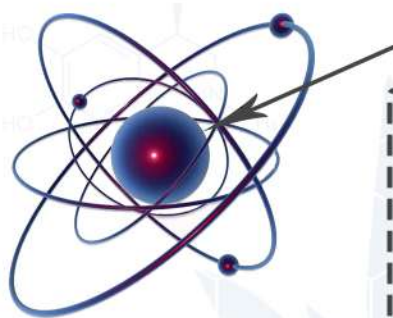


СТРОЕНИЕ АТОМА



ядро

протоны (p^+)

- имеют заряд "+"
- их число = заряд ядра = число e^- = атомный номер

электроны (e^-)

- имеют заряд "-"
 - их число = число p^+ = атомный номер
- $p^+ + e^- = 0$

нейтроны (n^0)

- имеют заряд "0"
- их число = масса атома - число p

Обобщим: **атом** - это **электронейтральная** система взаимодействующих **элементарных** частиц. Состоит атом из положительно заряженного **ядра** (в котором находятся положительно заряженные протоны и никак не заряженные нейтроны) и отрицательно заряженных **электронов**, движущихся вокруг него.

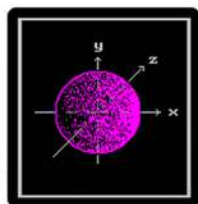
Атомы **ОДНОГО И ТОГО ЖЕ** химического элемента, имеющие разное число нейтронов, а следовательно, и разную атомную массу, называются изотопами.

ИЗОТОПЫ ВОДОРОДА:

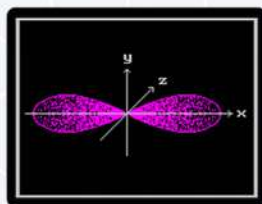
- 0 нейтронов - протий
- 1 нейтрон - дейтерий
- 2 нейтрона - тритий



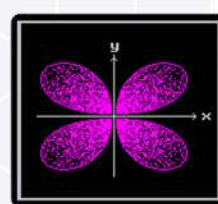
Электроны располагаются на орбиталях. **Орбиталь** - это место вероятного нахождения электрона.



s-орбиталь
max: 2e



p-орбиталь
max: 2e



d-орбиталь
max: 2e

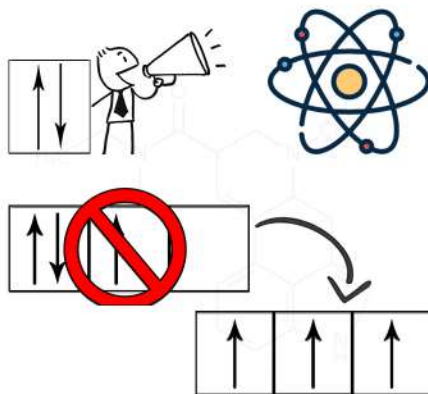


прямоугольник = орбиталь
стрелочки = электроны

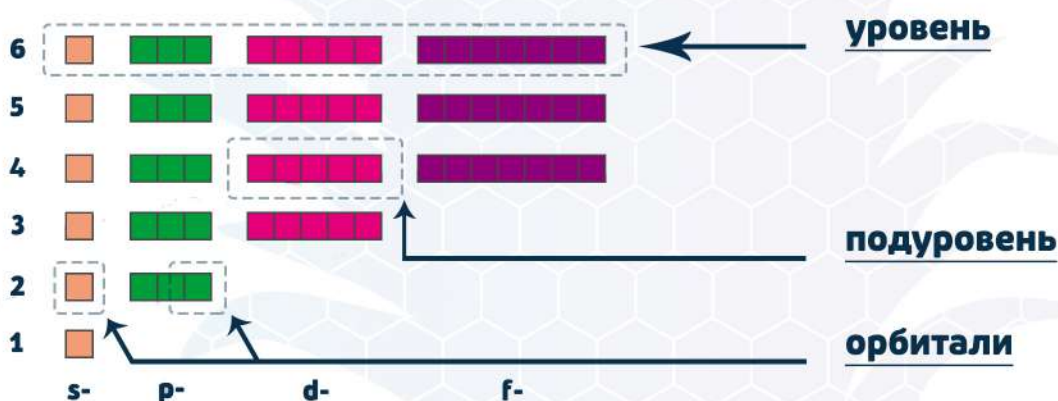


ПРИНЦИПЫ РАСПОЛОЖЕНИЯ ЭЛЕКТРОНОВ:

- 1) принцип минимума энергии: **е** занимают сначала орбитали, имеющие **min** энергию.
- 2) принцип Паули: в орбитали одновременно может находиться **только два электрона**.
- 3) правило Гунда: **принцип троллейбуса** ("сначала по 1е в каждую орбиталь").

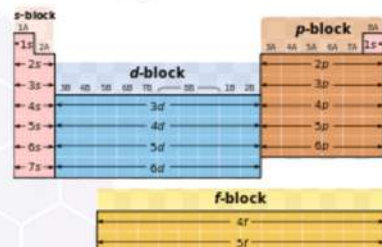


Электронная конфигурация - это формула расположения электронов по электронным оболочкам атома элемента.

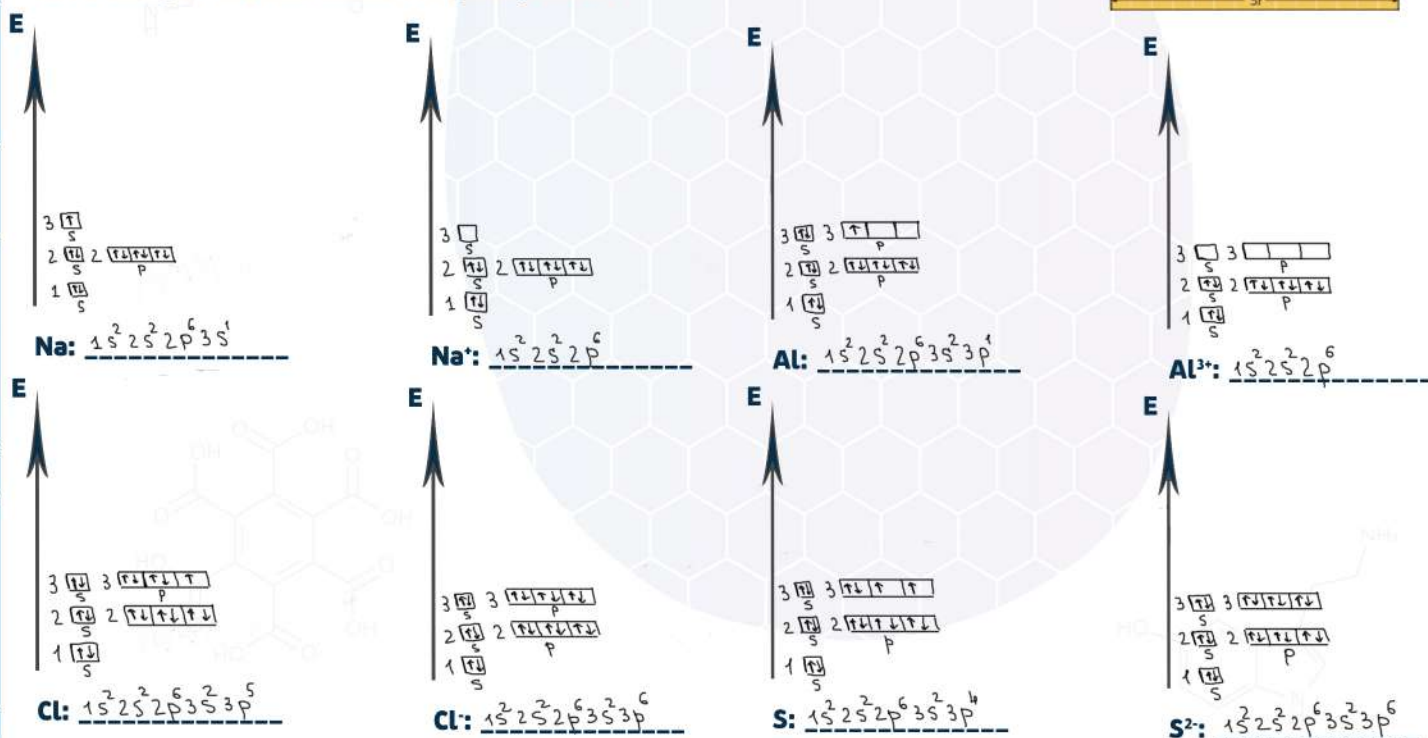


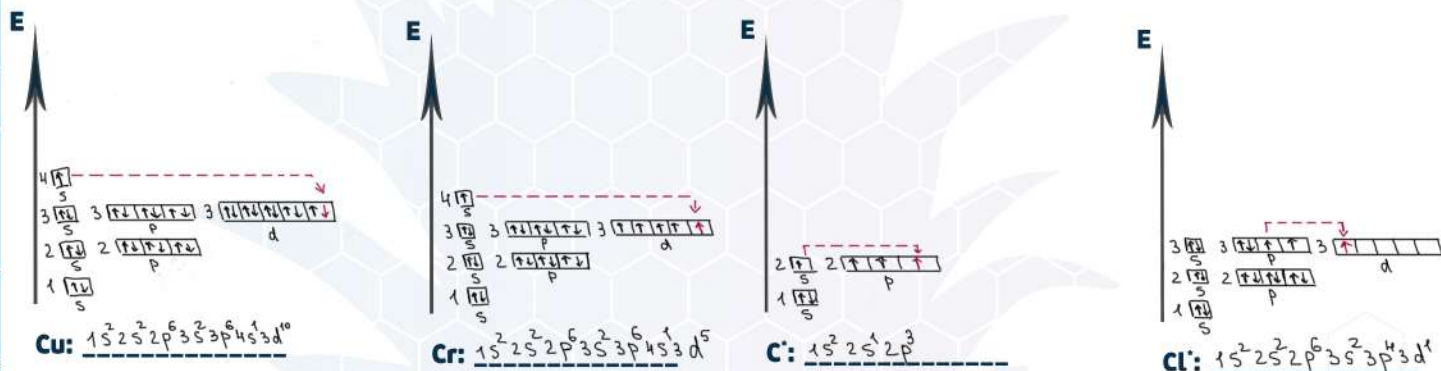
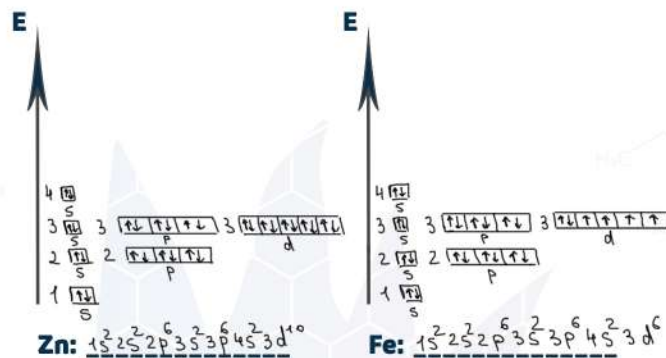
ЗАПОМНИ НА ВСЮ ЖИЗНЬ: $1s2s2p3s3p4s3d4p$

В зависимости от того, каким подуровнем (s-, p-, d- или f-) завершается электронная оболочка, разделяют **s-, p-, d- и f-элементы**.



А теперь немножко порисуем :)





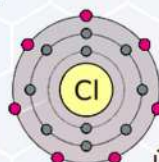
ИСКЛЮЧЕНИЯ (= ПРОВАЛЫ ЭЛЕКТРОНОВ!):

Cu, Cr, Ag, Au, Nb, Mo, Ru, Pt, Pd

ВОЗБУЖДЁННОЕ СОСТОЯНИЕ АТОМА:

электроны "ссорятся", распариваются, и один из них "переезжает", т.е. уходит в другую орбиталь **НА ТОМ ЖЕ УРОВНЕ!!!**

НЕМНОЖКО ТЕРМИНОЛОГИИ

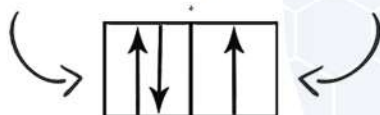


Валентные электроны – электроны, которые могут участвовать в образовании хим. связей.

Внешние электроны – электроны внешнего электронного слоя.

В ЕЁ ЧАСТО ВАЛЕНТНЫМИ ЭЛЕКТРОНАМИ ЯВЛЯЮТСЯ ИМЕННО ЭЛЕКТРОНЫ ВНЕШНЕГО СЛОЯ

спаренные/неспаренные электроны



НЕ ПУТАТЬ ПРОВАЛ ЭЛЕКТРОНА С ВОЗБУЖДЁННЫМ СОСТОЯНИЕМ!

ЭТО ПРОВАЛ ЭЛЕКТРОНА



переход с более высокого уровня на более низкий

А ЭТО ВОЗБУЖДЁННОЕ СОСТОЯНИЕ



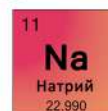
распаривание электронов и переход одного из них в другую орбиталь **(НА ТОМ ЖЕ УРОВНЕ!)**

группа	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIB
период	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16
1	H															He
2	Li	Be									B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg									Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te
6	Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po
7	Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts
лантаноиды			57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
актиноиды			89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No

ЗАКОНОМЕРНОСТИ:

номер периода = число энергетических уровней

номер группы = число валентных электронов для главных подгрупп



3 период = 3 энергетических уровня

1 группа = 1 валентный электрон

K: 4 эн. уровня, 1 валентный е
Cl: 3 эн. уровня, 7 валентных е
N: 2 эн. уровня, 5 валентных е



ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ В ТАБЛИЦЕ МЕНДЕЛЕЕВА

1) ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ - способность атома элемента **притягивать к себе электроны**.

Самый крутой, самый электроотрицательный элемент - **ФТОР**, поэтому электроотрицательность усиливается в таблице Менделеева именно к нему, то есть:

в группах: снизу вверх
в периоде: слева направо

2) АТОМНЫЙ РАДИУС - это величина, которая позволяет приблизительно оценить размеры атома.

1

2

3

С увеличением номера периода количество электронных слоёв растёт, а значит, увеличивается и радиус атома; но так как к F повышается ЭО, то электроны всё больше и больше как бы "прижимаются" к ядру атома: атомный радиус уменьшается.

Уменьшается:
в группах: снизу вверх
в периоде: слева направо

3) ЭНЕРГИЯ ИОНИЗАЦИИ - это величина, которая показывает, **какую силу нужно приложить, чтобы оторвать электрон от атома.**

Так как **ФТОР** - самый лютый, самый электроотрицательный элемент, значит, он сильнее всех остальных притягивает к себе электроны, а следовательно, именно у него их **сложнее всего отобрать.**

Значит, энергия ионизации увеличивается к **ФТОРУ!**

Соответственно:

в группе: снизу вверх
в периоде: слева направо

4) ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА - это способность **отбирать электроны при участии в ОВР.**

Как и ЭО, растёт к **ФТОРУ!**

Значит,

в группе: снизу вверх
в периоде: слева направо

5) ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА - это способность **отдавать электроны в ОВР.**

Логично, что усиливаются в направлении, обратном усилению окислительных свойств, то есть к **ФРАНЦИИ!**

А следовательно, они усиливаются:

в группе: сверху вниз
в периоде: справа налево

6,7) МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ И НЕМЕТАЛЛИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА: **металлические** усиливаются, логично, к **металлам** (т.е. в ПС к **ФРАНЦИИ**), а **неметаллические** - к **неметаллам** (т.е. в ПС к **ФТОРУ**).

МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ - К ФРАНЦИИ!

НЕМЕТАЛЛИЧЕСКИЕ - К ФТОРУ!

Удачи, братан!



окислитель



восстановитель



8,9) ОСНОВНЫЕ И КИСЛОТНЫЕ СВОЙСТВА

Основные свойства соединений возрастают: в группе - сверху вниз
в периоде - справа налево

Кислотные свойства соединений возрастают: в группе - снизу вверх
в периоде - слева направо

ОСНОВНЫЕ - К ФРАНЦИЮ!

КИСЛОТНЫЕ - К ФТОРУ!

10) ХАРАКТЕР ВОДОРОДНЫХ СОЕДИНЕНИЙ (начиная с IV группы*)

Это **бинарные** соединения вида:

- RH_4 (например, CH_4) - **нейтральный** характер
- RH_3 (например, NH_3) - **слабоосновный** характер
- RH_2 (например, H_2S) - **слабокислый** характер
- RH (например, HCl) - **сильнокислый** характер



RH_4 RH_3 RH_2 RH



Усиление кислотных свойств;
ослабевание основных.

ДЛЯ ЗАПИСЕЙ
