

Таблица электроотрицательности Полинга  
(указаны некоторые элементы главных подгрупп)

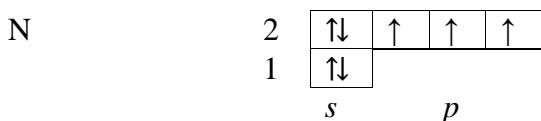
IA <b>H</b> 2,1	IIA	IIIА	IVA	VA	VIA	VIIA
<b>Li</b> 1,0	<b>Be</b> 1,5	<b>B</b> 2,0	<b>C</b> 2,5	<b>N</b> 3,0	<b>O</b> 3,5	<b>F</b> 4,0
<b>Na</b> 0,9	<b>Mg</b> 1,2	<b>Al</b> 1,5	<b>Si</b> 1,8	<b>P</b> 2,1	<b>S</b> 2,5	<b>Cl</b> 3,0
<b>K</b> 0,8	<b>Ca</b> 1,0			<b>As</b> 2,0	<b>Se</b> 2,4	<b>Br</b> 2,8
						<b>I</b> 2,5

Почему у фтора, кислорода и азота нет высшей валентности равной номеру группы?

Грубое определение валентности – это количество образованных связей (ковалентных). Для образования связи необходимо иметь неспаренный электрон. Высшая валентность, равная номеру группы реализуется тогда, когда атом отдает все свои внешние электроны, то есть у атома есть возможность распарить все имеющиеся у него внешние пары электронов.

Рассмотрим сначала фтор. Так как фтор самый электроотрицательный элемент, то нет ситуации, когда он будет отдавать электроны. Поэтому и нет у фтора валентности VII.

Кислород и азот не являются самыми электроотрицательными элементами, поэтому у них возможны ситуации, когда они отдают электроны. Но отдать данные атомы могут только свободные электроны. А распарить пару(ы) электронов они не могут внутри второго уровня, так как нет вакантных орбиталей.



Приведем примеры электронной оболочки фосфора для иллюстрации возможности распарить пару электронов. При распаривании пары электронов, атом переходит в возбужденное состояние, которое обозначается звездочкой - A\*.

