

Principe de construction du tableau

Le tableau comporte **7 lignes** et **18 colonnes**

- A chaque **ligne** (**une valeur de n**) appelée **période**,
on remplit une couche électronique différente

Pour une valeur de n on a : **n s (n-2) f (n-1) d n p**

- Les éléments chimiques qui ont le **même nombre d'électrons** sur leur **couche externe**,
→ se trouvent sur la **même colonne**

→ Ils ont des **propriétés chimiques voisines**.

→ *même famille*

→ *ou même groupe*

Notion de périodicité :

Le tableau est nommé **tableau périodique** (qui revient régulièrement) car on retrouve les éléments avec **mêmes propriétés à des intervalles réguliers** (donc en colonne).

18 colonnes

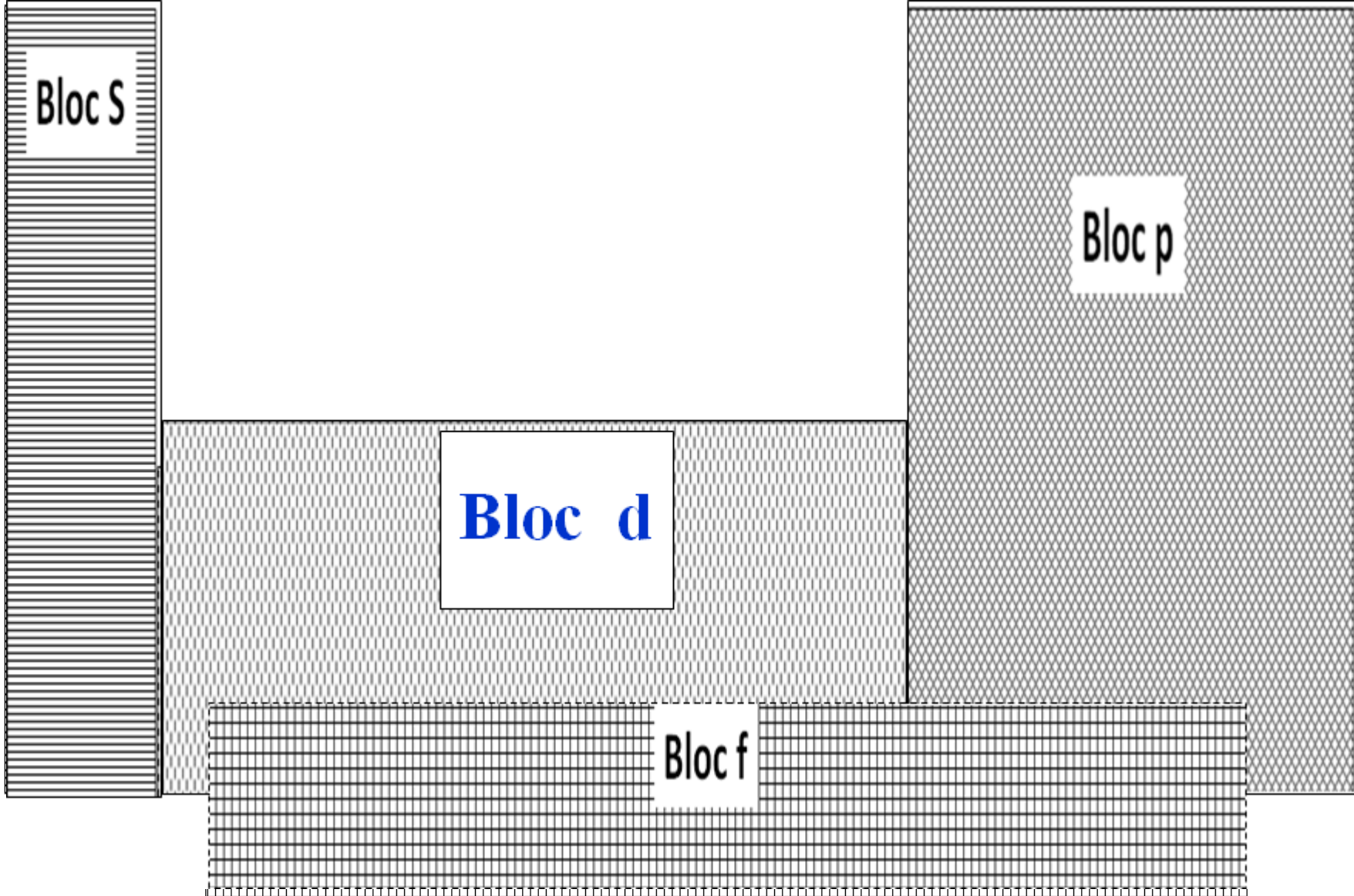
7 Lignes

Bloc S

Bloc p

Bloc d

Bloc f



Les différents périodes et colonnes de la Classification Périodique

	I _A	II _A	III _B IV _B V _B VI _B VII _B VIII _B										He													
n=1	H												He													
n=2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne								
n=3	Mg	III _A IV _A V _A VI _A VII _A VIII _A							I _B II _B		Al	Si	P		Cl	Ar										
n=4	Métaux Alcalins ns^1		Métaux Alcalino-terreux ns^2		Métaux de transition $ns^2(n-1)d^x$										Ga	Ge				Kr						
n=5															As	Se										
n=6															Pb	Bi										
n=7																										
															Famille du Bore ns^2np^1		Carbonides ns^2np^2		Azotites ns^2np^3		Chalcogènes ns^2np^4		Halogènes ns^2np^5		Gaz Rares ns^2np^6	

Bloc s

Les familles d'éléments : Groupes IA et IIA

= correspondant au remplissage des Orbitales

atomiques (O.A.) type **ns^x**

1 1 H Hydrogène 1,008 11,00 2,1 1s ¹ +1	2
3 2 Li Lithium 6,94 5,39 1,0 1s ² 2s ¹ +1	4 Be Béryllium 9,012 8,022 1,5 1s ² 2s ² +2
11 3 Na Sodium 22,99 5,129 0,9 [Ne] 3s ¹ +1	12 Mg Magnésium 24,31 7,381 1,2 [Ne] 3s ² +2
19 4 K Potassium 39,10 4,340 0,8 [Ar] 4s ¹ +1	20 Ca Calcium 40,08 6,712 1,0 0,98
37 6 Rb Rubidium 85,47 4,177 0,8 [Kr] 5s ¹ +1	38 Sr Strontium 87,62 5,694 1,0 0,4
55 8 Cs Césium 132,91 3,893 0,7 [Xe] 6s ¹ +1	56 Ba Baryum 137,33 6,211 0,8
87 7 Fr Francium [223] 4,872 0,7 [Rn] 7s ¹ +1	88 Ra Radium [226] 6,229 0,8

3	Li Lithium 6,94 5,391 1s ² 2s ¹ 1,0 +1
11	Na Sodium 22,99 5,139 [Ne] 3s ¹ 0,9 +1
19	K Potassium 39,10 4,340 [Ar] 4s ¹ 0,8 +1
37	Rb Rubidium 85,47 4,177 [Kr] 5s ¹ 0,8 +1
55	Cs Césium 132,91 3,893 [Xe] 6s ¹ 0,7 +1
87	Fr Francium [223] 4,072 [Rn] 7s ¹ 0,7 +1

Les métaux alcalins : 1^{ère} colonne I_A
(mis à part l'hydrogène)

[gaz rare] **n s¹** Ex: ${}_{11}\text{Na}$ [Ne] 3 s¹

Liquides

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

ils sont **gros** de taille /autres éléments de la **même période**

Ils sont **monovalents** (un électron de valence). Ils cèdent facilement l'électron de valence

Sont *électropositifs* et donnent des **cations monovalents**
 $\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+, \text{Fr}^+$

Leurs énergie d'ionisation (**E.I.**) sont peu élevés

$\text{X}(\text{g}) \rightarrow \text{X}^+(\text{g}) + \text{e}^-$, E.I. ↓ du **Li** au **Fr**

Leur électronégativité **χ** est très faible

→ ils forment des composés ioniques incolores :
NaCl, KCl, K₂O,

3 Li Lithium 6,94 5,391 1s ² 2s ¹ +1 1,0
11 Na Sodium 22,99 5,139 [Ne] 3s ¹ +1 0,9
19 K Potassium 39,10 4,340 [Ar] 4s ¹ +1 0,8
37 Rb Rubidium 85,47 4,177 [Kr] 5s ¹ +1 0,8
55 Cs Césium 132,91 3,893 [Xe] 6s ¹ +1 0,7
87 Fr Francium [223] 4,072 [Rn] 7s ¹ +1 0,7

Propriétés chimiques

Chimiquement, les alcalins sont très réactifs. Ils réagissent rapidement à l'air pour former les **oxydes** (ou le **nitruure** dans le cas du Lithium **Li**)

Oxydation des alcalins

La réaction d'oxydation est la suivante :



Le **lithium** est donc le plus **réducteur** des alcalins, ce qui explique la plus forte enthalpie d'hydratation du $\text{Li}^+_{(\text{aq})}$.

3	Li Lithium 6,94 5,391 $1s^2 2s^1$ +1	1,0
11	Na Sodium 22,99 5,139 [Ne] $3s^1$ +1	0,9
19	K Potassium 39,10 4,340 [Ar] $4s^1$ +1	0,8
37	Rb Rubidium 85,47 4,177 [Kr] $5s^1$ +1	0,8
55	Cs Césium 132,91 3,893 [Xe] $6s^1$ +1	0,7
87	Fr Francium [223] 4,072 [Rn] $7s^1$	0,7

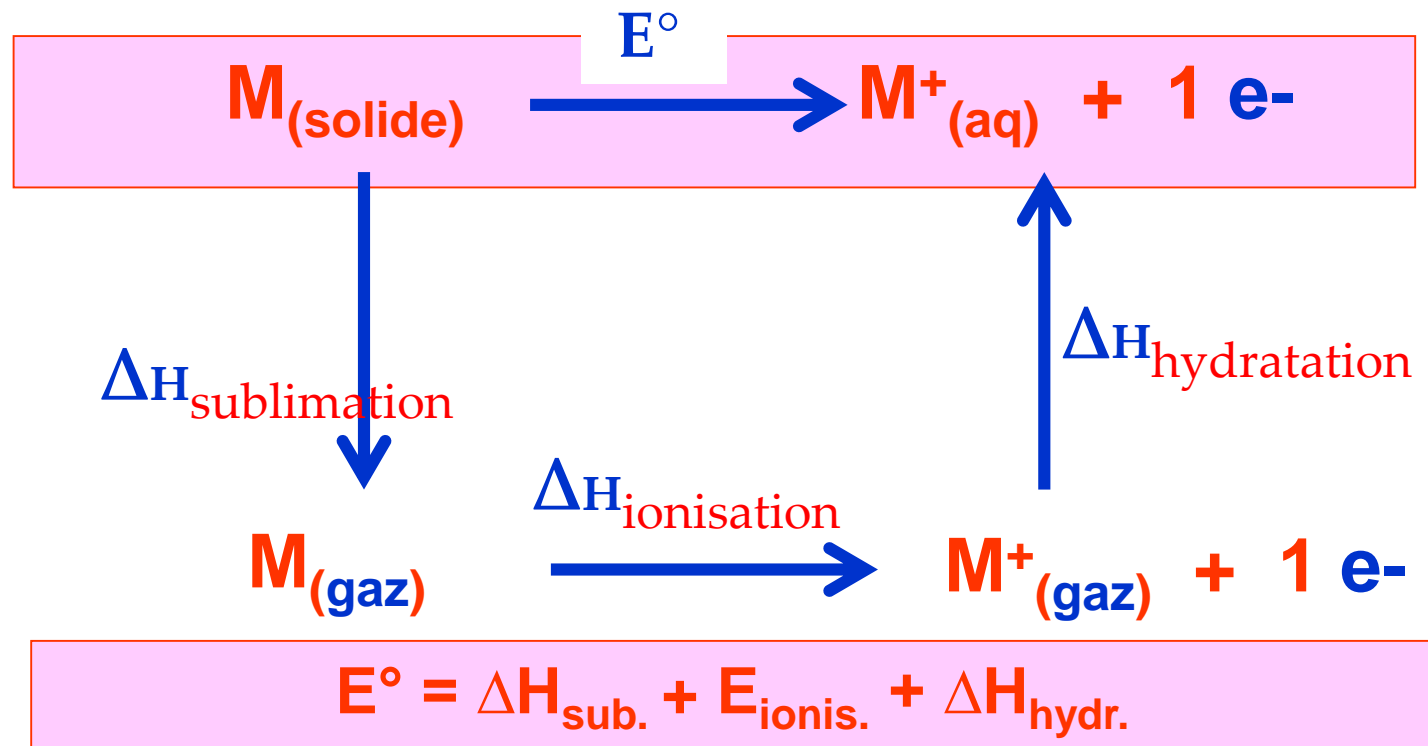
Oxydation des alcalins

La réaction d'oxydation est la suivante :



On peut imaginer la transformation M en M⁺ en solution aqueuse suivant les trois étapes suivantes :

(**cycle de Born Haber**) :

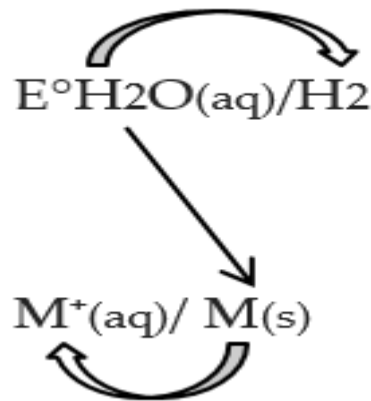


E° fortement négative → le **pouvoir réducteur puissant des alcalins.**

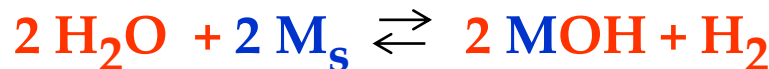
3	Li Lithium 6,94 5,391 1s ² 2s ¹ +1	1,0
11	Na Sodium 22,99 5,139 [Ne] 3s ¹ +1	0,9
19	K Potassium 39,10 4,340 [Ar] 4s ¹ +1	0,8
37	Rb Rubidium 85,47 4,177 [Kr] 5s ¹ +1	0,8
55	Cs Césium 132,91 3,893 [Xe] 6s ¹ +1	0,7
87	Fr Francium [223] 4,072 [Rn] 7s ¹ +1	0,7

Réaction avec l'eau

Sachant que $E^\circ_{\text{H}_2\text{O}_{(aq)}/\text{H}_2} = -0,84 \text{ V}$ en milieu basique, on a donc :



Avec : $F = \text{cte de Faraday} = 96500 \text{ Coulomb/mole}$,



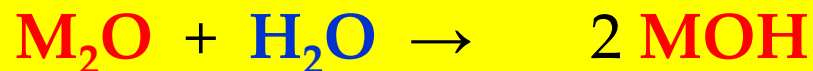
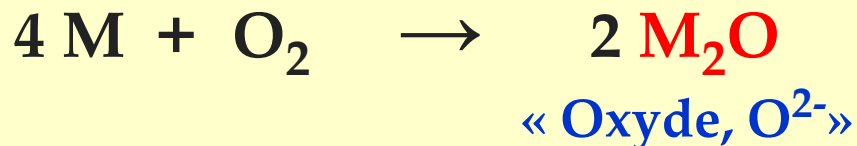
$$\Delta G^\circ_R < 0$$

Réaction spontanée

$$\Delta G^\circ_R = \Delta G^\circ_1 - 2. \Delta G^\circ_2 = \Delta G^\circ_R = -2.F. E^\circ_1 + 2.1.F. E^\circ_2$$

Réaction avec l'oxygène

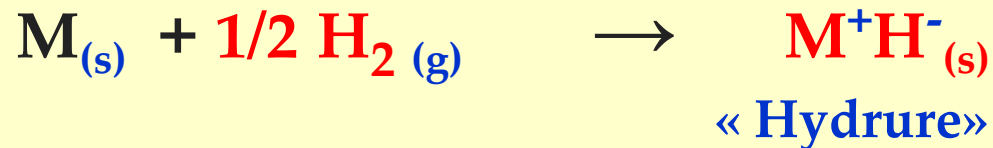
En général, la combustion des alcalins dans l'air donne les oxydes sauf **quelques exceptions**



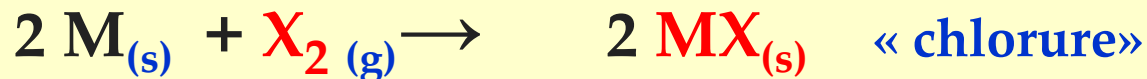
3	Li Lithium 6,94 5,391 $1s^2 2s^1$ +1	1,0
11	Na Sodium 22,99 5,139 [Ne] $3s^1$ +1	0,9
19	K Potassium 39,10 4,340 [Ar] $4s^1$ +1	0,8
37	Rb Rubidium 85,47 4,177 [Kr] $5s^1$ +1	0,8
55	Cs Césium 132,91 3,893 [Xe] $6s^1$ +1	0,7
87	Fr Francium [223] 4,072 [Rn] $7s^1$ +1	0,7

3	Li Lithium 6,94 5,391 1s ² 2s ¹ +1	1,0
11	Na Sodium 22,99 5,139 [Ne] 3s ¹ +1	0,9
19	K Potassium 39,10 4,340 [Ar] 4s ¹ +1	0,8
37	Rb Rubidium 85,47 4,177 [Kr] 5s ¹ +1	0,8
55	Cs Césium 132,91 3,893 [Xe] 6s ¹ +1	0,7
87	Fr Francium [223] 4,072 [Rn] 7s ¹ +1	0,7

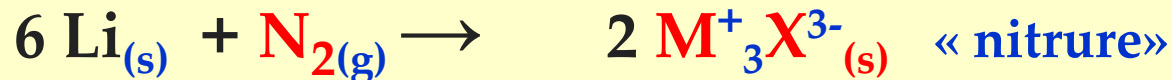
Réaction avec l'Hydrogène



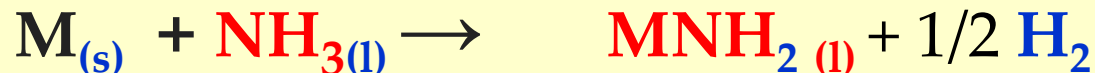
Réaction avec les halogènes X



Réaction avec l'Azote



Réaction avec l'Ammoniaque



amidure alcalin

solution bleue intense, conductrice

II_A

Les métaux alcalino-terreux :

éléments de la 2^{ème} colonne II_A : ns²

₄Be, ₁₂Mg, ₂₀Ca, ₃₈Sr, ₅₆Ba et ₈₈Ra

4 Be Béryllium 9,012 9,322 1,5 1s ² 2s ² +2
12 Mg Magnésium 24,31 7,646 1,2 [Ne] 3s ² +2
20 Ca Calcium 40,08 6,113 1,0 [Ar] 4s ² +2
38 Sr Strontium 87,62 5,694 1,0 [Kr] 5s ² +2
56 Ba Baryum 137,33 5,211 0,9 [Xe] 6s ² +2
88 Ra Radium [226] 5,278 0,9 [Rn] 7s ² +2

→ une grande réactivité chimique,

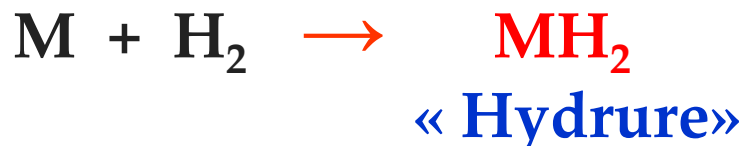
→ essentiellement **réducteurs**,

→ ils s'unissent facilement avec la plupart des corps simples, (radioactif)

→ ils sont plus denses et plus durs que les métaux alcalins.

Propriétés chimiques

Réactivité avec l'hydrogène



Sauf **Be**
(réaction indirecte)

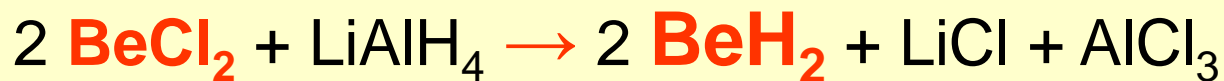
II_A

Réactivité avec l'hydrogène



Sauf **Be**
(réaction indirecte)

BeH₂ est obtenu impur par réaction de son chlorure **BeCl₂** et **Li(AlH₄)**



MgH₂ à caractère covalent

CaH₂, **SrH₂**, **BaH₂** sont à caractère ionique

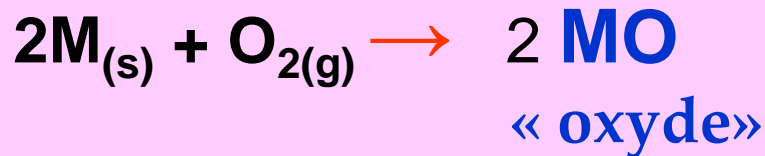
Les hydrures sont tous des **réducteurs**



4	Be Béryllium 9,012 9,322 1,5 1s ² 2s ² +2
12	Mg Magnésium 24,31 7,646 1,2 [Ne] 3s ² +2
20	Ca Calcium 40,08 6,113 1,0 [Ar] 4s ² +2
38	Sr Strontium 87,62 5,694 1,0 [Kr] 5s ² +2
56	Ba Baryum 137,33 5,211 0,9 [Xe] 6s ² +2
88	Ra Radium [226] 5,278 0,9 [Rn] 7s ² +2

II_A

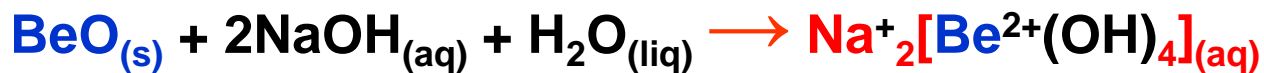
Réactivité avec l'oxygène



BeO, MgO, CaO,
SrO, ...

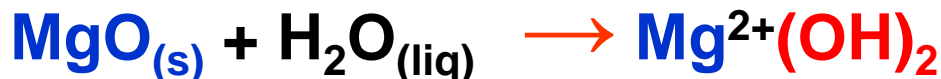
* *BeO insoluble dans l'eau et les solvants organiques*

* *BeO Oxyde amphotère :*



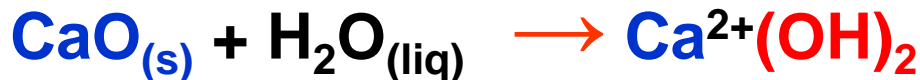
Tétrahydroxoberyllate (II) de Na

Les autres oxydes sont solubles dans l'eau et donnent des hydroxydes $M(OH)_2$



Magnésie

brucite



Chaux vive

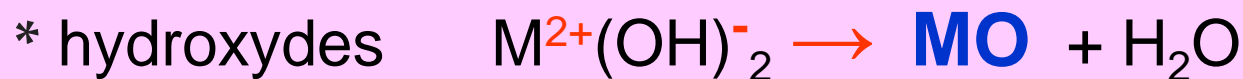
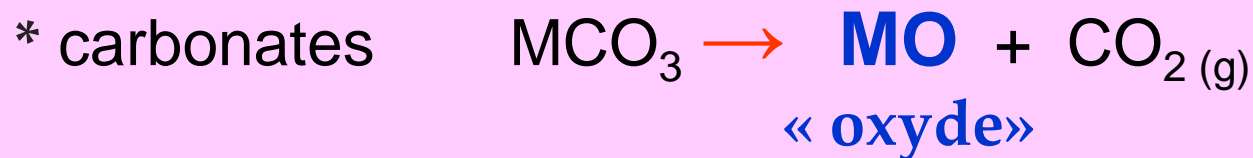
Chaux éteinte

4	Be Béryllium 9,012 9,322 1,5 1s ² 2s ² +2
12	Mg Magnésium 24,31 7,646 1,2 [Ne] 3s ² +2
20	Ca Calcium 40,08 6,113 1,0 [Ar] 4s ² +2
38	Sr Strontium 87,62 5,694 1,0 [Kr] 5s ² +2
56	Ba Baryum 137,33 5,211 0,9 [Xe] 6s ² +2
88	Ra Radium [226] 5,278 0,9 [Rn] 7s ² +2

II_A

4 Be Béryllium 9,012 9,322 1,5 1s ² 2s ² +2
12 Mg Magnésium 24,31 7,646 1,2 [Ne] 3s ² +2
20 Ca Calcium 40,08 6,113 1,0 [Ar] 4s ² +2
38 Sr Strontium 87,62 5,694 1,0 [Kr] 5s ² +2
56 Ba Baryum 137,33 5,211 0,9 [Xe] 6s ² +2
88 Ra Radium [226] 5,278 0,9 [Rn] 7s ² +2

Tous les **alcalino-terreux** forment des **oxydes** ioniques (**MO**) par décomposition thermique des :



Tous les **alcalino-terreux** forment plus ou moins facilement des **peroxydes** par action de **l'oxygène**.

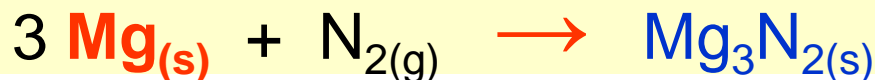


II_A

Réactivité avec l'azote

Dès la T ambiante, mais surtout vers 450°C, ces métaux absorbent l'azote avec formation d'un **nitru**re, thermiquement très stable (sauf dans le cas du Be)

Be₃N₂ volatil



nitru

Avec l'ion nitru N³⁻

Mg₃N_{2(s)} s'hydrolyse facilement :



4	Be Béryllium 9,012 9,322 1,5 1s ² 2s ² +2
12	Mg Magnésium 24,31 7,646 1,2 [Ne] 3s ² +2
20	Ca Calcium 40,08 6,113 1,0 [Ar] 4s ² +2
38	Sr Strontium 87,62 5,694 1,0 [Kr] 5s ² +2
56	Ba Baryum 137,33 5,211 0,9 [Xe] 6s ² +2
88	Ra Radium [226] 5,278 0,9 [Rn] 7s ² +2

II_A

Réactivité avec l'ammoniaque

Les métaux alcalino-terreux se dissolvent dans $\text{NH}_3(\text{liq}) \rightarrow$ solution bleue.

Complexe $\text{M}(\text{NH}_3)_6$
« ammoniacate de M »

Par chauffage progressif, ces produits se transforment successivement :

* en **amidure** $\text{M}(\text{NH}_2)_2$,

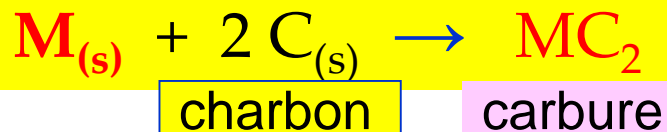
* puis en **imidure** MNH

4 Be Béryllium 9,012 9,322 1,5 $1s^2 2s^2$ +2
12 Mg Magnésium 24,31 7,646 1,2 [Ne] $3s^2$ +2
20 Ca Calcium 40,08 6,113 1,0 [Ar] $4s^2$ +2
38 Sr Strontium 87,62 5,694 1,0 [Kr] $5s^2$ +2
56 Ba Baryum 137,33 5,211 0,9 [Xe] $6s^2$ +2
88 Ra Radium [226] 5,278 0,9 [Rn] $7s^2$ +2

II_A

Réactivité avec le carbone

Les métaux **alcalino-terreux** ou leurs **oxydes** donnent une famille de composés intéressante avec le carbone. Le traitement de la chaux par le charbon au four électrique, donne le carbure de calcium, qui reste une source d'acétylène :



le CaC_2 est une source d'acétylène C_2H_2 d'où son nom d'**acétylure de calcium** :



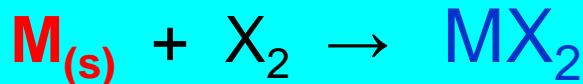
réaction très **exothermique**

4	Be Béryllium 9,012 9,322 1,5 $1s^2 2s^2$ +2
12	Mg Magnésium 24,31 7,646 1,2 [Ne] $3s^2$ +2
20	Ca Calcium 40,08 6,113 1,0 [Ar] $4s^2$ +2
38	Sr Strontium 87,62 5,694 1,0 [Kr] $5s^2$ +2
56	Ba Baryum 137,33 5,211 0,9 [Xe] $6s^2$ +2
88	Ra Radium [226] 5,278 0,9 [Rn] $7s^2$ +2

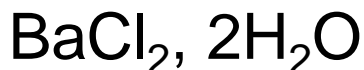
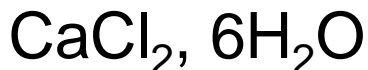
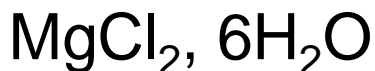
II_A

Réactivité avec halogènes

Tous les **métaux alcalino-terreux** forment des dérivés halogénés (ou halogénures) **MX₂** par combinaison directe à des T°C convenables ou par action d'acide halogénés sur le métal ou le carbonate :

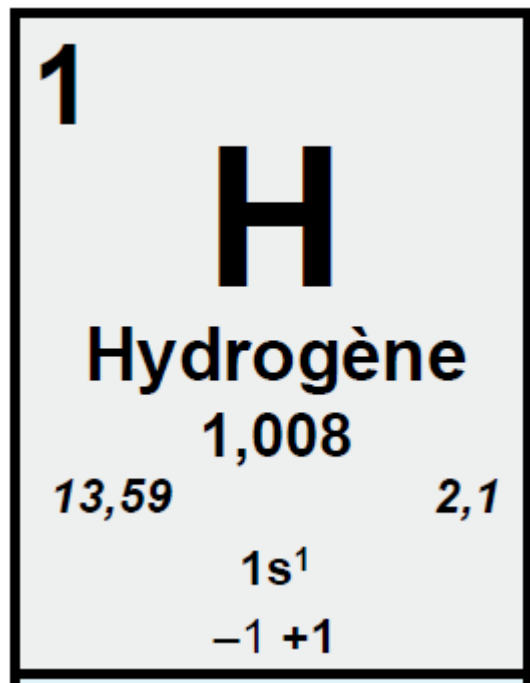


Les halogénures sont très hygroscopiques et donnent des hydrates



4 Be Béryllium 9,012 9,322 1,5 1s ² 2s ² +2
12 Mg Magnésium 24,31 7,646 1,2 [Ne] 3s ² +2
20 Ca Calcium 40,08 6,113 1,0 [Ar] 4s ² +2
38 Sr Strontium 87,62 5,694 1,0 [Kr] 5s ² +2
56 Ba Baryum 137,33 5,211 0,9 [Xe] 6s ² +2
88 Ra Radium [226] 5,278 0,9 [Rn] 7s ² +2

Hydrogène



D° d'oxydation

Structure et propriétés de l'atome H

1	H
Hydrogène	
1,008	
13,59	2,1
1s ¹	
-1 +1	

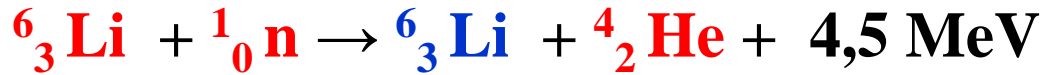
C'est un gaz incolore, inodore et dangereux,

Sa configuration électronique est **1s¹**

Il existe sous trois isotopes.

Nom	Symbole	Masse molaire g/mol	Abondance dans la nature
Hydrogène	^1_1H (1 proton + 0 neutron)	1,008	99,98%
Deutérium	^2_1D (1 proton + 1 neutron)	2,014	0,02
	Il est surtout utilisé pour préparer l'eau lourde (ralentisseur de neutrons dans les piles atomiques)		
Tritium	^3_1T (1 proton + 2 neutrons) Radioactif artificiel Il émet des particules β : $^3_1\text{T} \rightarrow ^2_1\text{He} + ^0_{-1}\text{He}$	3,016	traces

Le **tritium** est généralement obtenu par bombardement neutronique du ${}^6_3\text{Li}$



L'hydrogène a deux ions :

* le cation H^+ (essentiellement covalent)

* et l'anion H^- (dans les **hydrures métalliques**). En captant un électron, l'hydrogène prend la configuration d'un gaz rare (l'hélium $1s^2$)

Dans la molécule H_2 , il a le degré d'oxydation 0.

Pour former H^+ , il faut ioniser l'hydrogène selon l'équation suivante :



*L'énergie nécessaire pour arracher un e^- à l'hydrogène est **très élevée** / à celle des éléments du **groupe I_A**.*

1
H
Hydrogène
1,008
13,59 2,1
1s ¹
-1 +1

L'hydrogène a deux ions :

* le cation H^+ (essentiellement covalent)

Pour former H^+ , il faut ioniser l'hydrogène selon l'équation suivante :

$\text{H (gaz)} \rightarrow \text{H}^+ \text{ (gaz)} + 1\text{e}^-$ L'énergie de la première ionisation de **H** est de l'ordre de 13,6 eV (= 313 kcal / mol)

*L'énergie nécessaire pour arracher un e^- à l'hydrogène est **très élevée** / à celle des éléments du **groupe I_A** .*

Le proton H^+ peut se former facilement dans les solvants polaires. L'énergie d'hydratation de H^+ compense largement l'énergie d'ionisation.

Utilisation de l'hydrogène

L' H_2 est utilisé en pétrochimie pour la synthèse de **l'ammoniac** et de **l'azote**.

Utilisation de l'hydrogène

L'H est utilisé en pétrochimie pour la synthèse de l'ammoniac et de l'azote.

Il est utilisé aussi comme **propergol** pour les **fusées**.

Préparation de l'hydrogène

La matière première pour produire de l'H₂ est : l'eau ou les hydrocarbures.

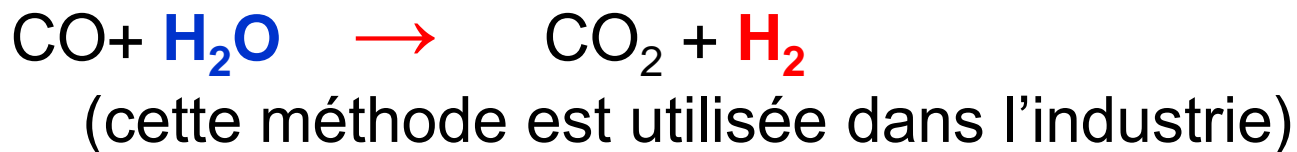
Préparation de l'H₂ à partir de l'eau

* Electrolyte (H₂O + 20% NaOH)



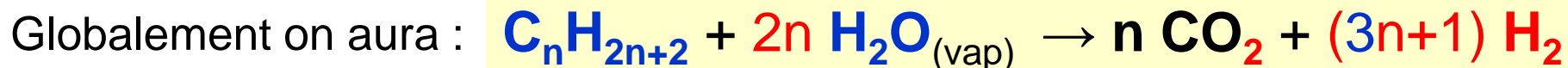
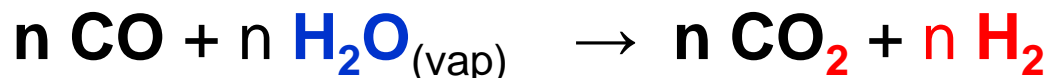
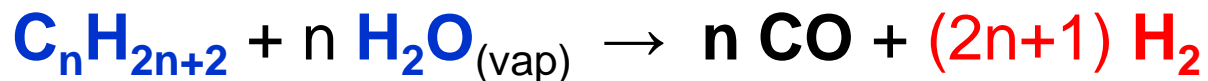
L'H₂ formé est très pur = cette méthode est trop chère (coûteuse).

* Réduction de H₂O :



Préparation de l' H_2 à partir des hydrocarbures

C'est le cracking des produits pétroliers en présence de la vapeur d'eau



Propriétés chimiques de l'hydrogène

Réactivité de l'hydrogène

Les **composés hydrogénés** se répartissent en **trois types** suivant la nature de l'élément avec lequel il est combiné

Réaction avec les éléments du bloc S

Les **alcalins** et les **alcalino-terreux** se combinent avec l' H_2 pour donner des **solides ioniques**, et cela est dû à la différence $d'\chi$ de l' H_2 et celle de ces éléments. On appelle ces composés des **hydrures salins**.

Préparation de l' H_2 à partir des hydrocarbures

Avec les alcalins $\text{M} + \text{H} \rightarrow \text{MH}$ (M^+ , H^-)

Avec les alcalino-terreux $\text{M} + 2\text{H} \rightarrow \text{MH}_2$ (M^+ , 2H^-)



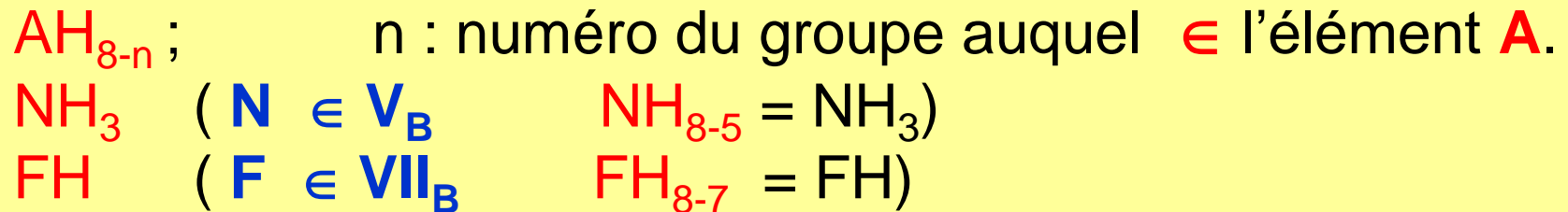
Les **hydrures** salins se **décomposent dans l'eau** selon l'équation de la réaction chimique suivante :



Les hydrures sont des **réducteurs** très puissants. Les hydrures salins réduisent facilement l'alumine Al_2O_3 en l'état Al , ce qui n'est pas possible avec l' H_2 moléculaire.

Réaction avec les éléments du bloc P

Les composés obtenus avec les **éléments du bloc P** sont les plus importants, leur formule est simple (exemple **NH₃**), d'une manière générale :



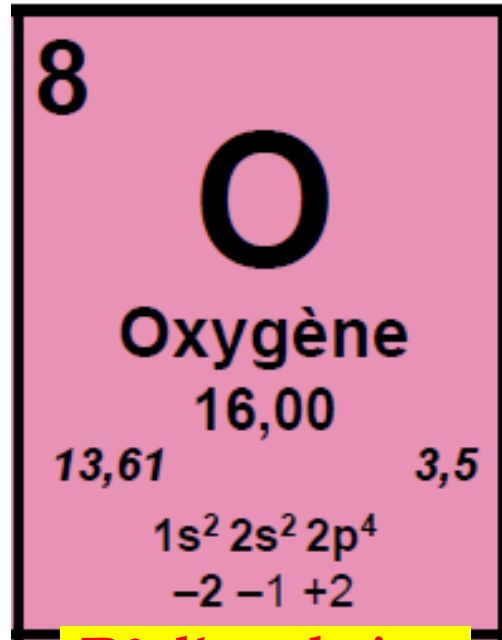
Réactivité avec les éléments chimiques

L'**H₂** peut agir comme réducteur sur un certain nombre de dérivés métalliques (oxydes, sulfures, chlorures.....).



L' **H₂** est un réducteur industriel qui est très couteux, on préfère le remplacer (dans le cas du possible) par **CO**

L'Oxygène et les Oxydes



D° d'oxydation

Sa configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^4$.

Il présente trois isotopes : $^{16}_8\text{O}$ (99,75%), $^{17}_8\text{O}$ et $^{18}_8\text{O}$.

L'électronégativité de l'oxygène vaut 3,5.

Pour O^{2-} (configuration du néon) : $\text{O} + 2 e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$

Cette réaction est très **endothermique**, $\Delta H = 170 \text{ kcal/mole}$

La molécule d'oxygène

L'oxygène peut donner deux types de molécule.

*** O_2 : molécule d'oxygène**

O_2 : très stable O_2 $2\text{O} : \Delta H = 118 \text{ Kcal/mole}$.

$T_{\text{éb}}(\text{O}_2) = -183^\circ\text{C}$, légèrement \neq de celle de N_2 ($T_{\text{éb}} = 196^\circ\text{C}$).

On peut avoir de l' O_2 très facilement à partir de l'air (O_2, N_2) par des distillations fractionnées de l'air liquide.

*** O_3 : la molécule est instable**



Réactivité chimique

L' O_2 est un oxydant puissant, puisqu'il est électronégatif.

L' O_3 est un oxydant plus puissant, il conduit à des réactions spontanées.

Il réagit avec un grand nombre de corps simples et aussi sur certains composés.

Il présente le plus souvent le **degré d'oxydation (-II)**,
dans les **peroxydes (-I)**
et pour les **superoxydes (+II)**

Oxydes et leur classification

L' O_2 se combine à **T élevée** avec la plupart des **corps simples**,
métaux ou **non métaux**.

Les **réactions** sont en général fortement **exothermiques** et les composés obtenus sont des **oxydes**.

Oxydes normaux (-II)

Les oxydes normaux peuvent **se diviser en quatre classes** suivant leurs comportements chimiques

Oxydes basiques

Les métaux très électropositifs (**alcalins, alcalino-terreux**) conduisent à des **oxydes basiques** : **Na₂O, MgO**

Les **oxydes ioniques**, en solution dans l'eau, donnent des **solutions basiques**



Chaux vive

Chaux éteinte

et lorsqu'ils **ne sont pas dissous dans l'eau**, ils réagissent avec les acides.



Oxydes acides

Ce sont des **oxydes à caractère covalent**

ils comportent la série des **oxydes des non métaux** (éléments du bloc P) et les **oxydes des métaux de transition**

Les **métaux de transition** ont en général plusieurs oxydes.

Celui correspondant au d° d'oxydation le plus bas est basique.

Le **caractère acide** augmente avec le degré d'oxydation du métal.

Par exemple, le vanadium conduit à :

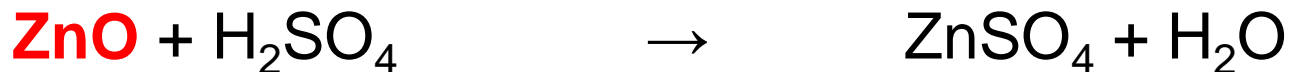
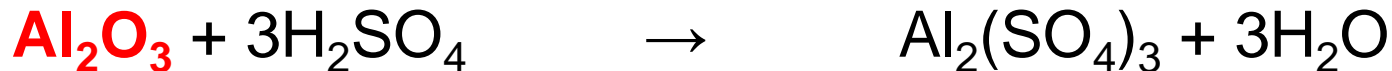
$V^{+2}O$	$V_2^{+3}O_3$	$V^{+4}O_3$	$V_2^{+5}O_5$
oxydes basique	oxydes basique	oxyde amphotère	oxyde acide

Oxydes amphotères

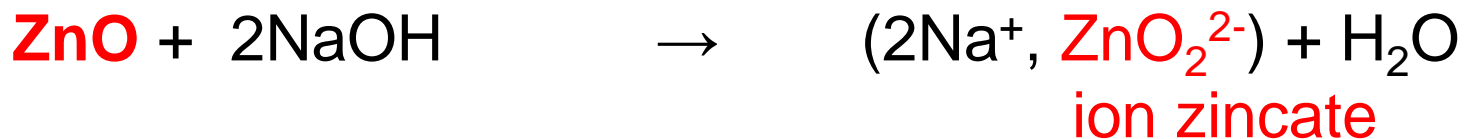
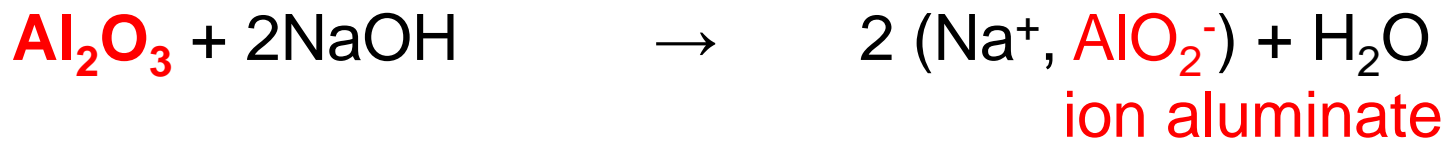
Ce sont des **oxydes** qui présentent à la fois un caractère **acide** et un caractère **basique**.

Exemples : Al_2O_3 et ZnO .

Comportement basique



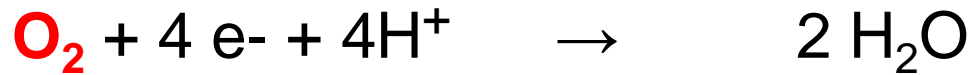
Comportement acide



Oxydes neutres

Comprenant l' H_2O et les gaz relativement insolubles CO
et N_2O .

L'oxygène en solution aqueuse



$$E^\circ = 1,229 \text{ V}$$

O_2 est un bon oxydant

L'azote et ses composés

Z: n° atomique

7

N

Azote

M: masse molaire

14,01

E.I: énergie
d'ionisation

14,53

3,0

X: Electronégativité

$1s^2 2s^2 2p^3$

-3 +1 +2 +3 +4 +5

D° d'oxydation

Les degrés d'oxydation **D.O.** de l'azote

L'azote ($Z = 7$) a pour structure électronique **$1s^2 2s^2 2p^3$**

Tous les **d° d'oxyd. (D.O)** sont possibles entre **-III** et **+V**.

D.O= -III NH_3 (**ammoniac**), NH_4^+ (ion **ammonium**),
 NH_2^- (ion **amidure**), NH^{2-} (ion **imidure**),
 N^{3-} (ion **nitru**)

D.O= -II NH_2NH_2 (**hydrazine**)

D.O= -I NH_2OH (**hydroxylamine**)

D.O= 0 N_2 (**diazote**)

D.O= +I N_2O (**hémioxyde d'azote**
ou **monoxyde de diazote**
ou **oxyde nitreux**)

D.O= +2 NO (**monoxyde d'azote** ou **oxyde nitrique**)

D.O= **-III** NH_3 (ammoniac), NH_4^+ (ion ammonium),
 NH_2^- (ion amidure), NH^{2-} (ion imidure),
 N^{3-} (ion nitrure)

D.O= **-II** NH_2NH_2 (hydrazine)

D.O= **-I** NH_2OH (hydroxylamine)

D.O= **0** N_2 (diazote)

D.O= **+I** N_2O (hémioxyde d'azote
ou monoxyde de diazote
ou oxyde nitreux)

D.O= **+2** NO (monoxyde d'azote ou oxyde nitrique)

D.O= **+3** HNO_2 (acide nitreux),
 NO_2^- (ion nitrite),
 N_2O_3 (trioxyde de diazote
ou sesquioxyde d'azote
ou anhydride nitreux)

D.O= **+1** N_2O (monoxyde de diazote
ou hémioxyde d'azote $NO_{1/2}$
ou oxyde nitreux)

D.O= **+2** NO (monoxyde d'azote ou oxyde nitrique)

D.O= **+3** HNO_2 (acide nitreux),
 NO_2^- (ion nitrite),
 N_2O_3 (trioxyde de diazote
ou sesquioxyde d'azote
ou anhydride nitreux)

D.O= **+4** NO_2 (dioxyde d'azote),
 N_2O_4 (tétraoxyde de diazote)

D.O= **+5** HNO_3 (acide nitrique),
 NO_3^- (ion nitrate),
 N_2O_5 (pentaoxyde de diazote)

D.O= +3 HNO₂ (acide nitreux),
NO₂⁻ (ion nitrite),
N₂O₃ (trioxyde de diazote
ou sesquioxyde d'azote
ou anhydride nitreux)

D.O= +4 NO₂ (dioxyde d'azote),
N₂O₄ (tétraoxyde de diazote)

D.O= +5 HNO₃ (acide nitrique),
NO₃⁻ (ion nitrate),
N₂O₅ (pentaoxyde de diazote)

L'azote → composition des engrais (engrais binaires NP, NK et engrais ternaires NPK). La teneur d'un engrais est donnée, par convention, par un groupe de 3 nombres qui représentent, dans l'ordre :

« % d'azote, % de P₂O₅ que donnerait le phosphore présent, % de K₂O que donnerait le potassium présent ».

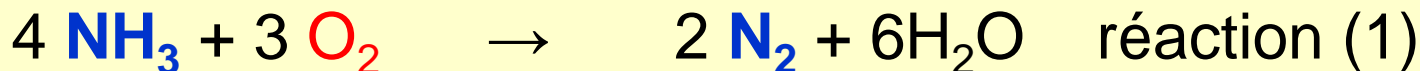
Synthèse de l'acide nitrique HNO_3

Depuis 1920, HNO_3 est essentiellement préparé par oxydation de NH_3 . Cette oxydation donne NO , puis on passe à NO_2 et enfin à HNO_3 .

Passage de NH_3 à NO

L'oxydation de NH_3 par O_2 de l'air conduit principalement à 2 réactions :

* Oxydation en azote



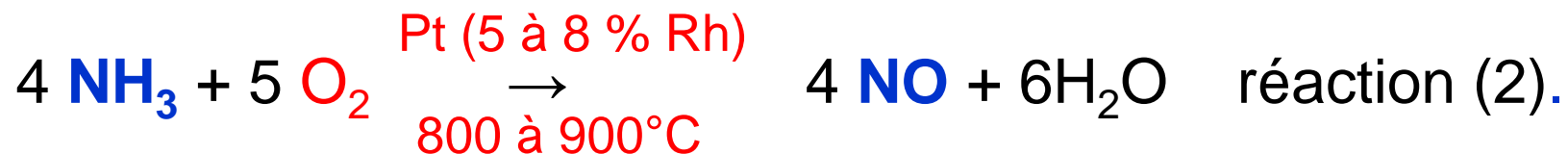
La réaction (1) est à éviter

* Oxydation en oxyde d'azote



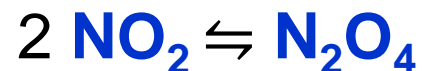
c'est la réaction (2) qui est la seule intéressante industriellement.

Il est donc nécessaire d'effectuer un contrôle cinétique pour n'obtenir que l'oxydation en NO (réaction 2).



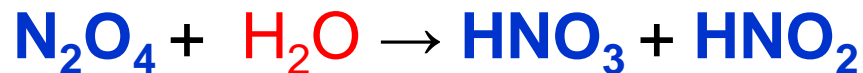
Dans ces conditions, le taux de conversion de NH_3 en NO est voisin de **98%**

Passage de **NO** à **NO₂**



Passage de **N₂O₄** à **HNO₃**

Dismutation de **N₂O₄** en **HNO₃** et **HNO₂**

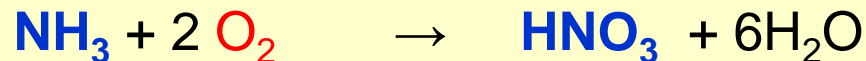


Dismutation de **HNO₂** (instable T > 0°C)
en **HNO₃** et **NO**



Le **NO_(g)** est immédiatement réoxydé

Le bilan global peut s'écrire :



Utilisation de l'acide nitrique

- * dans l'industrie des engrais (70%) pour la fabrication des **nitrites** et des **ammonitrates** ;
- * en chimie organique, pour la préparation de :
 - ****dérivés nitrés** (industrie des colorants, obtention de solvants) ;
- * pour la préparation de nitrates métalliques (ex: nitrate d'argent).