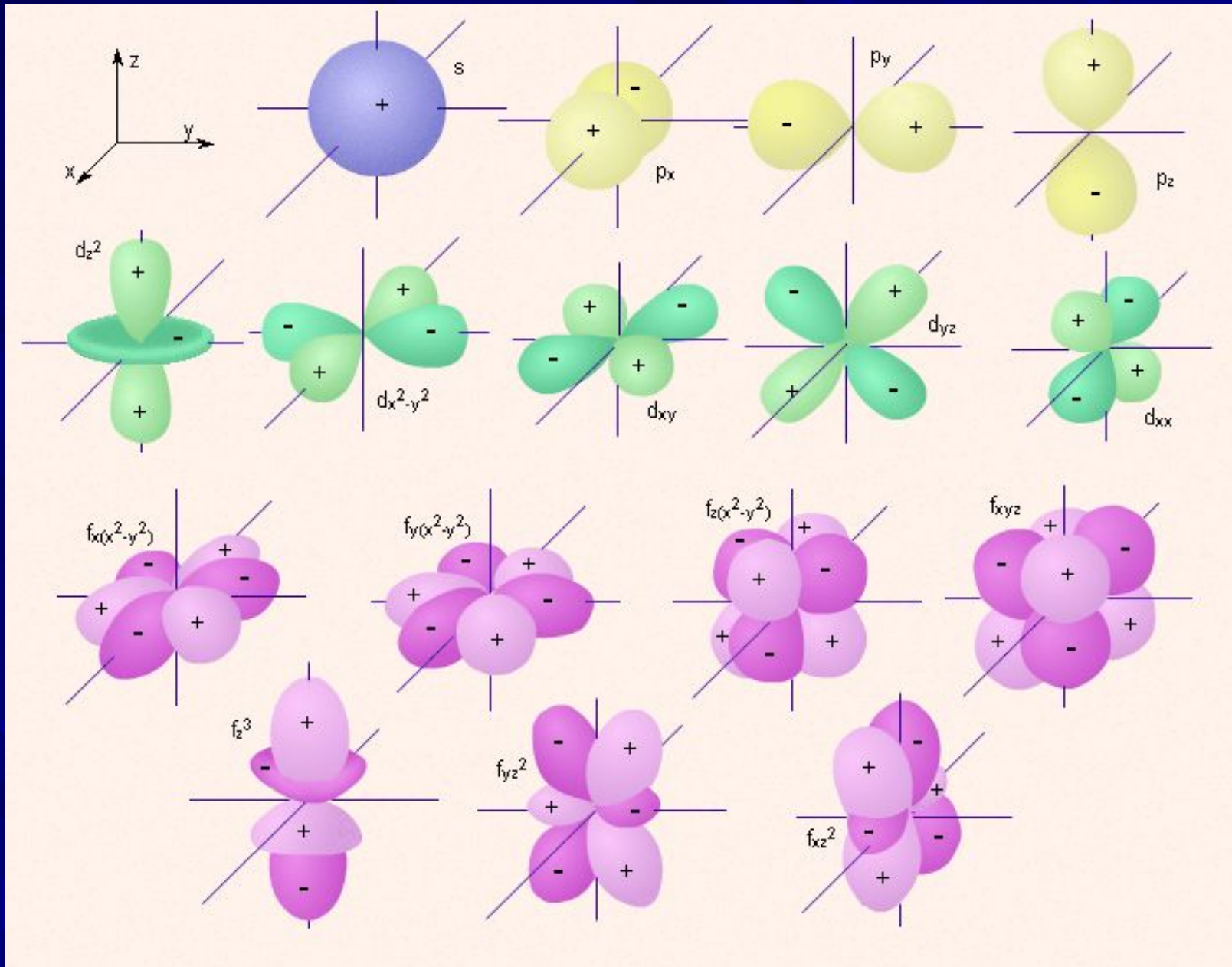
**Орбитальное
квантовое
число**

**Магнитное
квантовое число**

**Число
орбиталей
с данным
значением /**

l	m_l	$2l + 1$
0 (s)	0	1
1 (p)	-1, 0, +1	3
2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2	5
3 (f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Изображение s-, p-, d- и f-орбиталей



- **s-орбитали** сферически симметричны для любого n и отличаются друг от друга только размером сферы.

Их максимально симметричная форма обусловлена тем, что при $l = 0$ и $m_l = 0$.

- **p-орбитали** существуют при $n \geq 2$ и $l=1$, поэтому возможны три варианта ориентации в пространстве: $m_l = -1, 0, +1$.

Все p-орбитали обладают узловой плоскостью, делящей орбиталь на две области, поэтому граничные поверхности имеют форму гантелей, ориентированных в пространстве под углом 90° друг относительно друга. Осями симметрии для них являются координатные оси, которые обозначаются p_x, p_y, p_z .

- **d-орбитали** определяются квантовым числом $l = 2$ ($n \geq 3$), при котором $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$, то есть характеризуются пятью вариантами ориентации в пространстве.

d-Орбитали, ориентированные лепестками по осям координат, обозначаются d_{z^2} и $d_{x^2-y^2}$, а ориентированные лепестками по биссектрисам координатных углов – d_{xy} , d_{yz} , d_{xz} .

Называются условно бабочкой.

- Семь **f-орбиталей**, соответствующих $l = 3$ ($n \geq 4$), изображаются в виде граничных поверхностей, имеют сложную конфигурацию.

m_s -спиновое квантовое число

Экспериментально установлено, что электрон имеет еще одно свойство – **СПИН**.

Спин определяет собственный момент количества движения электрона.

m_s имеет два значения: $+1/2$ и $-1/2$.

Упрощенно спин можно представить как вращение электрона вокруг собственной оси.

Электроны с разными m_s обозначаются стрелками, направленными вверх  и вниз .

Принцип наименьшей энергии

При застройке атома каждый электрон размещается на той орбитали, которой соответствует минимальное значение энергии, т.е. ближе расположенной к ядру атома.

Принцип наименьшей энергии требует, чтобы электроны заселяли АО в порядке увеличения энергии электронов на этих орбиталях.

Это отражает общее правило – максимуму устойчивости системы соответствует минимум ее энергии.

Принцип Паули

В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел, или данными значениями квантовых чисел характеризуется только один электрон.

s-подуровень – не более $2e^-$

p-подуровень – не более $6e^-$

d-подуровень – не более $10e^-$

f-подуровень – не более $14e^-$

Максимальное количество электронов на каждом энергетическом уровне равно $2n^2$.

Последовательность застройки электронной оболочки многоэлектронного атома подчиняется следующим эмпирическим правилам:

- на последнем энергетическом уровне не должно быть больше восьми электронов;
- застройка любого уровня начинается с s-подуровня;
- p-подуровни для элементов малых периодов периодической системы застраиваются после s-подуровней, а для элементов больших периодов - после d-подуровней предыдущего уровня;
- d-подуровни предыдущего уровня застраиваются после s-орбиталей последнего энергетического уровня;
- f-подуровни IV и V уровней застраиваются соответственно после s-подуровня VI и VII уровней.

Правило Хунда (Гунда):

Суммарное спиновое число электронов данного уровня должно быть максимальным

Иными словами, АО данного подуровня заполняются сначала по одному, затем по второму электрону.

Поскольку основной запас энергии электрона определяют квантовые числа n и l , то последовательность застройки АО определяется суммой $n+l$.

правила Клечковского

1. Минимумом энергии обладают орбитали с наименьшей суммой главного и побочного квантовых чисел $n+l$.

Сравним 4s-орбиталь и 3d-орбиталь:

$$4s : n+l = 4+0 = 4,$$

$$3d : n+l = 3+2 = 5.$$

<i>l</i>	0	1	2	3	4
	s	p	d	f	g

В соответствии с правилом электроны в первую очередь заполняют 4s, а потом 3d-орбиталь

правила Клечковского

2. При одинаковых значениях суммы $n+l$ меньшей энергией обладает орбиталь с меньшим значением главного квантового числа n , поэтому она заполняется раньше

$$3d: n+l = 3+2 = 5,$$

$$4p: n+l = 4+1 = 5,$$

т.к. сумма $n+l$ в обоих случаях одинакова и равна 5, то электроны заполняют вначале 3d орбиталь, для которой главное квантовое число меньше.

Энергия атомных орбиталей возрастает согласно ряду

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s <$
 $< 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p <$
 $< 7s < 5f < 6d < 7p$

<i>n</i>	1	2	3			4				5					
Символ оболочки	K	L	M			N				O					
Максимальное число электронов в оболочке	2	8	18			32				50					
<i>l</i>	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3	4
Символ подоболочки	<i>1s</i>	<i>2s</i>	<i>2p</i>	<i>3s</i>	<i>3p</i>	<i>3d</i>	<i>4s</i>	<i>4p</i>	<i>4d</i>	<i>4f</i>	<i>5s</i>	<i>5p</i>	<i>5d</i>	<i>5f</i>	<i>5g</i>
Максимальное число электронов в подоболочке	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	18

8

O

КИСЛОРОД
15,999

2s² 2p⁴

Электронные формулы

16

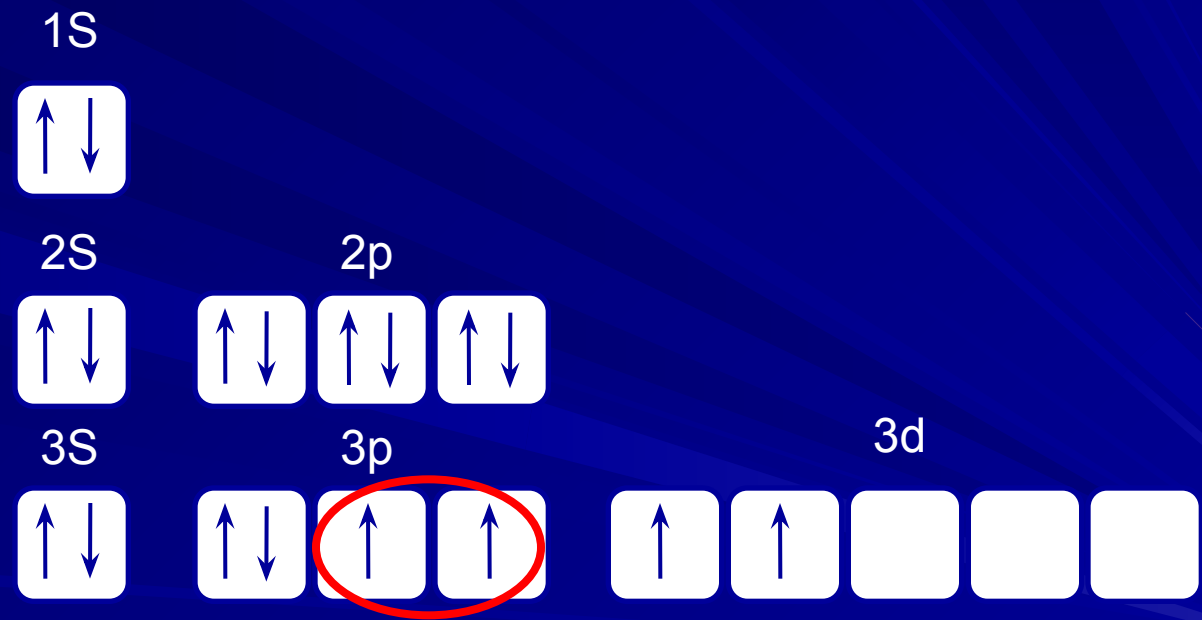
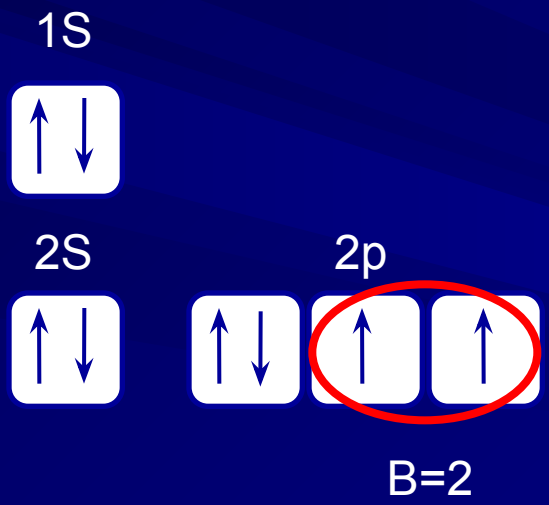
S

СЕРА
32,066

3s² 3p⁴



Электронно-графические конфигурации



B=2
 B=4 S* 1s²2s²2p⁶3s²3p³3d¹
 B=6 S** 1s²2s²2p⁶3s¹3p³3d²