

***Элементы первой  
группы главной  
подгруппы***

**Щелочные металлы** – это элементы главной подгруппы I группы Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Атомы этих элементов имеют на внешнем энергетическом уровне один s-электрон:  $ns^1$ .

Литий	<b>Li</b>	$(+3)$	2	1	0,155	5,39	МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА	ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА				
Натрий	<b>Na</b>	$(+11)$	2	8	1	0,189			5,14			
Калий	<b>K</b>	$(+19)$	2	8	8	1			0,236	4,34		
Рубидий	<b>Rb</b>	$(+37)$	2	8	18	8			1	0,248	4,18	
Цезий	<b>Cs</b>	$(+55)$	2	8	18	18			8	1	0,267	3,89
Франций	<b>Fr</b>	$(+87)$	2	8	18	32			18	8	1	0,280

# Литий. Li

**Литий** – это металл, с щелочными свойствами, серебристого цвета, обладающий выраженными пластичными свойствами. Легко поддаётся обработке.

3



Li

ЛИТИЙ

6,941

3

Li

ЛИТИЙ  
6,941

$2s^1$

$\frac{1}{2}$

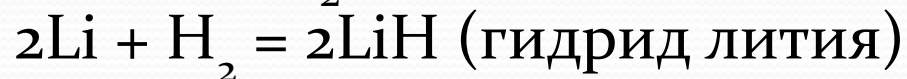
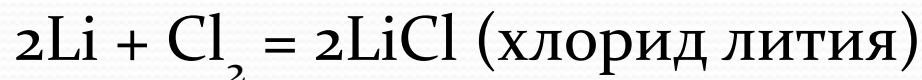
Почти все соли щелочных металлов растворимы в воде.

Поэтому обнаружение их катионов выпадением осадка невозможно. Для определения катионов металлов используют метод **пирохимического анализа**.

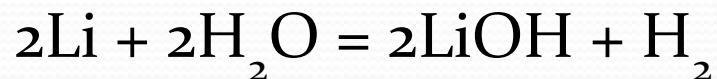
# Химические свойства

Литий является сильным восстановителем.

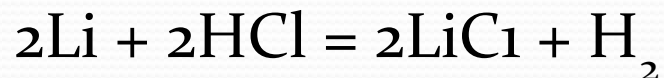
**Энергично взаимодействуют со многими неметаллами:**



**Активно взаимодействует с водой:**



**Литий растворяется почти во всех кислотах с образованием большого количества солей:**



# Качественная реакция

## Катион $\text{Li}^+$

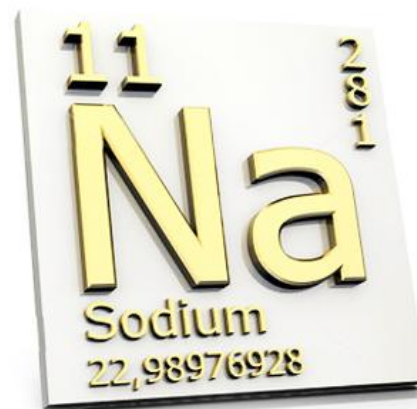
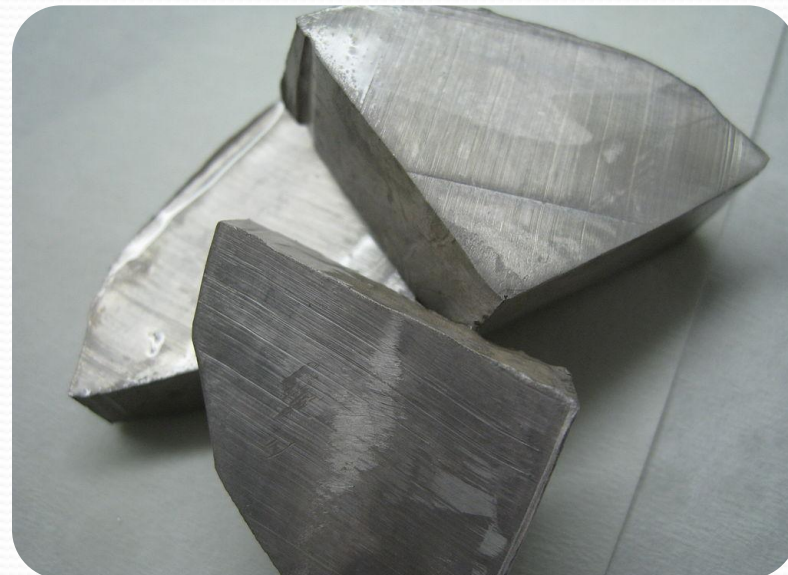
Окрашивание пламени газовой горелки. Соли лития окрашивают пламя горелки в карминово-красный цвет.

**Катион  $\text{Li}^+$**  с фосфат-ионом дает белый осадок:  
$$3\text{LiCl} + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{NaCl}$$



# Натрий

**Натрий** является мягким пластичным щелочным металлом, имеет серебристо-белый цвет и блеск на свежем срезе (натрий вполне возможно разрезать ножом). При взаимодействии с воздухом быстро окисляется, поэтому хранить натрий необходимо под слоем керосина.



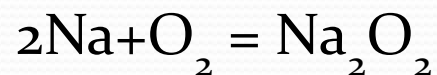
**натрий под слоем керосина.**

# Химические свойства

**1. Энергично взаимодействуют со многими неметаллами:**

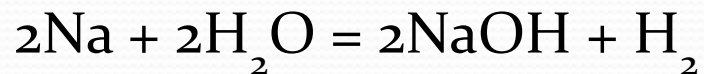


**2. При взаимодействии с кислородом натрия, в отличие от других щелочных металлов, образует пероксид натрия:**

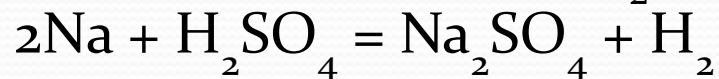
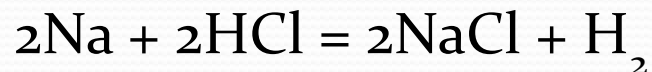


Пероксид натрия — сильный окислитель, при соприкосновении с которым многие органические вещества воспламеняются.

**3. Бурно взаимодействует с водой:**



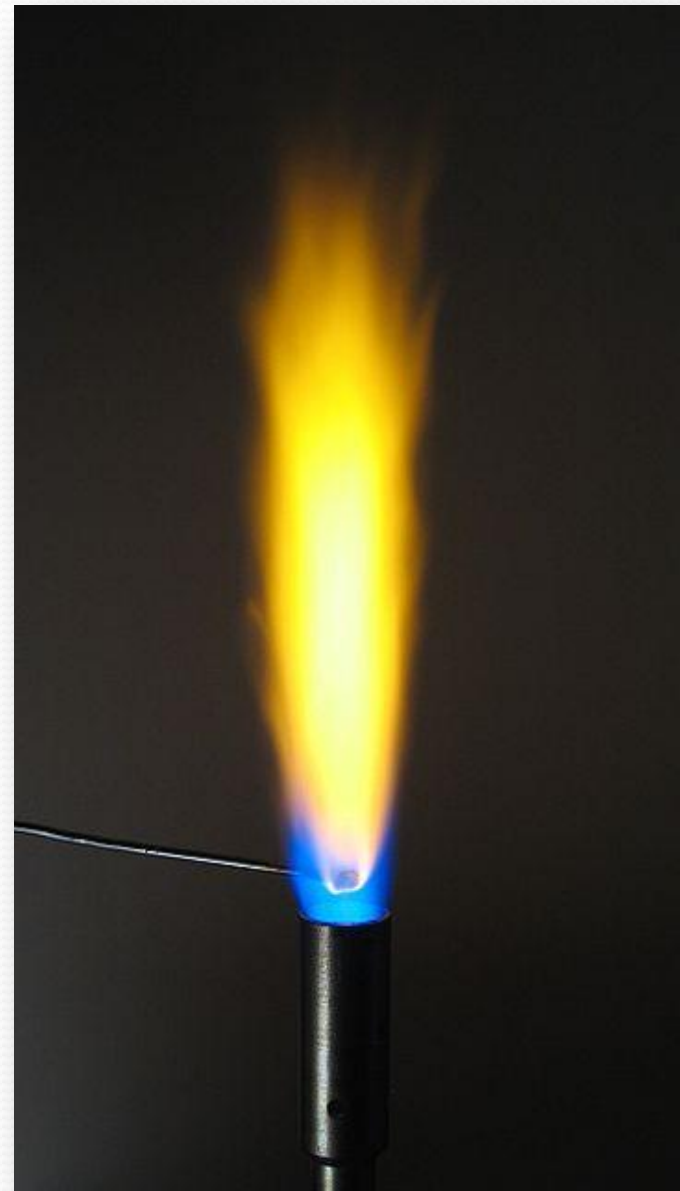
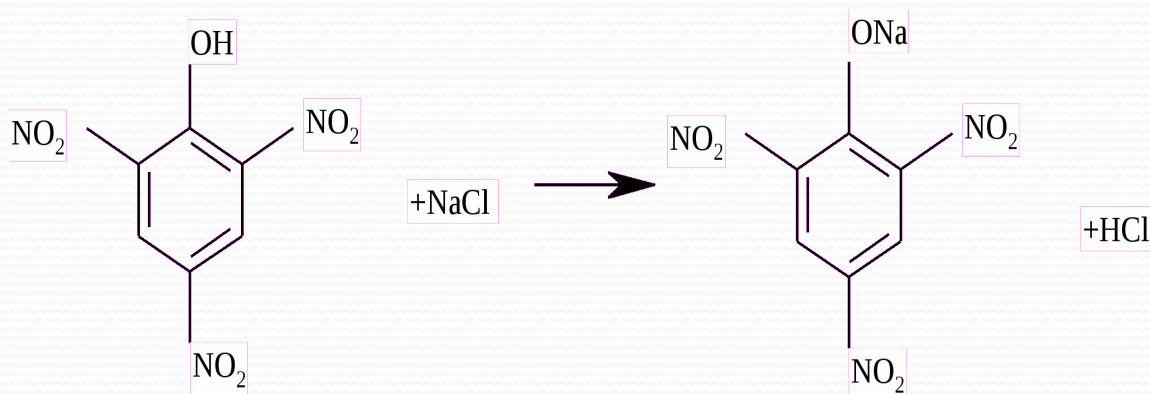
**4. Натрий растворяется почти во всех кислотах с образованием большого количества солей:**



# Качественная реакция

## Na+

1. Окрашивание пламени газовой горелки. Соли и другие соединения натрия окрашивают пламя в желтый цвет.
2. Взаимодействие с пикриновой кислотой (жёлт.крист.осадок).





# Калий

К

КАЛИЙ  
39.098

4s<sup>1</sup>

**19 Калий** — мягкий щелочной металл серебристо-белого цвета.

В природе калий встречается только в соединениях с другими элементами, например, в морской воде, а также во многих минералах.

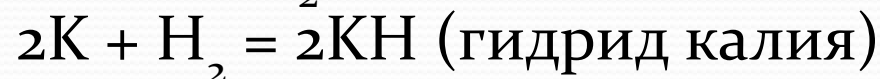
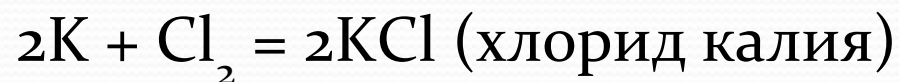
Он очень быстро окисляется на воздухе и очень легко вступает в химические реакции, особенно с водой, образуя щёлочь.

Во многих отношениях химические свойства калия очень близки к натрию, но с точки зрения биологической функции и использования их клетками живых организмов они все же отличаются.

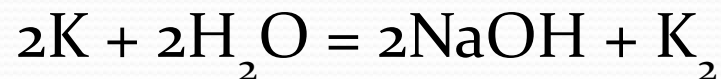


# Химические свойства

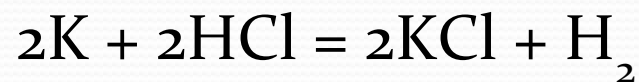
**1) Энергично взаимодействуют со многими неметаллами:**



**2) Активно взаимодействует с водой:**



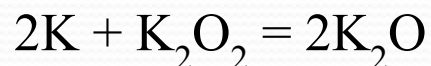
**3) Калий растворяется почти во всех кислотах с образованием большого количества солей:**



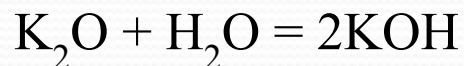
# Важнейшие соединения калия

Оксид  $K_2O$ , пероксид  $K_2O_2$ , супероксид  $K_2O_4$ , гидроксид  $KOH$ , иодид  $KI$ , карбонат  $K_2CO_3$  и хлорид  $KCl$ .

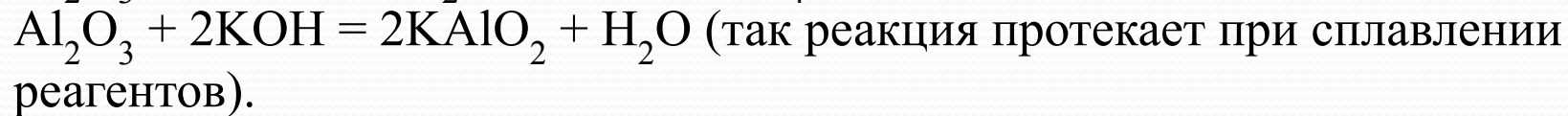
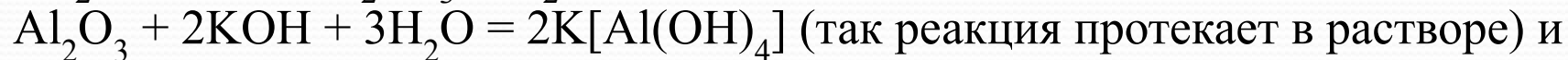
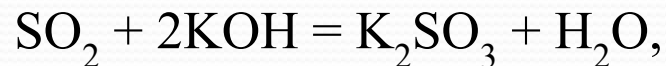
**$K_2O$** , как правило, получают косвенным путем за счет реакции пероксида и металлического калия:



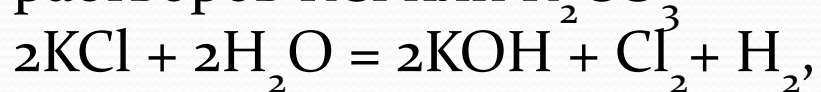
**$K_2O$**  проявляет ярко выраженные основные свойства, легко реагирует с водой с образованием гидроксида калия  $KOH$ :



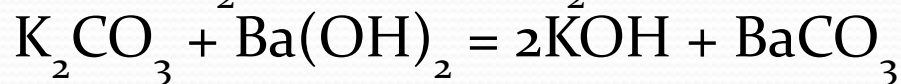
**$KOH$**  хорошо растворим в воде. Образующийся раствор — очень сильное основание, относящееся к щелочам.  $KOH$  реагирует с кислотными и амфотерными оксидами:



В промышленности **КОН** получают электролизом водных растворов KCl или  $K_2CO_3$

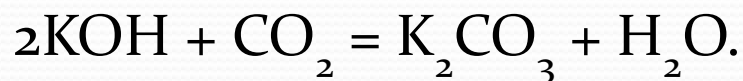


или за счет обменных реакций растворов  $K_2CO_3$  или  $K_2SO_4$  с  $Ca(OH)_2$  или  $Ba(OH)_2$ :



Попадание твердого гидроксида калия или капле его растворов на кожу и в глаза вызывает тяжелые ожоги кожи и слизистых оболочек, поэтому работать с этими едкими веществами следует только в защитных очках и перчатках. Водные растворы гидроксида калия при хранении разрушают стекло, расплавы — фарфор.

**Карбонат калия  $K_2CO_3$**  получают при нейтрализации раствора гидроксида калия углекислым газом:

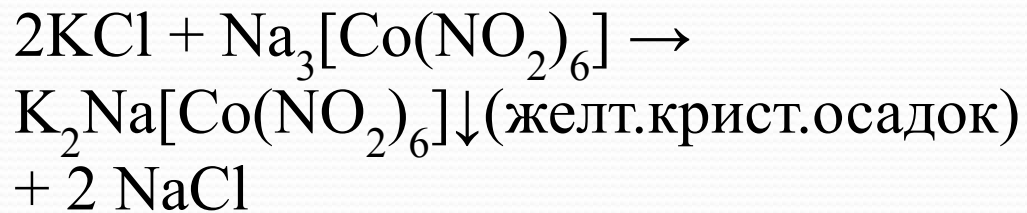


# Качественная реакция

***K<sup>+</sup>***

1. Окрашивает пламя горелки в фиолетовый цвет.

2. С реактивом Фишера



# Рубидий



*Блестящий, серебристо-белый металл. Плотность рубидия невелика  $\rho=1,5 \text{ г/см}^3$ ;  $t_{\text{пл}}=39^\circ$ ,  $t_{\text{кип}}=689^\circ$ . Очень мягкий, легко режется ножом.*

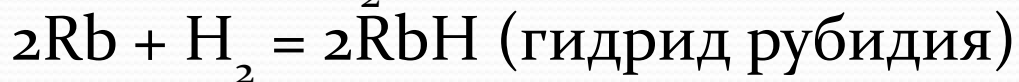
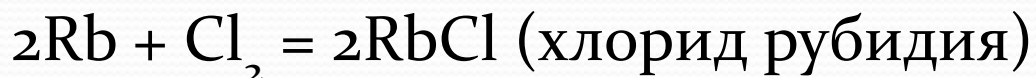
*Рубидий мгновенно воспламеняется на воздухе, а также в атмосфере фтора и хлора, а взаимодействие с жидким бромом сопровождается сильным взрывом.*

*Со взрывом реагирует с водой и разбавленными кислотами.*

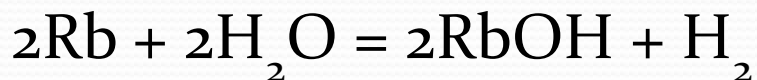


# Химические свойства

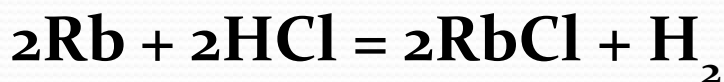
**Энергично взаимодействуют со многими неметаллами:**



**Рубидий активно взаимодействует с водой:**



**Растворяется почти во всех кислотах с образованием большого количества солей:**



## Качественная реакция

***Rb<sup>+</sup>***

Окрашивает пламя горелки в розово-фиолетовый цвет.



+





## Применение рубидия

*Рубидиевые препараты иногда применяются в медицине как снотворные и болеутоляющие средства, а также при лечении некоторых форм эпилепсии. Отдельные его соединения используются в аналитической химии как специфические реактивы на марганец, цирконий, золото, палладий и серебро. Сам металл употребляют для изготовления фотоэлементов.*



# Цезий



**Цезий** — мягкий серебристо-белый металл. При обычной температуре находится в пастообразном состоянии, температура плавления  $28,44^{\circ}\text{C}$ . Температура кипения  $669,2^{\circ}\text{C}$ . Цезий имеет высокую чувствительность к свету.

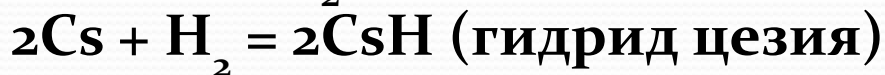
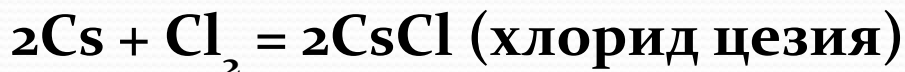
На воздухе и в атмосфере кислорода цезий мгновенно воспламеняется, образуя смесь пероксида  $\text{Cs}_2\text{O}_2$  и надпероксида цезия  $\text{CsO}_2$ .



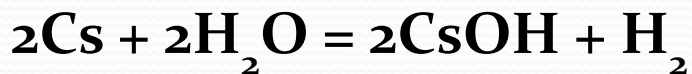
# Химические свойства

На воздухе воспламеняется, с водой реагирует со взрывом.  
Цезий является сильным восстановителем.

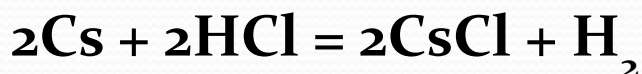
*Энергично взаимодействуют со многими неметаллами:*



*Активно взаимодействует с водой:*



*Цезий растворяется почти во всех кислотах с образованием большого количества солей:*



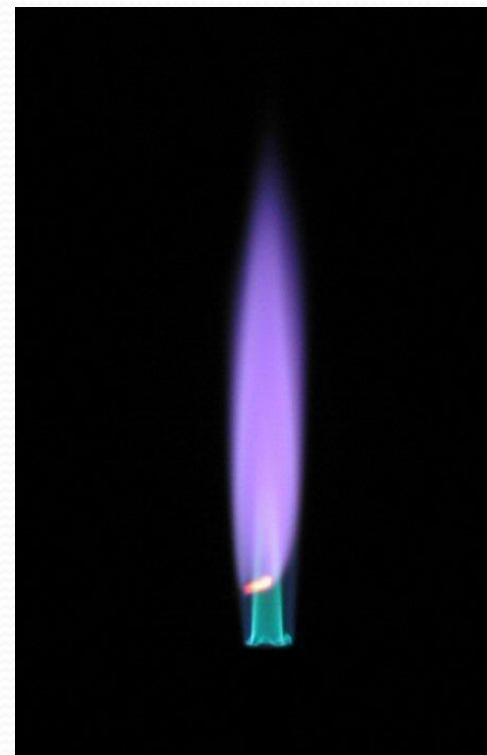
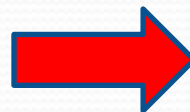
## Качественная реакция

**Cs+**

Окрашивает пламя горелки в голубовато-фиолетовый цвет.

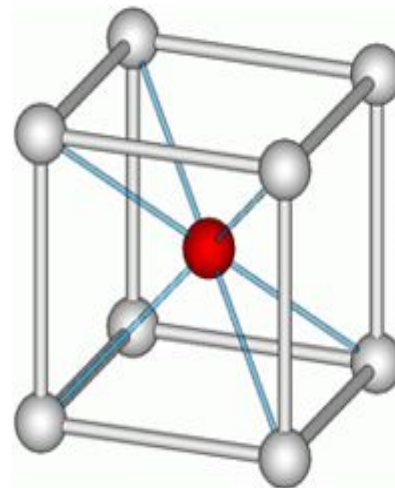


+



# Применение цезия

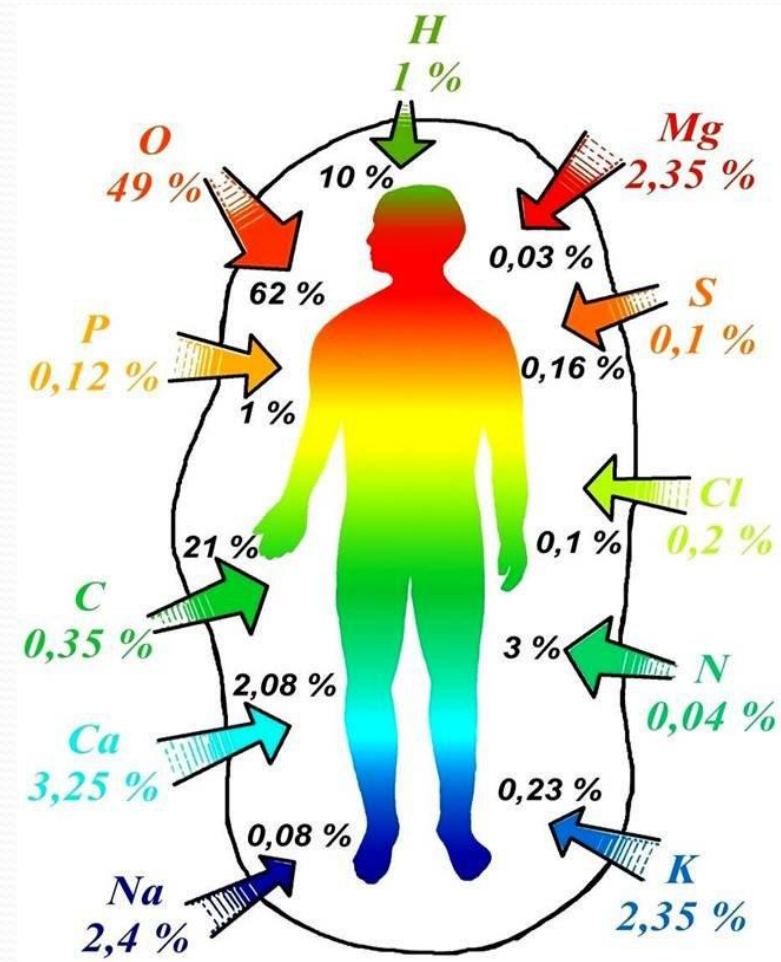
На основе неорганических и органических соединений цезия созданы эффективные лекарственные препараты для лечения язвенных заболеваний, дифтерии, шоков, шизофрении, а некоторые радиоактивные изотопы цезия помогают в борьбе с раковыми опухолями и в применяются в портативных аппаратах для рентгенодиагностического осмотра внутренних органов.



**ХЛОРИД ЦЕЗИЯ**  
лечение рака

# Значение цезия для организма человека

При попадании в организм цезий очень быстро усваивается ЖКТ и поступает в кровь. Его концентрация в органах и тканях человека относительно равномерна, но около 80% накапливается в мышцах, 8% - в скелете, остальная часть равномерно распределяется в сердце, печени и крови. Он способствует усилению иммунитета.



# Франций

87	<b>Fr</b>
1	ФРАНЦИЙ
8	223,019
18	$7s^1$
32	
18	
8	
2	

**Франций** — вероятно, мягкий серебристо-белый металл. Температура плавления франция ниже комнатной температуры, но этот сильно радиоактивный металл выделяет столько тепла, что даже в количестве нескольких миллиграммов он раскаляется, и немедленно превращается в светящийся дым.

Плотность франция при нормальных условиях равна  $1,87 \text{ г/см}^3$ , то есть он намного легче алюминия, но является одним из наиболее плотных щелочных металлов.



# Химические свойства

Франций имеет самую низкую электроотрицательность из всех элементов, известных в настоящее время. Электродный потенциал  $\text{Fr}^+/\text{Fr} = -2,92 \text{ В}$ .

Соответственно, франций является и самым химически активным щелочным металлом.

В соединениях проявляет степень окисления +1.

The image shows a pink periodic table element card for Francium (Fr). The card displays the element's symbol 'Fr', atomic number '87', name 'ФРАНЦИЙ', atomic weight '(223)', and electron configuration '7s<sup>1</sup>'. To the right of the card, the electron shell configuration is listed as 1, 8, 18, 32, 18, 8, 2. The card is reflected below it.

87
<b>Fr</b>
ФРАНЦИЙ (223)
7s <sup>1</sup>
1 8 18 32 18 8 2



# Применение франция

*Ожидать широкого использования элемента №87 на практике, конечно, не приходится. И все же польза от франция есть. Во-первых, с его помощью (по его излучению) можно быстро определять присутствие в природных объектах актиния; во-вторых, соль франция  $FrCl$  использовалась для обнаружения раковых опухолей, но по причине чрезвычайно высокой стоимости эту соль в масштабных разработках использовать не выгодно. В настоящее время франций и его соли применения пока что не имеют, в связи с малым периодом полураспада и высокой радиоактивностью.*

