

Université SETIF 2  
Département Des Sciences Des Activités Physiques Et Sportives



**COURS DE :**  
**Biochimie**

Niveau: L1

Préparé et présenté par:  
Dr.S.KHOUDIR

Année Universitaire: 2024-2025

# SOMMAIRE

*Introduction à la Chimie & Biochimie*

*Les glucides*

*Les lipides*

*Les protéines*

*Les enzymes*

*Les hormones*

## *Introduction à la Chimie & Biochimie*

- ❖ **L'atome;**
- ❖ **L'écriture conventionnelle de l'atome;**
- ❖ **Les Isotopes;**
- ❖ **L'ion;**
- ❖ **La configuration électronique d'un atome;**
- ❖ **Règle de stabilité des atomes;**
- ❖ **Schéma de LEWIS;**
- ❖ **Les liaisons covalentes;**
- ❖ **Equilibrer une équation chimique (Oxydoréduction)**

# Introduction à la Biochimie

## Définition de la biochimie :

La biochimie c'est la chimie du **vivant**.

La biochimie est la science qui étudie **la composition** et **les réactions chimiques** de la matière vivante.

La **biochimie structurale** étudie les structures des molécules et la **biochimie métabolique** étudie les métabolismes biochimiques.

# Introduction à la Biochimie

## Organismes



Systèmes



Organes



Tissus



Cellules



Molécules



Atomes

# Introduction à la Biochimie

## Organismes

Systèmes



Organes



Tissus



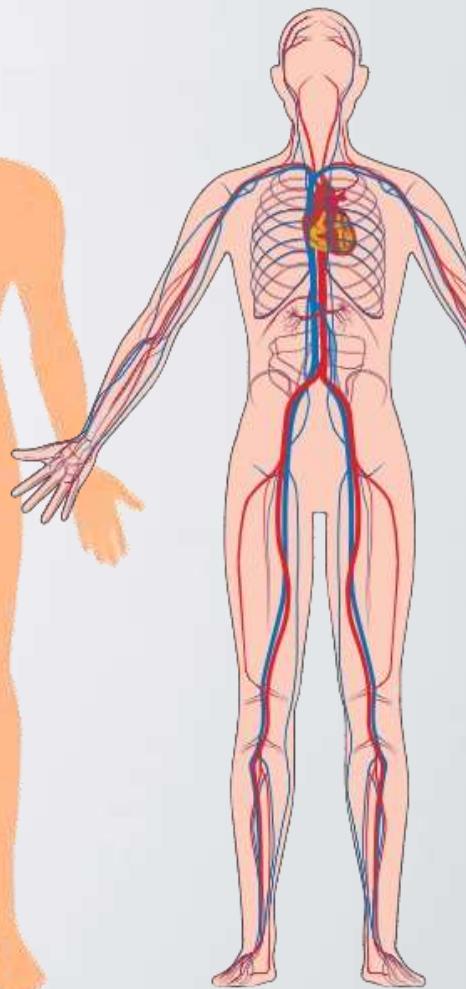
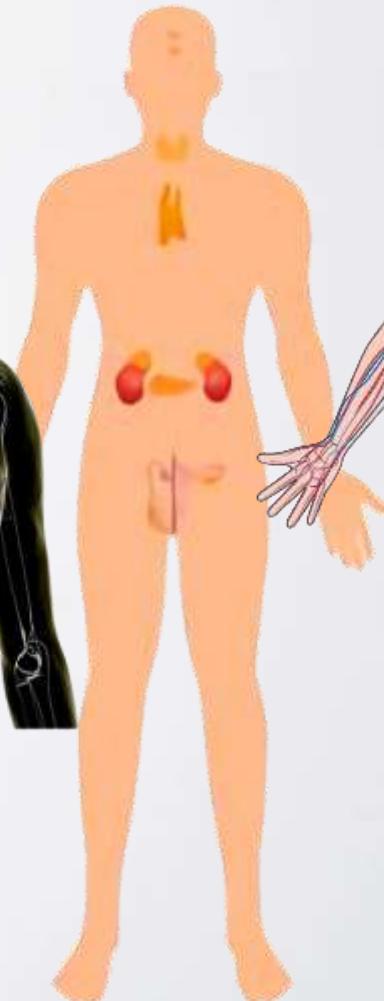
Cellules



Molécules



Atomes



Nerveux

Respiratoire

Endocrinien

Cardio-vasculaire

Musculaire

Osseux

# Introduction à la Biochimie

## Organismes

Systèmes



Organes



Tissus



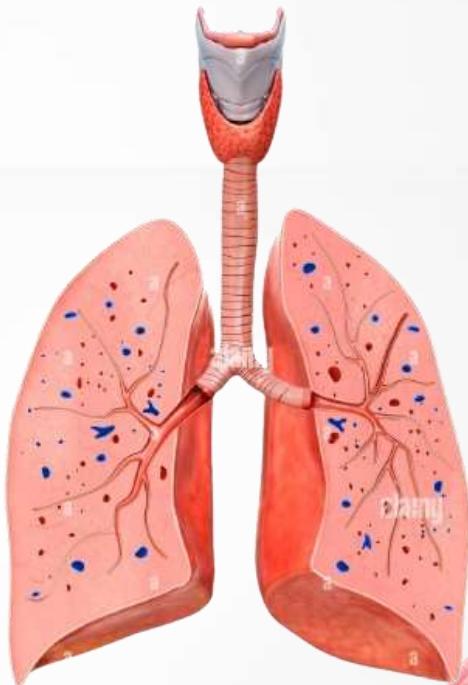
Cellules



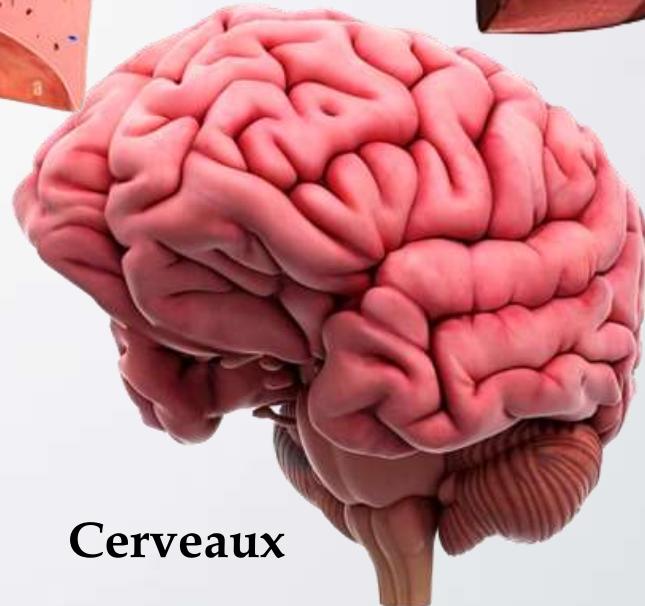
Molécules



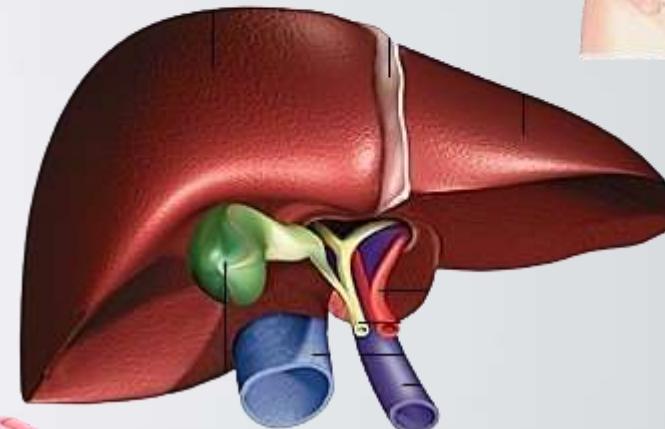
Atomes



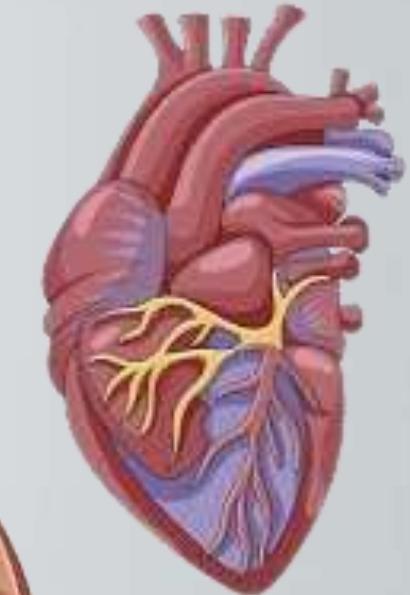
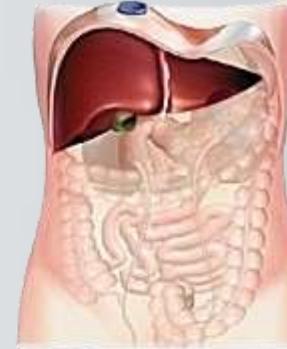
Poumons



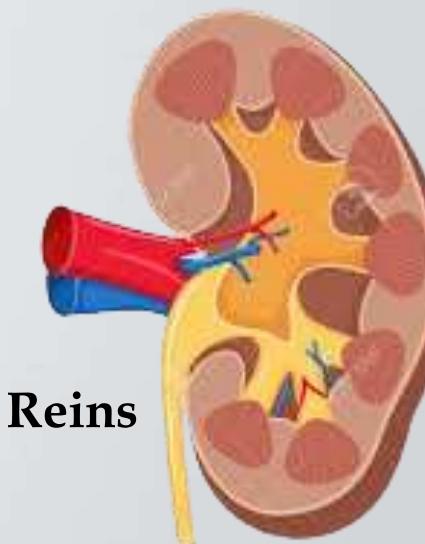
Cerveaux



Foie



Cœur



Reins

# Introduction à la Biochimie

## Organismes

Systèmes



Organes



Tissus



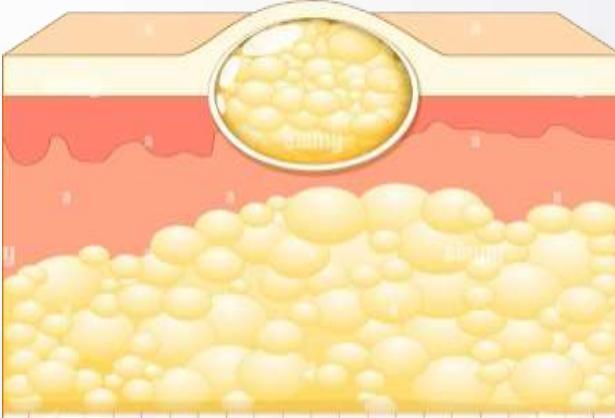
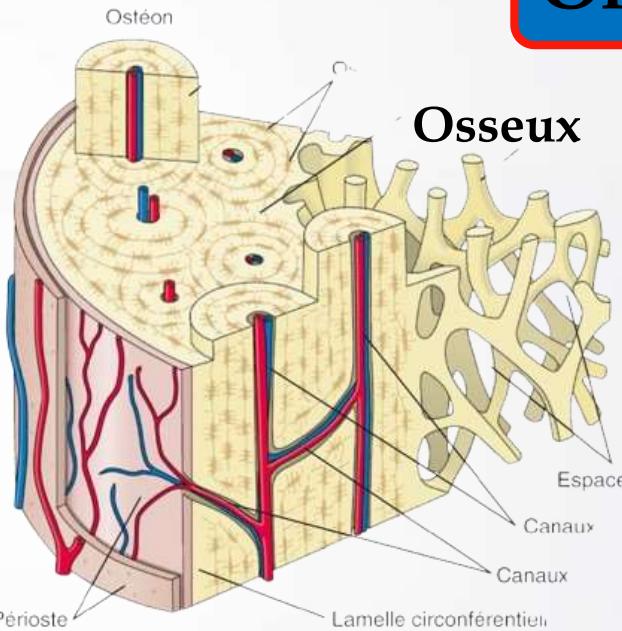
Cellules



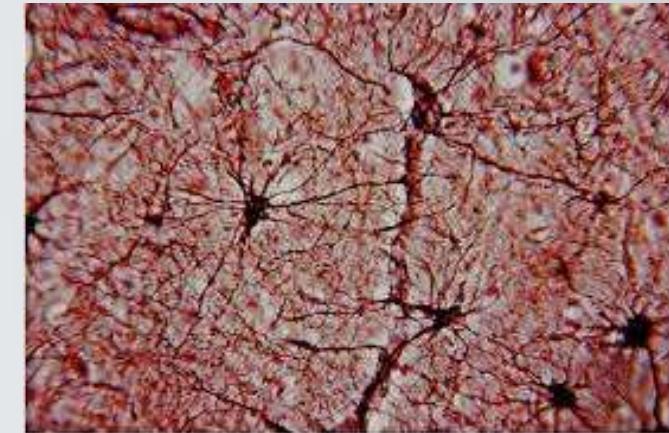
Molécules



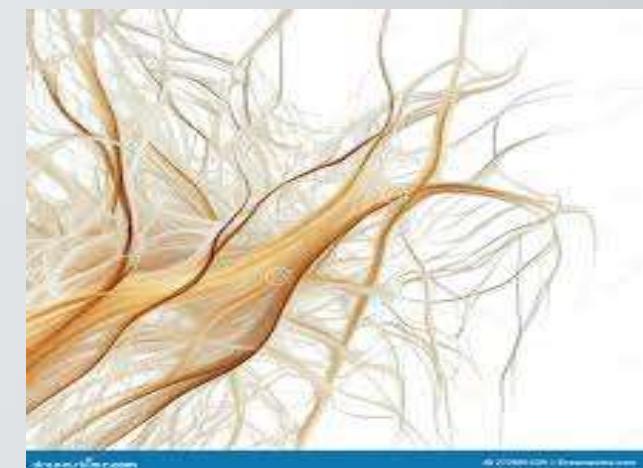
Atomes



Adipeux



Nerveux



Fibreux

# Introduction à la Biochimie

## Organismes

Systèmes



Organes



Tissus



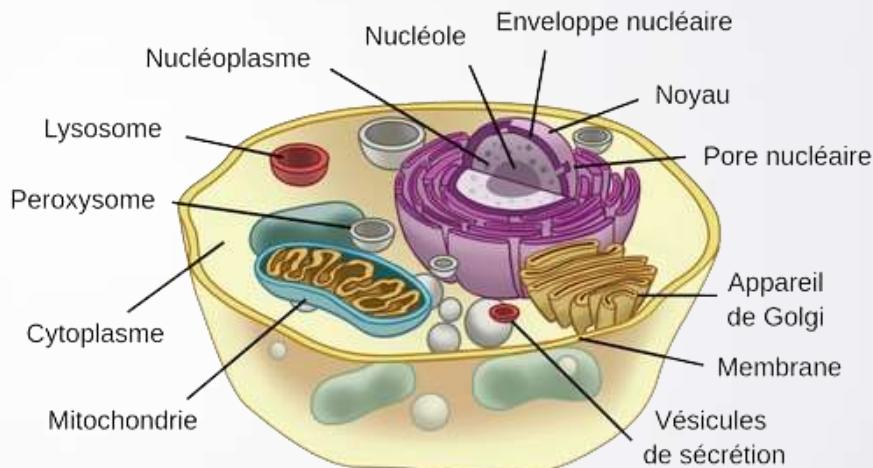
Cellules



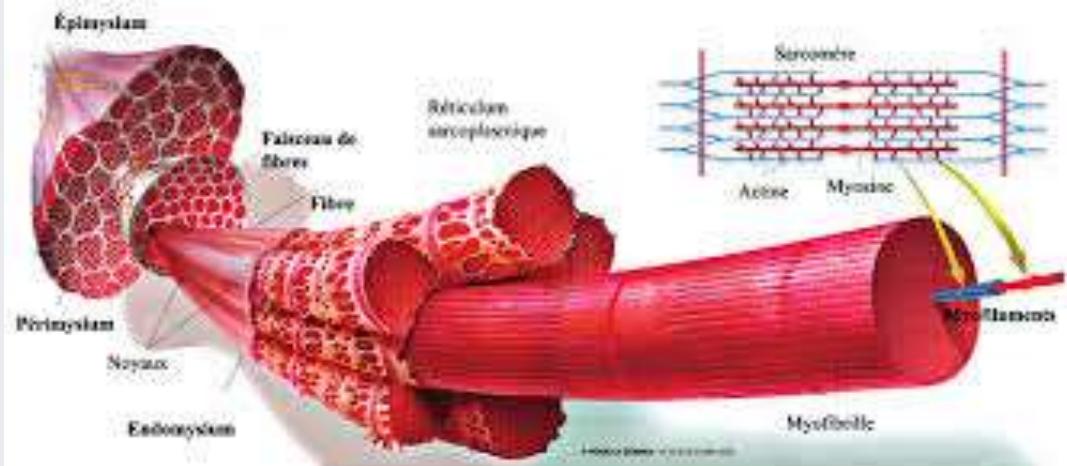
Molécules



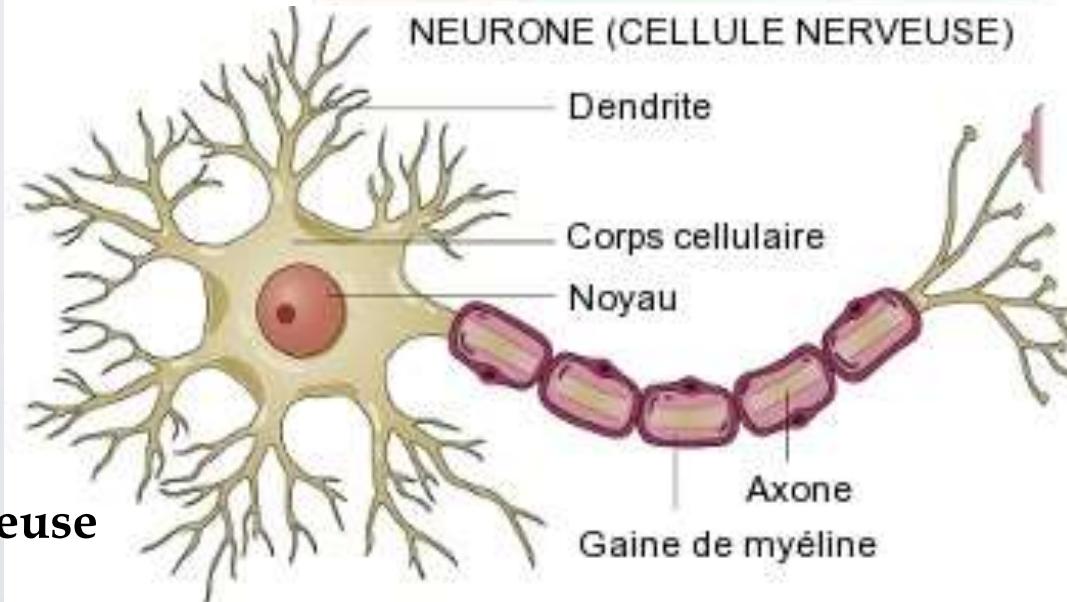
Atomes



Cellule Musculaire



NEURONE (CELLULE NERVEUSE)



Cellule Nerveuse

# Introduction à la Biochimie

## Organismes

Systèmes



Organes



Tissus



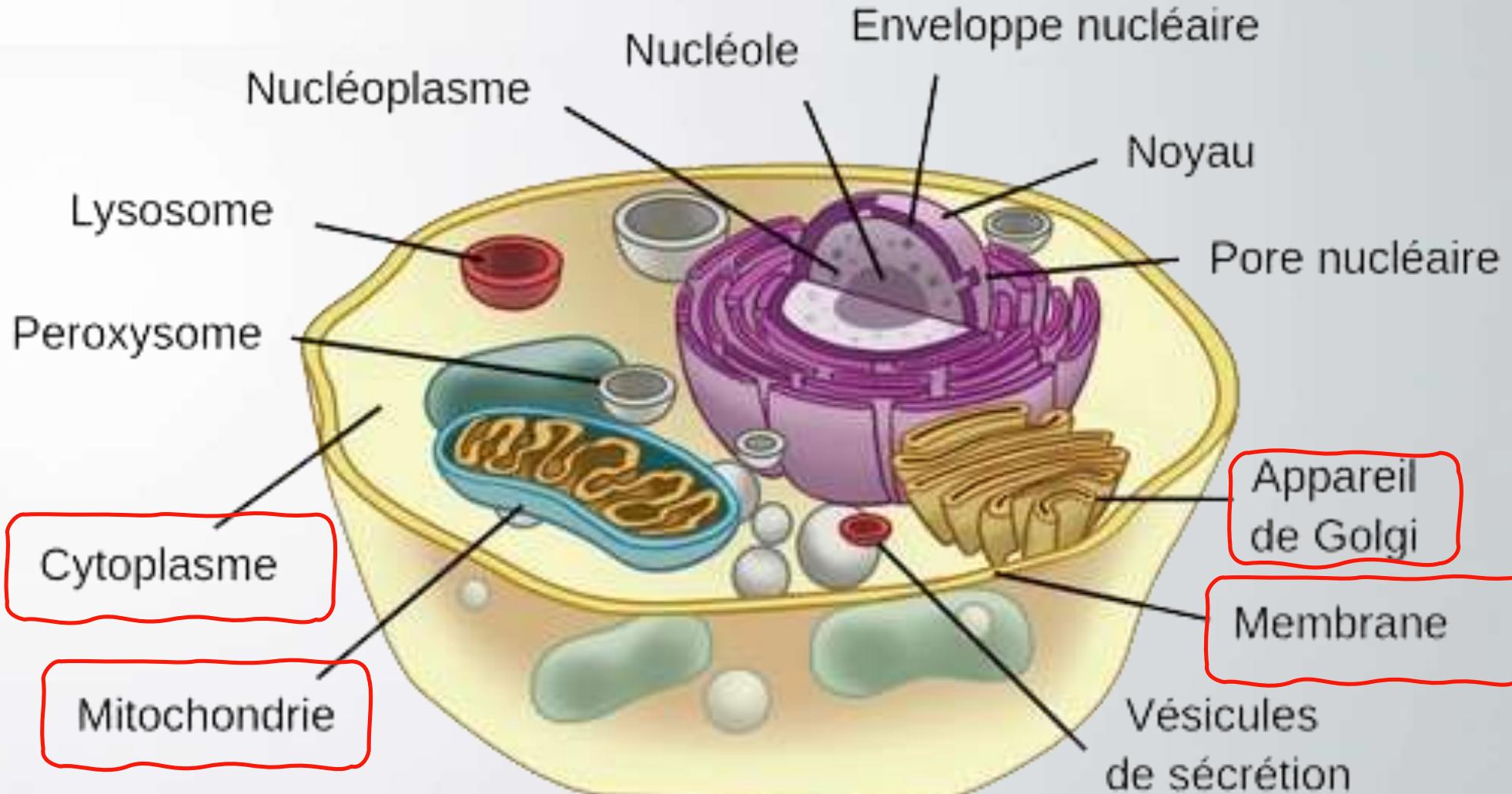
Cellules



Molécules



Atomes



# Introduction à la Biochimie

## Organismes

Systèmes



Organes



Tissus



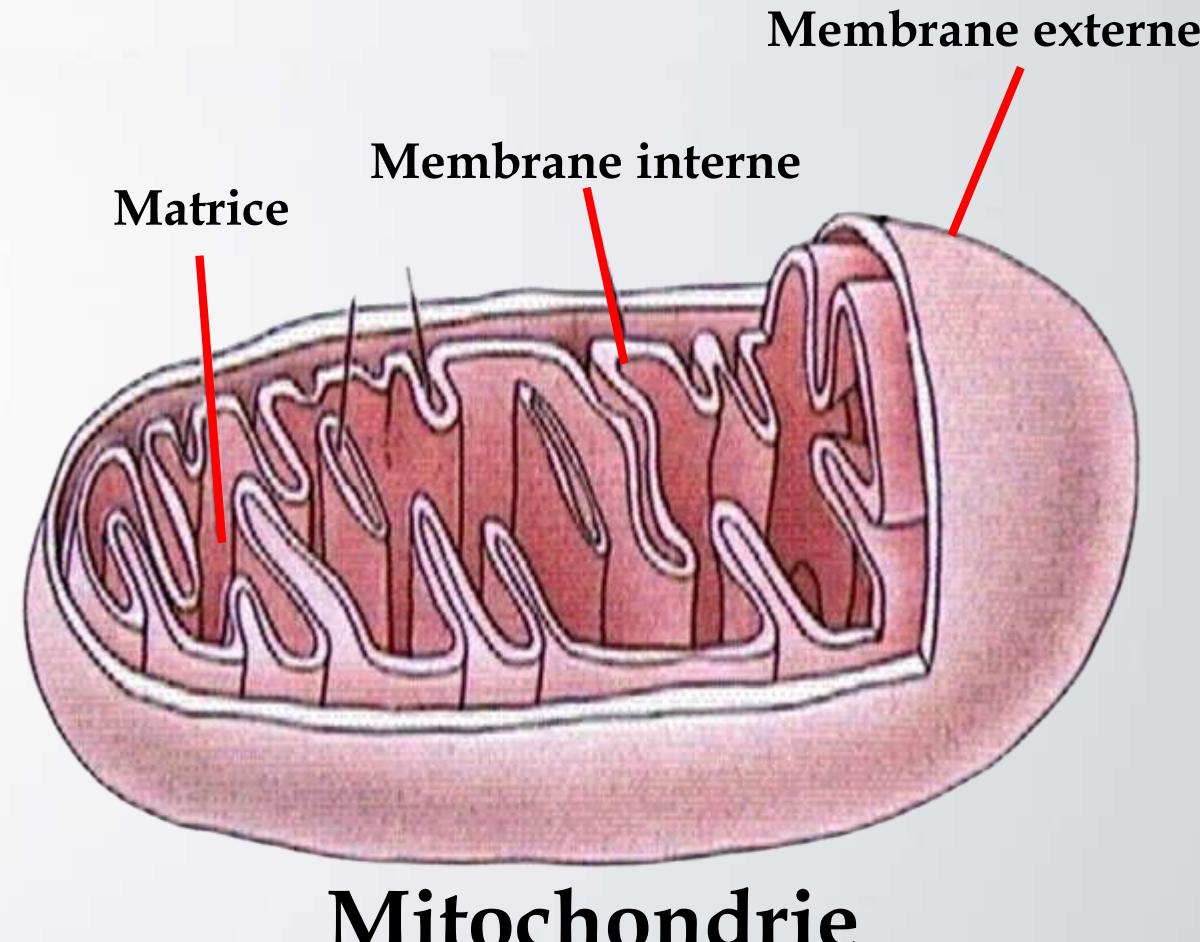
Cellules



Molécules



Atomes



# Introduction à la Biochimie

## Organismes

Systèmes



Organes



Tissus



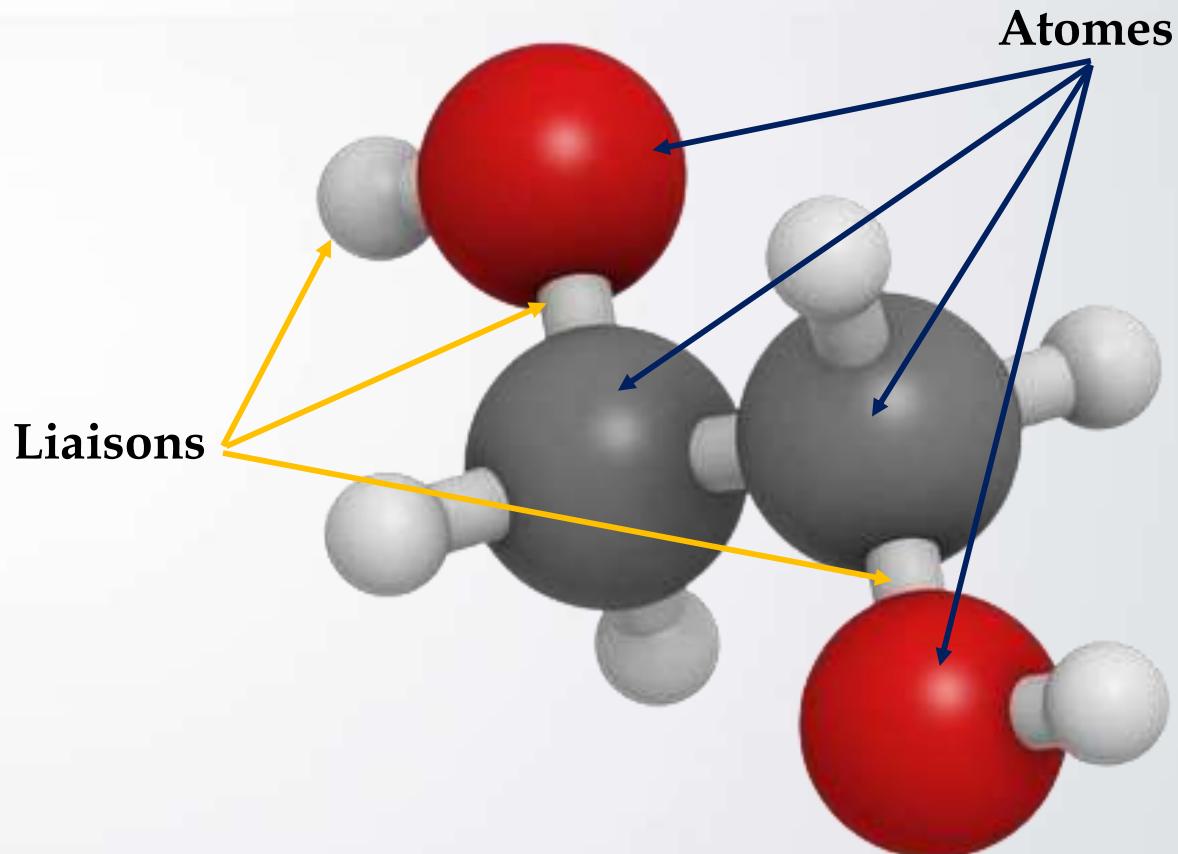
Cellules



Molécules



Atomes



L'Union internationale de chimie pure et appliquée définit la molécule comme « une **entité électriquement neutre** comprenant **plus d'un atome** ».

# Introduction à la Biochimie

## Organismes

Systèmes



Organes



Tissus



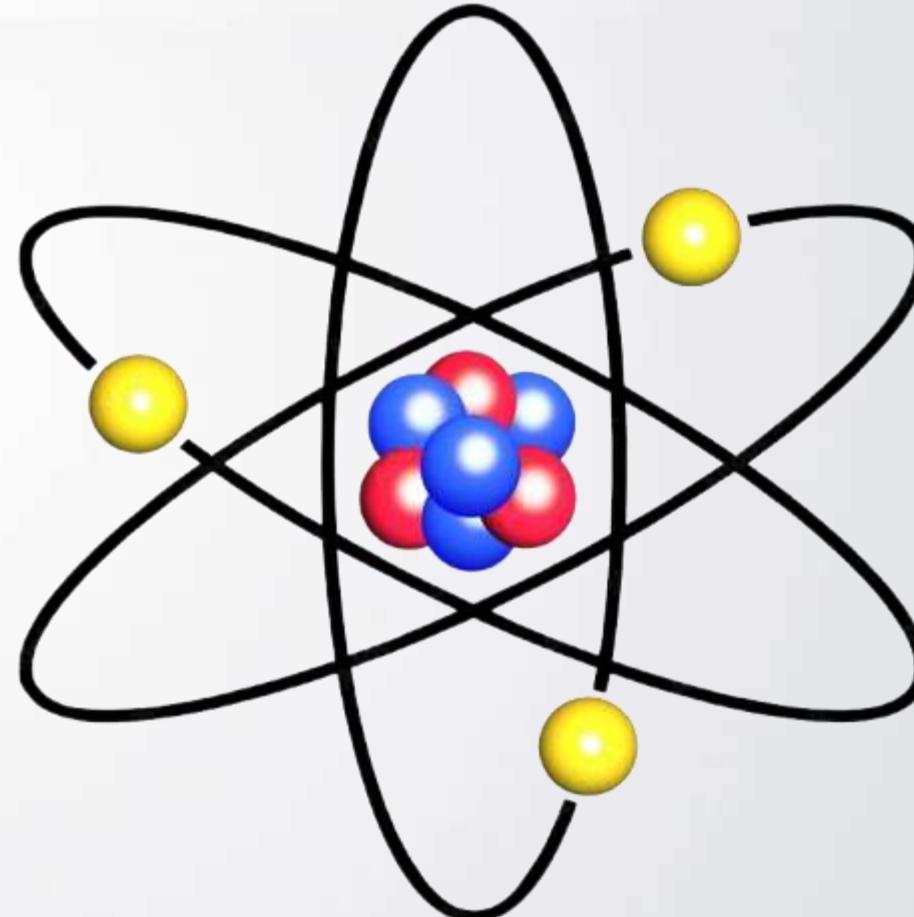
Cellules



Molécules



Atomes



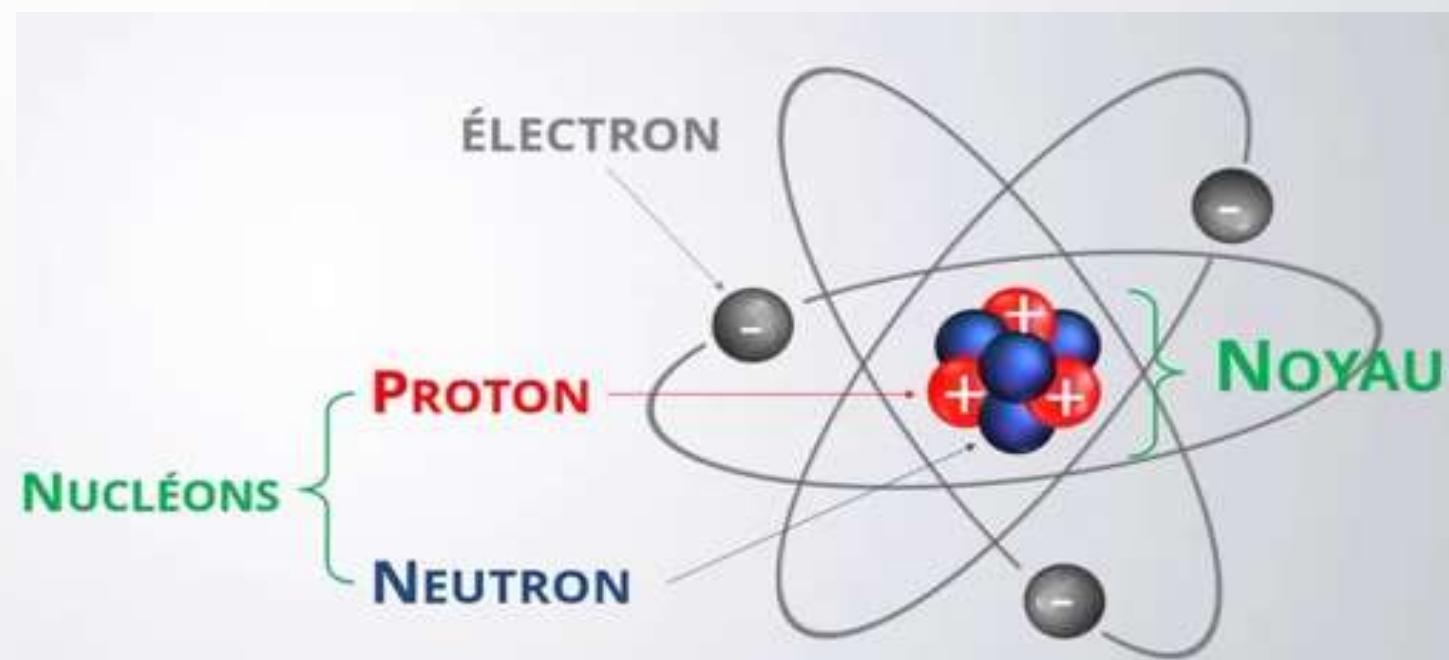
## Composition chimique du corps humain

Le corps humain est composé **d'hydrogène** (63%), **d'oxygène** (25.5%), de **carbone** (9.5%) et **d'azote** (1.4%), l'ensemble de ces atomes constitue plus **que 99%** des atomes du corps, le reste (à peu près 1%) est représenté par des **macro minéraux** comme le calcium (0.31%), le phosphore (0.22%), le chlore (0.08%), le potassium (0.06%), le soufre (0.05%), le sodium (0.03%) et le magnésium (0.01%). Il existe aussi des **minéraux en trace** (< 0,01%), comme le fer, le sélénium, l'iode, le molybdène, le cuivre, le fluor, le zinc, l'étain, le manganèse, le silicium, le cobalt, le vanadium et le chrome.

# Introduction à la Biochimie

**L'atome** : c'est une entité chimique (élément chimique) composé **d'un noyau** autour duquel gravite des électrons, ce **noyau** même composé de **protons** chargés positivement, et de **neutrons** qui ne portent pas de charge, on appelle aussi les protons, neutrons, électrons, **des particules subatomiques**.

L'atome est électriquement neutre, il contient toujours autant de protons (+) dans le noyau que d'électrons (-) autour....les charges se compensent = ce qui donne un atome neutre



# Introduction à la Biochimie

## L'écriture conventionnelle de l'atome (la représentation symbolique du noyau de l'atome):

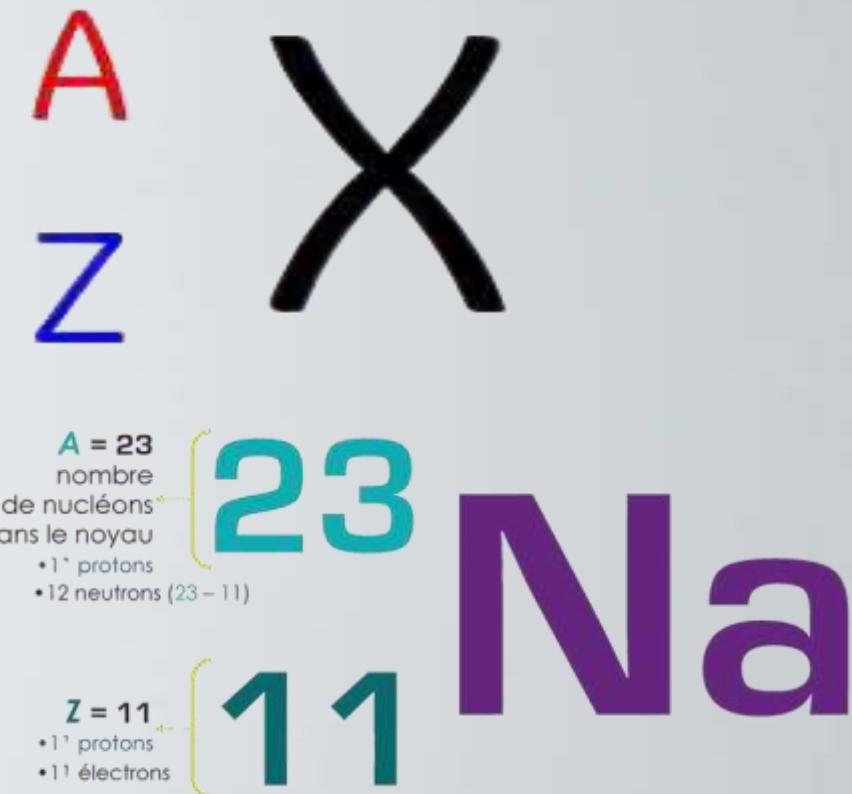
Le noyau d'un atome est représenté par la notation symbolique **ZAX**, où :

**X** : est le **symbole chimique** de l'atome considéré ;

**A** : est le **nombre de nucléons** (somme des neutrons et des protons (+) du noyau, appelé aussi nombre de masse ou masse atomique) ;

**Z** : est le **numéro atomique** (nombre de protons dans le noyau qui est aussi égal au nombre d'électrons (-)).

C'est à partir du numéro atomique qu'on peut identifier de quel élément il s'agit (se rendre sur le **tableaux périodique** des éléments )



# Introduction à la Biochimie

## Le tableau de classification périodique

numéro atomique

symbole de l'élément

nombre de masse

nom de l'élément

masse molaire (g.mol<sup>-1</sup>)

colonnes

périodes

The diagram illustrates the structure of the periodic table with the following labels:

- numéro atomique** (atomic number) is indicated by a box labeled **Z** above the symbol **X**.
- symbole de l'élément** (element symbol) is indicated by the symbol **X** below the atomic number **Z**.
- nombre de masse** (mass number) is indicated by the atomic number **Z** above the symbol **X**.
- nom de l'élément** (element name) is indicated by the name **M** below the symbol **X**.
- masse molaire (g.mol<sup>-1</sup>)** (molar mass) is indicated by the atomic number **Z** below the symbol **X**.
- colonnes** (groups) are numbered 1 through 18 along the top right.
- périodes** (periods) are numbered 1 through 7 along the left side.
- The **lanthanide series** (La to Lu) is shown as a block of 15 elements below the main table.
- The **actinide series** (Ac to Lr) is shown as a block of 15 elements below the lanthanides.

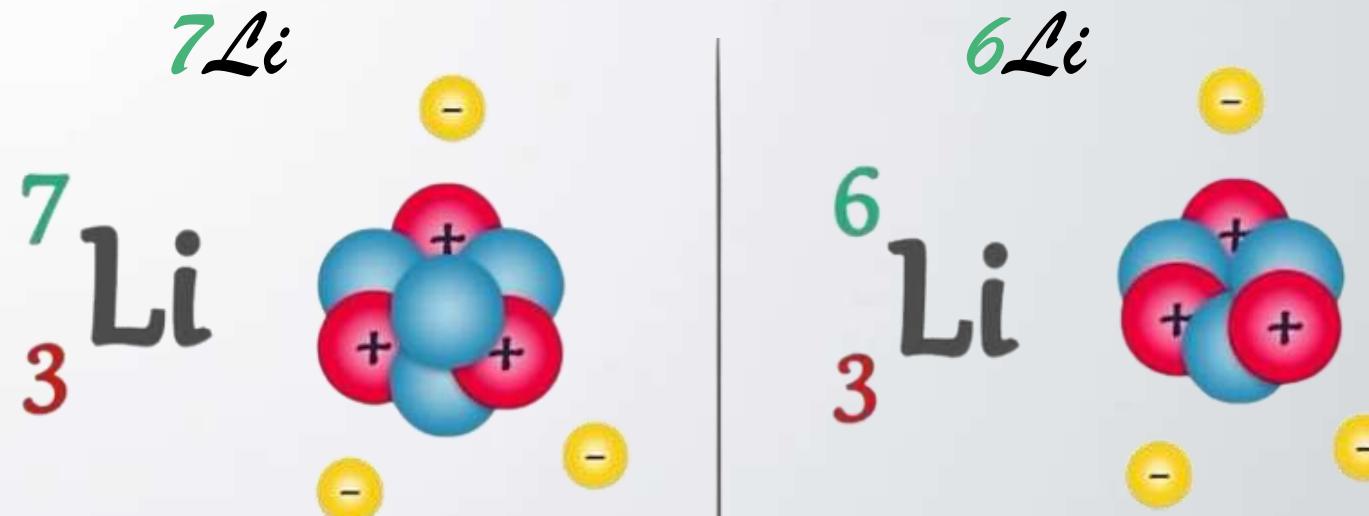
# Introduction à la Biochimie

## Les Isotopes:

Les isotopes sont **différentes formes** d'un élément qui ont le **même nombre de protons** mais un **nombre différent de neutrons**.

Certains éléments, tels que le carbone, le potassium et l'uranium, ont de multiples isotopes naturels.

Les isotopes sont définis d'abord par leur **élément (symbole chimique)**, puis par la **somme des protons** et **des neutrons** présents (**nucléons**).



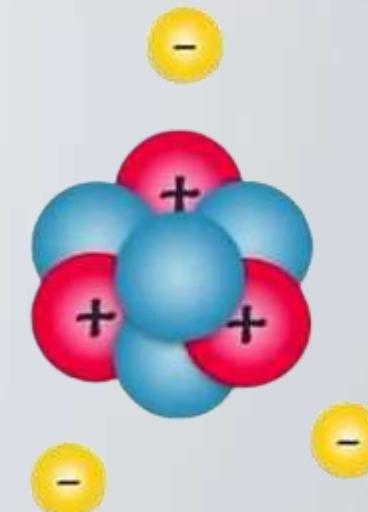


## La représentation symbolique de l'élément

# L'élément lithium



La représentation  
symbolique de l'élément

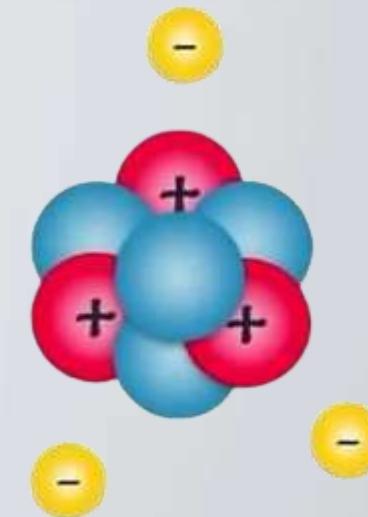


# L'élément lithium

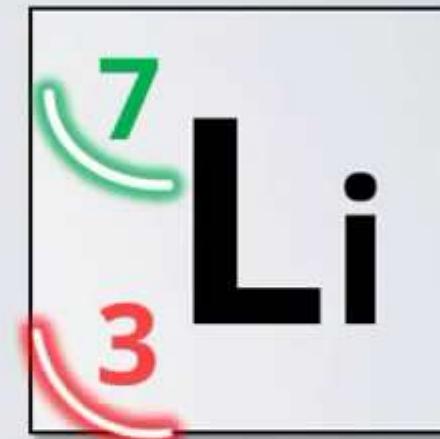


La représentation  
symbolique de l'élément

nucléons {



# L'élément lithium



nucléons { + proton



# L'élément lithium



nucléons {

- proton
- neutron

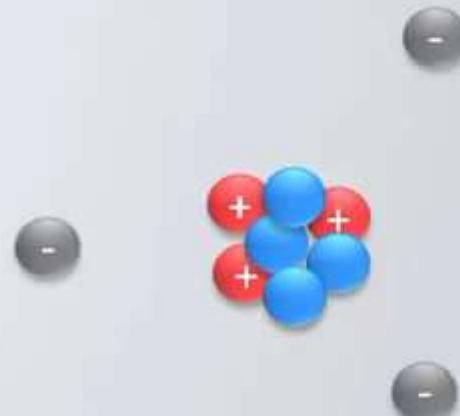


# L'élément lithium



nucléons {

- proton
- neutron
- électron



# L'élément lithium

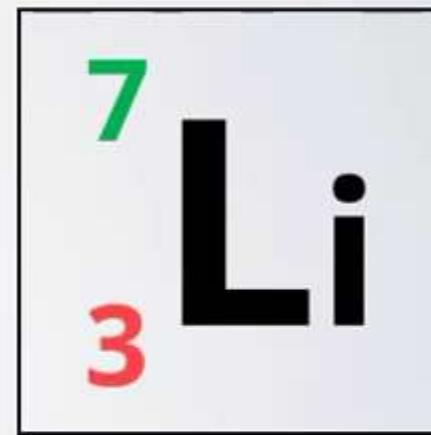


nucléons {

- proton
- neutron
- électron



# L'élément lithium



Nombre de proton  
est inchangé



cet atome est  
toujours du lithium

nucléons {  
+ proton  
blue circle neutron  
- electron



# Introduction à la Biochimie

## Le tableau de classification périodique

numéro atomique

symbole de l'élément

masse molaire ( $\text{g.mol}^{-1}$ )

nombre de masse

nom de l'élément

masse molaire ( $\text{g.mol}^{-1}$ )

colonnes

A Z X

1 1 H Hydrogène 1,0

2 3 Li Lithium 6,9

4 7 Be Béryllium 9,0

11 23 Na Sodium 23,0

12 24 Mg Magnésium 24,3

3 19 K Potassium 39,1

4 20 Ca Calcium 40,1

21 45 Sc Scandium 45,0

22 48 Ti Titane 47,9

23 51 V Vanadium 50,9

24 52 Cr Chrome 52,0

25 55 Mn Manganèse 54,9

26 56 Fe Fer 55,8

27 59 Co Cobalt 58,9

28 58 Ni Nickel 58,7

29 59 Cu Cuivre 63,5

30 64 Zn Zinc 65,4

31 69 Ga Gallium 69,7

32 74 Ge Germanium 72,6

33 75 As Arsenic 74,9

34 80 Se Sélénium 79,0

35 79 Br Bromé 79,9

36 84 Kr Krypton 83,8

5 13 B Bore 10,8

6 11 C Carbone 12,0

7 14 N Azote 14,0

8 16 O Oxygène 16,0

9 17 F Fluor 19,0

10 20 Ne Néon 20,2

13 31 Al Aluminium 27,0

14 28 Si Silicium 28,1

15 31 P Phosphore 31,0

16 32 S Soufre 32,1

17 35 Cl Chlore 35,5

18 40 Ar Argon 39,9

13 37 Rb Rubidium 85,5

14 85 Sr Strontium 87,6

15 38 Yttrium 88,9

16 89 Zr Zirconium 91,2

17 41 Nb Niobium 92,9

18 93 Mo Molybdène 95,9

19 43 Tc Technétium 98,9

20 98 Ru Ruthénium 101,1

21 44 Rh Rhodium 102,9

22 103 Pd Palladium 106,4

23 45 Ag Argent 107,9

24 106 Cd Cadmium 112,4

25 47 In Indium 114,8

26 115 Sn Étain 118,7

27 120 Cd Antimoine 121,7

28 121 Te Tellure 127,6

29 127 I Iode 126,9

30 54 Xe Xénon 131,3

31 55 Cs Césium 132,9

32 133 Ba Baryum 137,3

33 72 L Hf Hafnium 178,5

34 180 Ta Tantale 180,9

35 73 W Tungstène 183,9

36 181 Re Rhénium 186,2

37 74 Os Osmium 190,2

38 192 Ir Iridium 192,2

39 75 Pt Platine 195,1

40 197 Au Or 197,0

41 79 Hg Mercure 200,6

42 205 Tl Thallium 204,4

43 81 Pb Plomb 207,2

44 208 Bi Bismuth 209,0

45 82 Po Polonium = 209

46 210 At Astate = 210

47 84 Rn Radon = 222

48 138 Fr Francium = 223

49 223 Ra Radium = 226

50 104 A Rutherfordium = 267

51 261 Rf Rutherfordium = 267

52 105 Db Dubnium = 268

53 266 Sg Seaborgium = 269

54 107 Bh Bohrium = 270

55 264 Hs Hassium = 277

56 108 Mt Meitnerium = 278

57 271 Ds Darmstadtium = 281

58 110 Rg Roentgenium = 282

59 272 Cn Copernicium = 285

60 112 Nh Nihonium = 286

61 284 Fl Flévorium = 289

62 113 Gd Gadolinium = 157,2

63 152 Sm Samarium 150,4

64 153 Eu Europium 152,0

65 158 Tb Terbium 158,9

66 159 Dy Dyprosium 162,5

67 164 Ho Holmium 164,9

68 165 Er Erbium 167,3

69 166 Tm Thulium 168,9

70 169 Yb Ytterbium 173,0

71 174 Lu Lutétium 175,0

72 89 Ac Actinium = 227

73 227 Th Thorium 232,0

74 90 Pa Protactinium 231,0

75 232 U Uranium 238,0

76 93 Np Neptunium = 237

77 244 Pu Plutonium = 244

78 95 Am Américium = 243

79 243 Cm Curium = 247

80 96 Bk Berkelium = 247

81 247 Cf Californium = 251

82 99 Es Einsteinium = 254

83 100 Fm Fermium = 257

84 101 Md Mendelevium = 258

85 102 No Nobelium = 259

86 103 Lr Lawrenceum = 260

↑ périodes

# L'élément lithium

ATOMES  
ISOTOPES

7  
3 Li

6  
3 Li



Deux atomes sont dits isotopes si leur noyau comporte le même nombre de protons, mais un nombre différent de neutrons

## ATOMES ISOTOPES

PROTONS =

NEUTRONS ≠

NUCLÉONS ≠

7  
3 Li

6  
3 Li



# Introduction à la Biochimie

## Le tableau de classification périodique

numéro atomique

symbole de l'élément

masse molaire ( $\text{g.mol}^{-1}$ )

nombre de masse

nom de l'élément

masse molaire ( $\text{g.mol}^{-1}$ )

colonnes

A Z X

1 1 H Hydrogène 1,0

2 3 Li Lithium 6,9

4 7 Be Béryllium 9,0

11 23 Na Sodium 23,0

12 24 Mg Magnésium 24,3

3 19 K Potassium 39,1

4 20 Ca Calcium 40,1

21 45 Sc Scandium 45,0

22 48 Ti Titane 47,9

23 51 V Vanadium 50,9

24 52 Cr Chrome 52,0

25 55 Mn Manganèse 54,9

26 56 Fe Fer 55,8

27 59 Co Cobalt 58,9

28 58 Ni Nickel 58,7

29 59 Cu Cuivre 63,5

30 64 Zn Zinc 65,4

31 69 Ga Gallium 69,7

32 74 Ge Germanium 72,6

33 75 As Arsenic 74,9

34 80 Se Sélénium 79,0

35 79 Br Bromé 79,9

36 84 Kr Krypton 83,8

5 13 B Bore 10,8

6 11 C Carbone 12,0

7 14 N Azote 14,0

8 16 O Oxygène 16,0

9 17 F Fluor 19,0

10 20 Ne Néon 20,2

13 31 Al Aluminium 27,0

14 28 Si Silicium 28,1

15 31 P Phosphore 31,0

16 32 S Soufre 32,1

17 35 Cl Chlore 35,5

18 40 Ar Argon 39,9

13 37 Rb Rubidium 85,5

14 85 Sr Strontium 87,6

15 38 Yttrium 88,9

16 89 Zr Zirconium 91,2

17 41 Nb Niobium 92,9

18 93 Mo Molybdène 95,9

19 43 Tc Technétium 98,9

20 98 Ru Ruthénium 101,1

21 44 Rh Rhodium 102,9

22 103 Pd Palladium 106,4

23 45 Ag Argent 107,9

24 106 Cd Cadmium 112,4

25 47 In Indium 114,8

26 115 Sn Étain 118,7

27 120 Cd Antimoine 121,7

28 121 Te Tellure 127,6

29 127 I Iode 126,9

30 54 Xe Xénon 131,3

31 55 Cs Césium 132,9

32 133 Ba Baryum 137,3

33 72 L Hf Hafnium 178,5

34 180 Ta Tantale 180,9

35 73 W Tungstène 183,9

36 181 Re Rhénium 186,2

37 74 Os Osmium 190,2

38 192 Ir Iridium 192,2

39 75 Pt Platine 195,1

40 197 Au Or 197,0

41 79 Hg Mercure 200,6

42 205 Tl Thallium 204,4

43 81 Pb Plomb 207,2

44 208 Bi Bismuth 209,0

45 82 Po Polonium = 209

46 210 At Astate = 210

47 84 Rn Radon = 222

48 138 Fr Francium = 223

49 223 Ra Radium = 226

50 104 A Rutherfordium = 267

51 261 Rf Rutherfordium = 267

52 105 Db Dubnium = 268

53 266 Sg Seaborgium = 269

54 106 Bh Bohrium = 270

55 277 Hs Hassium = 277

56 107 Mt Meitnerium = 278

57 271 Ds Darmstadtium = 281

58 110 Rg Roentgenium = 282

59 272 Cn Copernicium = 285

60 111 Nh Nihonium = 286

61 273 Fl Flévorium = 289

62 112 Tb Gadolinium = 157,2

63 152 Sm Samarium 150,4

64 153 Eu Europium 152,0

65 158 Gd Gadolinium 157,2

66 159 Tb Terbium 158,9

67 164 Dy Dyprosium 162,5

68 165 Ho Holmium 164,9

69 166 Er Erbium 167,3

70 169 Tm Thulium 168,9

71 174 Yb Ytterbium 173,0

72 175 Lu Lutétium 175,0

73 89 Ac Actinium = 227

74 227 Th Thorium 232,0

75 90 Pa Protactinium 231,0

76 232 U Uranium 238,0

77 93 Np Neptunium = 237

78 244 Pu Plutonium = 244

79 95 Am Américium = 243

80 243 Cm Curium = 247

81 247 Bk Berkelium = 247

82 97 Cf Californium = 251

83 99 Es Einsteinium = 254

84 100 Fm Fermium = 257

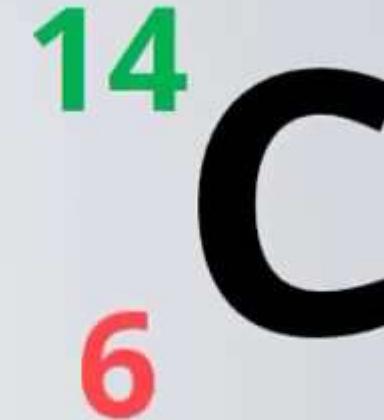
85 101 Md Mendelevium = 258

86 102 No Nobelium = 259

87 103 Lr Lawrenceum = 260

↑ périodes

## Isotopes du Carbone



# Isotopes du Carbone



NUMÉRO ATOMIQUE (Z) =

NOMBRE DE MASSES (A) ≠



ATOMES  
ISOTOPES



PROPRIÉTÉS CHIMIQUES SEMBLABLES

## Isotopes du Carbone



NUMÉRO ATOMIQUE (Z) =

NOMBRE DE MASSES (A) ≠

ATOMES  
ISOTOPES

# A retenir

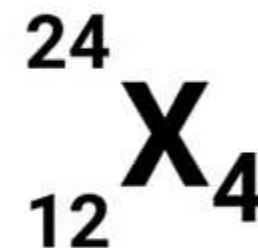
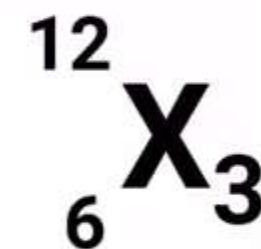
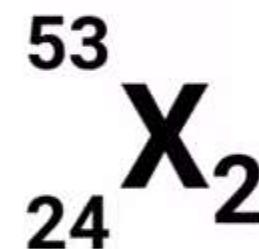
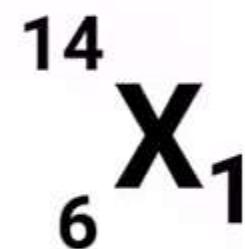
## Les isotopes

- **Représenté par le même symbole**
- **Ils ont le même nombre de protons;**
- **Un nombre de neutrons différent**

**EXERCICE**

# IDENTIFIER DES ISOTOPES

Voici l'écriture conventionnelle de 4 noyaux inconnus.  
Identifier les éléments et les noyaux isotopes.



# Introduction à la Biochimie

# Le tableau de classification périodique

# IONS

## VOCABULAIRE

MONOATOMIQUE, PLYATOMIQUE, ANION, CATION

# IONS

**Ion** : Un ion est une entité chimique chargée électriquement, résultant d'un atome ayant **gagné** (cela donne un atome chargé négativement (-)), ou **perdu** des **électrons** (cela donne un atome chargé positivement (+)).

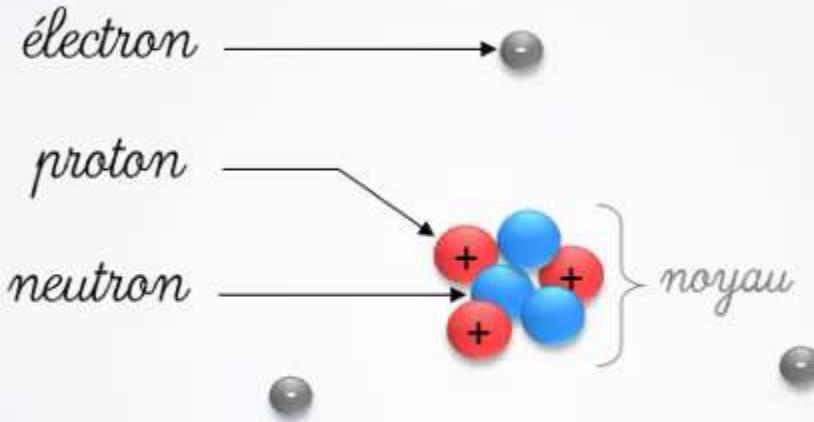
***Pourquoi les atomes deviennent-ils des ions ?***

Les atomes cherchent à atteindre une **configuration électronique stable** semblable à celle des gaz nobles. Cela se fait en **perdant** ou en **gagnant** des électrons, formant ainsi des ions.... **Souvenez-vous de cette règle !**

# ATOME

Exemples

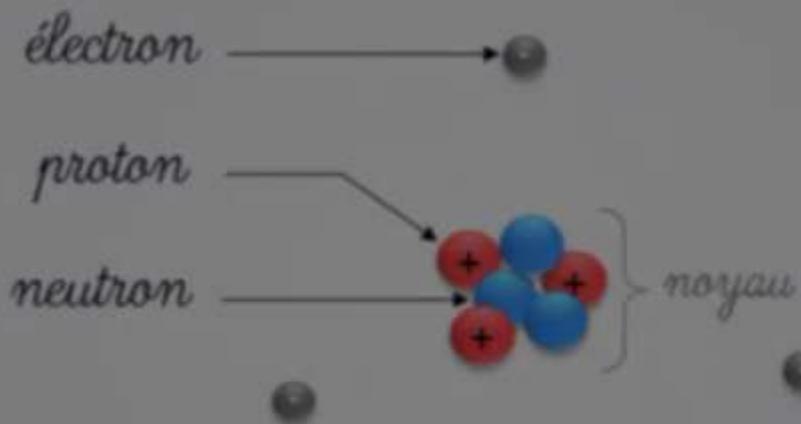
# ION



→ **ELECTRIQUEMENT NEUTRE**  
autant d'électrons (-) que de  
**protons (+)**

Exemples :  $H$ ,  $Na$ ,  $C$ , ...

# ATOME

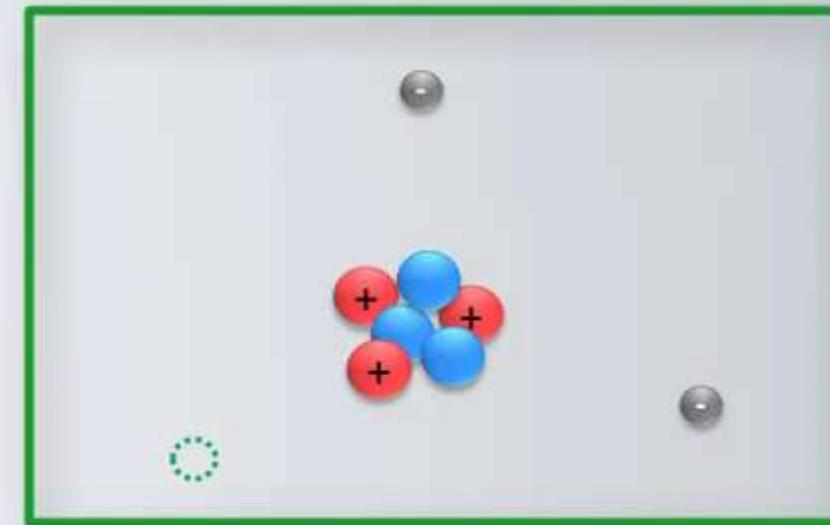


→ **ELECTRIQUEMENT NEUTRE**  
autant d'électrons (-) que de  
**protons (+)**

Exemples :  $H$ ,  $Na$ ,  $C$ , ...

## Exemples

# ION



→ **CHARGÉ**  
+ : atome qui a **perdu** électron(s)  
- : atome qui a **gagné** électron(s)

Exemples :  $H^+$ ,  $Na^+$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Cl^-$ ,  $O^{2-}$ , ...

## EXEMPLES

COMPOSITION MOYENNE EN mg/l			
Calcium (Ca <sup>2+</sup> )	579	Sulfates (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	1447
Magnésium (Mg <sup>2+</sup> )	59	Bicarbonates (HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	180
Potassium (K <sup>+</sup> )	2,5	Nitrates (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	<2
Sodium (Na <sup>+</sup> )	0,7	Fluorures (F <sup>-</sup> )	<1
Résidu sec à 180°C / Residuo fijo 180°C :			2287 mg/l pH : 7,1

## EXEMPLES



ion magnésium



ion nitrate



ion potassium



ion chlorure



ion sulfate



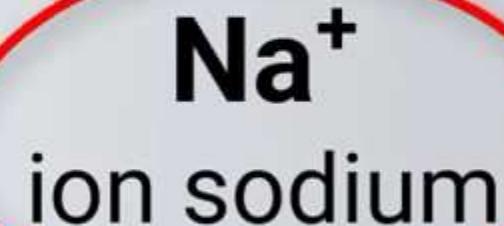
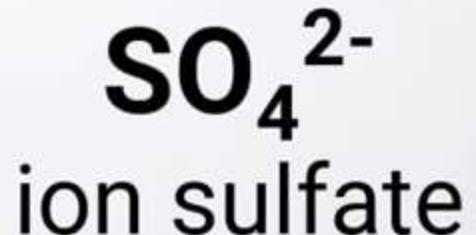
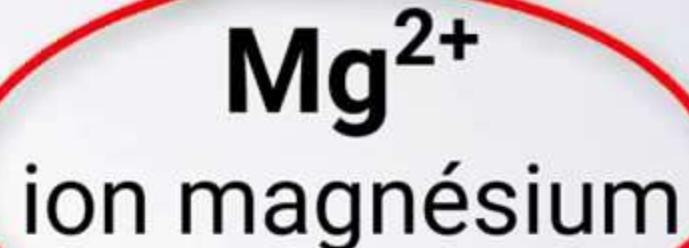
ion sodium

COMPOSITION MOYENNE EN mg/l			
Calcium (Ca <sup>2+</sup> )	579	Sulfates (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	1447
Magnésium (Mg <sup>2+</sup> )	59	Bicarbonates (HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	180
Potassium (K <sup>+</sup> )	2,5	Nitrates (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	<2
Sodium (Na <sup>+</sup> )	0,7	Fluorures (F <sup>-</sup> )	<1
Résidu sec à 180°C : 2287 mg/l		Chlorures (Cl <sup>-</sup> )	0,4
pH : 7,1			



ion hydrogénocarbonate

## EXEMPLES



COMPOSITION MOYENNE EN mg/l			
Calcium ( $Ca^{2+}$ )	579	Sulfates ( $SO_4^{2-}$ )	1447
Magnésium ( $Mg^{2+}$ )	59	Bicarbonates ( $HCO_3^-$ )	180
Potassium ( $K^+$ )	2,5	Nitrates ( $NO_3^-$ )	<2
Sodium ( $Na^+$ )	0,7	Fluorures ( $F^-$ )	<1
Résidu sec à / Residuo fijo 180°C : 2287 mg/l pH : 7,1			



## EXEMPLES



ion magnésium



ion potassium



ion chlorure



ion sulfate



ion nitrate



ion sodium



ion hydrogénocarbonate

COMPOSITION MOYENNE EN mg/l			
Calcium (Ca <sup>2+</sup> )	579	Sulfates (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	1447
Magnésium (Mg <sup>2+</sup> )	59	Bicarbonates (HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	180
Potassium (K <sup>+</sup> )	2,5	Nitrates (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	<2
Sodium (Na <sup>+</sup> )	0,7	Fluorures (F <sup>-</sup> )	<1
Résidu sec à / Residuo fisso 180°C :		Chlorures (Cl <sup>-</sup> )	0,4
1807 mg/l pH : 7,1			

# ION

charge +

## CATION



ion potassium



ion sodium

entité chimique chargée

charge -

## ANION



ion sulfate



ion nitrate



ion chlorure



ion hydrogénocarbonate

## EXEMPLES



ion magnésium



ion nitrate



ion potassium



ion chlorure



ion sulfate



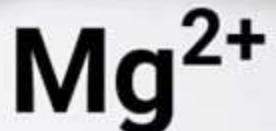
ion hydrogénocarbonate

COMPOSITION MOYENNE EN mg/l			
Calcium (Ca <sup>2+</sup> )	579	Sulfates (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	1447
Magnésium (Mg <sup>2+</sup> )	59	Bicarbonates (HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	180
Potassium (K <sup>+</sup> )	2,5	Nitrates (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	<2
Sodium (Na <sup>+</sup> )	0,7	Fluorures (F <sup>-</sup> )	<1
Résidu sec à / Residuo fijo 180°C : 2287 mg/l pH : 7,1			



ion sodium

## EXEMPLES



ion magnésium



ion potassium



ion chlorure



ion sulfate



ion nitrate



ion sodium

COMPOSITION MOYENNE EN mg/l			
Calcium (Ca <sup>2+</sup> )	579	Sulfates (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	1447
Magnésium (Mg <sup>2+</sup> )	59	Bicarbonates (HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	180
Potassium (K <sup>+</sup> )	2,5	Nitrates (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	<2
Sodium (Na <sup>+</sup> )	0,7	Fluorures (F <sup>-</sup> )	<1
Résidu sec à 180°C / Residuo fijo 180°C :		2287 mg/l	pH : 7,1

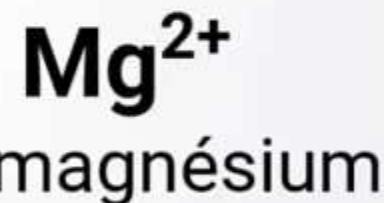
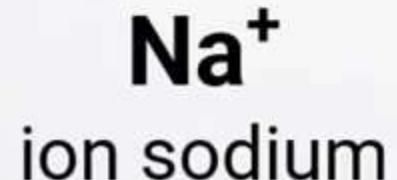
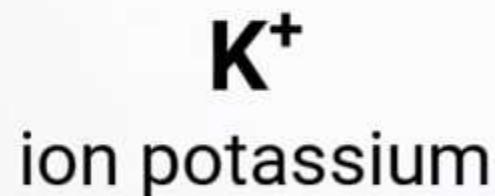


ion hydrogénocarbonate

# ION

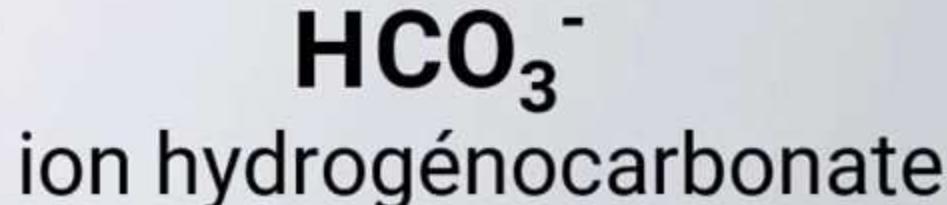
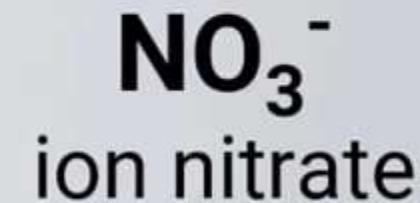
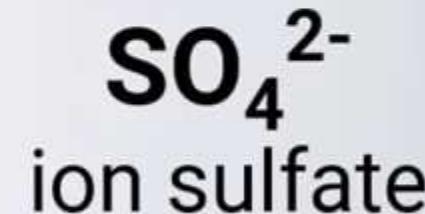
d'un atome

**MONOATOMIQUE**



provient...

d'un groupe d'atomes



indiquant qu'un ion monoatomique provient d'un seul atome

ION

provient...

d'un groupe d'atomes

**MONOATOMIQUE**

$K^+$   
ion potassium

$Mg^{2+}$   
ion magnésium

$Na^+$   
ion sodium

$Cl^-$   
ion chlorure

$SO_4^{2-}$   
ion sulfate

$NO_3^-$   
ion nitrate

$HCO_3^-$   
ion hydrogénocarbonate

# ION

d'un atome

provient...

d'un groupe d'atomes

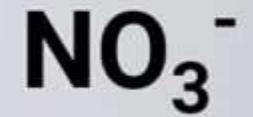
On peut reconnaître si un ion est monoatomique ou polyatomique en regardant sa formule chimique : si elle ne contient qu'une seule lettre majuscule, l'ion est monoatomique ; si elle en contient plusieurs, l'ion est polyatomique.

ion sodium

**POLYATOMIQUE**



ion sulfate



ion nitrate

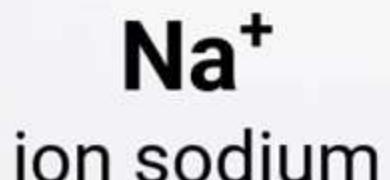


ion hydrogénocarbonate

# ION

charge +

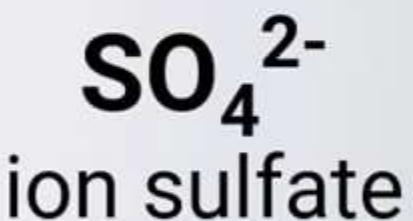
## CATION



entité chimique chargée

charge -

## ANION

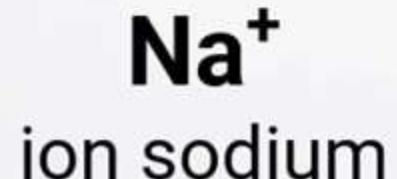
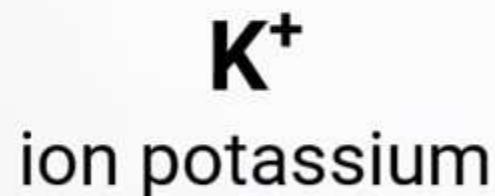


# ION

provient...

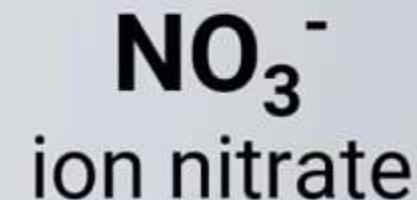
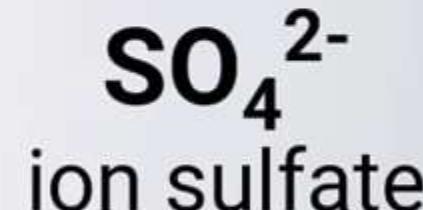
d'un atome

**MONOATOMIQUE**

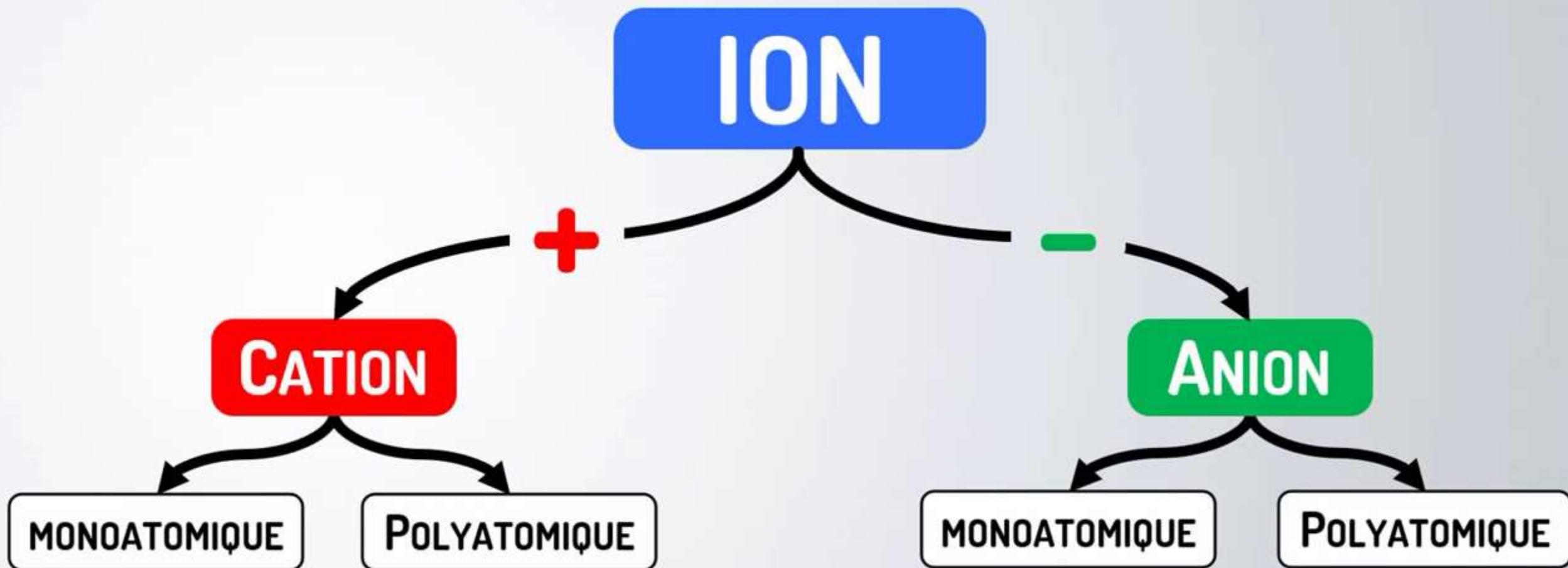


d'un groupe d'atomes

**POLYATOMIQUE**



A RETENIR



A RETENIR



ION

+

CATION

ANION

MONOATOMIQUE

POLYATOMIQUE

MONOATOMIQUE

POLYATOMIQUE

A RETENIR



ION

+

CATION

MONOATOMIQUE

POLYATOMIQUE

-

ANION

MONOATOMIQUE

POLYATOMIQUE



A RETENIR

ION

+

CATION

MONOATOMIQUE

POLYATOMIQUE

-

ANION

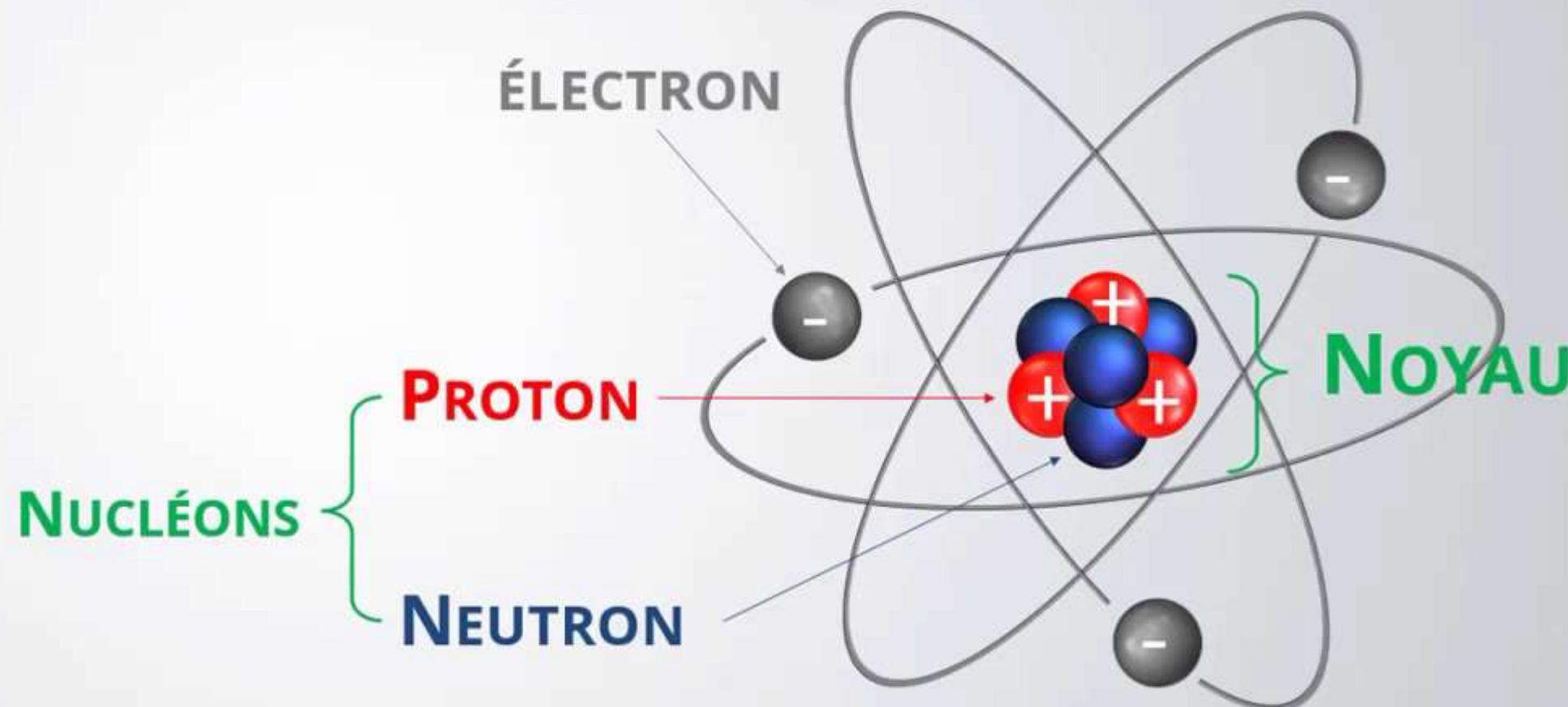
MONOATOMIQUE

POLYATOMIQUE



# LA CONFIGURATION ELECTRONIQUZ

# L'ATOME



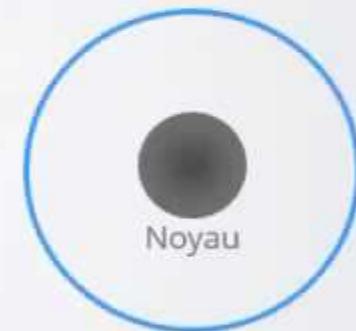
# LES COUCHES ÉLECTRONIQUES



# LES COUCHES ÉLECTRONIQUES

## 1ÈRE COUCHE

→ sous couche **s**



# LES COUCHES ÉLECTRONIQUES

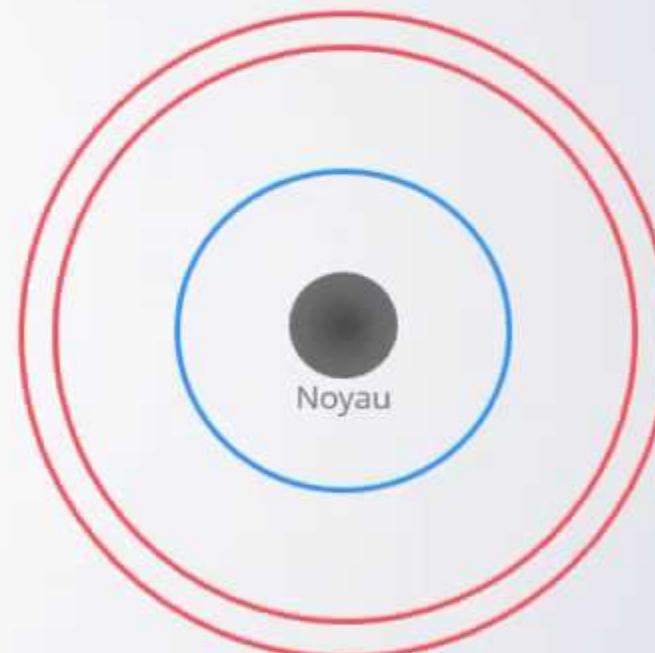
## 1ÈRE COUCHE

→ sous couche **s**

## 2È COUCHE

→ sous couche **s**

→ sous couche **p**



# LES COUCHES ÉLECTRONIQUES

## 1ÈRE COUCHE

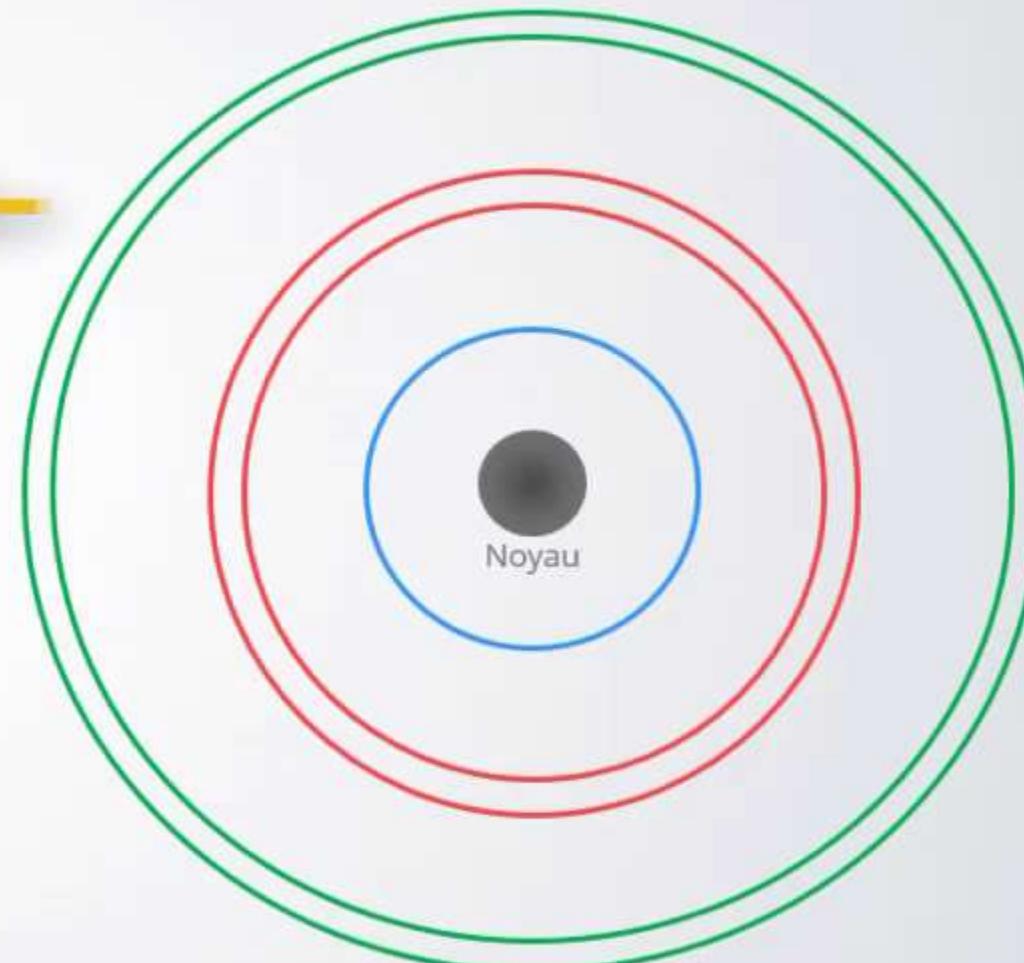
→ sous couche **s** ←

## 2È COUCHE

→ sous couche **s**  
→ sous couche **p**

## 3È COUCHE

→ sous couche **s**  
→ sous couche **p**



# LES COUCHES ÉLECTRONIQUES

## 1ÈRE COUCHE

→ sous couche **s**

## 2È COUCHE

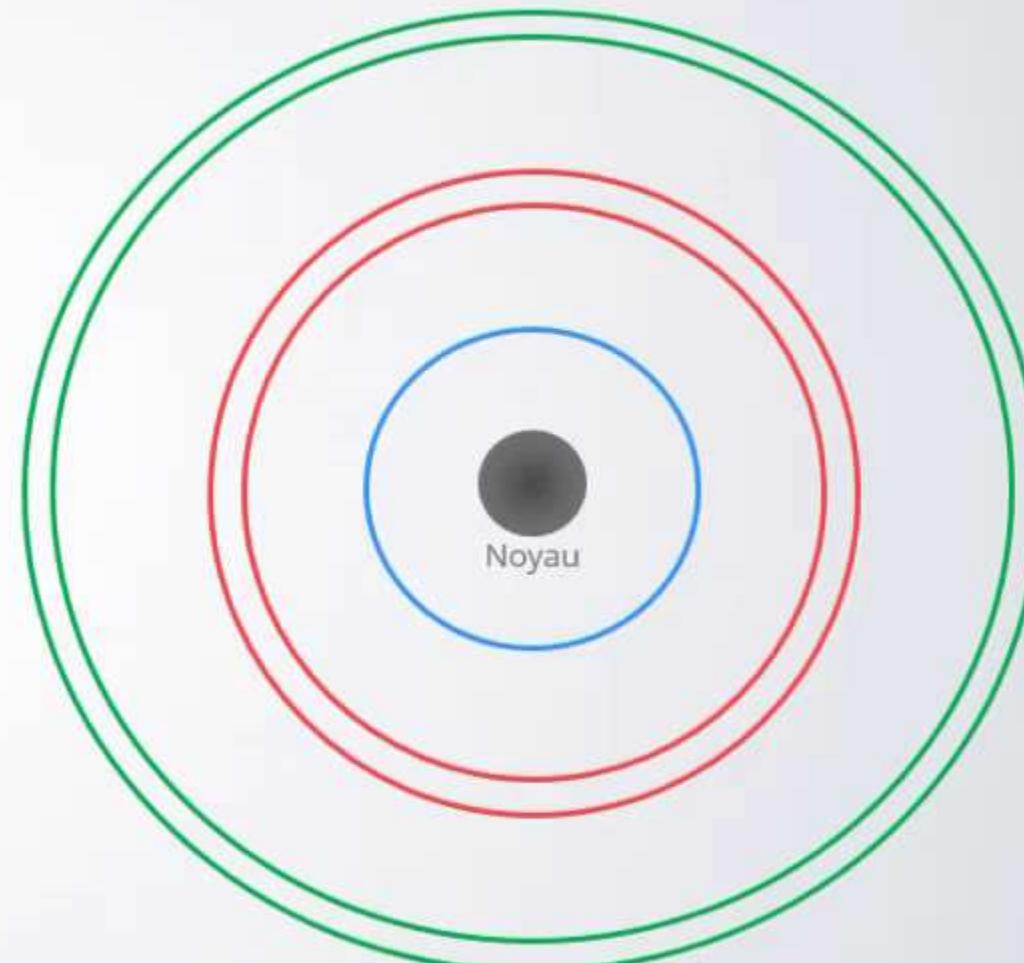
→ sous couche **s**

→ sous couche **p**

## 3È COUCHE

→ sous couche **s**

→ sous couche **p**



### Règles de remplissage :

→ Couches se remplissent par ordre

$1s > 2s > 2p > 3s > 3p$

→ sous-couche **s**

2 électrons maximum

→ sous-couche **p**

6 électrons maximum

# LES COUCHES ÉLECTRONIQUES

## 1ÈRE COUCHE

→ sous couche **s**

## 2È COUCHE

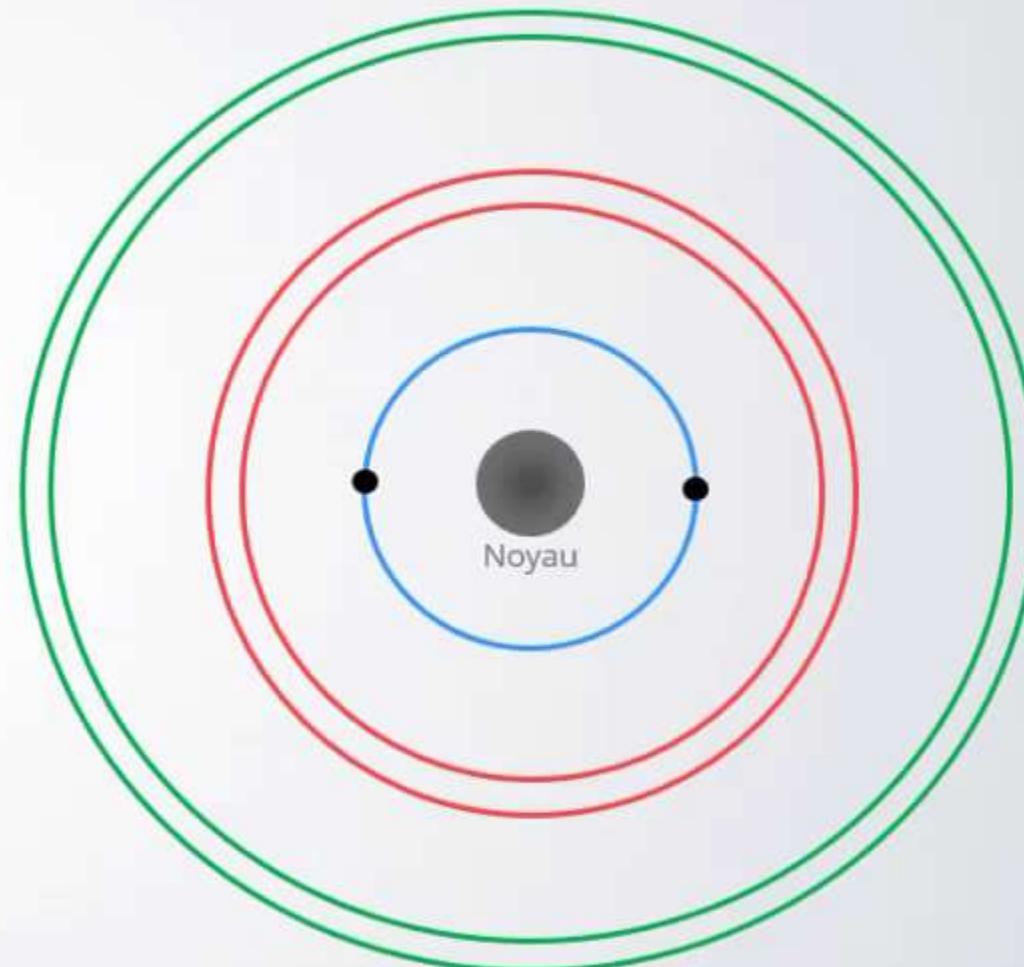
→ sous couche **s**

→ sous couche **p**

## 3È COUCHE

→ sous couche **s**

→ sous couche **p**



### Règles de remplissage :

→ Couches se remplissent par ordre

$1s > 2s > 2p > 3s > 3p$

→ sous-couche **s**

2 électrons maximum

→ sous-couche **p**

6 électrons maximum

# LES COUCHES ÉLECTRONIQUES

## 1<sup>ÈRE</sup> COUCHE

→ sous couche **s**

## 2<sup>E</sup> COUCHE

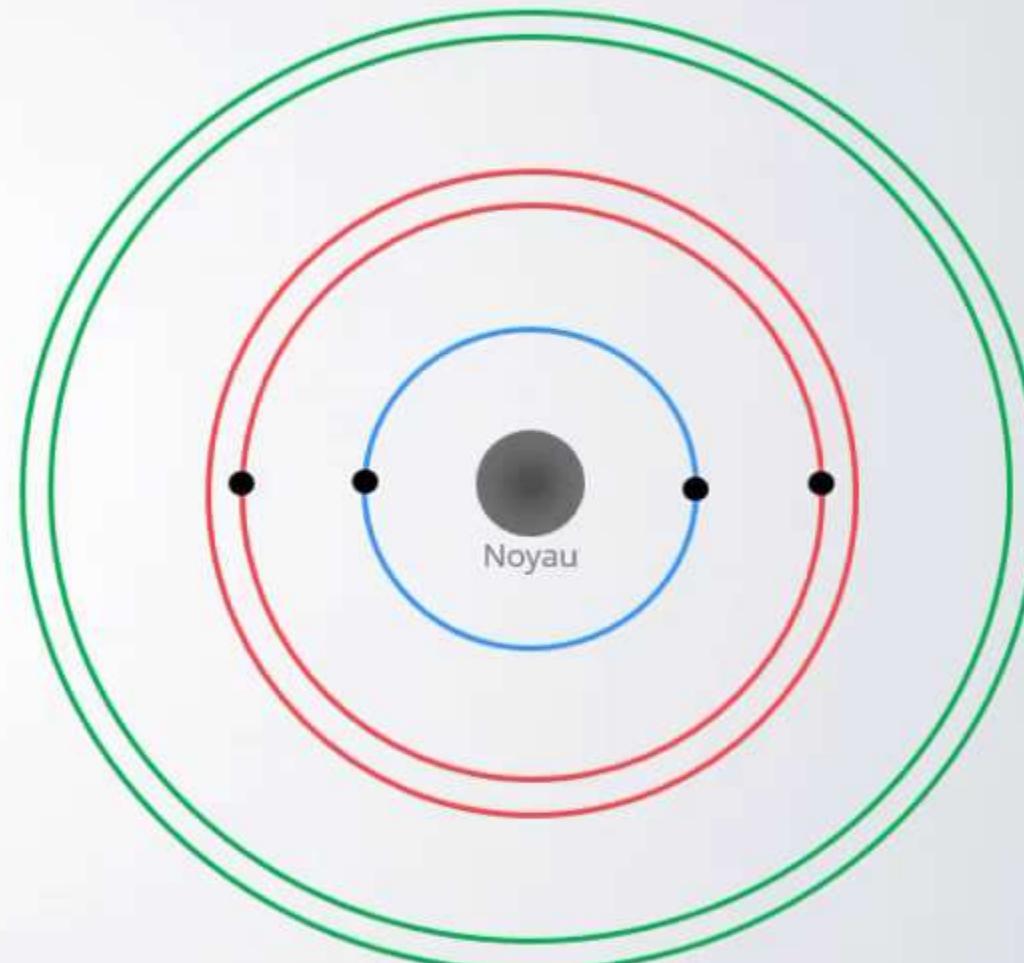
→ sous couche **s**

→ sous couche **p**

## 3<sup>E</sup> COUCHE

→ sous couche **s**

→ sous couche **p**



### Règles de remplissage :

→ Couches se remplissent par ordre

$1s > 2s > 2p > 3s > 3p$

→ sous-couche **s**

2 électrons maximum

→ sous-couche **p**

6 électrons maximum

# LES COUCHES ÉLECTRONIQUES

## 1<sup>ÈRE</sup> COUCHE

→ sous couche **s**

## 2<sup>E</sup> COUCHE

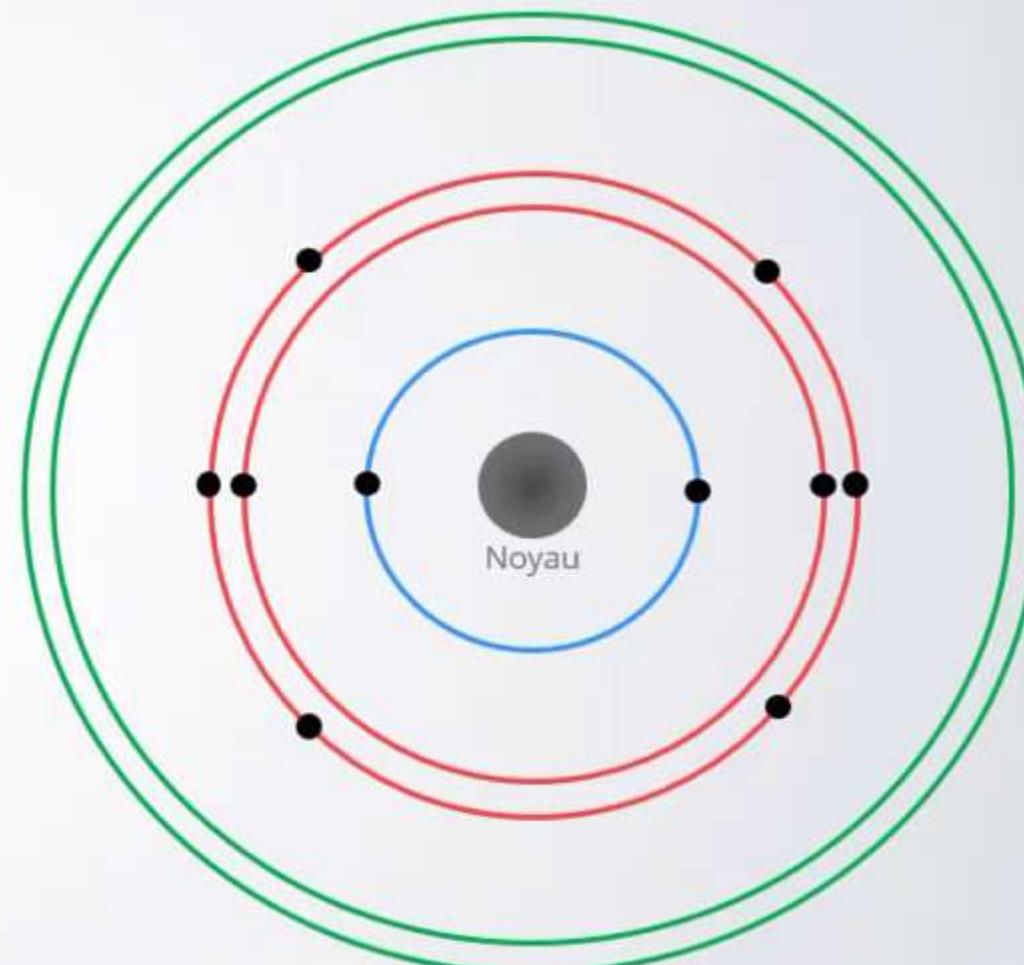
→ sous couche **s**

→ sous couche **p**

## 3<sup>E</sup> COUCHE

→ sous couche **s**

→ sous couche **p**



### Règles de remplissage :

→ Couches se remplissent par ordre

$1s > 2s > 2p > 3s > 3p$

→ sous-couche **s**

2 électrons maximum

→ sous-couche **p**

6 électrons maximum

# LES COUCHES ÉLECTRONIQUES

## 1<sup>ÈRE</sup> COUCHE

→ sous couche **s**

## 2<sup>E</sup> COUCHE

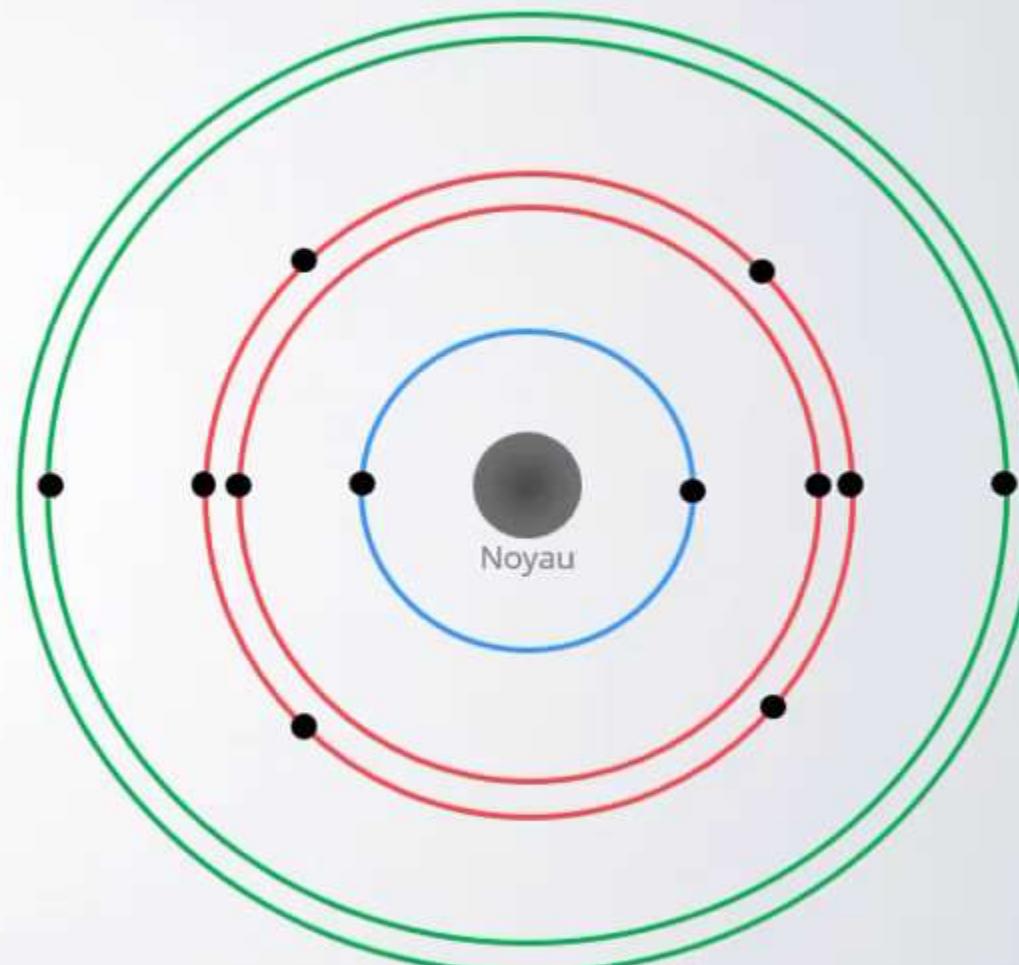
→ sous couche **s**

→ sous couche **p**

## 3<sup>E</sup> COUCHE

→ sous couche **s**

→ sous couche **p**



### Règles de remplissage :

→ Couches se remplissent par ordre

$1s > 2s > 2p > 3s > 3p$

→ sous-couche **s**

2 électrons maximum

→ sous-couche **p**

6 électrons maximum

# LES COUCHES ÉLECTRONIQUES

## 1<sup>ÈRE</sup> COUCHE

→ sous couche **s**

## 2<sup>E</sup> COUCHE

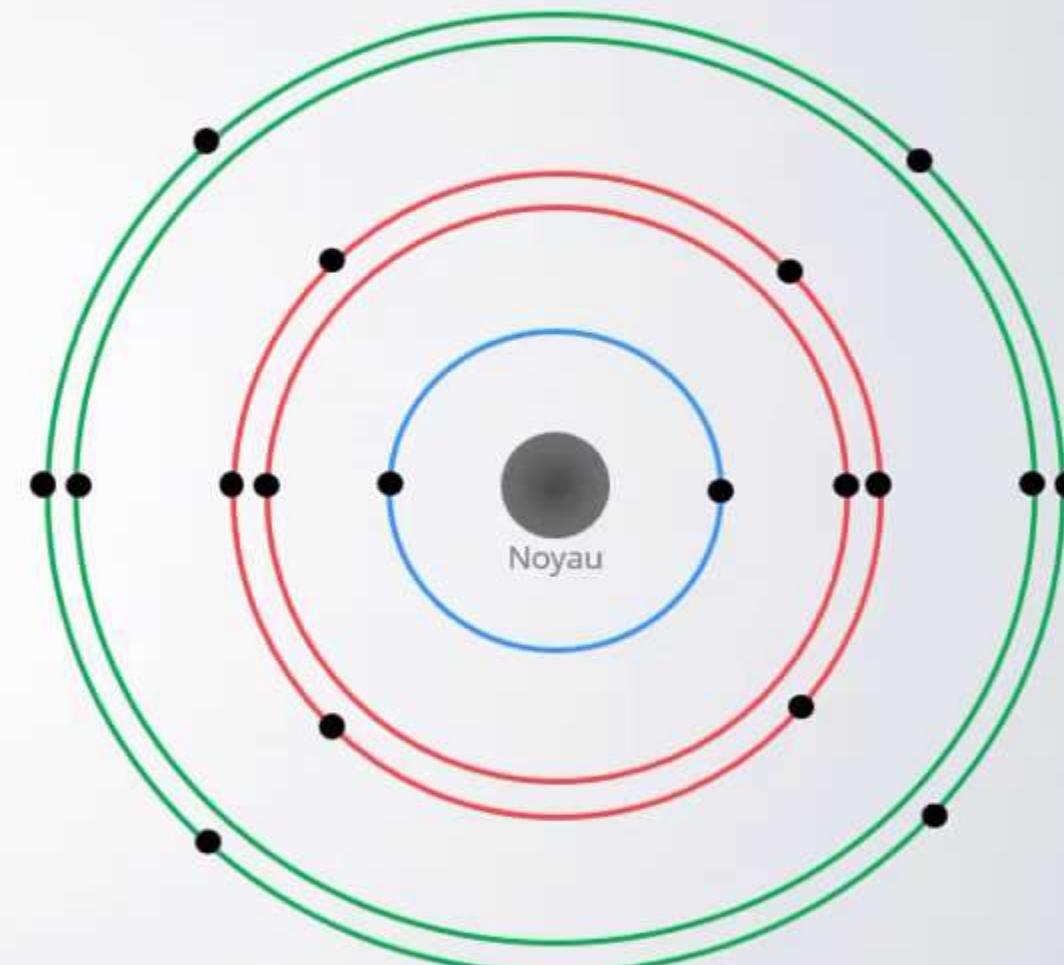
→ sous couche **s**

→ sous couche **p**

## 3<sup>E</sup> COUCHE

→ sous couche **s**

→ sous couche **p**



### Règles de remplissage :

→ Couches se remplissent par ordre

$1s > 2s > 2p > 3s > 3p$

→ sous-couche **s**

2 électrons maximum

→ sous-couche **p**

6 électrons maximum

Exemple :

CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE  
ATOME DE CARBONE

6 C

Exemple :

# CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE ATOME DE CARBONE

6 C

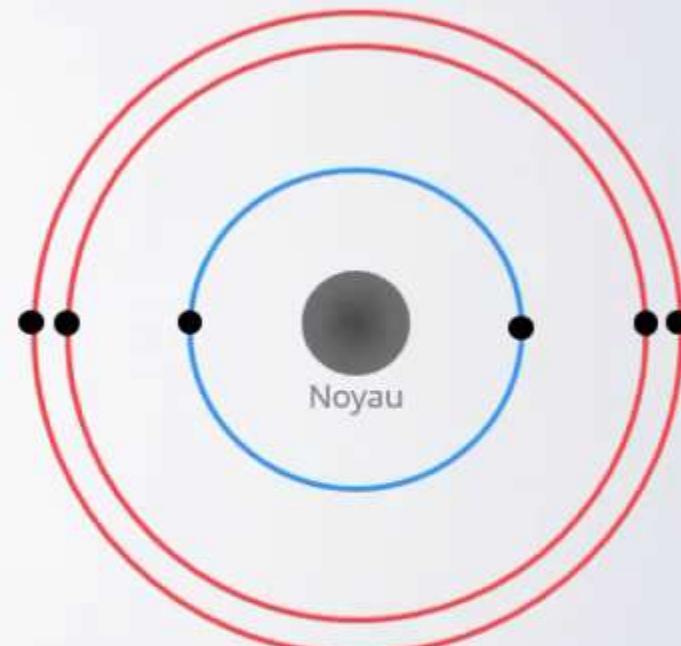
## 1<sup>ÈRE</sup> COUCHE

→ sous couche s

## 2<sup>E</sup> COUCHE

→ sous couche s

→ sous couche p



Configuration électronique :  $1s^2$   $2s^2$   $2p^2$

### Règles de remplissage :

→ Couches se remplissent par ordre  
 $1s > 2s > 2p > 3s > 3p$

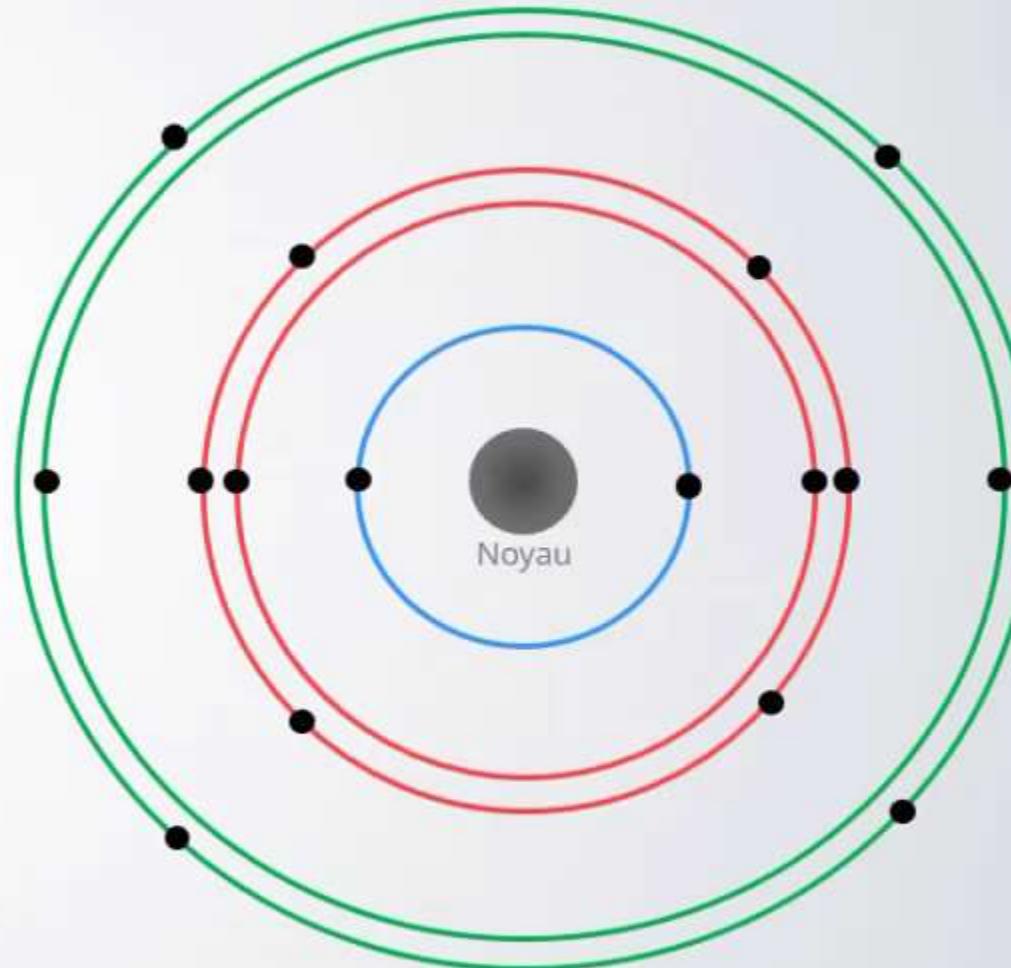
→ sous-couche s  
2 électrons maximum

→ sous-couche p  
6 électrons maximum

Exemple :

## CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE ATOME DE SOUFRE

16 S



$1s^2$   $2s^2$   $2p^6$   $3s^2$   $3p^4$

Exemple :

CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE  
ATOME DE SOUFRE

16 S

$1s^2$   $2s^2$   $2p^6$   $3s^2$   $3p^4$

COUCHE  
EXTERNE

Les électrons présents sur **la couche externe** sont appelés  
**les électrons de valence.**

Exemple :

CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE  
ATOME DE SOUFRE

$^{16}\text{S}$



Participent au liaisons chimiques

Les électrons présents sur **la couche externe** sont appelés **les électrons de valence**.

*L'atome de soufre contient 6 électrons de valence.*

A RETENIR

- La **configuration électronique** d'un atome indique la répartition des électrons dans les différentes couches.
- Les électrons se remplissent selon l'ordre :  
**1s → 2s → 2p → 3s → 3p**
  - dans la sous-couche **s** : 2 électrons maximum
  - dans la sous-couche **p** : 6 électrons maximum
- Les électrons présents sur **la couche externe** sont appelés **les électrons de valence**.

# Formation des IONS

***Pourquoi les atomes devient ils des ions ?***

***Pourquoi les atomes perdent ou gagnent ils des ions ?***

# La règle de stabilité des atomes

Les atomes perdent, gagnent ou partagent des électrons de valence de manière à obtenir la même configuration électronique que celle des **gaz nobles**, c'est-à-dire une configuration électronique de valence en **duet** (telle que celle de l'hélium) ou en **octet** (telle que celle du néon ou de l'argon).

« Les **gaz nobles** possèdent une très grande stabilité chimique : ils réagissent très peu avec d'autres éléments chimiques »

<sub>1</sub> H								<sub>2</sub> He
<sub>3</sub> Li	<sub>4</sub> Be		<sub>5</sub> B	<sub>6</sub> C	<sub>7</sub> N	<sub>8</sub> O	<sub>9</sub> F	<sub>10</sub> Ne
<sub>11</sub> Na	<sub>12</sub> Mg		<sub>13</sub> Al	<sub>14</sub> Si	<sub>15</sub> P	<sub>16</sub> S	<sub>17</sub> Cl	<sub>18</sub> Ar

### RÈGLE DE STABILITÉ :

Au cours des transformations chimiques, les atomes tendent à obtenir la **même configuration électronique que le gaz noble le plus proche (couche de valence saturée)**.

## Configuration électronique :

He :  $1s^2$

Ne :  $1s^2 2s^2 2p^6$

Ar :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$^1H$								$^2He$
$^3Li$	$^4Be$		$^5B$	$^6C$	$^7N$	$^8O$	$^9F$	$^{10}Ne$
$^{11}Na$	$^{12}Mg$		$^{13}Al$	$^{14}Si$	$^{15}P$	$^{16}S$	$^{17}Cl$	$^{18}Ar$

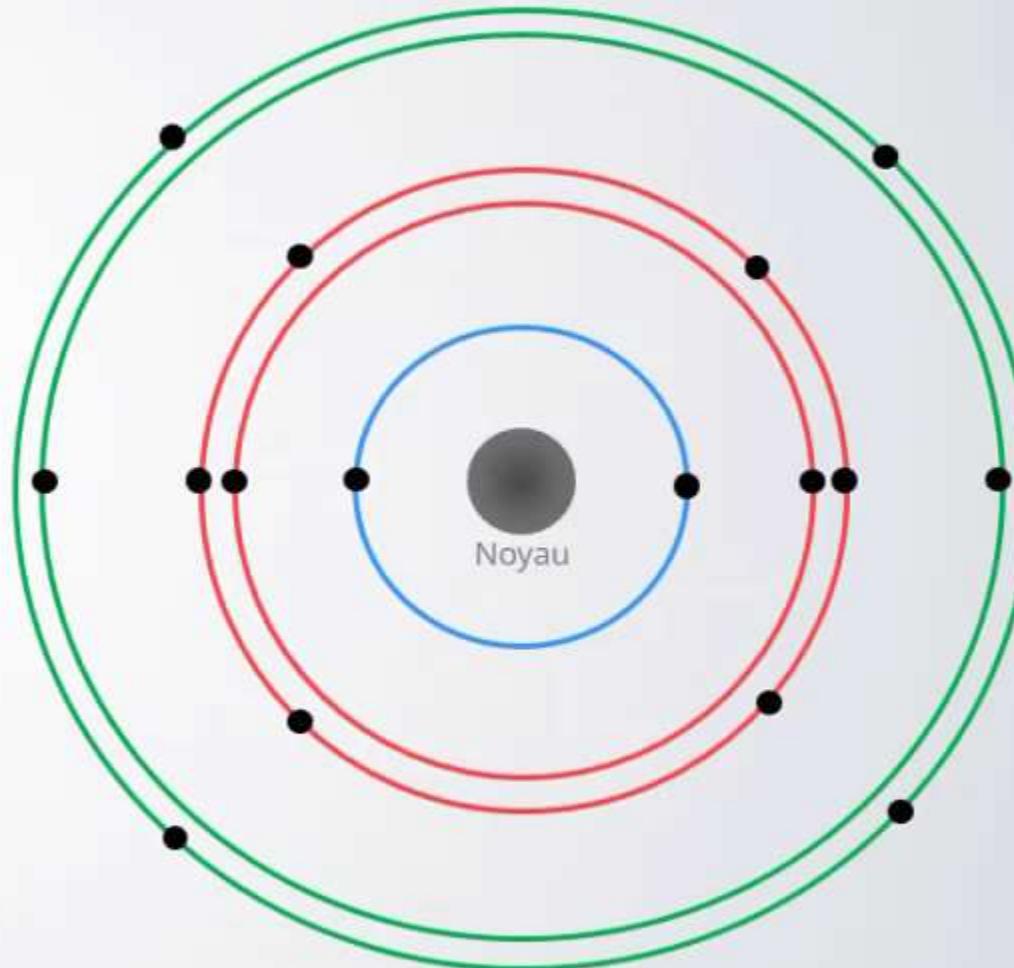
### RÈGLE DE STABILITÉ :

Au cours des transformations chimiques, les atomes tendent à obtenir la **même configuration électronique que le gaz noble le plus proche (couche de valence saturée)**.

Exemple :

## CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE ATOME DE SOUFRE

16 S



$1s^2$   $2s^2$   $2p^6$   $3s^2$   $3p^4$

## Configuration électronique :

He :  $1s^2$

Ne :  $1s^2 2s^2 2p^6$

Ar :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$^1H$								$^2He$
$^3Li$	$^4Be$		$^5B$	$^6C$	$^7N$	$^8O$	$^9F$	$^{10}Ne$
$^{11}Na$	$^{12}Mg$		$^{13}Al$	$^{14}Si$	$^{15}P$	$^{16}S$	$^{17}Cl$	$^{18}Ar$

### RÈGLE DE STABILITÉ :

Au cours des transformations chimiques, les atomes tendent à obtenir la **même configuration électronique que le gaz noble le plus proche (couche de valence saturée)**.

## Configuration électronique :

He :  $1s^2$

Ne :  $1s^2 2s^2 2p^6$

Ar :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$^1H$								$^2He$
$^3Li$	$^4Be$		$^5B$	$^6C$	$^7N$	$^8O$	$^9F$	$^{10}Ne$
$^{11}Na$	$^{12}Mg$		$^{13}Al$	$^{14}Si$	$^{15}P$	$^{16}S$	$^{17}Cl$	$^{18}Ar$

### RÈGLE DE STABILITÉ :

Au cours des transformations chimiques, les atomes tendent à obtenir la **même configuration électronique que le gaz noble le plus proche (couche de valence saturée)**.

- En formant **des molécules**
- En formant **des ions**

Exemple :

le lithium

<sub>1</sub> H															<sub>2</sub> He
<sub>3</sub> Li	<sub>4</sub> Be			<sub>5</sub> B	<sub>6</sub> C	<sub>7</sub> N	<sub>8</sub> O	<sub>9</sub> F							<sub>10</sub> Ne
<sub>11</sub> Na	<sub>12</sub> Mg			<sub>13</sub> Al	<sub>14</sub> Si	<sub>15</sub> P	<sub>16</sub> S	<sub>17</sub> Cl							<sub>18</sub> Ar

**SATURER SA COUCHE DE VALENCE ?**



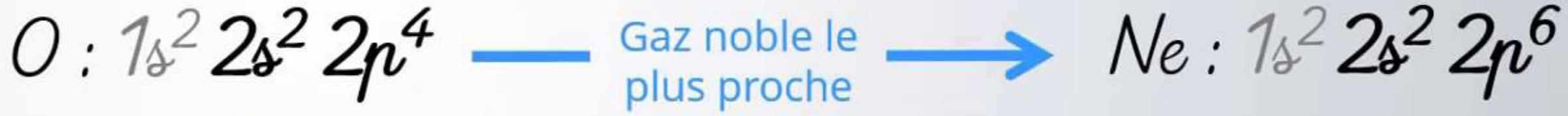
UN ATOME QUI **PERD** ÉLECTRON(S) FORME **UN ION POSITIF**, APPELÉ **CATION**.

Exemple :

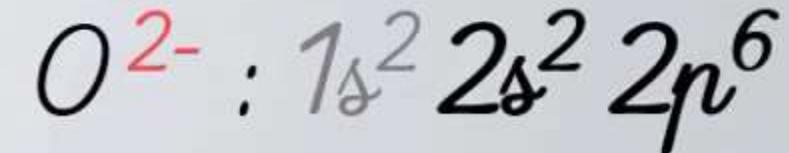
l'oxygène

<sub>1</sub> H								<sub>2</sub> He
<sub>3</sub> Li	<sub>4</sub> Be		<sub>5</sub> B	<sub>6</sub> C	<sub>7</sub> N	<sub>8</sub> O	<sub>9</sub> F	<sub>10</sub> Ne
<sub>11</sub> Na	<sub>12</sub> Mg		<sub>13</sub> Al	<sub>14</sub> Si	<sub>15</sub> P	<sub>16</sub> S	<sub>17</sub> Cl	<sub>18</sub> Ar

**SATURER SA COUCHE DE VALENCE ?**



**Gagner 2 électrons**



UN ATOME QUI **GAGNE** ÉLECTRON(S) FORME UN ION NÉGATIF, APPELÉ **ANION**.

1	2	13	14	15	16	17	18
$^1\text{H}$ $1s^1$							$^2\text{He}$ $1s^2$
$^3\text{Li}$ $\dots 2s^1$	$^4\text{Be}$ $\dots 2s^2$	$^5\text{B}$ $\dots 2s^2 2p^1$	$^6\text{C}$ $\dots 2s^2 2p^2$	$^7\text{N}$ $\dots 2s^2 2p^3$	$^8\text{O}$ $\dots 2s^2 2p^4$	$^9\text{F}$ $\dots 2s^2 2p^5$	$^{10}\text{Ne}$ $\dots 2s^2 2p^6$
$^{11}\text{Na}$ $\dots 3s^1$	$^{12}\text{Mg}$ $\dots 3s^2$	$^{13}\text{Al}$ $\dots 3s^2 3p^1$	$^{14}\text{Si}$ $\dots 3s^2 3p^2$	$^{15}\text{P}$ $\dots 3s^2 3p^3$	$^{16}\text{S}$ $\dots 3s^2 3p^4$	$^{17}\text{Cl}$ $\dots 3s^2 3p^5$	$^{18}\text{Ar}$ $\dots 3s^2 3p^6$

  
- 1  $e^-$

$H^+$							$\text{He}$
$Li^+$							$\text{Ne}$
$Na^+$							$\text{Ar}$

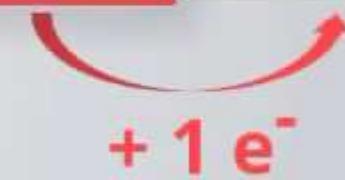
1	2	13	14	15	16	17	18
$^1\text{H}$ $1s^1$							$^2\text{He}$ $1s^2$
$^3\text{Li}$ $\dots 2s^1$	$^4\text{Be}$ $\dots 2s^2$	$^5\text{B}$ $\dots 2s^2 2p^1$	$^6\text{C}$ $\dots 2s^2 2p^2$	$^7\text{N}$ $\dots 2s^2 2p^3$	$^8\text{O}$ $\dots 2s^2 2p^4$	$^9\text{F}$ $\dots 2s^2 2p^5$	$^{10}\text{Ne}$ $\dots 2s^2 2p^6$
$^{11}\text{Na}$ $\dots 3s^1$	$^{12}\text{Mg}$ $\dots 3s^2$	$^{13}\text{Al}$ $\dots 3s^2 3p^1$	$^{14}\text{Si}$ $\dots 3s^2 3p^2$	$^{15}\text{P}$ $\dots 3s^2 3p^3$	$^{16}\text{S}$ $\dots 3s^2 3p^4$	$^{17}\text{Cl}$ $\dots 3s^2 3p^5$	$^{18}\text{Ar}$ $\dots 3s^2 3p^6$



$- 2 e^-$

$H^+$							$\text{He}$
$Li^+$	$Be^{2+}$						$\text{Ne}$
$Na^+$	$Mg^{2+}$						$\text{Ar}$

1	2	13	14	15	16	17	18
$^1\text{H}$ $1s^1$						$^2\text{He}$ $1s^2$	
$^3\text{Li}$ $\dots 2s^1$	$^4\text{Be}$ $\dots 2s^2$	$^5\text{B}$ $\dots 2s^2 2p^1$	$^6\text{C}$ $\dots 2s^2 2p^2$	$^7\text{N}$ $\dots 2s^2 2p^3$	$^8\text{O}$ $\dots 2s^2 2p^4$	$^9\text{F}$ $\dots 2s^2 2p^5$	$^{10}\text{Ne}$ $\dots 2s^2 2p^6$
$^{11}\text{Na}$ $\dots 3s^1$	$^{12}\text{Mg}$ $\dots 3s^2$	$^{13}\text{Al}$ $\dots 3s^2 3p^1$	$^{14}\text{Si}$ $\dots 3s^2 3p^2$	$^{15}\text{P}$ $\dots 3s^2 3p^3$	$^{16}\text{S}$ $\dots 3s^2 3p^4$	$^{17}\text{Cl}$ $\dots 3s^2 3p^5$	$^{18}\text{Ar}$ $\dots 3s^2 3p^6$



+ 1  $e^-$

$H^+$							$\text{He}$
$Li^+$	$Be^{2+}$					$F^-$	$\text{Ne}$
$Na^+$	$Mg^{2+}$					$Cl^-$	$\text{Ar}$

1	2	13	14	15	16	17	18
$^1\text{H}$ $1s^1$							$^2\text{He}$ $1s^2$
$^3\text{Li}$ $\dots 2s^1$	$^4\text{Be}$ $\dots 2s^2$	$^5\text{B}$ $\dots 2s^2 2p^1$	$^6\text{C}$ $\dots 2s^2 2p^2$	$^7\text{N}$ $\dots 2s^2 2p^3$	$^8\text{O}$ $\dots 2s^2 2p^4$	$^9\text{F}$ $\dots 2s^2 2p^5$	$^{10}\text{Ne}$ $\dots 2s^2 2p^6$
$^{11}\text{Na}$ $\dots 3s^1$	$^{12}\text{Mg}$ $\dots 3s^2$	$^{13}\text{Al}$ $\dots 3s^2 3p^1$	$^{14}\text{Si}$ $\dots 3s^2 3p^2$	$^{15}\text{P}$ $\dots 3s^2 3p^3$	$^{16}\text{S}$ $\dots 3s^2 3p^4$	$^{17}\text{Cl}$ $\dots 3s^2 3p^5$	$^{18}\text{Ar}$ $\dots 3s^2 3p^6$



$+ 2 e^-$

$H^+$							$\text{He}$
$Li^+$	$Be^{2+}$				$O^{2-}$	$F^-$	$\text{Ne}$
$Na^+$	$Mg^{2+}$				$S^{2-}$	$Cl^-$	$\text{Ar}$

1	2	13	14	15	16	17	18
$^1\text{H}$ $1s^1$							$^2\text{He}$ $1s^2$
$^3\text{Li}$ $\dots 2s^1$	$^4\text{Be}$ $\dots 2s^2$	$^5\text{B}$ $\dots 2s^2 2p^1$	$^6\text{C}$ $\dots 2s^2 2p^2$	$^7\text{N}$ $\dots 2s^2 2p^3$	$^8\text{O}$ $\dots 2s^2 2p^4$	$^9\text{F}$ $\dots 2s^2 2p^5$	$^{10}\text{Ne}$ $\dots 2s^2 2p^6$
$^{11}\text{Na}$ $\dots 3s^1$	$^{12}\text{Mg}$ $\dots 3s^2$	$^{13}\text{Al}$ $\dots 3s^2 3p^1$	$^{14}\text{Si}$ $\dots 3s^2 3p^2$	$^{15}\text{P}$ $\dots 3s^2 3p^3$	$^{16}\text{S}$ $\dots 3s^2 3p^4$	$^{17}\text{Cl}$ $\dots 3s^2 3p^5$	$^{18}\text{Ar}$ $\dots 3s^2 3p^6$

$H^+$							$\text{He}$
$Li^+$	$Be^{2+}$	$B^{3+}$		$N^{3-}$	$O^{2-}$	$F^-$	$\text{Ne}$
$Na^+$	$Mg^{2+}$	$Al^{3+}$		$P^{3-}$	$S^{2-}$	$Cl^-$	$\text{Ar}$



## A RETENIR



Un **ion monoatomique** est formé à partir d'**un atome qui a gagné ou perdu** un ou plusieurs **électrons** pour obtenir **la même configuration électronique que le gaz noble** le plus proche **et gagner en stabilité**.



La **position d'un élément dans le tableau périodique** renseigne sur sa **configuration électronique** et sa tendance à former **un ion positif (cation) ou un ion négatif (anion)**.

*Exemples de cations* :  $H^+$ ,  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$

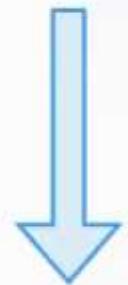
*Exemples d'anions* :  $Cl^-$ ,  $F^-$

# *Introduction à la Chimie & Biochimie*

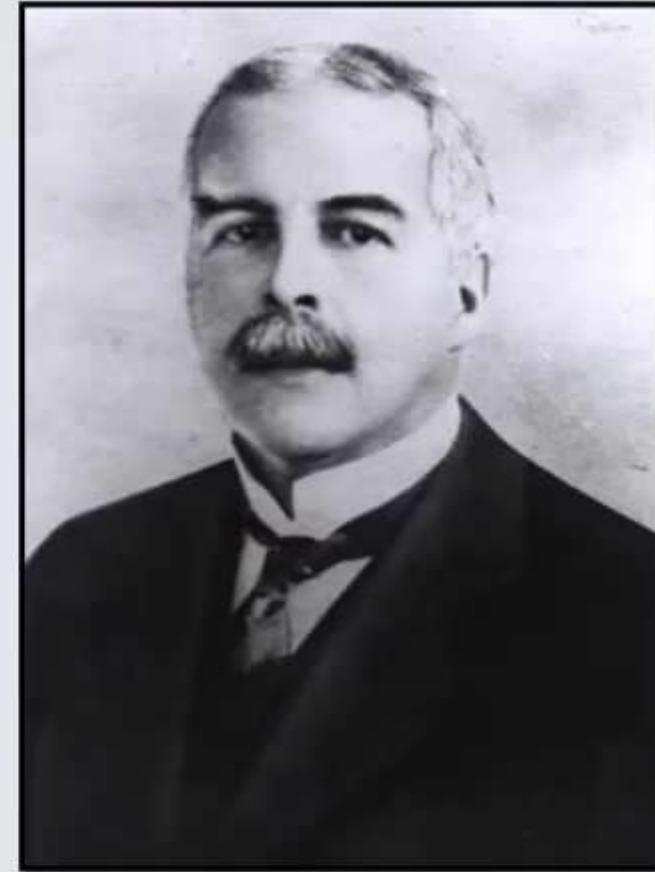
- ❖ **L'atome;**
- ❖ **L'écriture conventionnelle de l'atome;**
- ❖ **Les Isotopes;**
- ❖ **L'ion;**
- ❖ **La configuration électronique d'un atome;**
- ❖ **Règle de stabilité des atomes;**
- ❖ **Schéma de LEWIS;**
- ❖ **Les liaisons covalentes;**
- ❖ **Equilibrer une équation chimique (Oxydoréduction)**

# SCHEMA DE LEWIS

LIAISONS ENTRE LES ATOMES



STRUCTURE ÉLECTRONIQUE EXTERNE  
ÉLECTRONS DE VALENCE



Gilbert Lewis

## *Schéma de Lewis d'un atome*

→ Représente les électrons de valence autour de chaque atome, répartis en **électrons « célibataires »** et **doublet d'électrons**.



## MÉTHODE

### Schéma de Lewis d'un atome

- 1) Déterminer le nombre d'**électrons de valence** de l'atome



## Schéma de Lewis d'un atome

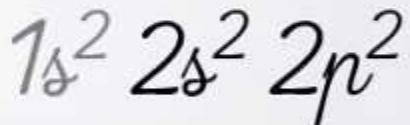
### MÉTHODE

- 1) Déterminer le nombre d'**électrons de valence** de l'atome

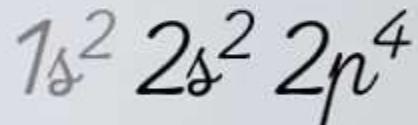
Hydrogène



Carbone



Oxygène



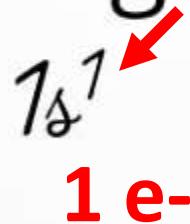


# Schéma de Lewis d'un atome

## MÉTHODE

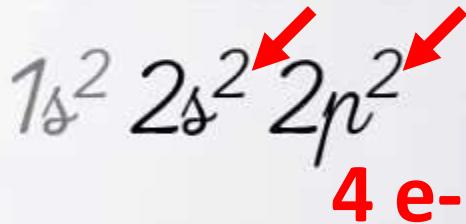
- 1) Déterminer le nombre d'**électrons de valence** de l'atome

Hydrogène



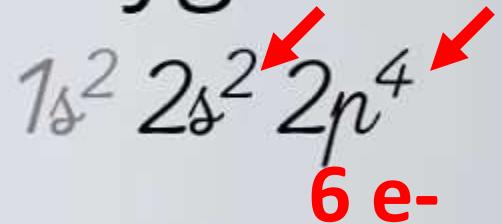
1 e-

Carbone



4 e-

Oxygène



6 e-



## Schéma de Lewis d'un atome

### MÉTHODE

- 1) Déterminer le nombre d'**électrons de valence** de l'atome
- 2) Répartir les **4 premiers électrons** sur les **4 cotés** du symbole (représentés par des points)

### Hydrogène

$1s^1$   
**1 e-**



### Carbone

$1s^2 2s^2 2p^2$   
**4 e-**

### Oxygène

$1s^2 2s^2 2p^4$   
**6 e-**



## MÉTHODE

# Schéma de Lewis d'un atome

- 1) Déterminer le nombre d'**électrons de valence** de l'atome
- 2) Répartir les **4 premiers électrons** sur les **4 cotés** du symbole (représentés par des points)

### Hydrogène

$1s^1$   
**1 e-**



### Carbone

$1s^2 2s^2 2p^2$   
**4 e-**



### Oxygène

$1s^2 2s^2 2p^4$   
**6 e-**



## Schéma de Lewis d'un atome

### MÉTHODE

- 1) Déterminer le nombre d'**électrons de valence** de l'atome
- 2) Répartir les **4 premiers électrons** sur les **4 cotés** du symbole (représentés par des points)

### Hydrogène

$1s^1$   
**1 e-**



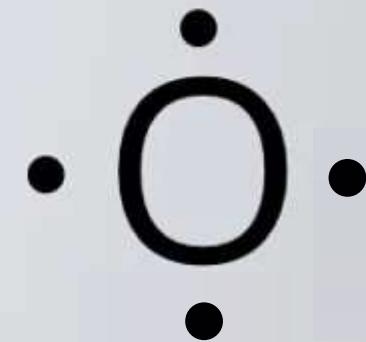
### Carbone

$1s^2 2s^2 2p^2$   
**4 e-**



### Oxygène

$1s^2 2s^2 2p^4$   
**6 e-**





## Schéma de Lewis d'un atome

### MÉTHODE

- 1) Déterminer le nombre d'**électrons de valence** de l'atome
- 2) Répartir les **4 premiers électrons** sur les **4 cotés** du symbole (représentés par des points)
- 3) Ajouter les éventuels électrons restants en **formant des doublets** (représentés par des tirets) avec les 4 premiers placés

### Hydrogène

$1s^1$   
**1 e-**



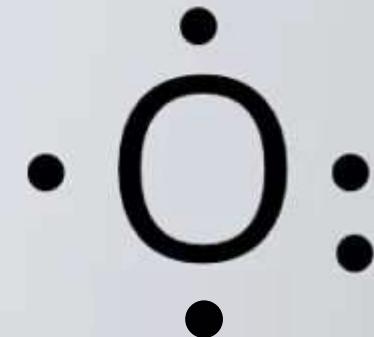
### Carbone

$1s^2 2s^2 2p^2$   
**4 e-**



### Oxygène

$1s^2 2s^2 2p^4$   
**6 e-**





## Schéma de Lewis d'un atome

### MÉTHODE

- 1) Déterminer le nombre d'**électrons de valence** de l'atome
- 2) Répartir les **4 premiers électrons** sur les **4 cotés** du symbole (représentés par des points)
- 3) Ajouter les éventuels électrons restants en **formant des doublets** (représentés par des tirets) avec les 4 premiers placés

### Hydrogène

$1s^1$   
**1 e-**



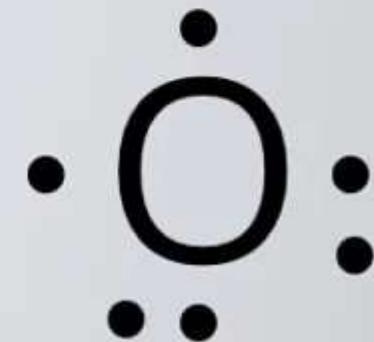
### Carbone

$1s^2 2s^2 2p^2$   
**4 e-**



### Oxygène

$1s^2 2s^2 2p^4$   
**6 e-**





## Schéma de Lewis d'un atome

### MÉTHODE

- 1) Déterminer le nombre d'**électrons de valence** de l'atome
- 2) Répartir les **4 premiers électrons** sur les **4 cotés** du symbole (représentés par des points)
- 3) Ajouter les éventuels électrons restants en **formant des doublets** (représentés par des tirets) avec les 4 premiers placés

Hydrogène

$1s^1$



Carbone

$1s^2 2s^2 2p^2$



Oxygène

$1s^2 2s^2 2p^4$



1	2	13	14	15	16	17	18
$^1\text{H}$ $1s^1$  $\text{H}\cdot$							$^2\text{He}$ $1s^2$  $\text{IHe}$
$^3\text{Li}$ $\dots 2s^1$  $\text{Li}\cdot$	$^4\text{Be}$ $\dots 2s^2$  $\text{Be}\cdot$	$^5\text{B}$ $\dots 2s^2 2p^1$  $\cdot \text{B} \cdot$	$^6\text{C}$ $\dots 2s^2 2p^2$  $\cdot \ddot{\text{C}} \cdot$	$^7\text{N}$ $\dots 2s^2 2p^3$  $\cdot \ddot{\text{N}} \cdot$	$^8\text{O}$ $\dots 2s^2 2p^4$  $\cdot \ddot{\text{O}} \cdot$	$^9\text{F}$ $\dots 2s^2 2p^5$  $\text{F}\cdot$	$^{10}\text{Ne}$ $\dots 2s^2 2p^6$  $\text{I}\overline{\text{Ne}}\text{I}$
$^{11}\text{Na}$ $\dots 3s^1$  $\text{Na}\cdot$	$^{12}\text{Mg}$ $\dots 3s^2$  $\text{Mg}\cdot$	$^{13}\text{Al}$ $\dots 3s^2 3p^1$  $\cdot \text{Al} \cdot$	$^{14}\text{Si}$ $\dots 3s^2 3p^2$  $\cdot \ddot{\text{Si}} \cdot$	$^{15}\text{P}$ $\dots 3s^2 3p^3$  $\cdot \overline{\text{P}} \cdot$	$^{16}\text{S}$ $\dots 3s^2 3p^4$  $\cdot \overline{\text{S}} \cdot$	$^{17}\text{Cl}$ $\dots 3s^2 3p^5$  $\text{Cl}\cdot$	$^{18}\text{Ar}$ $\dots 3s^2 3p^6$  $\text{I}\overline{\text{Ar}}\text{I}$

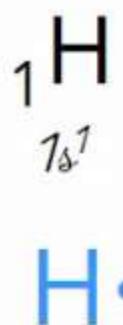
1 2 13 14 15 16 17 18

 $^1\text{H}$   
 $1s^1$  $\text{H}\cdot$ 

→ **couche de valence pleine** = les 2 électrons forment un doublet pour illustrer que l'atome est stable  
 → **pas d'électron célibataire** pour former une liaison

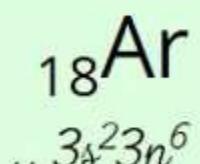
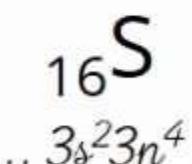
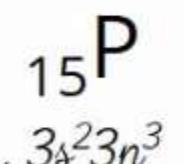
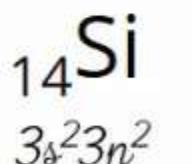
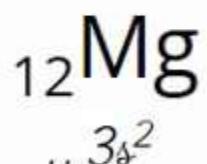
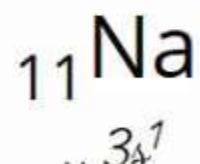
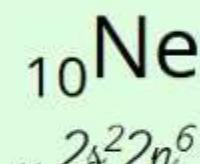
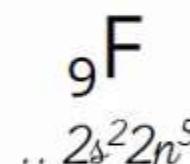
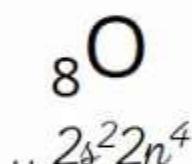
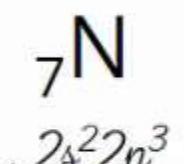
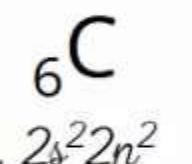
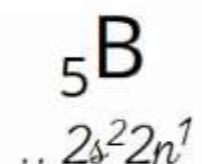
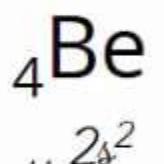
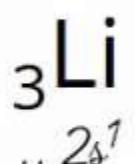
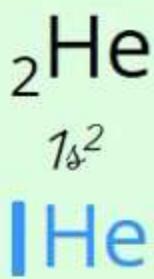
 $^2\text{He}$   
 $1s^2$  $\text{He}$  $^3\text{Li}$   
 $..2s^1$  $\text{Li}\cdot$  $^4\text{Be}$   
 $..2s^2$  $\text{Be}\cdot$  $^5\text{B}$   
 $..2s^22p^1$  $\cdot \text{B} \cdot$  $^6\text{C}$   
 $..2s^22p^2$  $\cdot \ddot{\text{C}} \cdot$  $^7\text{N}$   
 $..2s^22p^3$  $\cdot \ddot{\text{N}} \cdot$  $^8\text{O}$   
 $..2s^22p^4$  $\cdot \ddot{\text{O}} \cdot$  $^9\text{F}$   
 $..2s^22p^5$  $\cdot \ddot{\text{F}} \cdot$  $^{10}\text{Ne}$   
 $..2s^22p^6$  $\text{Ne}$  $^{11}\text{Na}$   
 $..3s^1$  $\text{Na}\cdot$  $^{12}\text{Mg}$   
 $..3s^2$  $\text{Mg}\cdot$  $^{13}\text{Al}$   
 $..3s^23p^1$  $\cdot \text{Al} \cdot$  $^{14}\text{Si}$   
 $..3s^23p^2$  $\cdot \ddot{\text{Si}} \cdot$  $^{15}\text{P}$   
 $..3s^23p^3$  $\cdot \ddot{\text{P}} \cdot$  $^{16}\text{S}$   
 $..3s^23p^4$  $\cdot \ddot{\text{S}} \cdot$  $^{17}\text{Cl}$   
 $..3s^23p^5$  $\cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$  $^{18}\text{Ar}$   
 $..3s^23p^6$  $\text{Ar}$

1	2	13	14	15	16	17	18
$^1\text{H}$ $1s^1$ $\text{H}\cdot$							$^2\text{He}$ $1s^2$ $\text{He}$
$^3\text{Li}$ $.. 2s^1$ $\text{Li}\cdot$	$^4\text{Be}$ $.. 2s^2$ $\text{Be}\cdot$	$^5\text{B}$ $.. 2s^2 2p^1$ $\cdot \text{B} \cdot$	$^6\text{C}$ $.. 2s^2 2p^2$ $\cdot \text{C} \cdot$	$^7\text{N}$ $.. 2s^2 2p^3$ $\cdot \text{N} \cdot$	$^8\text{O}$ $.. 2s^2 2p^4$ $\cdot \text{O} \cdot$	$^9\text{F}$ $.. 2s^2 2p^5$ $\cdot \text{F} \cdot$	$^{10}\text{Ne}$ $.. 2s^2 2p^6$ $\boxed{\text{Ne}}$
$^{11}\text{Na}$ $.. 3s^1$ $\text{Na}\cdot$	$^{12}\text{Mg}$ $.. 3s^2$ $\text{Mg}\cdot$	$^{13}\text{Al}$ $.. 3s^2 3p^1$ $\cdot \text{Al} \cdot$	$^{14}\text{Si}$ $.. 3s^2 3p^2$ $\cdot \text{Si} \cdot$	$^{15}\text{P}$ $.. 3s^2 3p^3$ $\cdot \text{P} \cdot$	$^{16}\text{S}$ $.. 3s^2 3p^4$ $\cdot \text{S} \cdot$	$^{17}\text{Cl}$ $.. 3s^2 3p^5$ $\cdot \text{Cl} \cdot$	$^{18}\text{Ar}$ $.. 3s^2 3p^6$ $\boxed{\text{Ar}}$



## Conclusion :

Le schéma de Lewis est un outil fondamental pour comprendre la composition et la réactivité des composés chimiques.



# Électrons célibataires et liaisons entre les atomes :

**Le nombre d'électrons célibataires** est égal au nombre de liaisons que doit réaliser l'atome avec d'autres atomes (doublet liant) afin d'avoir une configuration électronique de valence en **duet** ou en **octet**.

Atome	Nombre d'électrons célibataires	Nombre de doublets non liants	Schéma de Lewis
Hydrogène			• H
Carbone			• C •
Azote			• N •
Oxygène			• O
Chlore			• Cl

# A retenir :

Pour réussir le schéma de LEWIS :

1. Calculer le nombre d'électron de valence

2. Trouver l'atome central

3. Répartir les électrons:

- représentés soit par un point (●) s'ils sont **célibataires**;

- soit par un tiret( — ) s'ils forment un **doublet liant** ou **non liant**

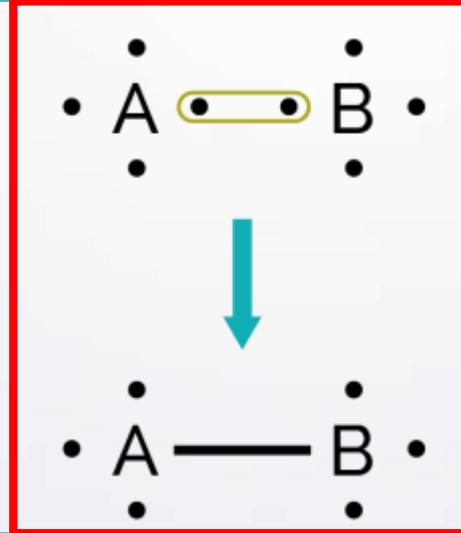
1. Contrôler « **l'octet et duet** »

# LIAISONS COVALENTE

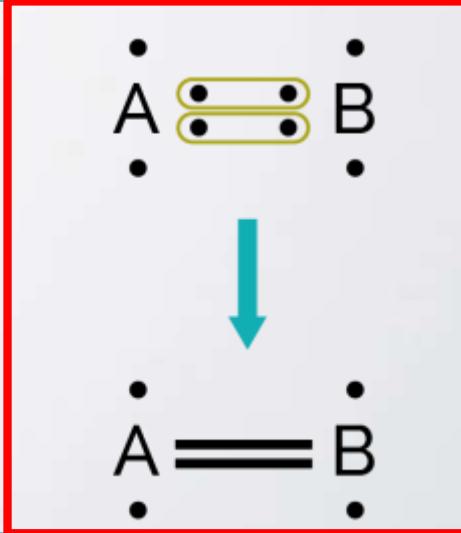
Une molécule correspond à une combinaison d'atomes électriquement neutre. Les atomes sont liés par des liaisons covalentes fortes, qui sont formées suites à un partage d'électrons. On en distingue des **liaisons simples**, en mettant chacun en commun **un électron célibataire**.

Pour des **liaisons multiples**, ils mettent en commun deux (**liaison double**) ou trois (**liaison triple**) électrons célibataires.

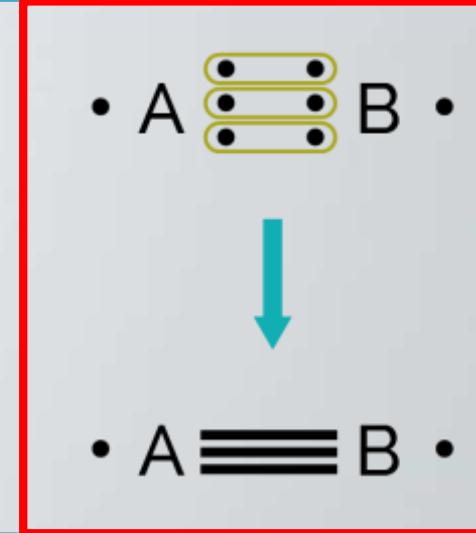
Liaison simple



Liaison double



Liaison triple



# LIAISONS COVALENTES

## La représentation des doublets électroniques

Le schéma de Lewis d'une molécule correspond à la représentation des atomes qui constituent la molécule et de leurs doublets liants et non liants.

On représente un doublet liant par un **tiret entre les deux atomes liés**, et un doublet non liant par **un tiret à côté de l'atome**.

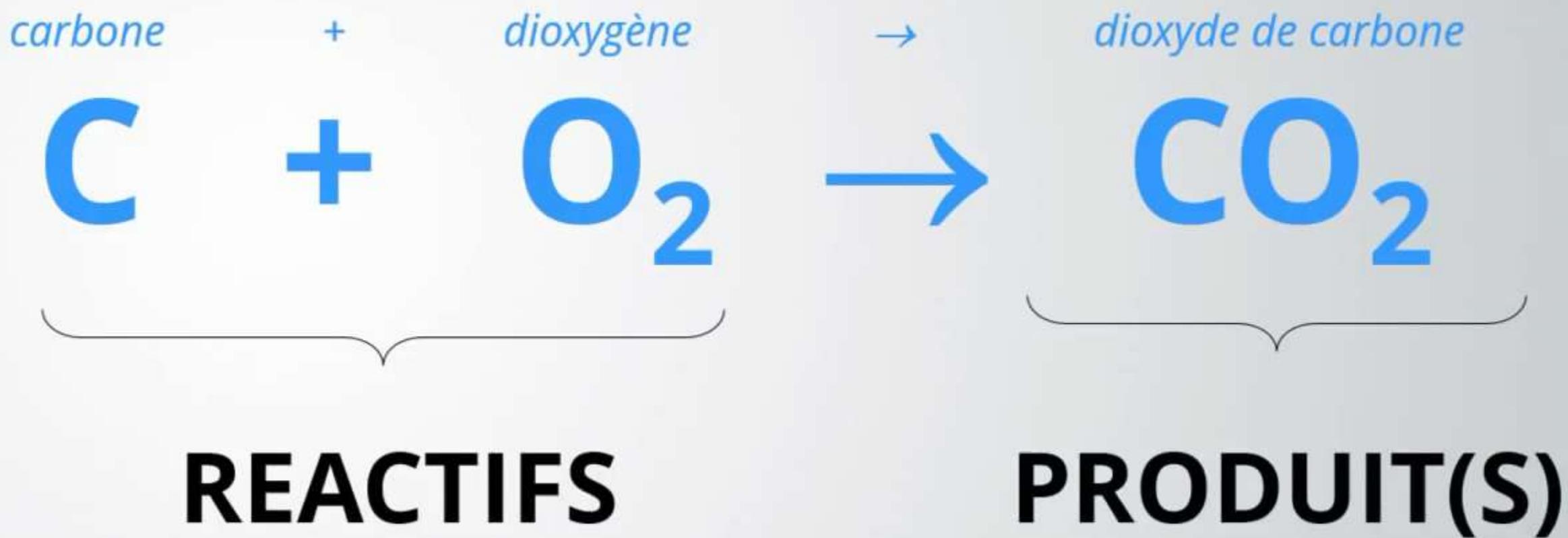
### Exemples

Représentation de la molécule de méthanol CH<sub>4</sub>O.



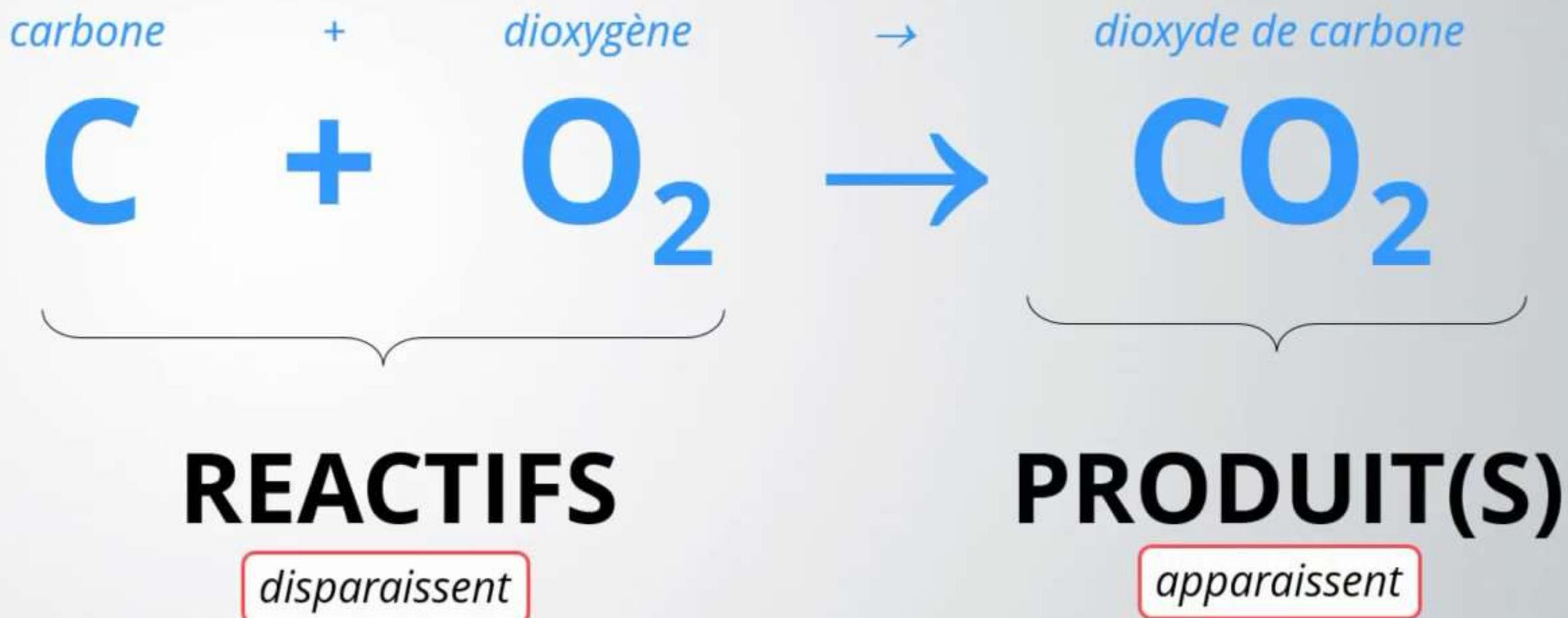
# EQUATION DE RÉACTION CHIMIQUE

# Equilibrer une équation chimique



# EQUATION DE RÉACTION CHIMIQUE

## Equilibrer une équation chimique



carbone

+

dioxygène

→

dioxyde de carbone

C

+

O<sub>2</sub>

→

CO<sub>2</sub>

**REACTIFS**

*disparaissent*

**PRODUIT(S)**

*apparaissent*

Selon le principe de conservation de la matière établi par **Antoine Laurent de Lavoisier**, aucun atome ne disparaît ou ne se crée ; ils se combinent différemment pour former de nouvelles molécules.

carbone

+

dioxygène

→

dioxyde de carbone

C

+

O<sub>2</sub>

→

CO<sub>2</sub>

**REACTIFS**

*disparaissent*

**PRODUIT(S)**

*apparaissent*

Une équation chimique doit être équilibrée, **garantissant** le **même nombre d'atomes** de chaque élément dans les réactifs et dans les produits, tout en **conservant le nombre de charges**.

# Equilibrer une équation chimique

## ➤ Oxydant et Réducteur

- **Réducteur** : Une espèce chimique qui cède un ou plusieurs électrons.
- **Oxydant** : Une espèce chimique qui capte un ou plusieurs électrons.

## ➤ Couple Oxydant/Réducteur:

Un couple **oxydant/réducteur** est l'ensemble d'un oxydant et d'un réducteur conjugués, qui se transforment l'un en l'autre lors d'un échange d'électrons. Cette transformation se réalise selon une **demi-équation d'oxydoréduction**. On écrit toujours l'oxydant en premier, séparé du réducteur par une barre.

**Exemple** : Le couple  $\text{H}^+ / \text{H}_2$ .

# Equilibrer une équation chimique

## Remarque :

Il est important de précisez également l'état physique des réactifs et des produits :

- (**s**) pour solide ;
- (**g**) pour gaz ;
- (**l**) pour liquide ;
- (**aq**) pour les ions en solutions aqueuses.

**Le couple: H+ (aq) / H2 (g).**

# Equilibrer une équation chimique

- **Une demi-équation électronique** est une représentation chimique qui modélise la transformation entre **un oxydant et un réducteur (un seul couple)** dans une réaction **d'oxydoréduction**.

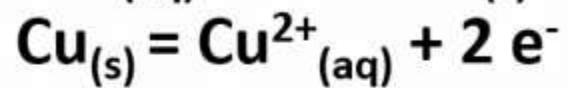
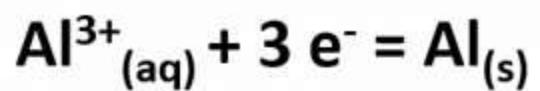
Elle correspond à la description des changements de l'un des couples impliqués, souvent en indiquant **les électrons transférés** dans la réaction.

**Exemple:** le couple: H<sup>+</sup> (aq) / H<sub>2</sub> (g).

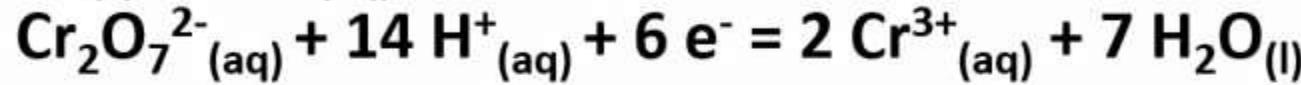
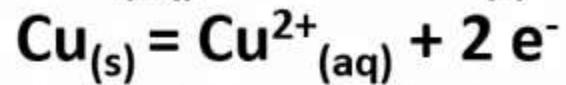
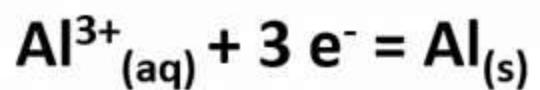


# IDENTIFIER OXYDANT ET RÉDUCTEUR

Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :

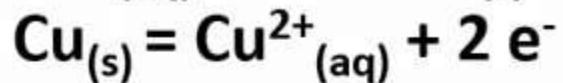
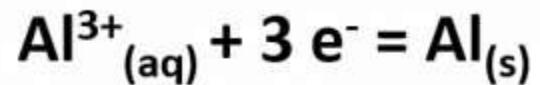


Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



**OXYDANT** → capable de **capter un ou plusieurs électrons**

Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :

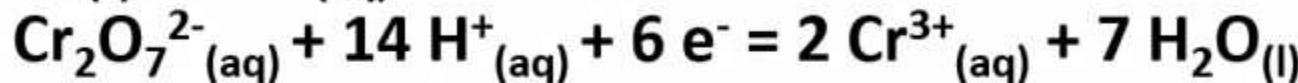
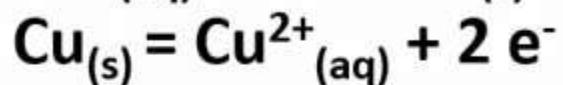
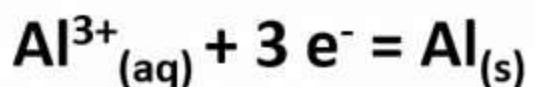


**OXYDANT** → capable de **capter un ou plusieurs électrons**

**RÉDUCTEUR** → capable de **céder un ou plusieurs électrons**

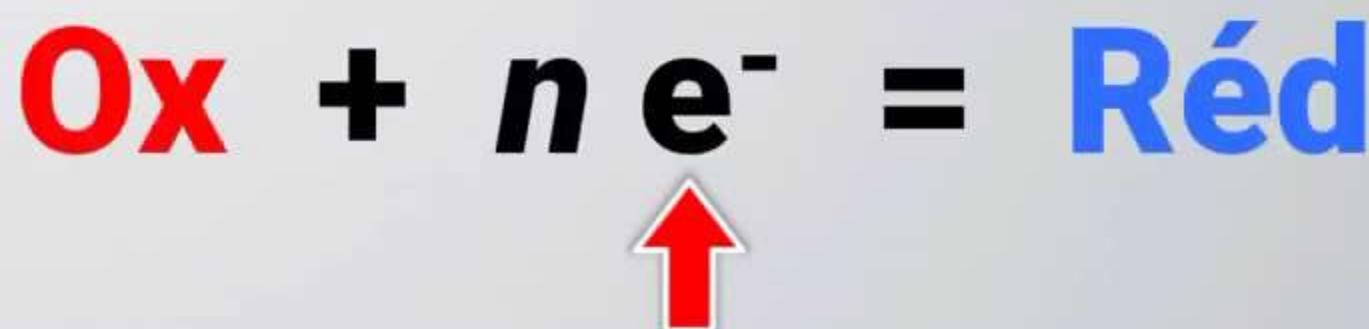
**Deux espèces chimiques forment un couple oxydant/réducteur si l'on peut passer de l'une à l'autre par un transfert d'électrons**

Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :

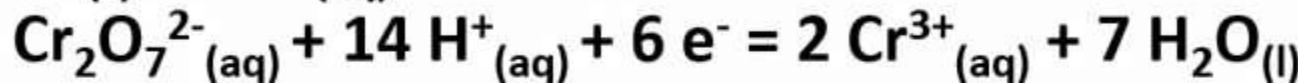
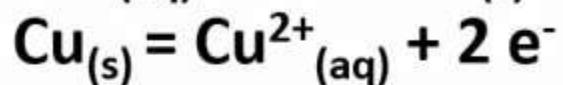


**OXYDANT** → capable de **capter un ou plusieurs électrons**

**RÉDUCTEUR** → capable de **céder un ou plusieurs électrons**



Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



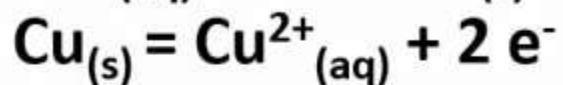
**OXYDANT** → capable de **capter un ou plusieurs électrons**

**RÉDUCTEUR** → capable de **céder un ou plusieurs électrons**

← **OXYDATION** →



Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :

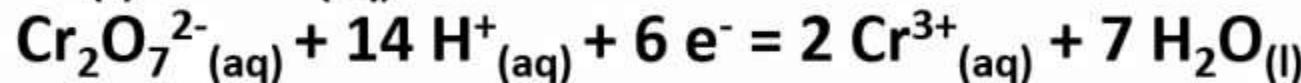
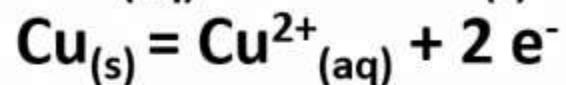
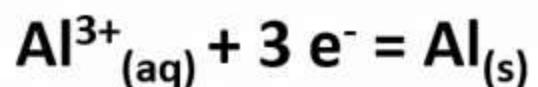


**OXYDANT** → capable de **capter un ou plusieurs électrons**

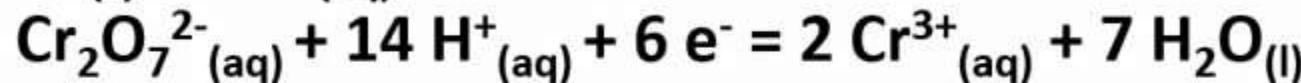
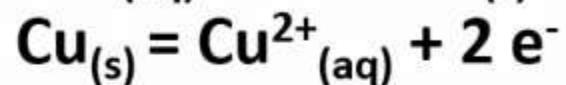
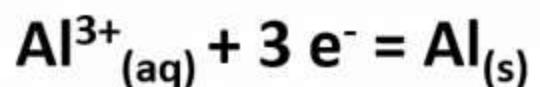
**RÉDUCTEUR** → capable de **céder un ou plusieurs électrons**



Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



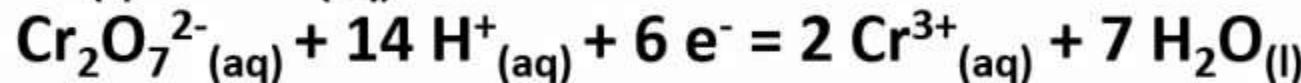
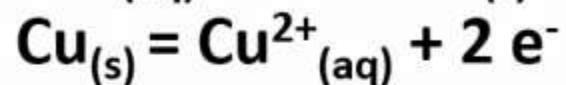
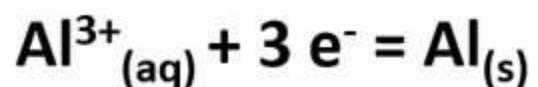
Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



**Ox** +  $n$   $\text{e}^-$  = **Rédu**



Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



**Ox** +  $n$   $\text{e}^-$  = **Réd**

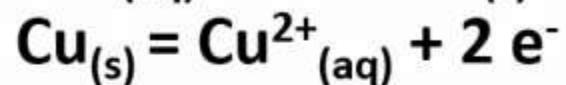
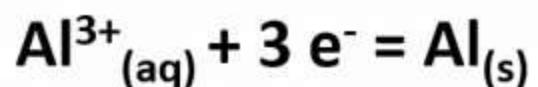


**OXYDANT**

CAPTE DES ÉLECTRONS



Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



**Ox** +  $n$   $\text{e}^-$  = **Réd**

**Al<sup>3+</sup><sub>(aq)</sub>**

**OXYDANT**

CAPTE DES ÉLECTRONS

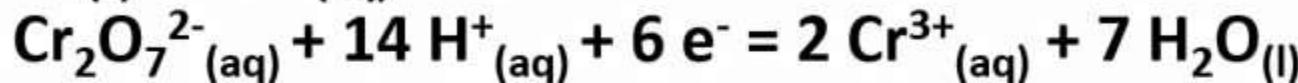
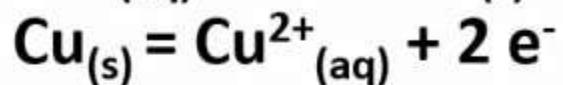
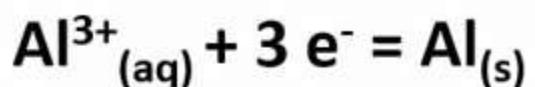
**Al<sub>(s)</sub>**

**RÉDUCTEUR**

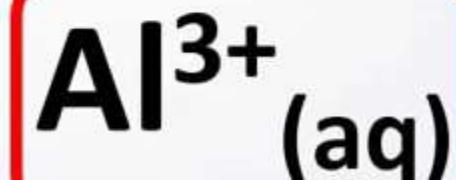
CÈDE DES ÉLECTRONS



Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



Couple :  $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Al}_{(\text{s})}$



**OXYDANT**

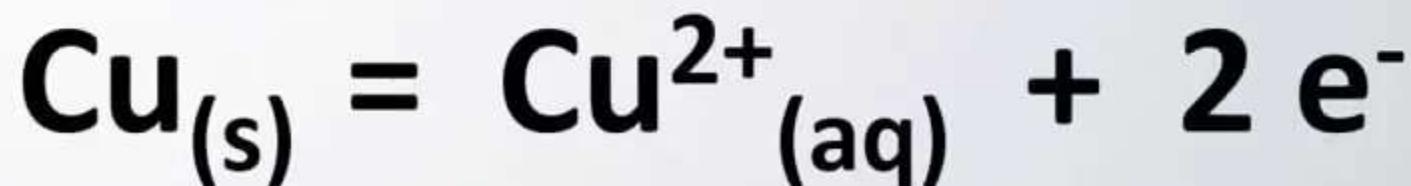
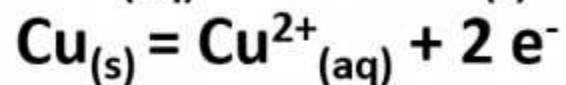
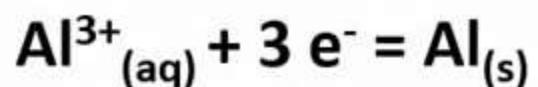
CAPTE DES ÉLECTRONS



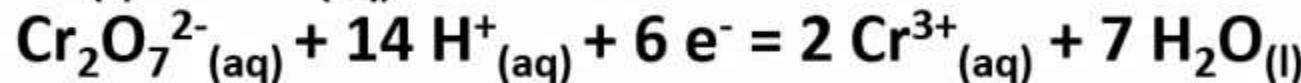
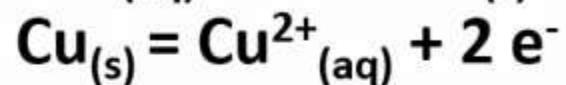
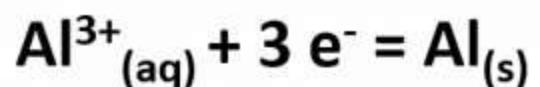
**RÉDUCTEUR**

CÈDE DES ÉLECTRONS

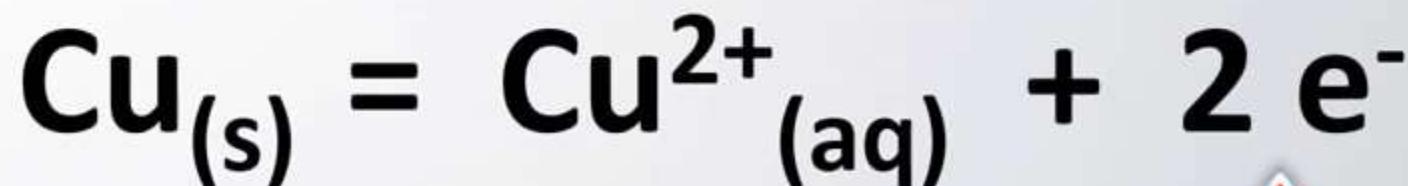
Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



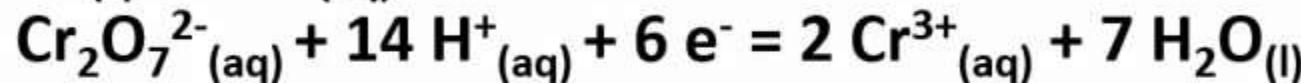
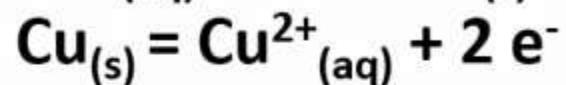
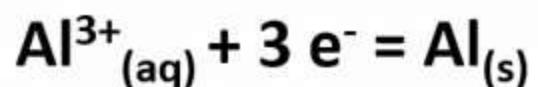
Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



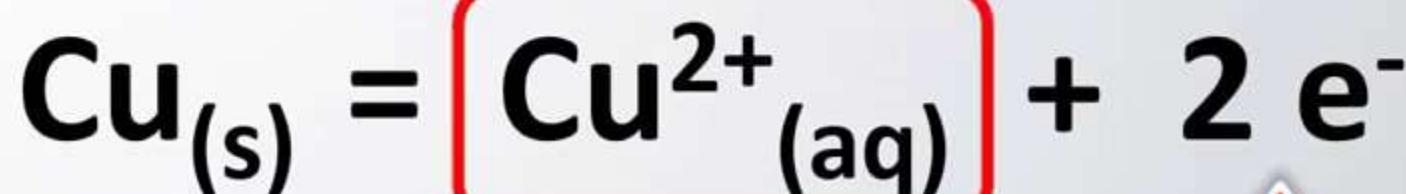
**Ox** +  $n$   $\text{e}^-$  = **Réd**



Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



**Ox** +  $n$   $\text{e}^-$  = **Réd**

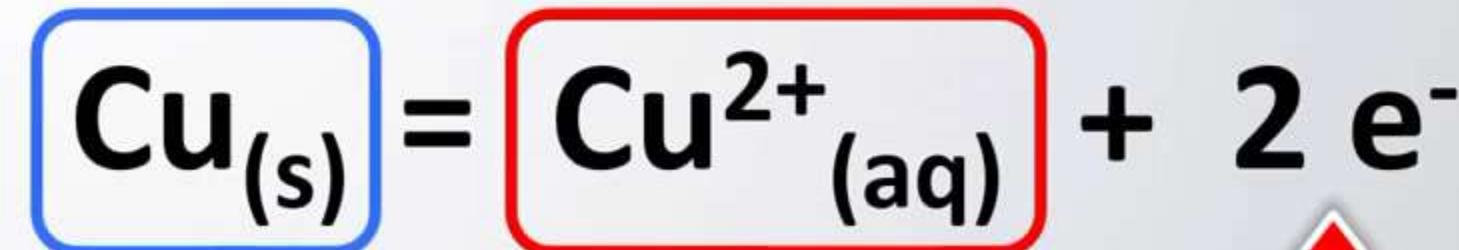
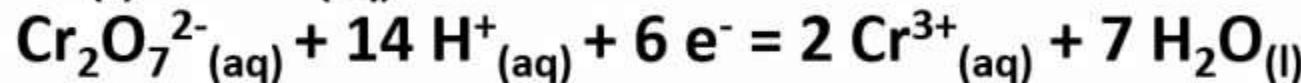
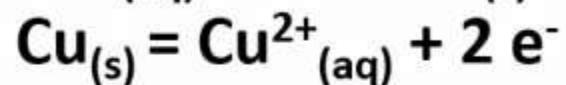
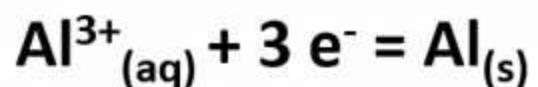


OXYDANT

CAPTE DES ÉLECTRONS



Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :

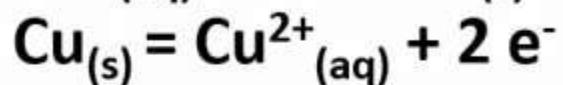
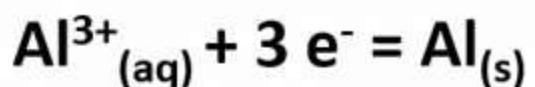


RÉDUCTEUR  
CÈDE DES ÉLECTRONS

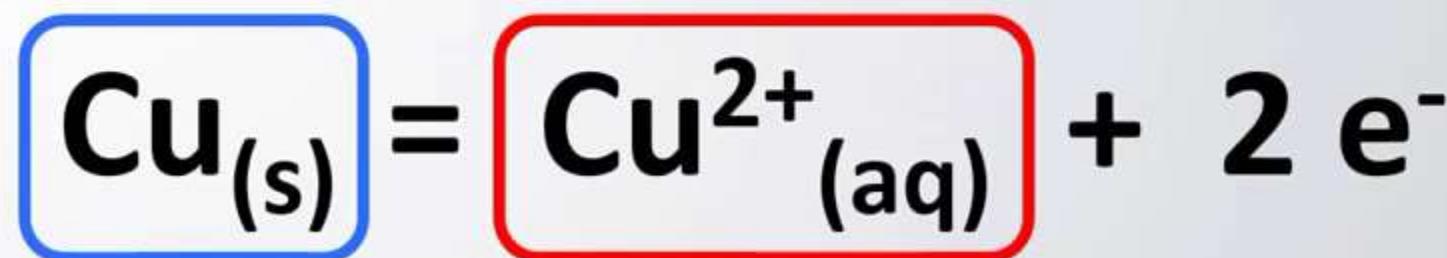
OXYDANT  
CAPTE DES ÉLECTRONS



Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



Couple :  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$



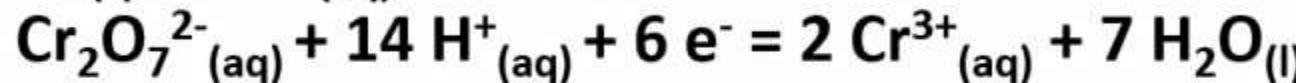
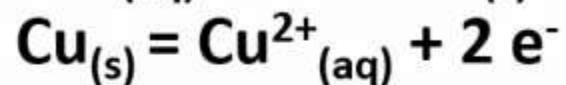
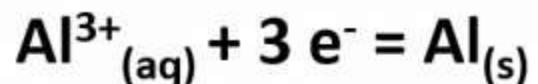
**RÉDUCTEUR**

CÈDE DES ÉLECTRONS

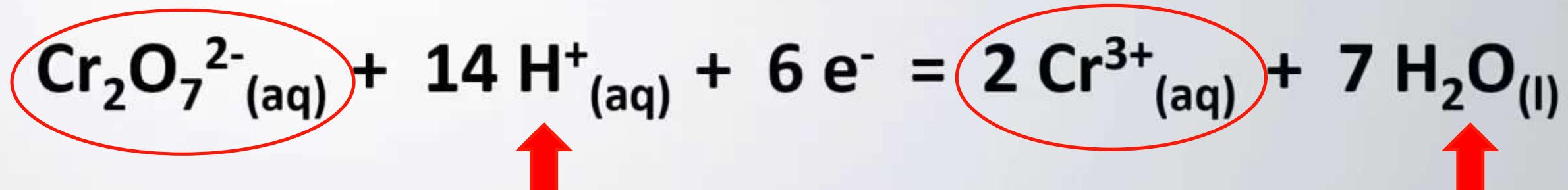
**OXYDANT**

CAPTE DES ÉLECTRONS

Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :

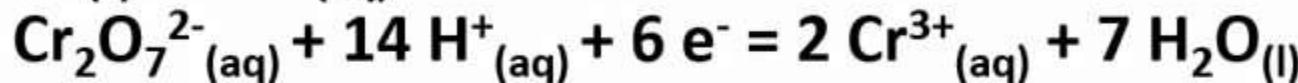
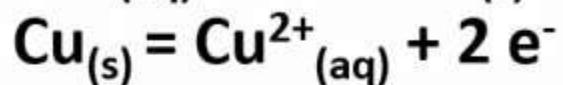
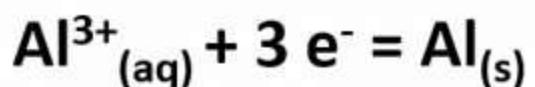


**Ox** + *n* e<sup>-</sup> = **Réd**

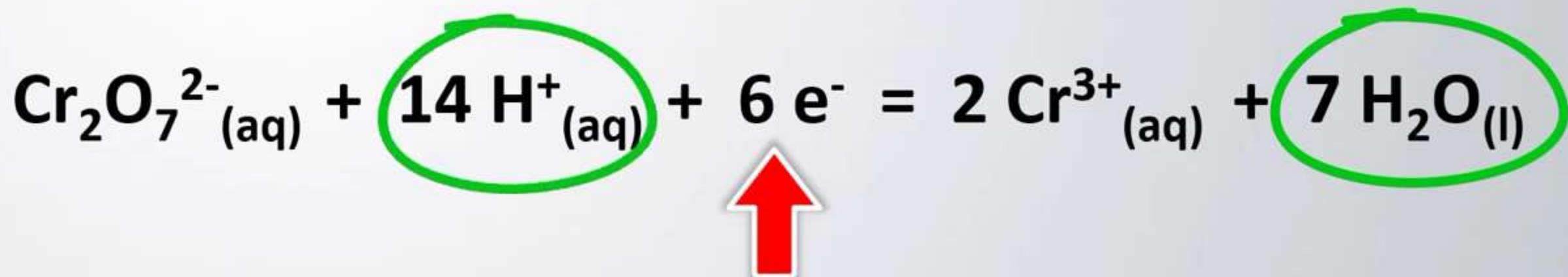


→ Et ion HO-

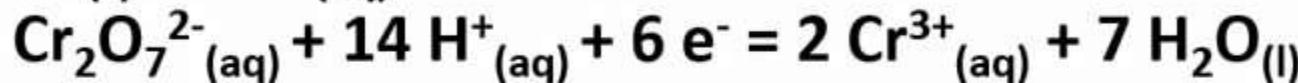
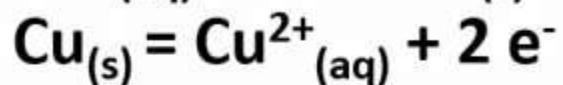
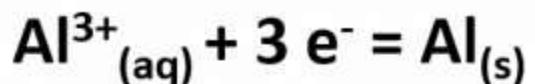
Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



**Ox** + *n* e<sup>-</sup> = **Réd**



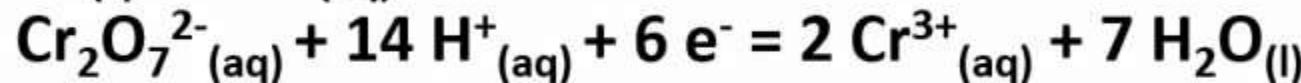
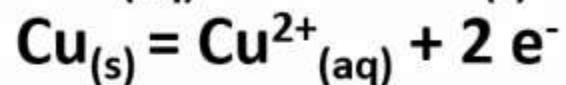
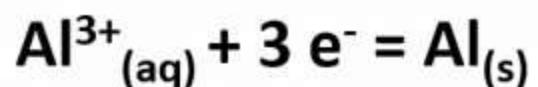
Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



**OXYDANT**

CAPTE DES ÉLECTRONS

Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



**OXYDANT**

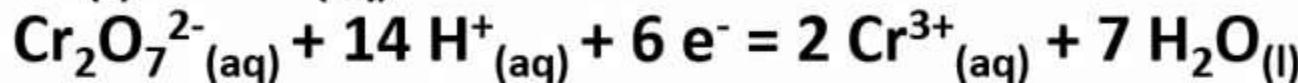
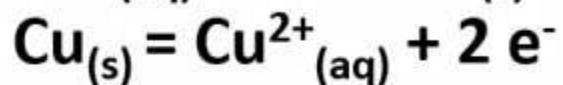
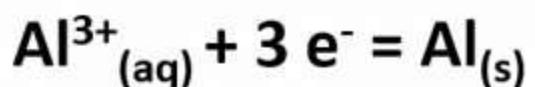
CAPTE DES ÉLECTRONS



**RÉDUCTEUR**

CÈDE DES ÉLECTRONS

Identifier les oxydants et les réducteurs à partir des demi-équations électroniques suivantes :



Couple :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})} / \text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$



**OXYDANT**

CAPTE DES ÉLECTRONS

**RÉDUCTEUR**

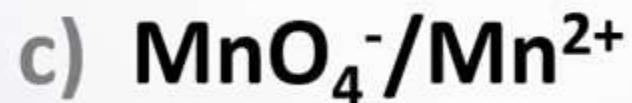
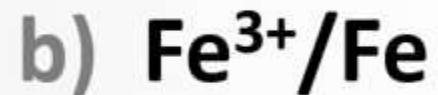
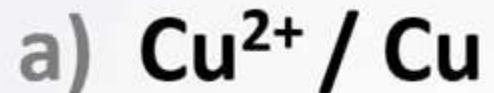
CÈDE DES ÉLECTRONS

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE

**Méthode pour écrire la demi-équation associée à un couple Oxé/Réd :**

1. Écrire la demi-équation sans équilibrer ;
2. Équilibrer les éléments **autre que** l'Hydrogène « **H** » et l'Oxygène « **O** » en ajoutant **un chiffre stœchiométrique**;
3. Équilibrer les atomes d'oxygène « **O** » en ajoutant de l'eau « **H<sub>2</sub>O** »;
4. Équilibrer les atomes d'hydrogène « **H** » en ajoutant des ions hydrogène « **H<sup>+</sup>** » ;
5. Équilibrer les charges en ajoutant des électrons « **e<sup>-</sup>** »;

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e- = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

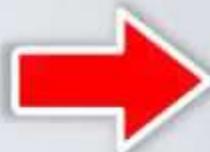
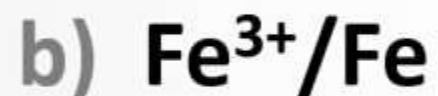
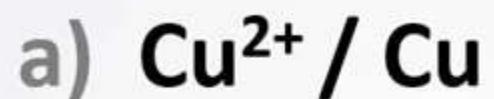
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec  $e^-$

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox +  $n$  e- = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

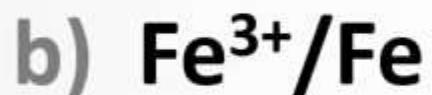
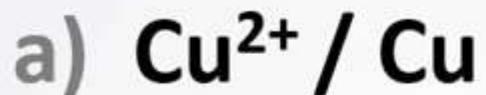
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec e-

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e- = Réd

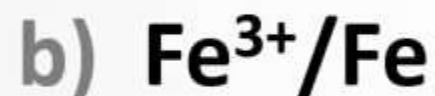
AJUSTER DEMI-ÉQUATION

- élément autre que H et O
- O avec  $\text{H}_2\text{O}$
- H avec  $\text{H}^+$
- charges avec  $e^-$

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



charges globales :



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e- = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

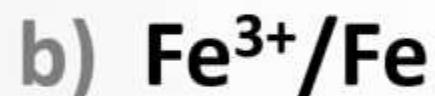
→ charges avec  $e^-$



# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



charges globales : +2



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e- = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

→ élément autre que H et O

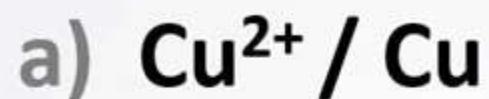
→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

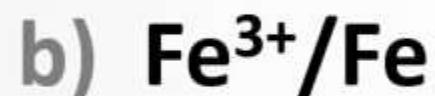
→ charges avec  $e^-$



# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



charges globales :  $+2 - 2 = 0$       0



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e<sup>-</sup> = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

→ élément autre que H et O

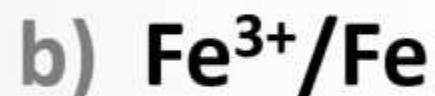
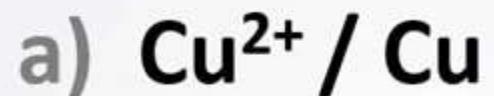
→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec e<sup>-</sup>



# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e<sup>-</sup> = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

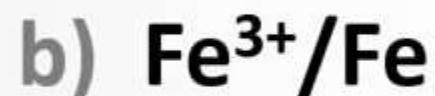
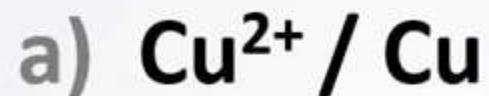
→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e<sup>-</sup> = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

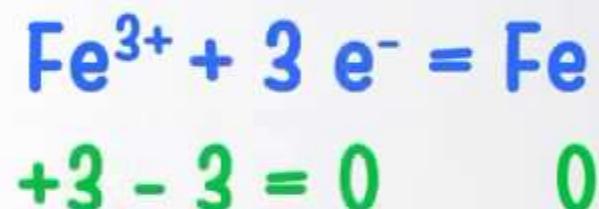
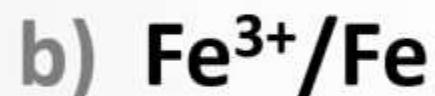
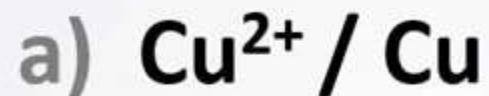
→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e<sup>-</sup> = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

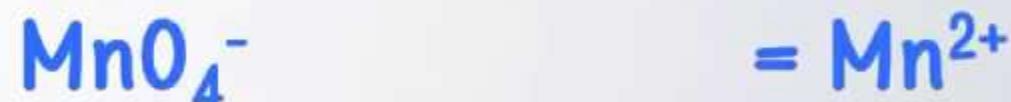
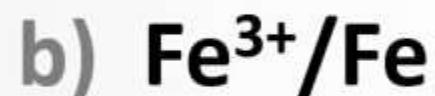
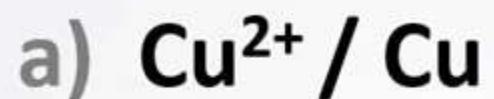
→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

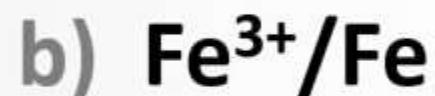
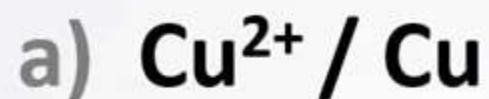
→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e- = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

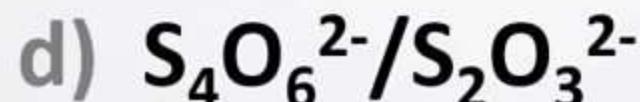
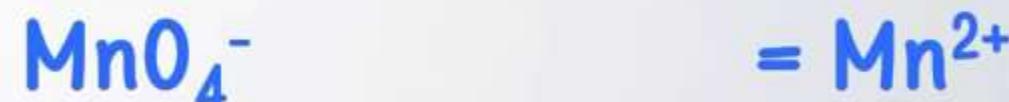
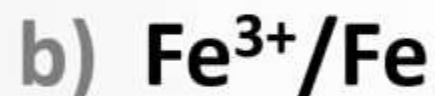
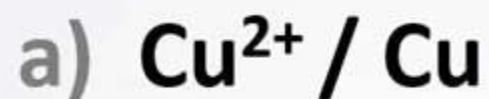
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec  $\text{e}^-$

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

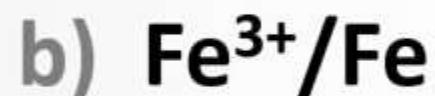
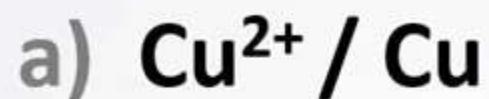
→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e<sup>-</sup> = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

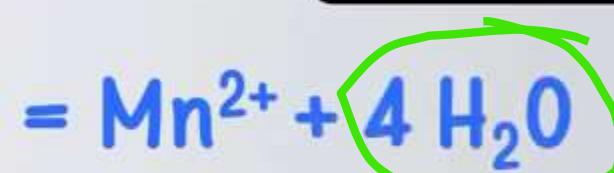
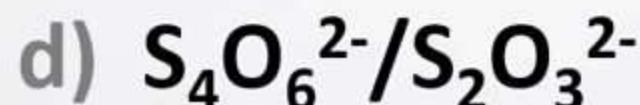
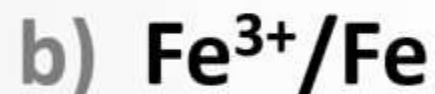
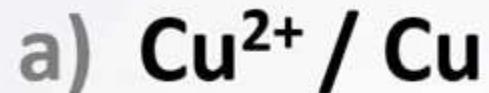
→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e<sup>-</sup> = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

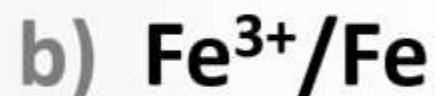
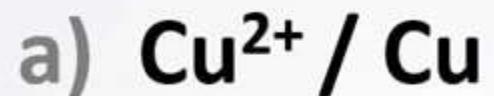
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

→ élément autre que H et O

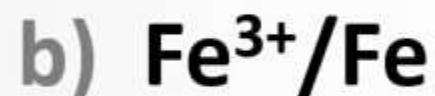
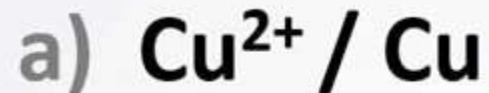
→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>



# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e<sup>-</sup> = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

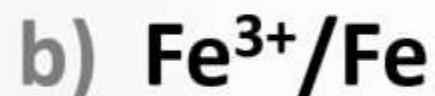
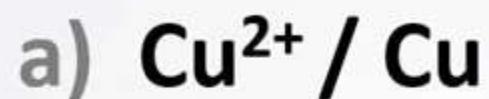
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

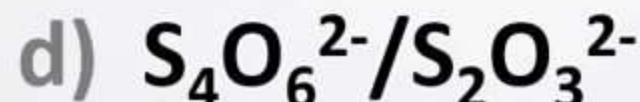
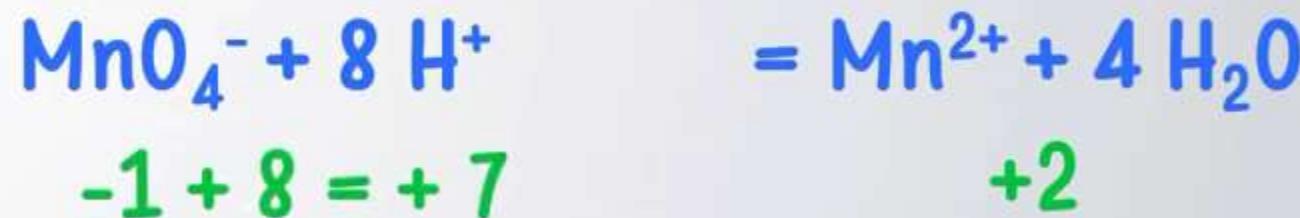
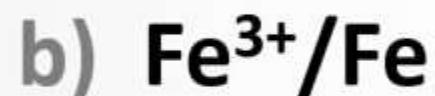
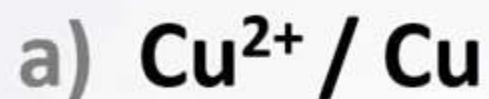
→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e<sup>-</sup> = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

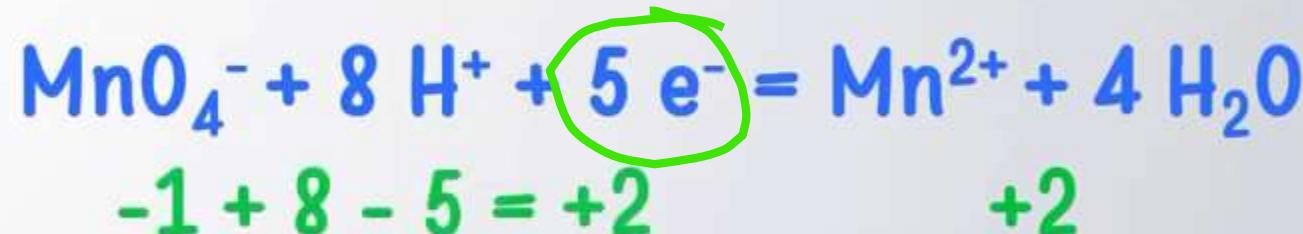
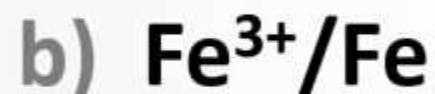
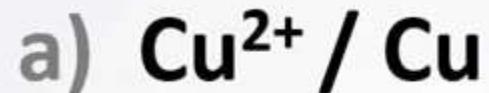
→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

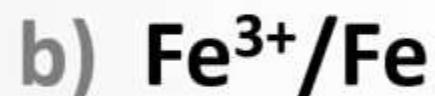
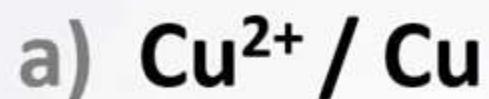
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

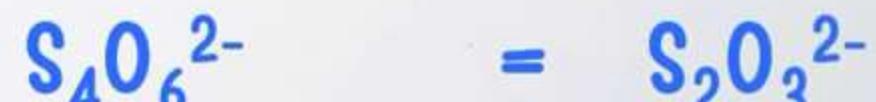
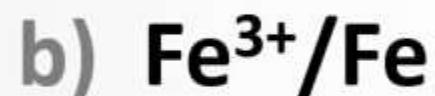
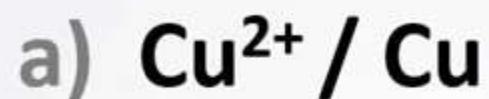
→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

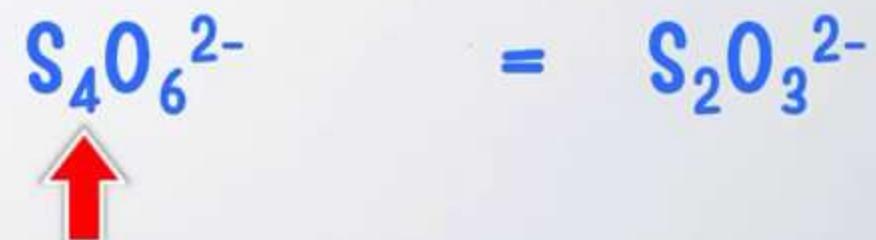
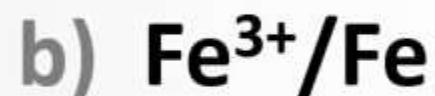
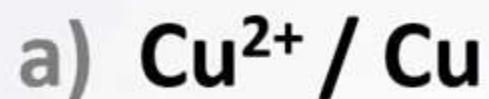
→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e- = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

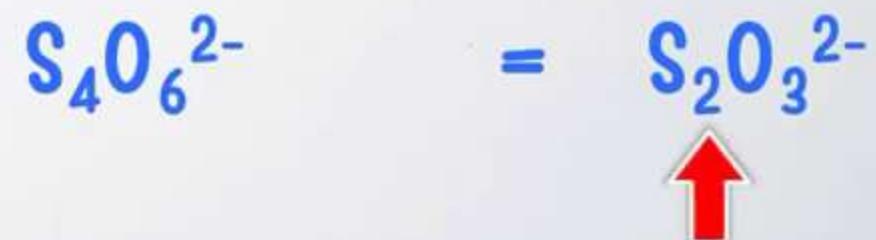
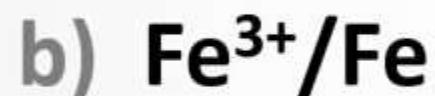
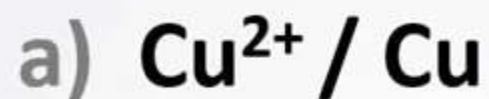
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec  $\text{e}^-$

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e- = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

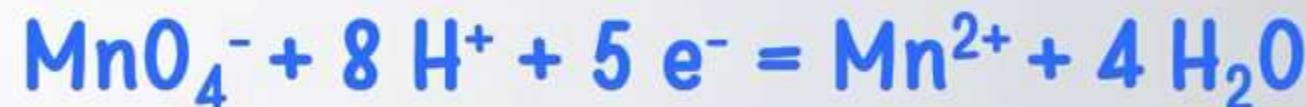
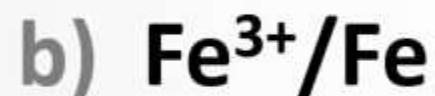
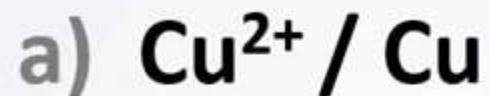
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec  $\text{e}^-$

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



Chiffre Stœchiométrique



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

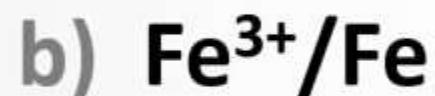
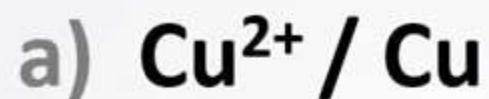
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

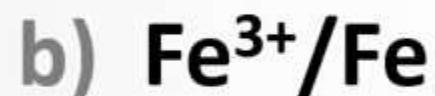
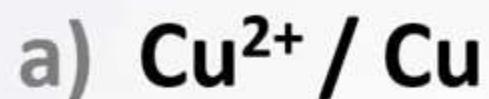
→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e- = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

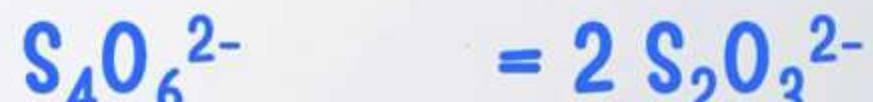
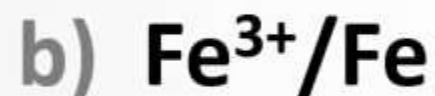
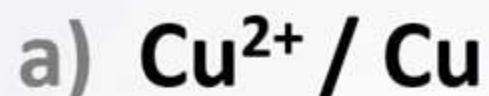
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec  $\text{e}^-$

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

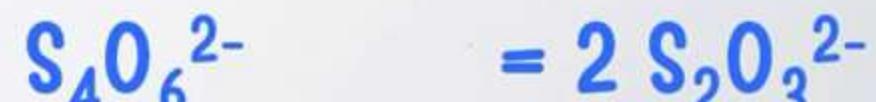
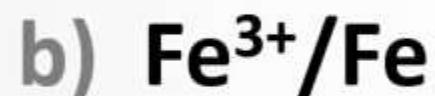
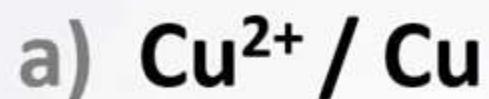
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

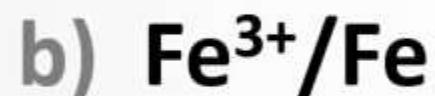
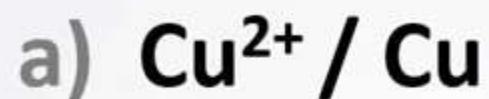
→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

→ élément autre que H et O

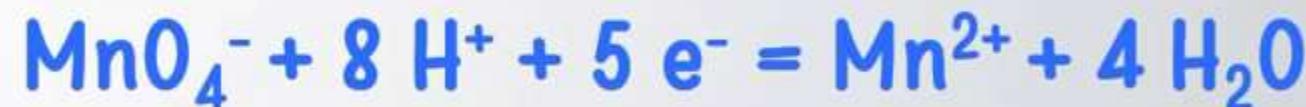
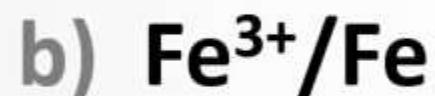
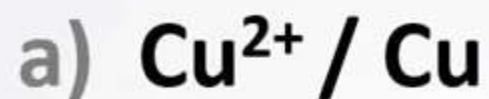
→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec e<sup>-</sup>

4 e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

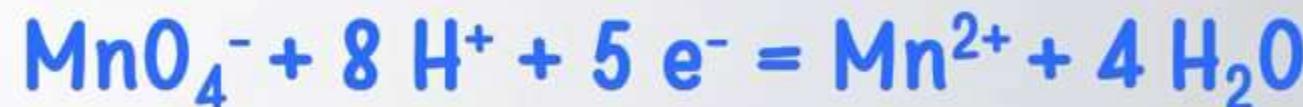
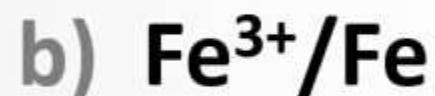
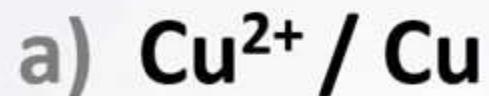
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Rédu

Ox + n e<sup>-</sup> = Rédu

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

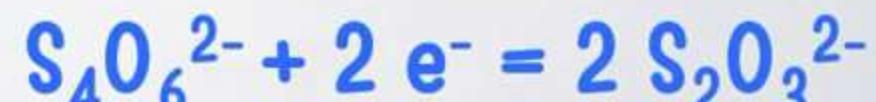
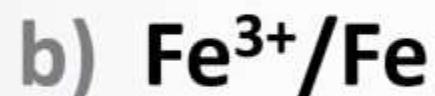
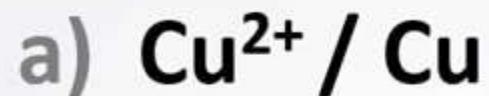
→ élément autre que H et O

→ O avec  $\text{H}_2\text{O}$

→ H avec  $\text{H}^+$

→ charges avec e<sup>-</sup>

# AJUSTER DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE



COUPLE Ox/Réd

Ox + n e<sup>-</sup> = Réd

AJUSTER DEMI-ÉQUATION

→ élément autre que H et O

→ O avec H<sub>2</sub>O

→ H avec H<sup>+</sup>

→ charges avec e<sup>-</sup>