

# ATOM

Co je to atom?

= atom je základní jednotka látky



vše kolem nás se skládá z atomů

Například:



Sříbrná cihla představuje v podstatě obrovské množství atomů stříbra (Ag), které jsou uspořádány do tvary cihly

Lidské tělo představuje obrovský shluk atomů, přičemž je z cca 96% tvořeno atomy C, H, O a N

Pokud se vše kolem nás skládá z atomů, z čeho se skládají atomy?

Atomy se skládají z jádra a elektronového obalu

## JAŘDO ATOMU

V jádře se nachází kladně nabité protony a neutrální neutrony (bez náboje). Protony a neutrony nazíváme souhrnně nukleony

Nukleony od slova nucleus, což je latinsky jádro

→ Pozor ujímka je vodík! V jádře vodíku nacházíme pouze jeden proton a žádný neutron!

V jádře se soustředí veškerá hmotnost atomu

Hmotnost protonu je  $1,67 \cdot 10^{-27}$  kilogramů (kg) a hmotnost neutronu je přibližně stejná jako hmotnost protonu (neutron je jen o malilinko těžší)

↪ oproti tomu hmotnost elektronu je jen  $9,107 \cdot 10^{-31}$  kg → elektron je tedy cca 1800 krát lehčí než proton nebo neutron!

⇒ hmotnost atomu je určena hlavně hmotnosti protonů a neutronů, čili hmotnosti jádra

## Počet protonů v jádře určuje identitu atomu

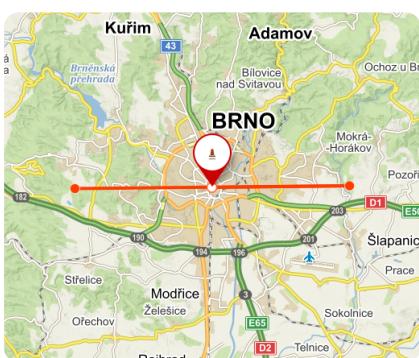
↳ představme si atom, který má v jádře 6 protonů, takový atom bude vždy uhlík a je jedno kolik má neutronů

### ELEKTRONOVÝ OBAL

Elektronový obal je tvořen elektrony, které jsou záporně nabité

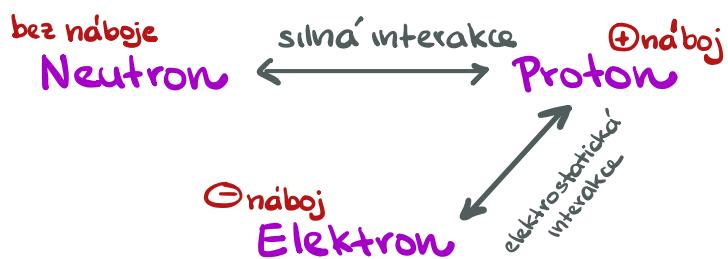
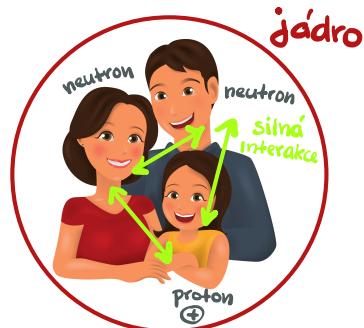
Elektronový obal je cca  $100\ 000 \times$  větší než jádro atomu

↳ Fun fact: kdybychom zvětšili jádro atomu uhlíku na velikost fotbalového míče a postavili ho na Brněnský orloj, tak by elektronový obal kolem tohoto jádra zabíral plochu jako celé Brno



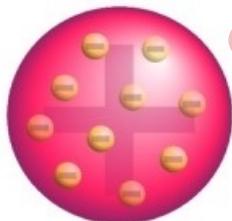
## Jak na sebe částice v atomu působí?

- Mezi protony a neutrony v jádře působí tzv. silná interakce. Tato interakce působí pouze na krátké vzdálenosti (neutrony a protony nejsou v jádře daleko od sebe, takže to nevadí)  
Jak napovídá název, interakce je velmi silná a drží celé jádro pohromadě
- Mezi habituálními částicemi (protony, elektrony) působí elektrostatická interakce (neboli Coulombova síla). Pokud jsou částice opačně nabité (např. proton + elektron) tak se přitahují. Pokud jsou částice souhlasně nabité (např. elektron + elektron), tak se odpuzují. Elektrostatická interakce působí i na větší vzdálenosti

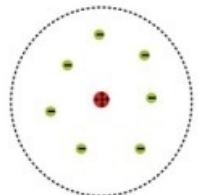


# Modely atomu

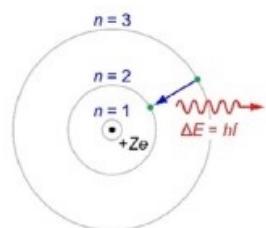
Názory a představy o tom jak atom vypadá se v minulých letech postupně měnili



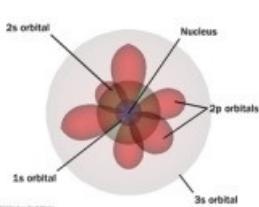
1. Thompsnův model atomu - tento model atom představil vědec Thompson na konci 19. století. Jeho představa byla taková, že jsou elektrony náhodně rozmištěny v kladném poli - podobně jako rozinky v pudinku ("pudinkový model")



2. Rutherfordův model - Rutherford přišel s přesnější myšlenkou, a to takovou, že uprostřed atomu se nachází kladně nabité jádro a kolem něj poletují elektrony. Pořád to ale není to pravé ořechové

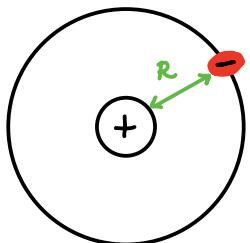


3. Bohrův model atomu - Bohr přišel s revoluční představou o stavbě atomu! Elektrony už nepoletují kolem jádra náhodně, ale po kruhových dráhách



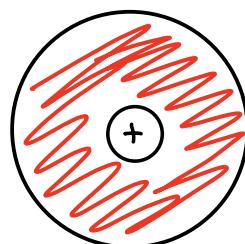
4. Kvantově mechanický model - jedná se o dosud nejpřesnější model atomu. Elektrony neobíhají po kruhových dráhách ale nachází se v tzv. orbitalech. Tento model atomu vytvořil známý vědec Schrödinger.

## Bohrův model vs. kvantově mechanický model



Bohrův model

- elektron se nachází na kružnici kolem jádra ve vzdálenosti od jádra  $R$



Kvantově mechanický model

- nevíme kde přesně se elektron nachází, ale můžeme určit oblast, kde je největší pravděpodobnost, že se tam elektron vyskytuje a tato oblast se nazývá atomový orbital

**Čili když to shrneme ...** atomový orbital je prostor v rámci atomu, kde se elektron vyskytuje elektron alespoň s 95% pravděpodobností

⇒ čili neumíme určit, kde přesně se v určitém čase elektron přesně nachází

Jak si to představit?

Vysvětlíme na lekci...

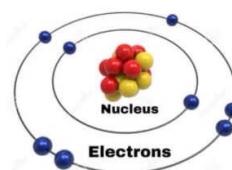


Abychom se v orbitalech lépe orientovali, používáme tzv. kvantové čísla

Kvantová čísla popisují vlastnosti orbitalů. Proto abychom mohli orbital správně popsat potřebujeme 4 kvantová čísla:

- hlavní kvantové číslo  $n$
- vedlejší kvantové číslo  $l$
- magnetické kvantové číslo  $m$
- magnetické spinové číslo  $m_s$

How most people think atoms look:



How they really look:



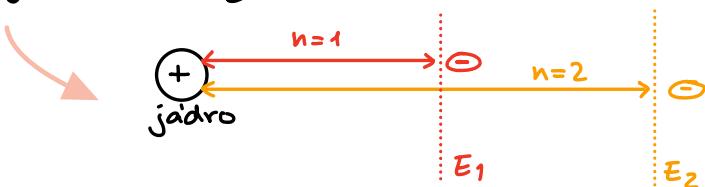
⇒ SNAŽÍME SE PODLE NICH ZPŘESNIT kde elektron leží

Hlavní kvantové číslo  $n$  – udává velikost orbitalu a jeho energii (aneb energetickou hladinu elektronu, nebo tzv. stupku)

Nabývá hodnot od 1 až teoreticky do nekonečna. Reálně ale používáme 7 hodnot hlavního kvantového čísla (známe 7 period v periodické tabulce)

čím je  $n$  větší, tím větší je vzdálenost elektronu od jádra  
a tím je větší i energie elektronu → elektron leží na vyšší energetické hladině

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots \infty$$



Vedlejší kvantové číslo

↳ udává tvar orbitalu

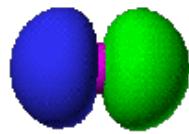
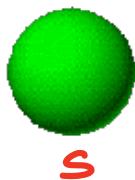
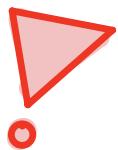
Hodnoty kterých  $l$  nabývá závisí na hlavním kvantovém čísle  
číslo  $l$  tedy může nabývat hodnot  $l = 0, 1, 2 \dots n-1$

- čili pokud je např.  $n=3$  tak  $l = 0, 1, 2$

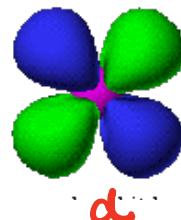
- Hodnoty  $l$  značíme také písmeny s, p, d, f - těmito písmenům přísluší tvary orbitalů

Platí že ...

$$l=0 \rightarrow s \rightarrow \text{koule}$$



$$\begin{aligned} l=1 &\rightarrow p \rightarrow \text{prostorová osmička} \\ l=2 &\rightarrow d \\ l=3 &\rightarrow f \end{aligned} \quad \left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\} \text{složitější tvary}$$



Důležité

Příklad: Představíme si elektron, který leží na energetické hladině, pro kterou platí  $n=1$

→ vedlejší kvantové číslo může nabývat pouze hodnoty  $l=0$

→ hodnota  $l=0$  odpovídá orbitalu typu s, který má tvar koule

$n=1 \rightarrow$  elektron se nachází na první slupce → na první energetické hladině

$l=0 \rightarrow$  elektron se nachází v orbitalu, který má tvar koule a je typu s



Příklad: Představíme si elektron, který leží na energetické hladině, pro kterou platí  $n=2$

→ vedlejší kvantové číslo může nabývat hodnot  $l=0$  nebo  $l=1$ . Máme 2 možné hodnoty pro  $l$  - orbital s ( $l=0$ ) nebo p ( $l=1$ )

$n=2 \rightarrow$  elektron se nachází na druhé slupce → na druhé energetické hladině

$l=0, l=1 \rightarrow$  druhá slupka ( $n=2$ ) obsahuje dvě různé podslupky, a to podslupky  $l=0$  nebo  $l=1$ . Elektron může ležet v podslupce  $l=0$  (čili v s orbitalu) nebo v podslupce  $l=1$  (v p orbitalu)



## Magneticke' kvantove' cislo m

↳ popisuje orientaci orbitalu vzhledem k jádru

Když už víme jaký tvar má orbital, kde se elektron nachází, chceme ještě vědět jak je orientován v prostoru

Magneticke' cislo může nabívat hodnoty od  $-l$  přes nulu po  $+l$

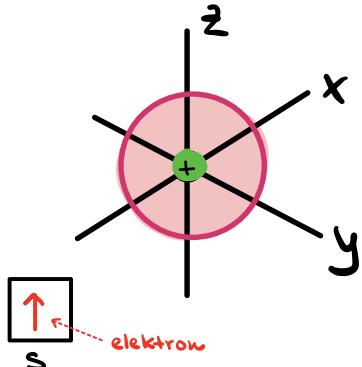
$$\hookrightarrow m = -l, 0, +l$$

Vysvětlení:

jeden způsob orientace

- Máme orbital typu s, pak platí že  $l=0$  a  $m=0$

$\Rightarrow$  orbital se může orientovat jen jedním způsobem ( $m=0$ )



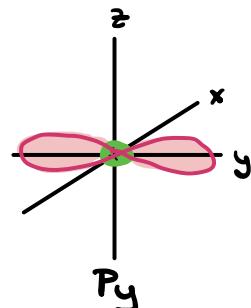
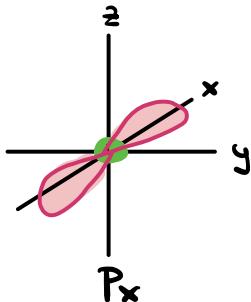
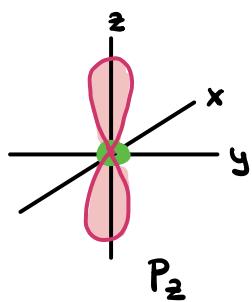
↳ dává to smysl protože orbital s je koule a ta se může orientovat jen jedním způsobem

- Zeleně je značeno jádro
- Černě osy x,y,z - souřadní systém podle kterého se orbital orientuje

tři způsoby orientace

- Máme orbital typu p, pak platí že  $l=1$  a  $m=-1, 0, 1$

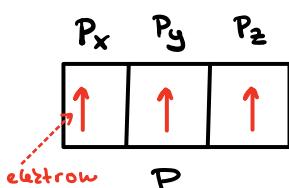
$\Rightarrow$  orbital se může orientovat třemi způsoby a to podle osy x, osy y a osy z



- počet možných orientací nám také říká kolikrát je p orbital taz.

degenerovaný. Orbitaly  $P_x, P_y, P_z$  mají stejné  $l$  ( $l=1$ ) také i stejný tvar i energii (jsou ze stejné podslupky), ale liší se pouze svou orientací

$\Rightarrow$  orbital p je 3x degenerovaný



Otázka: kolikrát je degenerovaný d a f orbital? Kolik orientací zaujímá?

### Magnetické spinové číslo $m_s$

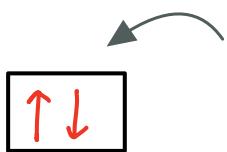
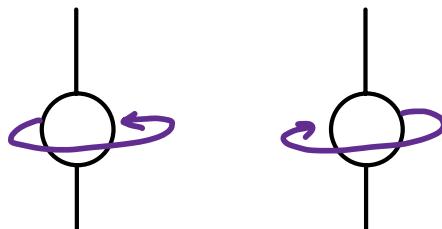
↳ udává spin elektronu

$m_s$  nabývá 2 hodnot a to  $m_s = +\frac{1}{2}$ ,  $m_s = -\frac{1}{2}$

Spin si lze neprávě ale zjednodušeně představit jako rotaci elektronu kolem své osy.

Může rotovat 2 směry  $\rightarrow m_s$  tak nabývá 2 hodnot, které se liší znaménky

Je to ale opravdu nepřesná představa (ale používá se)



značení 2 elektronů s opačným spinem ( $m_s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ )

### Prověřování

1. Co znamená tento zápis orbitalu?

$3p^2$

2. Pokud je  $n=4$ , jakých hodnot mohou nabývat ostatní kvantová čísla

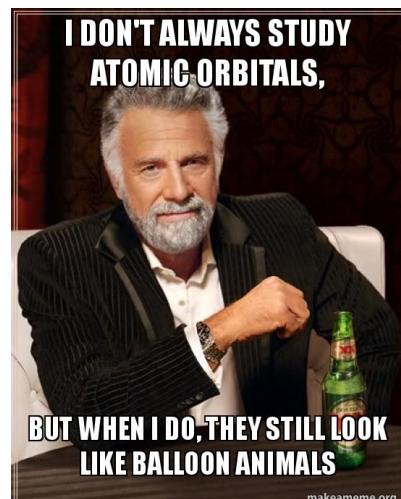
3. Mohou existovat následující orbitaly?

$2d$

$3f$

$4p$

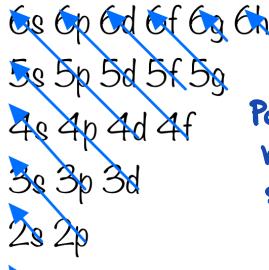
$2s$



## Jak elektrony zaplnují orbitaly?

↳ To v jakém pořadí se orbitaly zaplnují užává výstavbový princip. Výstavbový princip říká, že se nejdříve zaplní orbitaly s nejnižší energií

Energie orbitalů většinou roste s hlavním kvantovým číslem. Výjimku tvoří d a f orbitaly.



Pozn.: pokud si nejste jistí, můžete si napsat výstavbový trojúhelník

Pořadí v jakém se orbitaly plní ↘

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

● hlavní kvantové číslo  $n$

● vedlejší kvantové číslo  $l$

↳ Proč je pořadí zrovna takové? Orbitaly se plní podle jejich rostoucí energie

$$\begin{aligned}1s &\rightarrow n=1, l=0 \rightarrow \text{celkem} = 1+0 = 1 \\2s &\rightarrow n=2, l=0 \rightarrow \text{celkem} = 2+0 = 2 \\2p &\rightarrow n=2, l=1 \rightarrow \text{celkem} = 2+1 = 3 \\3s &\rightarrow n=3, l=0 \rightarrow \text{celkem} = 3+0 = 3 \\3p &\rightarrow n=3, l=1 \rightarrow \text{celkem} = 3+1 = 4\end{aligned}$$

Co když „vyjde stejné číslo“?  
V takovém případě se první zaplní orbital s nižším hlavním kvantovým číslem  
(2p se zaplní dřív než 3s)

## Kolik elektronů může být v jednom orbitalu?

↳ Platí Pauliho princip výlučnosti, podle kterého můžou být v každém orbitalu maximálně 2 elektrony a musí se lišit svým spinem

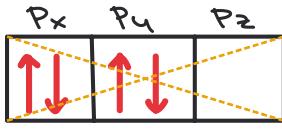


Caption this



1s2 2s2 2p6 3s2 3p6

Záhadná otázka... který z p orbitalů je zaplněn elektronou správně?



ŠPATNĚ!

- Jak už víme orbitaly  $P_x$ ,  $P_y$  a  $P_z$  mají shodnou energii → elektrony pak tyto orbitaly obsazují dle Hundova pravidla, které říká, že se orbital nejprve obsadí jedním elektronem a až poté se tvorí páry

### pomůcka:

V autobuse si nejprve lidé také sedají po jednom, až potom co jsou všechna místa obsazena alespoň jedním člověkem, si sedají k sobě



### Elektronové konfigurace

$2 \ p^3$

počet elektronů  
hodnota  $n$   
hodnota  $l$

H																			He
Li	Be																		
Na	Mg																		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Ti	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og		
			La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
			Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

- při zapisování elektronové konfigurace musíme používat výstavbový princip



Dejme tomu že chceme zapsat elektronovou konfiguraci dusíku:

- Uvědomíme si jaké protonové číslo má dusík →
- Počet protonů se shoduje s počtem elektronů
- Víme že musíme zapsat 7 elektronů

$\frac{1}{2} N$

protonové číslo = počet protonů

#### 4. Načertneme si výstavbový trojúhelník

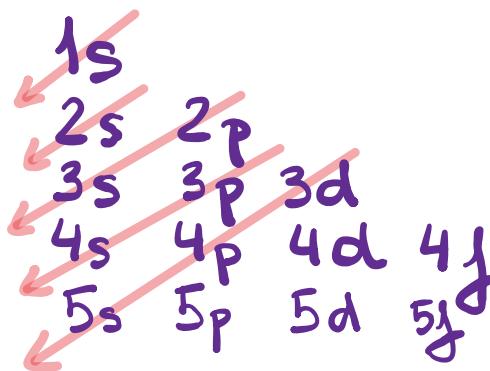
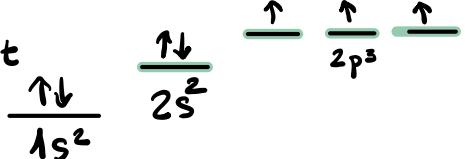
↳ uvědomíme si že s orbital může obsahovat max. 2 elektrony, p orbital 6, d orbital 10, f orbital 14 elektronů

A jdeme postupně:



$\Rightarrow$  tato vrstva je zároveň **vrstvou valenční** = vrstva s nejvyšším hlavním kvantovým číslem (u dusíku n=2)

$\Rightarrow$  můžeme také zakreslit



$\Rightarrow$  počet elektronů ve valenční vrstvě se většinou shoduje s číslem A skupiny v periodické tabulce prvků (N má ve val. vrstvě 5 elektronů  $\rightarrow$  5. A skupina)

Jak to bude v případě  ${}_{10}Ne$ ?

$\rightarrow 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6$  V jaké A. skupině leží Neon? Kolik má Ne val.  $e^-$ ?

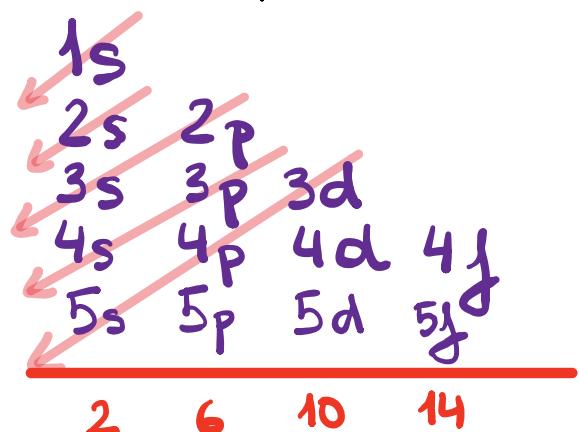
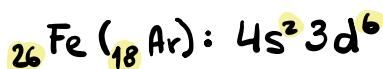
Jak to bude v případě  ${}_{26}Fe$ ?

Nezapomeňte na výstavbový trojúhelník! Je to dobrá pomůcka:



$\Rightarrow$  dohromady 26 elektronů

- Konfiguraci můžeme také zapsat pomocí vzácného plynu - vysvětlíme na lekci



Zkuste zapsat elektronovou konfiguraci, v jaké A. skupině pruky leží?



## Co je to ta valenční vrstva?

- Valenční vrstva je energeticky nejvyšší stupka ve které se v základním stavu vyskytuje elektrony
  - Prakticky všechny informace o tom, jak bude prvek reagovat se dozvímme z valenční vrstvy
  - Mezi protony a elektrony působí Coulombova síla, která ale se vzdáleností slabne. Takže valenční elektrony (ty daleko od jádra) nejsou u atomu tak silně poutány a kvůli tomu se mohou odtrhnout a tvorit vazby
- ↳ proč to chtějí elektrony dělat? Protože valenční vrstva je (stejně jako myška) nejradší úplně plná nebo prázdná



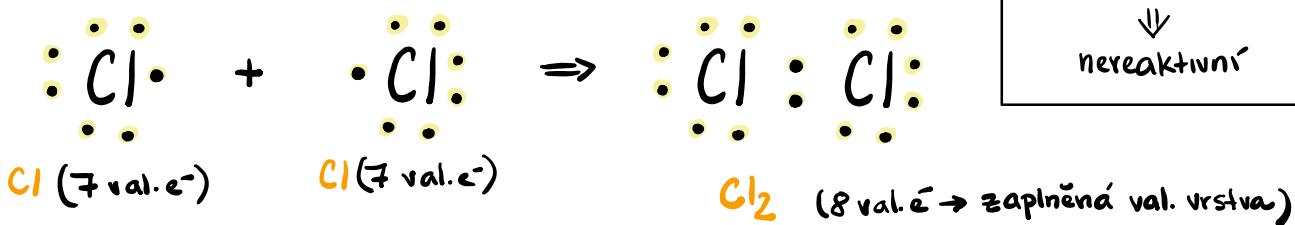
## Co všechno tedy zjistíme z valenční vrstvy?

1. Informaci o reaktivitě - pruhy, kterým chybí jeden elektron do zaplněné val. vrstvy nebo jim 1 elektron přebírá od úplně prázdné valenční vrstvy, jsou výsloce reaktivní

### PLNĚ ZAPLNĚNÁ VALENČNÍ VRSTVA OBSAHUJE 8 ELEKTRONŮ

- Např. sodík Na - leží v 1.A skupině → má 1 valenční elektron - čili 1 elektron přebírá do úplně prázdné valenční vrstvy → chce se elektronu zbavit → snaží se urputně najít jiný atom který si od něj elektron vezme a proto je reaktivní
- např. chlor Cl - leží v 7.A skupině → má 7 valenčních elektronů → chybí mu 1 do zaplněné valenční vrstvy → urputně se snaží sehnat „někoho“ kdo mu tento elektron poskytne a díky tomu bude mít zcela plnou valenční vrstvu (8 elektronů anebo tzv. elektronový oktet)

↳ proto taky chlór rád tvorí dvouatomové molekuly



Pro změnu vzdálené plyny mají celou valenční vrstvu zaplněnou (8.A.  $\rightarrow$  8 val.  $e^-$ )



nereaktivní

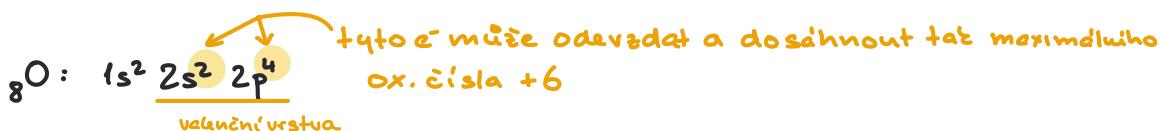
## 2. Informaci o oxidačních číslech

- nejvyšší kladné číslo, kterého může prvek dosáhnout je rovno počtu jeho valenčních elektronů, které může odvzdat

↳ vodík H - má 1 valenční elektron → max. oxidační číslo má +1



↳ kyslík O<sub>2</sub> - má 6 valenčních elektronů → max. oxidační číslo má +6



• ale existují výjimky

- Maximální záporné oxidační číslo lze zjistit také z valenční vrstvy



→ vodík může přijmout jen 1 elektron a jeho valenční vrstva tak bude mít konfiguraci 1s<sup>2</sup>

→ jeho nejnižší oxidační číslo je tak -1



→ kyslík může přijmout 2 elektrony a jeho valenční vrstva tak bude mít konfiguraci 2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>. A protože přijal 2 záporné elektrony → jeho nejnižší možné oxidační číslo je tak -2