

Fiche d'exercices 1 : LES IONS CORRECTION

Je teste mes connaissances de cours

Exercice 1

1. Quelles sont les charges de l'électron, du proton et du neutron ?

Les électrons sont chargés négativement.

Les protons sont chargés positivement.

Les neutrons ne sont pas chargés.

2. a. Quelle charge porte un atome qui a perdu ou plusieurs électrons ?

Justifiez et détaillez votre réponse en fonction du nombre d'électrons concerné.

Les électrons sont chargés négativement et le noyau est chargé positivement (car il contient des protons qui sont chargés positivement).

Les atomes qui perdent des électrons portent donc autant de charges positives qu'ils ont perdu d'électrons, puisque le nombre de protons (donc de charges positives) du noyau ne change pas.

2. b. Nommez l'espèce obtenue.

L'espèce obtenue lorsqu'un atome a perdu un ou plusieurs électrons est un cation.

3. a. Quelle charge porte un atome qui a gagné ou plusieurs électrons ?

Justifiez et détaillez votre réponse en fonction du nombre d'électrons concerné.

Les électrons sont chargés négativement et le noyau est chargé positivement (car il contient des protons qui sont chargés positivement).

Les atomes qui gagnent des électrons portent donc autant de charges négatives qu'ils ont gagné d'électrons, puisque le nombre de protons (donc de charges positives) du noyau ne change pas.

3. b. Nommez l'espèce obtenue.

L'espèce obtenue lorsqu'un atome a gagné un ou plusieurs électrons est un anion.

4. Pourquoi, lors de la formation d'un ion, la nature de l'élément chimique qui a donné cette espèce n'est-elle pas modifiée ?

Lors de la formation d'un ion, le noyau d'un atome reste inchangé. Seul le nombre d'électrons qui tournent autour de celui-ci change. Il s'agit toujours du même élément car celui-ci n'est caractérisé que par le nombre de protons de son noyau.

Exercice 2

Identifiez dans la liste suivant les atomes, les molécules et les ions. Pour chaque ion monoatomique (= constitué d'un seul atome), expliquez comment est-on passé de l'atome initial à l'ion.



Une molécule est un assemblage électriquement neutre d'au moins deux atomes.

Un ion est un atome ou un groupe d'atomes qui porte une charge positive ou négative.

Atome	Ion	Molécule
Be / As / Rh	$NO_3^- / Ni^{2+} / PO_4^{3-}$ $Fe^{3+} / SO_4^{2-} / Si^{4+} / Cl^-$	CO_2 $C_6H_{12}O_6$

J'utilise mes connaissances

colonnes périodes	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	1 H hydrogène 1,0			nombre de masse de l'isotope le plus abondant															4 He hélium 4,0	
2	3 Li lithium 6,9	4 Be béryllium 9,0		nombre de charge (ou numéro atomique)											5 B bore 10,8	6 C carbone 12,0	7 N azote 14,0	8 O oxygène 16,0	9 F fluor 19,0	10 Ne néon 20,2
3	11 Na sodium 23,0	12 Mg magnésium 24,3											13 Al aluminium 27,0	14 Si silicium 28,1	15 P phosphore 31,0	16 S soufre 32,1	17 Cl chlore 35,5	18 Ar argon 39,9		
4	19 K potassium 39,1	20 Ca calcium 40,1	21 Sc scandium 45,0	22 Ti titane 47,9	23 V vanadium 50,9	24 Cr chrome 52,0	25 Mn manganèse 54,9	26 Fe fer 55,8	27 Co cobalt 58,9	28 Ni nickel 58,7	29 Cu cuivre 63,5	30 Zn zinc 65,4	31 Ga gallium 69,7	32 Ge germanium 72,6	33 As arsenic 74,9	34 Se sélénium 79,0	35 Br brome 79,9	36 Kr krypton 83,8		
5	37 Rb rubidium 85,5	38 Sr strontium 87,6	39 Y yttrium 88,9	40 Zr zirconium 91,2	41 Nb niobium 92,9	42 Mo molybdène 95,9	43 Tc technétium 98,9	44 Ru ruthénium 101,1	45 Rh rhodium 102,9	46 Pd palladium 106,4	47 Ag argent 107,9	48 Cd cadmium 112,4	49 In indium 114,8	50 Sn étain 118,7	51 Sb antimoine 121,7	52 Te tellure 127,6	53 I iode 126,9	54 Xe xénon 131,3		
6	55 Cs césium 132,9	56 Ba baryum 137,3	L	57 La lanthane 138,9	58 Ce cérium 140,1	59 Pr praseodyme 140,9	60 Nd néodyme 144,2	61 Pm prométhium =145	62 Sm samarium 150,4	63 Eu europium 152,0	64 Gd gadolinium 157,2	65 Tb terbium 158,9	66 Dy dysprosium 162,5	67 Ho holmium 164,9	68 Er erbium 167,3	69 Tm thulium 168,9	70 Yb ytterbium 173,0	71 Lu lutétium 175,0		
7	87 Fr francium =223	88 Ra radium 226,0	A	89 Ac actinium =227	90 Th thorium 232,0	91 Pa protactinium 231,0	92 U uranium 238,0	93 Np neptunium =237	94 Pu plutonium =244	95 Am américium =243	96 Cm curium =247	97 Bk berkélium =247	98 Cf californium =251	99 Es einsteinium =254	100 Fm fermium =257	101 Md mendelevium =258	102 No nobélium =259	103 Lr lawrencium =260		

L = Lanthanides : 57 à 71

A = Actinides : 89 à 103

Exercice 1

Complétez le tableau ci-dessous.

Élément	Fer (II)	Aluminium	Iode	Cuivre	Sélénium	Zinc
Symbole	Fe	Al	I	Cu	Se	Zn
$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} Y$	${}^{55}_{26}Fe$	${}^{27}_{13}Al$	${}^{127}_{53}I$	${}^{63}_{29}Cu$	${}^{80}_{34}Se$	${}^{64}_{30}Zn$
Nombre de protons	26	13	53	29	34	30
Nombre de neutrons	29	14	74	34	46	34
Nombre de nucléons	55	27	127	63	80	64
Nombre d'électrons	26	13	53	29	34	30

Formule de l'ion	Fe ²⁺	Al ³⁺	I ⁻	Cu ²⁺	Se ²⁻	Zn ²⁺
Type de l'ion	Cation	Cation	Anion	Cation	Anion	Cation
Nombre d'électrons	24	10	54	27	36	28

Exercice 2

1. Donnez les nombres d'électrons dans l'atome et/ou l'ion, la formule de l'ion et indiquez le type d'ion dont il s'agit pour les cas suivants.

Dans un atome, il y a autant de protons que d'électrons. Le nombre de protons est égal au numéro atomique Z. Le nombre d'électrons que contient un atome est donc lui aussi égal à Z.

Un atome porte autant de charges positives qu'il a perdu d'électrons. L'espèce formée est appelée cation.

Un atome porte autant de charges négatives qu'il a gagné d'électrons. L'espèce formée est appelée anion.

a. L'ion fluorure, obtenu à partir d'un atome de fluor (F) possède dix électrons.

Le fluor (F) appartient à l'avant-dernière colonne.

Z = 9 Il a donc gagné un électron pour former l'ion fluorure F⁻ qui est un anion.

b. La formule de l'ion sulfure est S²⁻.

Le soufre (S) appartient à l'antépénultième (avant-avant-dernière) colonne.

Z = 16 Il a gagné deux électrons pour former l'ion sulfure S²⁻ qui est un anion.

L'ion S²⁻ possède donc 18 électrons.

c. L'azote (N) gagne trois électrons.

L'azote (N) appartient à la troisième colonne avant celle des gaz rares (dernière colonne).

Z = 7 Il a gagné trois électrons pour former l'ion N³⁻ qui est un anion.

L'ion N³⁻ possède donc 10 électrons.

d. L'ion lithium (Li) a pour formule Li⁺.

Le lithium (Li) appartient à la première colonne.

Z = 3 Il a perdu un électron pour former l'ion lithium Li⁺ qui est un cation.

L'ion Li⁺ possède donc 2 électrons.

e. L'ion magnésium (Mg) possède dix électrons.

Le magnésium (Mg) appartient à la deuxième colonne.

Z = 12 Il a donc perdu deux électrons pour former l'ion magnésium Mg²⁺ qui est un cation.

L'ion Mg²⁺ possède donc 10 électrons.

f. Le potassium (K) perd un électron.

Le potassium (K) appartient à la première colonne.

Z = 19 Il a perdu un électron pour former l'ion potassium K⁺ qui est un cation.

L'ion K⁺ possède donc 18 électrons.

g. L'ion béryllium (Be) possède deux électrons.

Le béryllium (Be) appartient à la deuxième colonne.

Z = 4 Il a donc perdu deux électrons pour former l'ion béryllium Be²⁺ qui est un cation.

L'ion Be²⁺ possède 2 électrons.

2. Établissez, à l'aide de la question précédente et de l'exercice 1 et de l'activité une règle pour prédire la formation des ions.

Dans cet exercice et le précédent ainsi que dans l'activité, nous avons pu remarquer que :

- les éléments de l'avant-dernière colonne (F, Cl, Br et I) gagnent un électron pour former des ions de type X⁻ ;

- les éléments de l'antépénultième colonne (O, S et Se) gagnent deux électrons pour former des ions de type X²⁻ ;

- les éléments de la troisième colonne avant celle des gaz rares (N et P) gagnent trois électrons pour former des ions de type X^{3-} ;
 - les éléments de la première colonne (Li, Na et K) perdent un électron pour former des ions de type M^+ ;
 - les éléments de la deuxième colonne (Be, Mg et Ca) perdent deux électrons pour former des ions de type M^{2+} .
- Les éléments situés entre ces colonnes forment toujours des ions de charges positives et même plusieurs pour certains (Fe²⁺ et Fe³⁺ par exemple).

Perdent un électron (Colonnes 1 et 2)

Perdent deux électrons (Colonnes 1 et 2)

Gagnent trois électrons (Colonnes 13, 14, 15)

Gagnent deux électrons (Colonnes 16 et 17)

Gagnent un électron (Colonne 16)

Ne forment pas d'ions (Colonnes 18 - Gaz rares)

schéma de notation : $\begin{matrix} A \\ Z & X \\ H \end{matrix}$

nombre de masse de l'isotope le plus abondant (A)
 nombre de charge (ou numéro atomique) (Z)
 symbole de l'élément (X)
 masse molaire atomique de l'élément (g · mol⁻¹) (H)

colonnes	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
périodes	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H	He																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	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	L	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	A	Ku	Ha	Sg	Ns	Hs	Mt	X	X	X	X	X	X	X	X	X