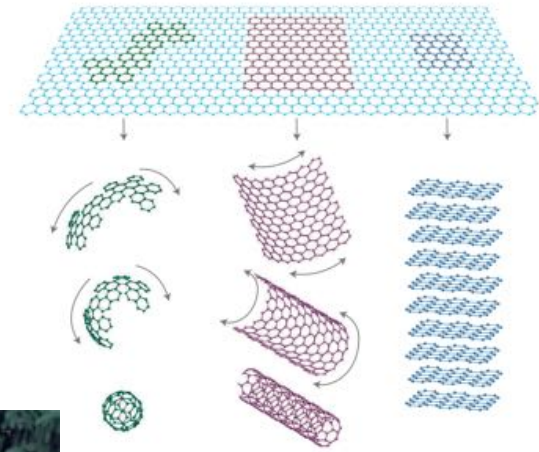
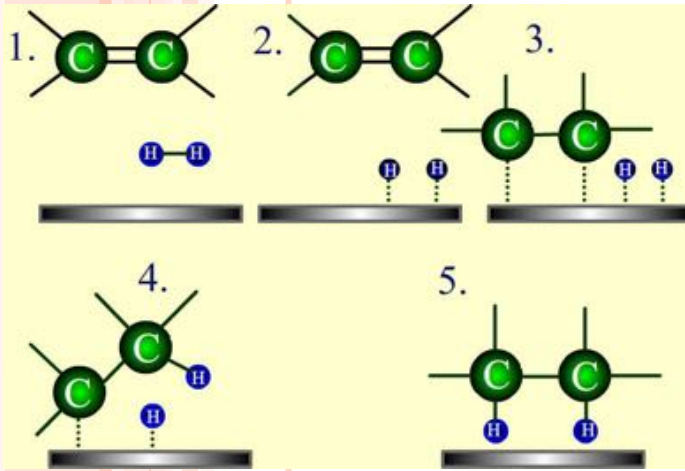


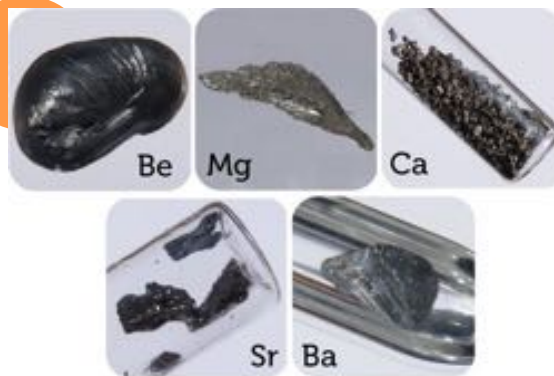


CHIMIE MINÉRALE DES ÉLÉMENTS

cours CHM 2753



CHAP.7 : RÉACTIVITÉ DES ÉLÉMENTS



L'HYDROGÈNE

3

Propriétés générales

- L'hydrogène se trouve sous forme diatomique (H₂) sur terre.
- C'est l'élément le plus abondant dans l'univers et le troisième plus abondant sur terre.
- Le dihydrogène est un gaz incolore, inodore et peu soluble dans tous les solvants.
- Il est **non-polaire** et à une faible masse molaire.
- Il est très inflammable (18% à 60% de H₂ rendent l'air explosif)
- Point d'ébullition (−253 °C) et point de fusion (−260 °C) bas.
- **Relativement non-réactif** (E_a très grand)

L'hydrogène et le tableau périodique

Métaux Semi-métaux
 Non-métaux Gaz nobles

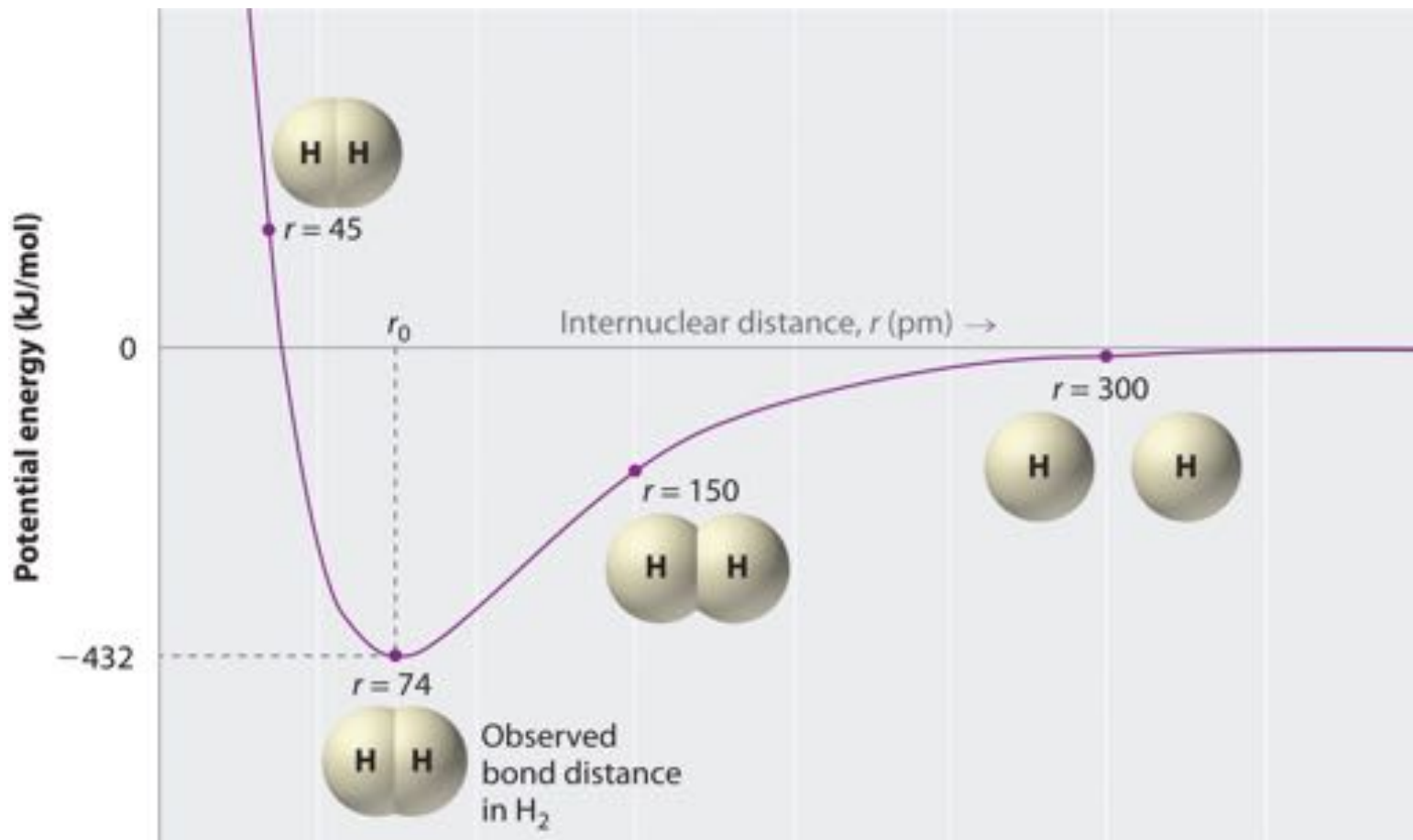
	IA																	VIII B
1	H	He																
2	Li	Be																
3	Na	Mg	III A	IV A	V A	VIA	VII A	VIII A			IB	IIB	III B	IV B	V B	VIB	VII B	VIII B
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac†	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	**	**	**		**		**		

* Lanthanides	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
† Actinides	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

- Dans le tableau périodique, aucune place ne convient parfaitement à l'hydrogène.
- Traditionnellement, on le place dans le Groupe 1 (IA) à cause de sa configuration électronique.
 - Mais, il ne faut pas le voir comme un alcalin.

La liaison H–H

La liaison H–H est une liaison _____ de 0,74 Å.



Un peu d'histoire

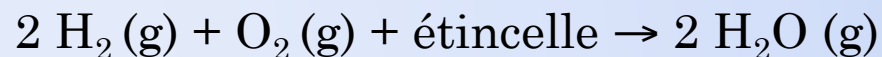


Henry Cavendish
(1731 – 1810)
Chimiste britannique

- Henry Cavendish fut le premier à isoler H_2 (1766) et l'a appelé « l'air inflammable ».
- Il constata qu'après la combustion de H_2 , une rosée se formait (de l'eau).
- Antoine Lavoisier répéta l'expérience de Cavendish (1783) et appela ce gaz, « hydrogène » qui veut dire « producteur d'eau »



Antoine Lavoisier
(1743 – 1794)
Chimiste français



La production de H₂

- L'hydrogène sur terre se trouve **principalement sous forme d'eau**. Ainsi l'eau est une bonne source d'hydrogène pour la préparation de H₂.
- La production de H₂ à partir de H₂O se fait selon une réaction d'oxydoreduction.

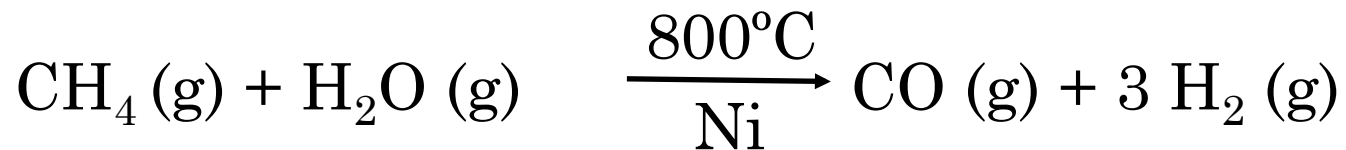


- Pour passer de l'eau à l'hydrogène, on utilise un reducteur.
ex. : C (charbon), CO, CH₄, hydrocarbures.

La production industriel de H₂

- La production industrielle de H₂ se fait en 2 étapes.

❖ Étape 1 : Oxydoréduction à haute température



$$\Delta H = \underline{206.1 \text{ kJ/mol}}$$

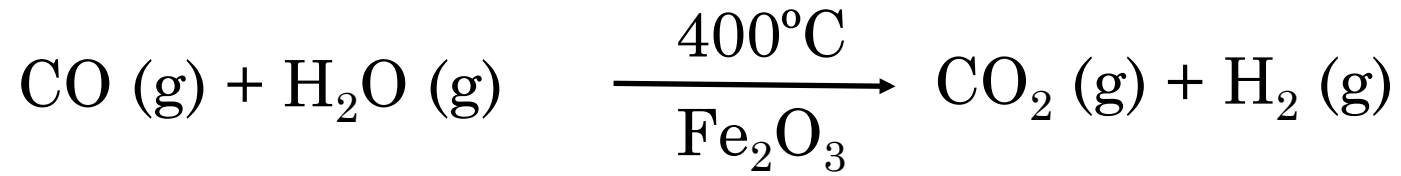
$$\Delta S = \underline{214.5 \text{ J/molK}}$$

$$\Delta G = \underline{-24 \text{ kJ/mol}} \quad \underline{(<0) \rightarrow \text{reaction spontanée}}$$

	ΔH_f° (kJ/mol)	S° (J/(mol×K))
CH ₄ (g)	-74,81	186,2
H ₂ O(g)	-241,8	188,7
CO(g)	-110,5	197,6
H ₂ (g)	0	130,6

La production industriel de H₂

❖ Étape 2 : Séparation catalytique du mélange gazeux

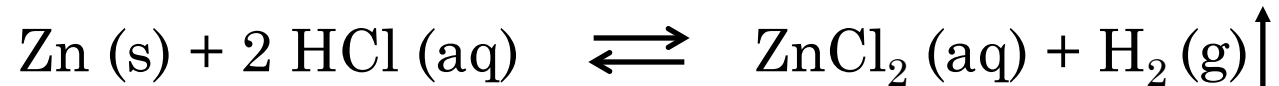


Le CO₂ (−78°C) contrairement au CO (−191.5°C) peut être éliminé du mélange par condensation.

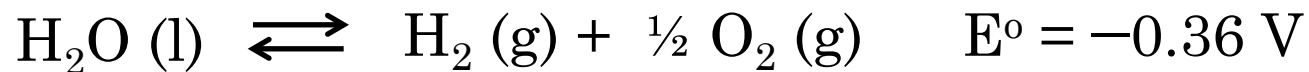
- Pour ces utilisations industrielles, H₂ est produit *in situ* parce que sa faible densité et son bas point d'ébullition rendent beaucoup trop cher le coût du transport.

La production en laboratoire de H₂

- **Processus 1** : Réduction d'un acide par un métal



- **Processus 2** : L'électrolyse de l'eau (99.9% pur)

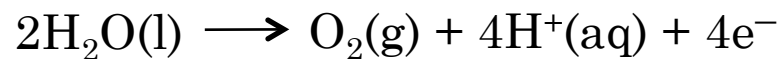


Signe « - » signifie que la réaction est non-spontanée

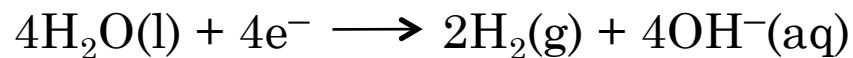
Électrolyse de l'eau

- L'électrolyse peut être utilisée pour décomposer H_2O en H_2 et en O_2 .

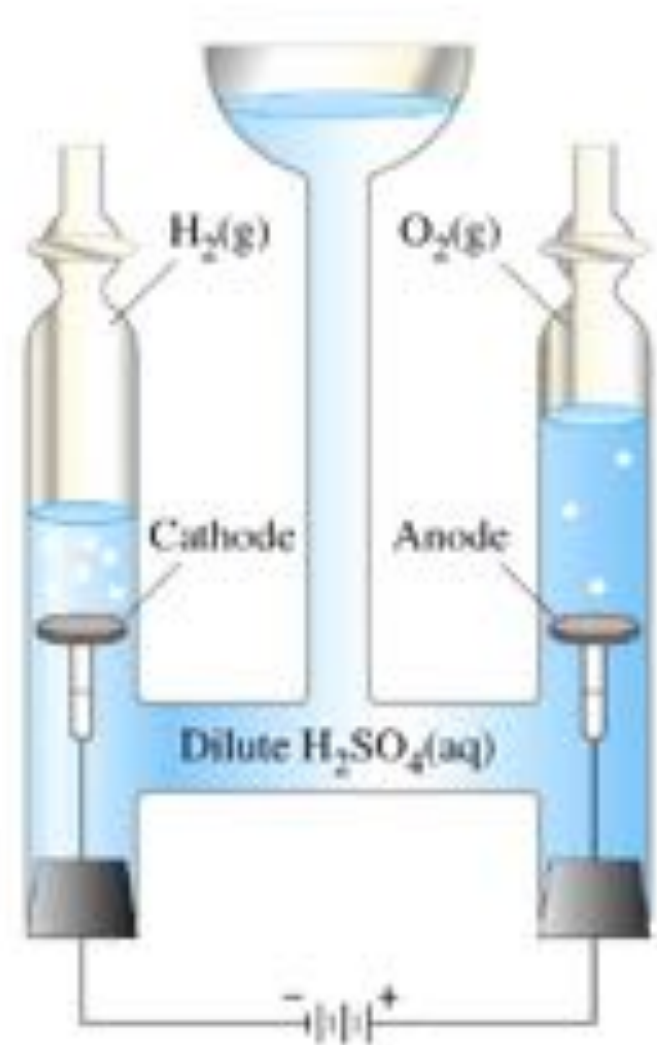
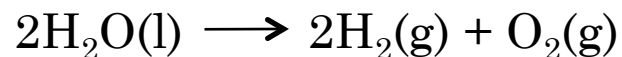
- Réaction à l'anode (oxydation)



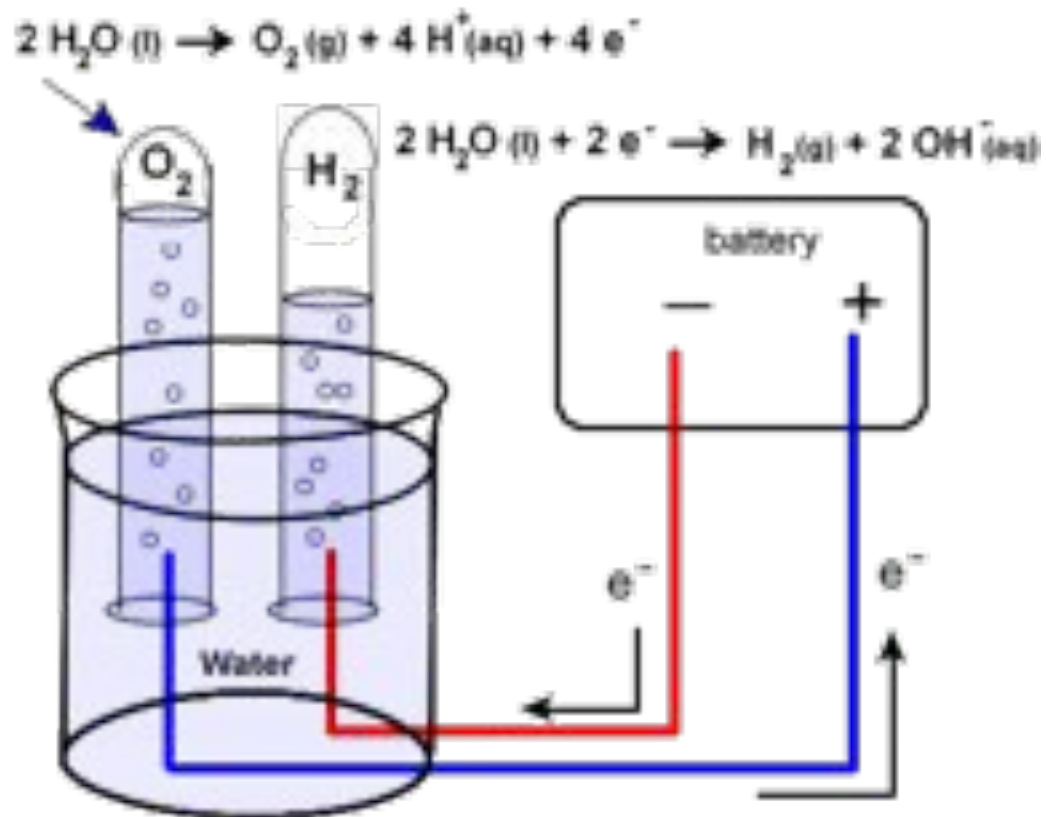
- Réaction à la cathode (reduction)



- Globalement, nous avons :

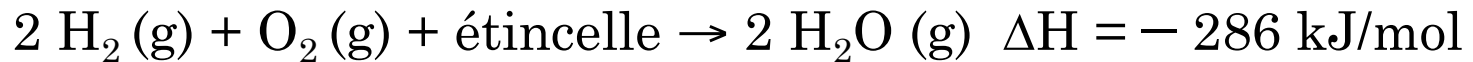


Électrolyse de l'eau

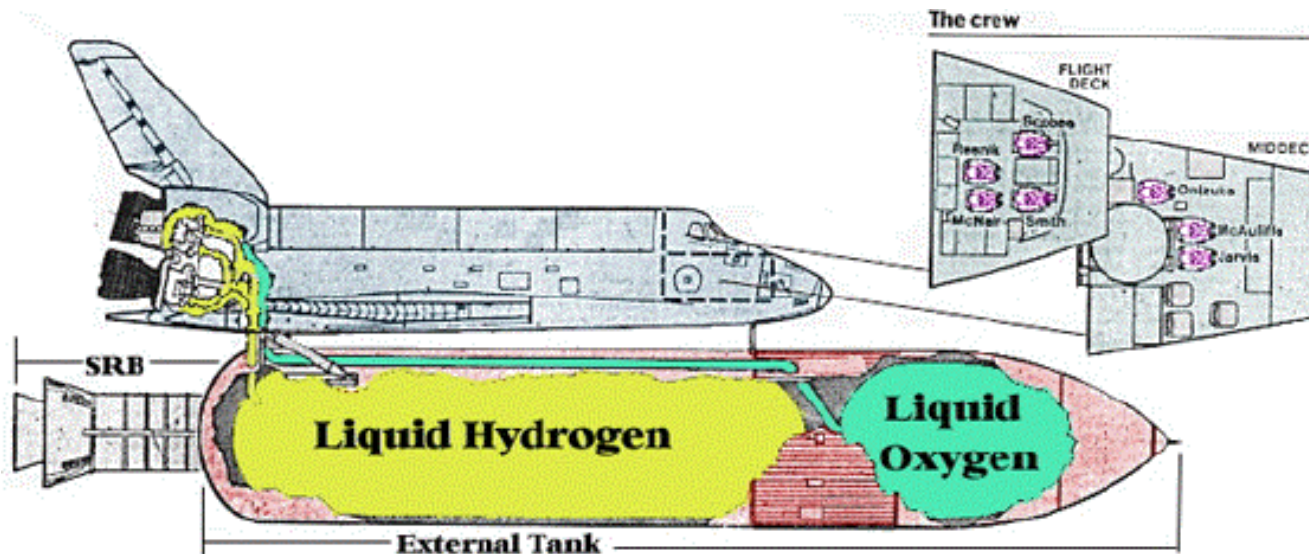


H₂, source d'énergie

- H₂ et O₂ se combinent de façon explosive → réaction exothermique .



- Cette réaction est utilisée pour fournir l'énergie du lancement de navettes spatiales.



Économie de l'hydrogène

- Dans le futur, l'épuisement des combustibles fossiles peut faire de H₂ la plus importante des sources d'énergie alternatives.
- **Les avantages :**
 - La chaleur dégagée est 2 fois celle de l'essence ;
 - L'efficacité énergétique est de 25 – 50% plus élevé pour les moteurs ;
 - Le produit de réaction est l'eau (pas de problème d'effet de serre).
- **Problèmes technologiques :**
 - H₂ étant un gaz, la réaction demande un grand volume de gaz;
 - H₂(g) comprimé exige les récipients à parois épaisse ;
 - H₂ (l) condensé exige une température < -253 °C.

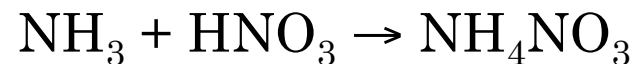
Applications industrielles de H₂

#1 Le procédé de Haber

- Procédé permettant de produire de l'ammoniac à partir de l'hydrogène



- L'ammoniac est un produit très utilisé dans le monde agricole (engrais)
- L'ammoniac produit par le procédé de Haber peut être ensuite transformé en HNO₃ par le **procédé Ostwald** (NH₃ + O₂) et ensuite réagir avec ce dernier pour donner du NH₄NO₃.



Applications industrielles de H₂

Comment peut-on mieux favoriser la production d'ammoniac dans le procédé Haber?

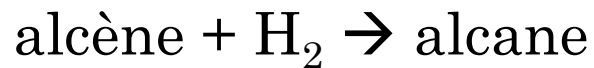


- A. Augmenter T et la pression
- B. Réduire T et augmenter la pression
- C. Réduire T et la pression
- D. Augmenter T et réduire la pression

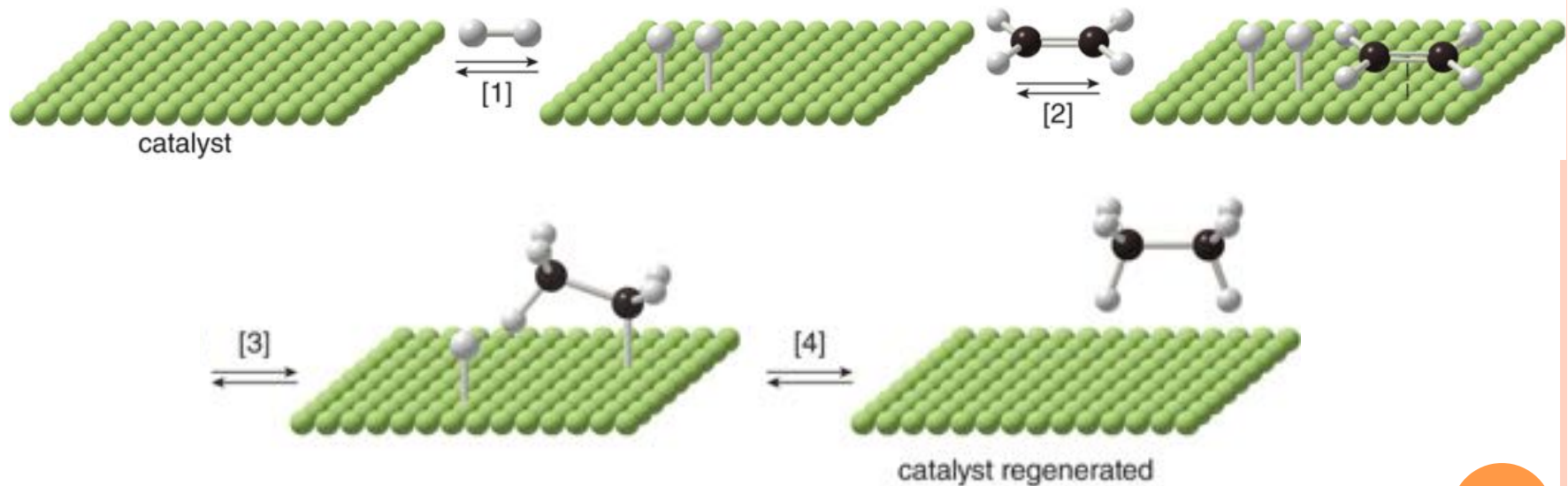
D → augmente T et réduit P

Applications industrielles de H₂

#2 L'hydrogénation des alcènes



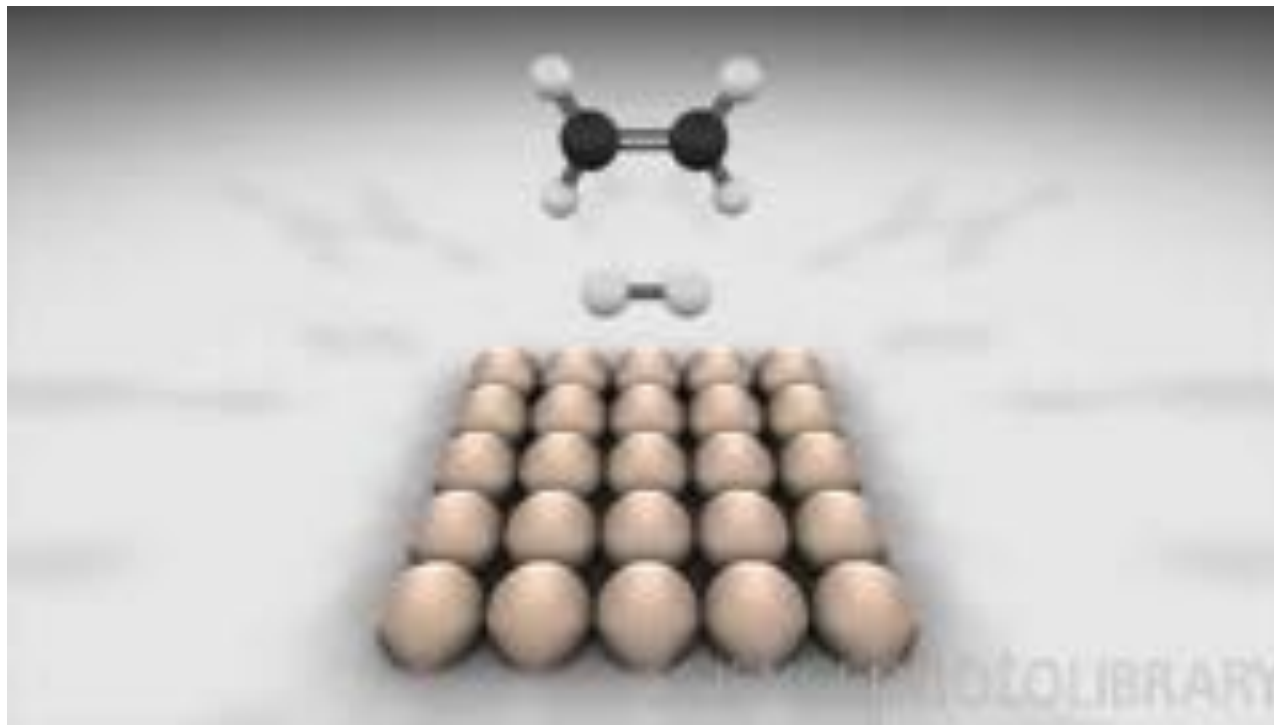
- Exige un catalyseur solide (Pd/C)
- Le catalyseur fournit une « surface réactive »



[1] = adsorption ; [2] = adsorption et diffusion ;
[3] = réaction ; [4] = désorption

Applications industrielles de H₂

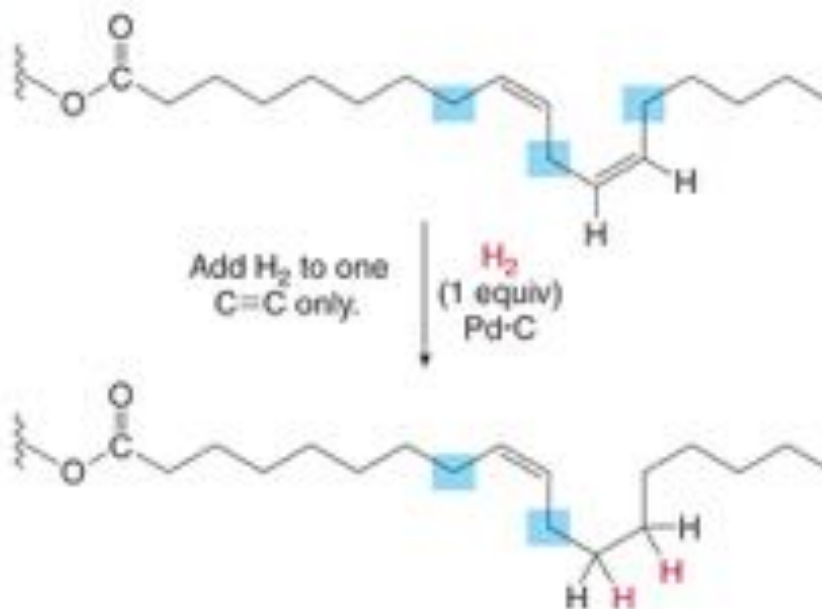
#2 L'hydrogénation des alcènes



Applications industrielles de H₂

#2 L'hydrogénation des alcènes

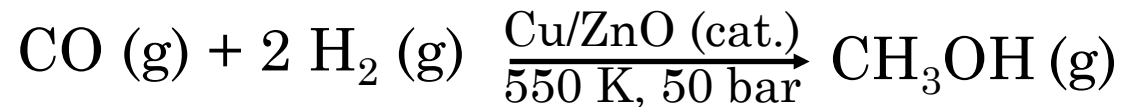
La plus grande application de l'hydrogénation est dans l'industrie alimentaire. → hydrogénation des gras insaturés.



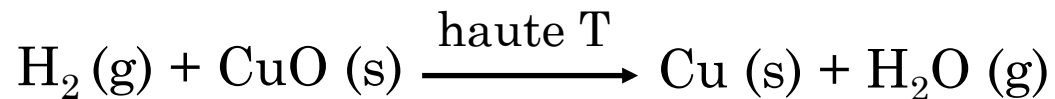
Applications industrielles de H₂

#3 La synthèse industrielle

- Synthèse du méthanol :



- Obtention de métaux purs par réduction :



Les isotopes de l'hydrogène

- En général, le changement d'un atome par un de ses isotopes a peu d'impact sur les propriétés physiques ou chimiques d'une molécule. **MAIS** lorsqu'on parle de **l'hydrogène**, **l'effet isotopique n'est plus négligeable**. Sa masse augmente de 100% si on ajoute seulement un neutron.

${}^1_1\text{H}$ hydrogène (H) 1 proton + 0 neutrons
abondance naturelle = 99.985%

${}^2_1\text{H}$ deuterium (D) 1 proton + 1 neutron
abondance naturelle = 0.015%

${}^3_1\text{H}$ tritium (T) 1 proton + 2 neutrons
abondance naturelle = 10⁻¹⁵%

Les isotopes de l'hydrogène

- La grande différence de masse entre les isotopes de l'hydrogène entraîne des propriétés différentes.
- ex. : Propriétés des isotopes moléculaires

Formule	MM (g/mol)	PÉ (K)	ÉL (kJ/mol)
H ₂	2.02	20.6	436
D ₂	4.03	23.9	443
T ₂	6.03	25.2	447

- D et T forment des liaisons plus fortes que H avec les autres éléments.

D₂O vs H₂O

- La différence de propriétés se voit également dans des molécules plus complexe.
- ex. : D₂O, appelé « _____ ».
- Propriétés :
 - Plus dense que H₂O ;
 - Points de fusion : H₂O = 0°C et D₂O = 3,82°C
 - Points d'ébullition : H₂O = 100°C et D₂O = 101,42°C
 - Les liaisons D–O sont plus fortes que les liaisons H–O
- Le grand impact des isotopes de H fait que D₂O ne peut se substituer à l'eau dans les processus physiologiques.

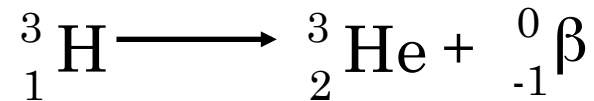


Tritium

● Synthèse :

- dans le stratosphère : ${}^{14}_7\text{N} + {}^1_0\text{n} \longrightarrow {}^{12}_6\text{C} + {}^3_1\text{H}$
- dans les réacteurs nucléaires : ${}^6_3\text{Li} + {}^1_0\text{n} \longrightarrow {}^4_2\text{He} + {}^3_1\text{H}$

- Le tritium est surtout utilisé pour ses propriétés radioactives.



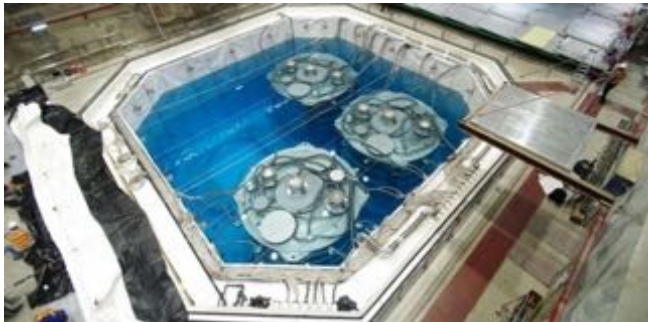
- Marqueur isotopiques en biosciences
- Peintures luminescentes



Les applications des isotopes de H

Applications du deutérium :

- Le D_2O est utilisé dans les centrales nucléaires → ralentit les neutrons pour favoriser la fission (réaction en chaîne) ;
- Le deutérium est utilisé pour le marquage des molécules (études mécanistiques) ;
- Utilisation du deutérium dans les solvants de RMN.



Les applications des isotopes de H

Applications du tritium :

- Le tritium est utilisé dans les peintures lumineuses ;
- Les bombes à hydrogènes ;
- Marquage des médicaments.



La chimie de H

- L'hydrogène peut avoir trois degrés d'oxydation :
 - 0 H_2 (hydrogène moléculaire)
 - +1 H^+ (proton)
 - 1 H^- (hydrure)
- Selon le type de molécules, l'hydrogène aura un degré d'oxydation spécifique et donc des propriétés spécifiques.
- On s'intéressera surtout aux composés binaires (2 éléments) contenant de l'hydrogène :
 - **Composés covalents** : H + non-métal
 - **Composés ioniques** : H + métal actif (groupe 1 et 2)
 - **Composés métalliques** : H + métaux de transition

La chimie de H

ioniques

metalliques

covalents

1 1A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
1 H	2 2A											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 Li	4 Be	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 9B	10 10B	11 11B	12 2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Ha	106 Sg	107 Nh	108 Hs	109 Mt	110	111	112						

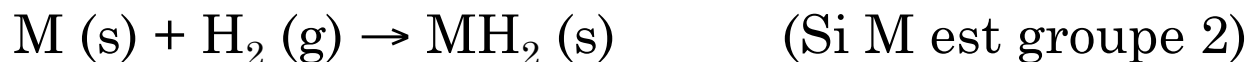
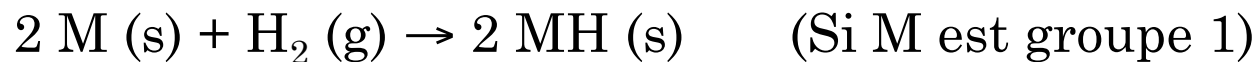
	Metals
	Metalloids
	Nonmetals

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Composés ioniques binaires de H

- Ils sont composés **d'hydrogène et d'un métal actif** (alcalin ou alcalineux-terreux)
- Dans ces composés H a un **degré d'oxydation de ___** d'où le nom _____ .

- Préparation :

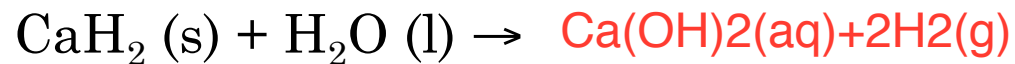


- Propriétés :

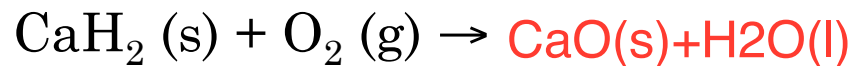
- n.o (H) = -1 ;
- Ce sont des solides ;
- Très réactifs avec H_2O et O_2 ;
- Lorsqu'ils sont fondus, ils sont conducteurs d'électricité (car ioniques).

Composés ioniques binaires de H

- Réaction avec l'eau :



- Réaction avec l'oxygène :



La réactivité augmente en descendant un groupe :

$\text{Li} < \text{Na} < \text{K}$

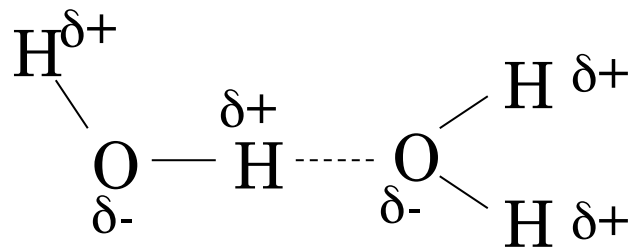
Composés covalents binaires de H

- Ils sont formés de l'hydrogène et d'un non-métal.
- Dans les composés covalents binaires, le H a un degré d'oxydation de +1, ce qui ne veut pas dire que le H se comportera comme un proton dans tous les cas.
- Ces composés peuvent être classés en 3 catégories :
 - Composés avec H légèrement positif ;
 - Composés avec H neutre ;
 - Composés avec H légèrement négatif.

Composés covalents binaires de H

Composés avec H légèrement positifs : ex. : H_2O , NH_3 , HF

- H est lié à un élément de haute électronégativité.
- Ils sont capables de faire des pont hydrogènes.

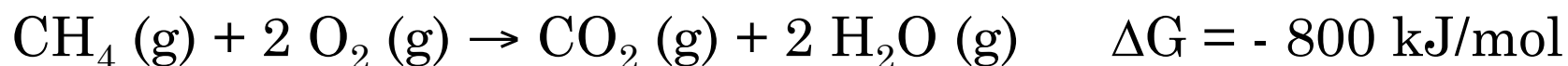


- Les H ont une charge partiellement positif, et donc les composés se comportent comme des acides ou des agents oxydants.

Composés covalents binaires de H

Composés avec H neutre : ex. : CH₄, PH₃

- Basse polarité → forces intermoléculaires faibles → faible point d'ébullition.
- Souvent des **gaz ou des liquides**.
- Ils sont **facilement oxydables** (combustion).



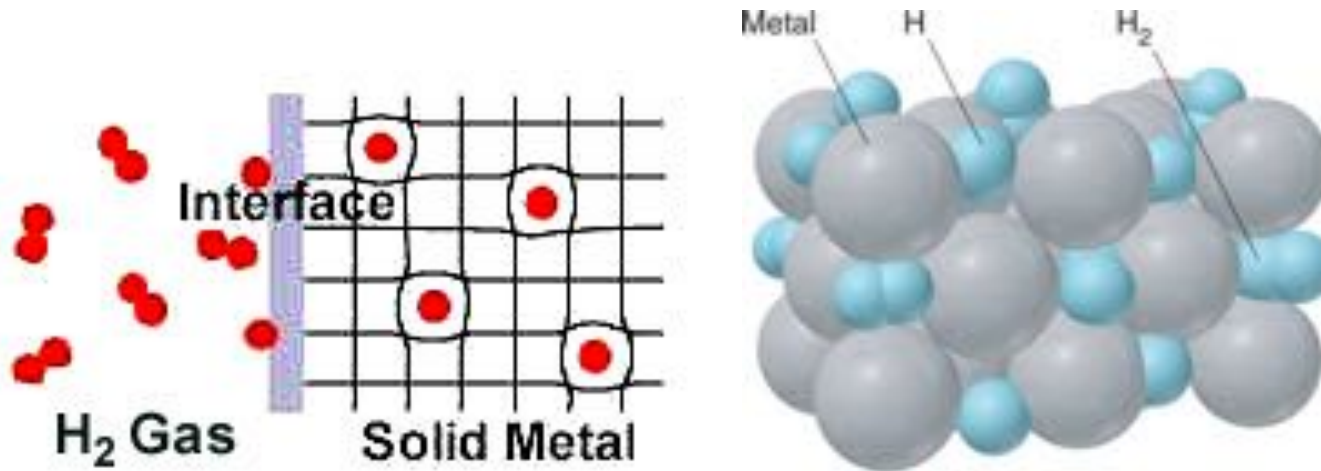
Composés covalents binaires de H

Composés avec H légèrement négatif : ex. : B_2H_6

- L'hydrogène est légèrement plus électronégatif que l'autre élément.
- Les H dans ces composés sont **partiellement chargés négativement**, et donc les composés se comportent comme des bases ou des agents de réduction .

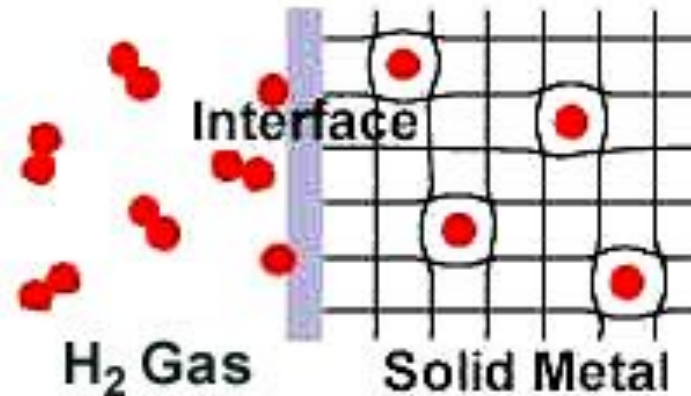
Composés métalliques binaires de H

- Formés quand les métaux de transition sont traités avec H_2 (g).
- Sont appelés “ hydrures interstitiels ” parce que les H se placent dans les interstices du métal pur et les atomes du métal se déplacent pour les accommoder.

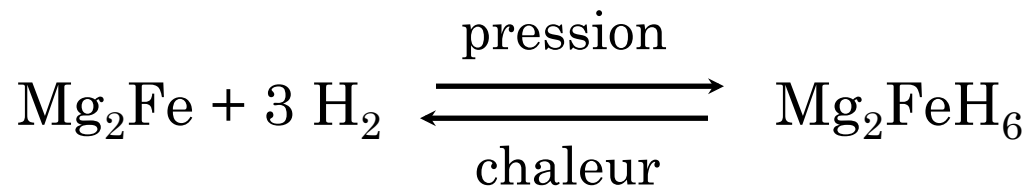


- Ils ont des compositions variables \rightarrow ils ne possèdent pas une stœchiométrie précise : $PdH_{0.65}$, $TiH_{1.7}$
- La réaction de H_2 avec un métal est réversible : H_2 est dégagée lorsque l'hydrure métallique est réchauffé

Composés métalliques binaires de H

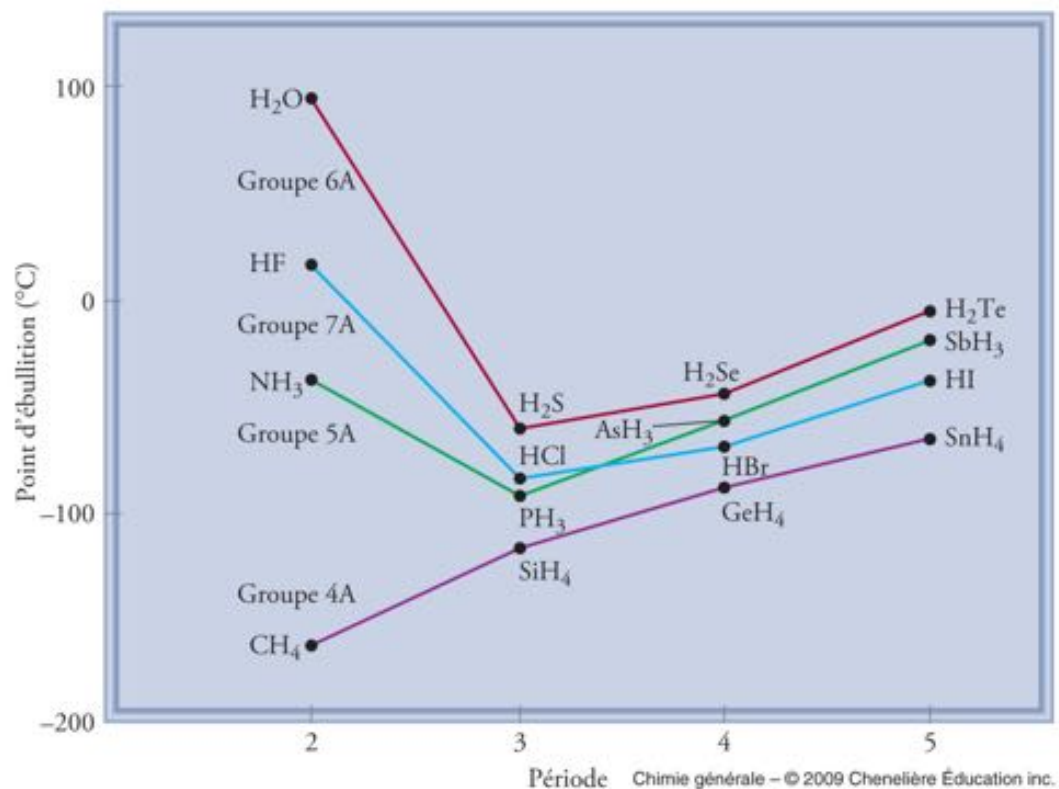


- Il existe des alliages des métaux qui peuvent accommoder une grande quantité d'hydrogène sous une pression élevée. H₂ est dégagée lorsque l'alliage est réchauffé.
- Application : le stockage et la purification de H₂



Liaisons hydrogène

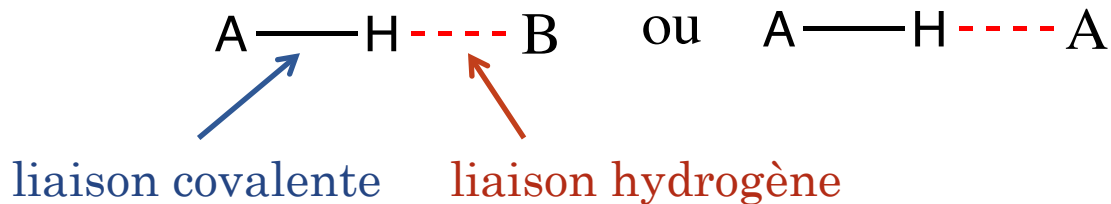
- La température d'ébullition de composés similaires contenant des éléments du même groupe devrait augmenter avec la masse molaire.



→ Irrégularité pour les composés d'hydrogène des éléments du groupe 5A à 7A.

Liaisons hydrogène

- Ces irrégularités supposent qu'il existe dans ces composés d'autres forces intermoléculaires.
- Ces forces intermoléculaires sont appelés **liaisons hydrogène**.
- *Les liaisons hydrogène sont un type spécial de force dipôle-dipôle entre l'atome d'hydrogène participant déjà à une liaison polaire (H lié à N, O ou F) et un atome électronégatif O, N ou F.*

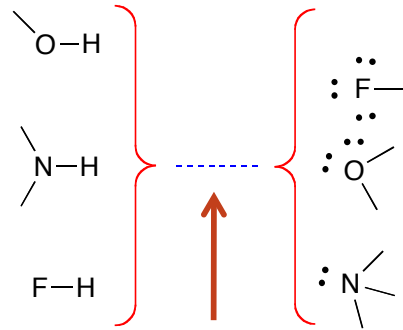


A et B sont N, O ou F

A—H est une molécule ou partie de molécule

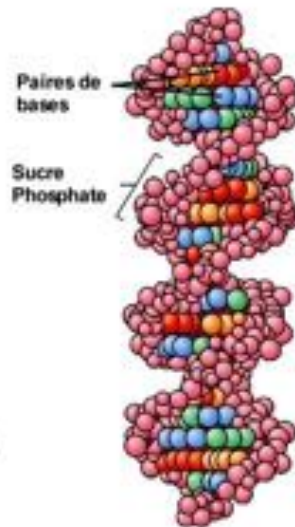
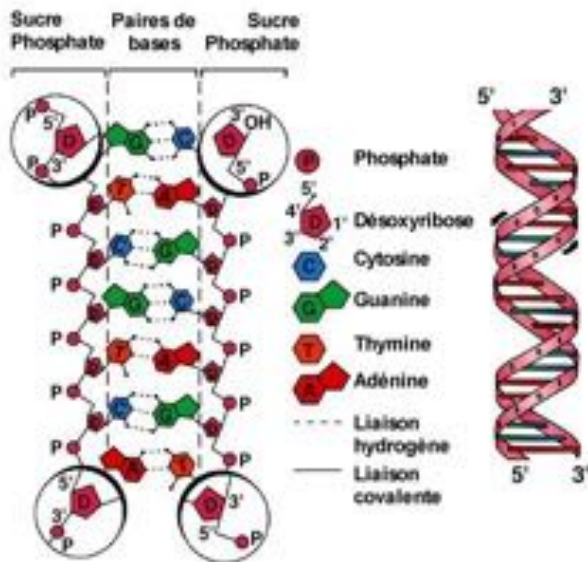
B est une partie d'une autre molécule

Liaisons hydrogène

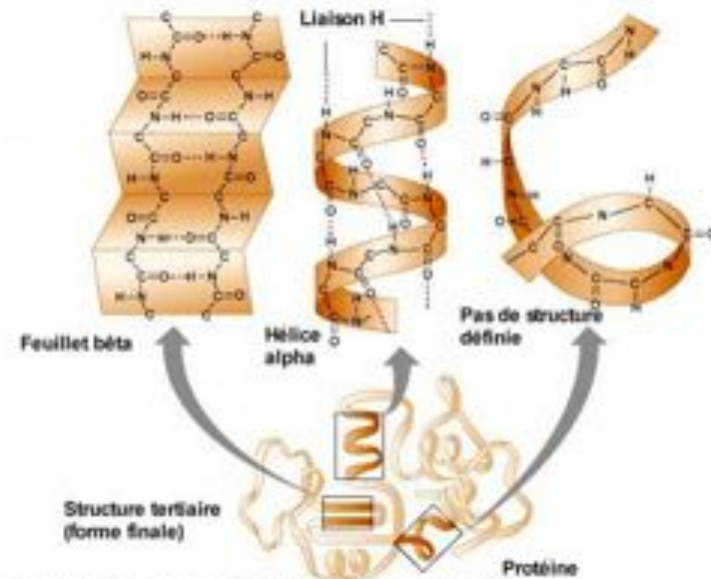


liaison
hydrogène

ADN



Protéine



LES ALCALINS

41

Propriétés des alcalins

3
Li

- *Rappel* : Dans un groupe, Z_{eff} augmente en allant de gauche à droite dans le tableau périodique.

11
Na

- Les alcalins ont les Z_{eff} les plus petits dans une période ce qui amènes les propriétés suivantes :

19
K

- Grand rayon atomique ;
- I_1 petit (facilement ionisable) ;
- A.É petit (accepte difficilement des électrons).

73
Rb

55
Cs

87
Fr

Propriétés des alcalins

3

Li

- Au sein de la famille, lorsqu'on descend dans le groupe :

11

Na

- Rayon atomique augmente ;

19

K

- Énergie d'ionisation diminue ;

73

Rb

- Affinité électronique, négative et diminue en valeur absolue ;

55


Cs

- Électronégativité diminue .

87

Fr

KEY		Atomic no.	Symbol	Atomic mass	Valence e ⁻ configuration (Common oxidation states)
3	Li	6.941	Li	2s ¹	(+1)
11	Na	22.99	Na	3s ¹	(+1)
19	K	39.10	K	4s ¹	(+1)
37	Rb	85.47	Rb	5s ¹	(+1)
55	Cs	132.9	Cs	6s ¹	(+1)



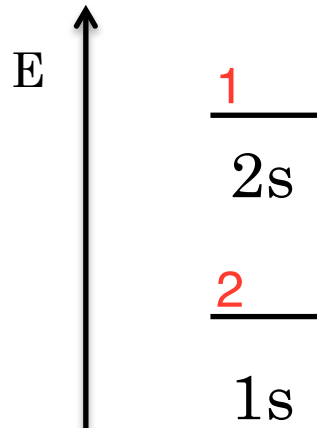
GROUP 1	
Atomic radius (pm)	Ionic radius (pm)
Li 152	Li ⁺ 76
Na 186	Na ⁺ 102
K 227	K ⁺ 138
Rb 248	Rb ⁺ 152
Cs 265	Cs ⁺ 167
Fr (~270)	Fr ⁺ 180

Configuration électronique

3
Li

Li: $1s^2 2s^1$

11
Na



19
K

73
Rb

55
Cs

87
Fr

Les métaux alcalins ont souvent **l'état d'oxydation de +1**.

Propriétés des métaux alcalins

3
Li

- Les alcalins ne sont **JAMAIS trouvés par eux-mêmes** dans la nature, car ils sont trop facilement oxydés par O, S ou Cl.

11
Na

- On les trouve sous différentes formes :

19
K

- Les **sels dissous** (ex. : eau de mer) :
Chlorures, carbonates, sulfates de Li, Na et K
ex. : NaCl, K₂CO₃

73
Rb

- Des **minerais solides** :
ex. : NaCl, KCl, Na₂CO₃

55
Cs

87
Fr

Spodumène:
 $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$



Production industrielle de Na

3

Li

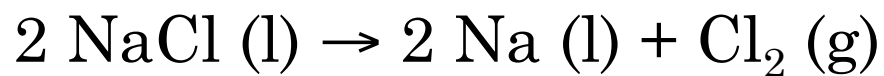
- Découvert en 1807 (électrolyse - Humphrey Davy)

11

Na

- Le Procédé Downs

L'électrolyse du sel *fondu* :



$pf = 801^\circ\text{C!}$

19

K

73

Rb

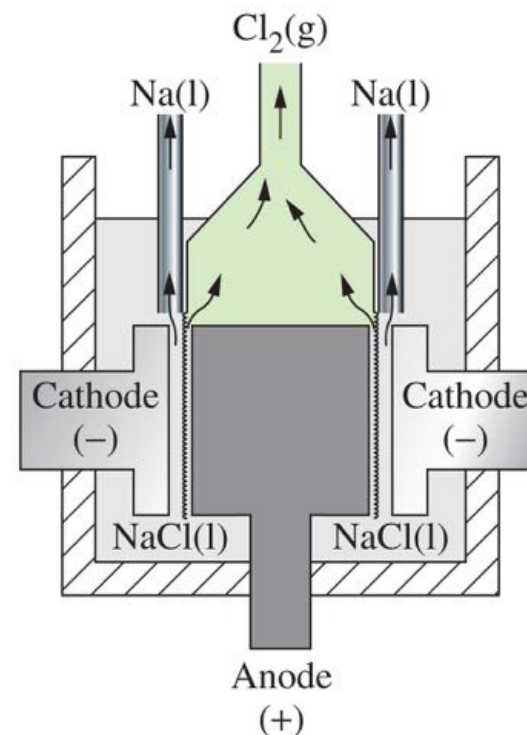
55

Cs

87

Fr

L'ajout de CaCl_2 réduit le point de fusion du NaCl à 580°C , et le processus devient économiquement possible.

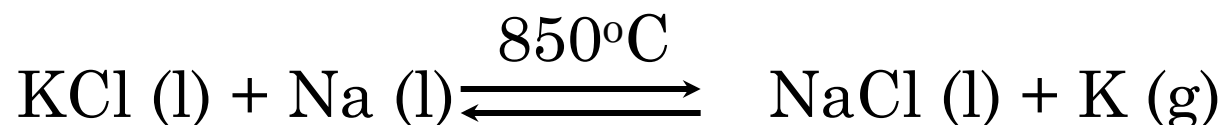


Production industrielle de K

3
Li

- L'obtention de potassium pur se fait par réduction de KCl fondu à l'aide de Na :

11
Na



19
K

- Dans ce procédé, on enlève continuellement le gaz pour s'assurer un bon rendement de réaction. (Principe de Le Chatelier)
- L'élimination continue de K sert également à favoriser la réaction directe qui n'est pas la réaction spontanée (K est un meilleur réducteur que Na)

73
Rb

55
Cs

87
Fr

Propriétés physiques des métaux purs

3
Li

➤ brillants et argentés.

11
Na

➤ très bons conducteurs de chaleur et d'électricité.

➤ basses densités (e.g. $d_{\text{Li}} = \frac{1}{2} d_{\text{H}_2\text{O}}$!).

19
K

➤ très mous (les liaisons métalliques sont faibles).

➤ bas points de fusion (par rapport à d'autres métaux).

73
Rb

ex. : Li = 180°C, Cs = 29°C!

55
Cs

➤ très réactifs : réactivité *augmente* en descendant le groupe.

87
Fr

Propriétés physiques des métaux purs

La molécule « Na_2 » existe à l'état vapeur. Construisez son diagramme d'OM. Quel est l'ordre de la liaison et le magnétisme de cette espèce?

Réaction avec l'oxygène

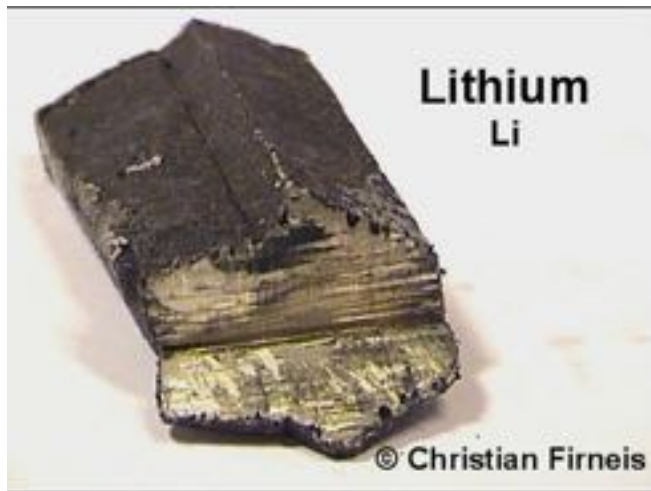
3
Li

- Le métal pur réagit avec l'oxygène dans l'air pour produire un **oxyde** :

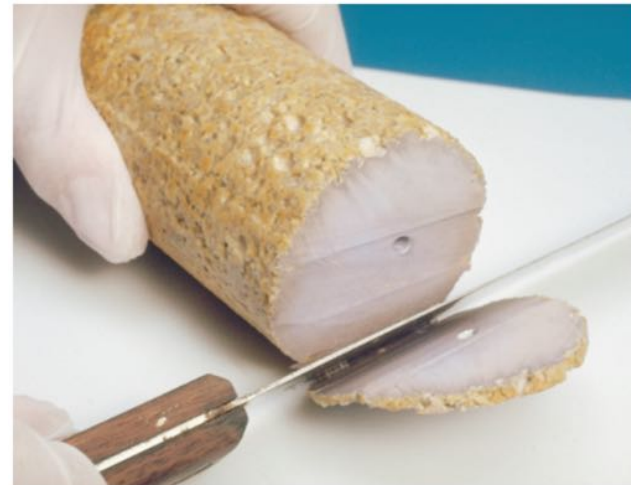
11
Na



19
K



73
Rb



55
Cs

87
Fr

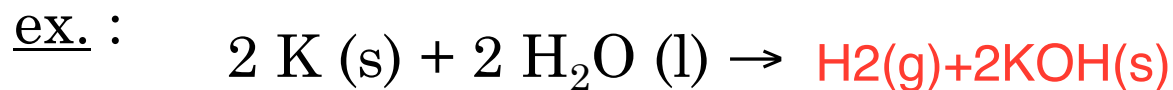
- Les métaux purs sont gardés dans l'huile pour éviter cette oxydation!

Réaction avec l'eau

3

Li

- Ces éléments sont extrêmement réactifs avec de l'eau :



11

Na

- La réactivité augmente en descendant le groupe:

- Li va réagir lentement
- Na va sauter sur la surface de l'eau
- K va commencer un feu
- Cs et Rb vont causer un explosion!

19

K

73

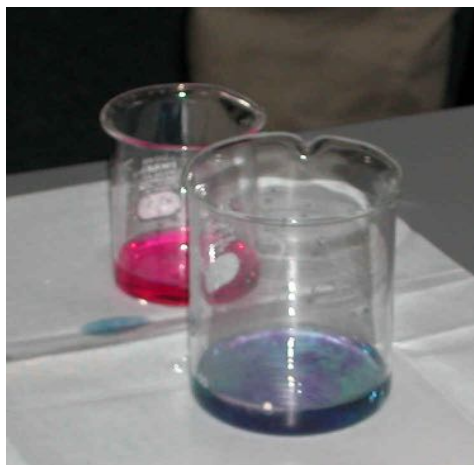
Rb

55

Cs

87

Fr



Les alcalins dans l'eau donneront une solution basique. (indicateur phénolphtaléine est rose en solution basique)

Réaction avec l'eau



Réaction avec les halogènes

3

Li

11

Na

19

K

73

Rb

55

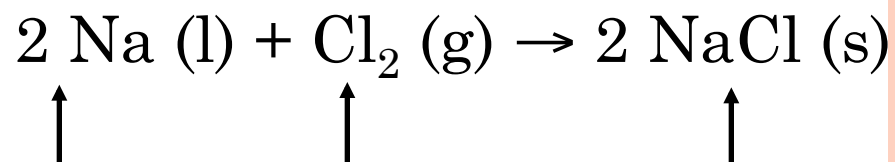
Cs

87

Fr



métal fondu + halogène gazeux:



↑
réactif et
dangereux

↑
toxique

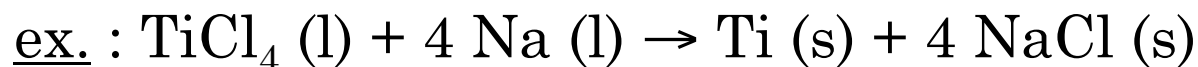
↑
stable et
essentielle!

Les applications du sodium

3
Li

- Le Na est utilisé en industrie comme réducteur pour obtenir des métaux à partir de composés ioniques.

11
Na



NaCl(s) est éliminé par lavage aqueux

19
K

- Na est aussi utilisé dans **plusieurs produits chimiques**.
ex. : NaCl, NaOH, Na₂CO₃, Na₂SO₄, les savons, etc...

73
Rb

55
Cs

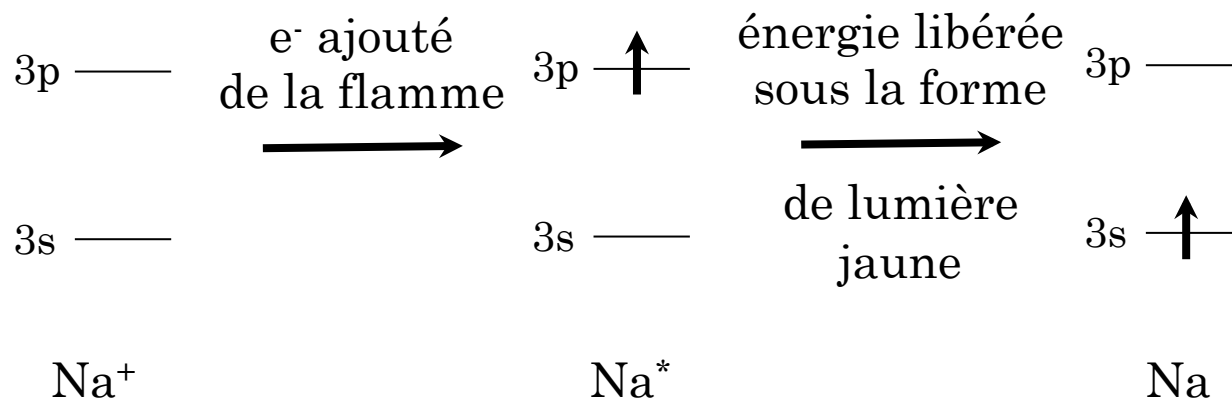
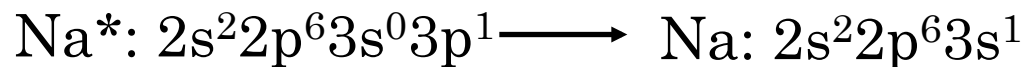
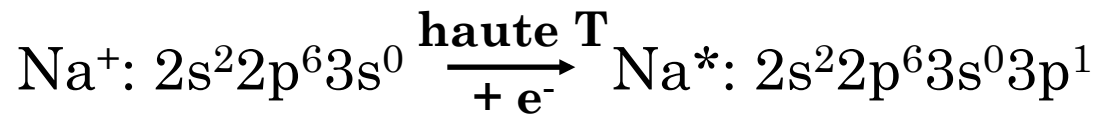
87
Fr



Alcalins et feux d'artifices

- Les sels alcalins sont utilisés dans les feux d'artifice (couleurs)

- **Processus :**



Métal	Couleur
Li	rouge
Na	jaune
K	mauve
Ru	rouge-violet
Cs	bleu

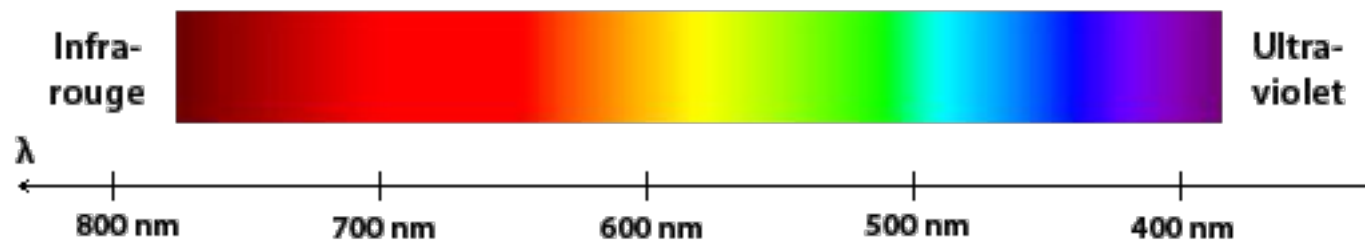
- Chaque élément à une transition unique → couleur différente

Test de flamme



Test de flamme

Classez les trois métaux, Li, Na et K en ordre croissant de ΔE pour la transition électronique qui produit les couleurs observées.



Les composés du groupe 1

- Les composés des métaux alcalins sont presque toujours des **solides blancs, ioniques, solubles dans l'eau**.
- Quelques types de composés :
 - Hydrures (ex. : NaH)
 - Oxydes (ex. : Li₂O)
 - Hydroxydes (ex. : Mg(OH)₂)
 - Chlorures (ex. : NaCl)
 - Carbonates et bicarbonates (ex. : Na₂CO₃ et NaHCO₃)

Les hydrures

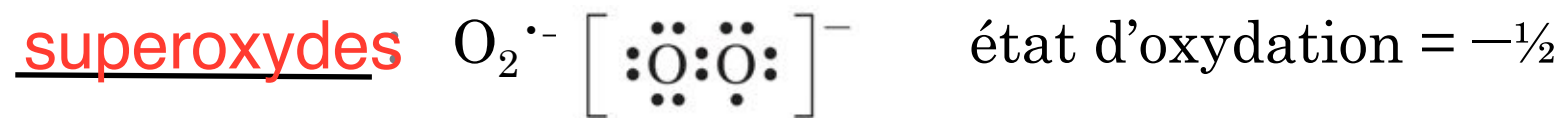
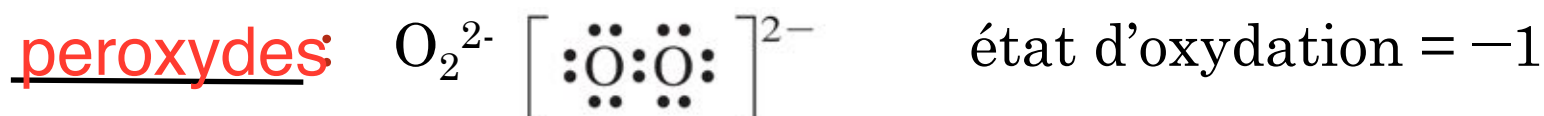
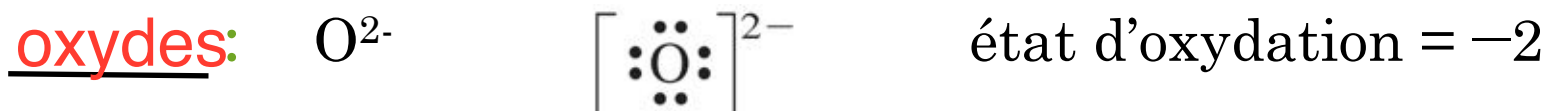
- Comme on l'a déjà vu, les hydrures des métaux alcalins sont des hydrures ioniques.



- Ils réagissent comme des **agents de réduction, des bases fortes**, etc...

Les oxydes

- L'oxygène forme **trois différentes anions** :



plus doux

- Les oxydes, peroxydes, et superoxydes sont obtenus en réagissant le métal pur avec l'oxygène selon la réaction suivante :



Les oxydes

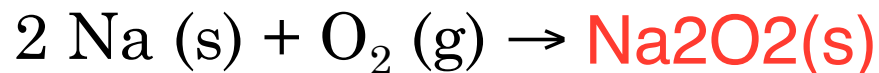
3
Li

- Li forme préférentiellement **l'oxyde** (O^{2-}) :



11
Na

- Na forme préférentiellement le **peroxyde** (O_2^{2-}) :



19
K

73
Rb

- K, Rb, et Cs forment les **superoxydes** (O_2^-) :

55
Cs



87
Fr

Application des superoxydes

3
Li

- La réaction de KO_2 avec CO_2 produit O_2 :



11
Na

- Utilisé pour le contrôle de l'atmosphère dans les systèmes fermés, comme les sous-marins et les navettes spatiales.

19
K

73
Rb



55
Cs



87
Fr

Cette réaction enlève le produit toxique de la respiration des humaines (le CO_2) et le remplace avec O_2 !

Hydrolyse des oxydes

3
Li

- Rappel : les oxydes métalliques sont basiques!

11
Na

- *Les oxydes des métaux alcalins réagissent avec l'eau pour produire les hydroxydes.*

19
K



73
Rb



55
Cs



87
Fr

Les hydroxydes

3
Li

- Lorsqu'on descend dans le groupe, l'hydroxyde MOH devient **une base plus forte**.

11
Na

- Explication :

- La **liaison M–O** devient **plus polaire** et sera plus apte à être attaqué par l'eau ;
- La **liaison M–O** devient **plus longue et faible**, ainsi elle devient plus facile à casser.

19
K

73
Rb

55
Cs

87
Fr

l'acide c'est l'inverse , dans ce cas si sa devient plus polaire

Les hydroxydes

3

Li

- Les hydroxydes alcalins sont des **solides blancs**.

11

Na

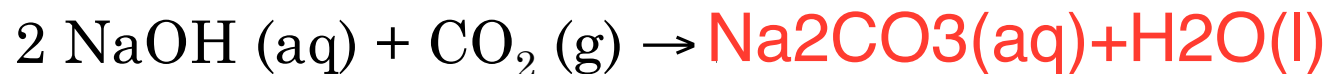
- Ils sont **hygroscopiques**, c'est-à-dire qu'ils absorbent l'humidité de l'air.



19

K

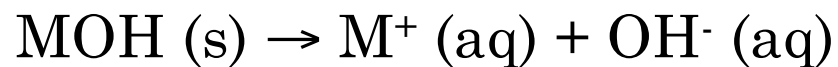
- Ils absorbent le CO_2 de l'atmosphère.



73

Rb

- Ce sont des **bases fortes**.



55

Cs

87

Fr

L'hydroxyde de sodium

3
Li

11
Na

19
K

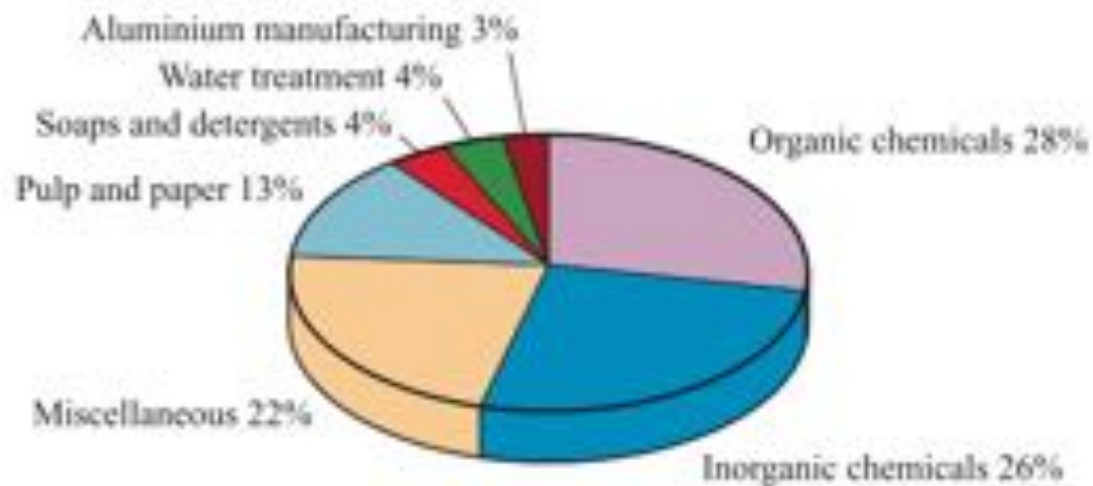
73
Rb

55
Cs

87
Fr

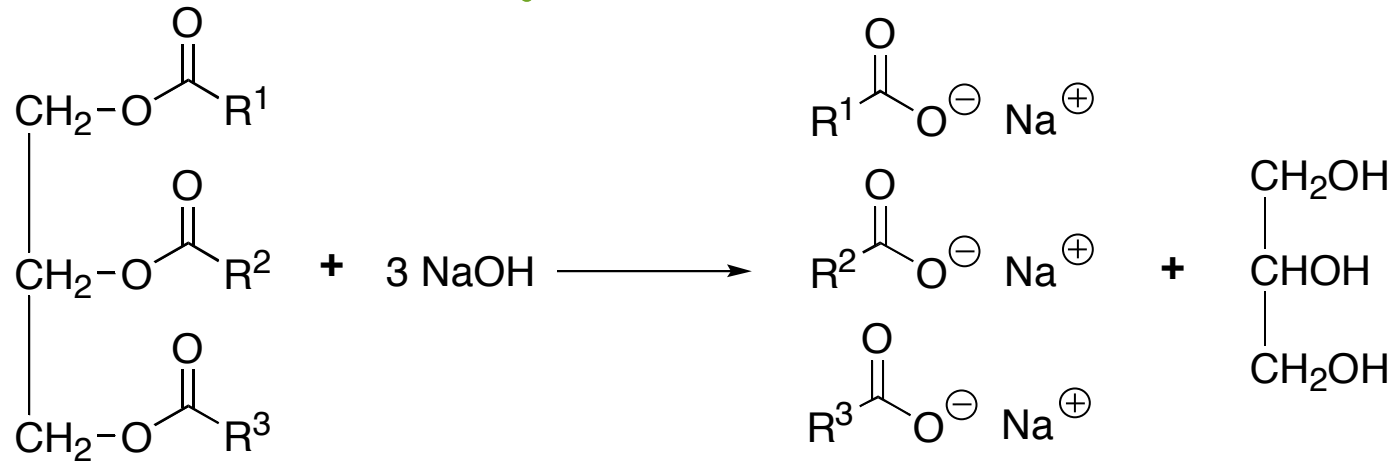
● Applications :

- 30% synthèse organique
- 20% synthèse inorganique
- 20% production de la pâte à papier
- 30% autres



L'hydroxyde de sodium

La saponification:



Triglycéride
(graisses animales)

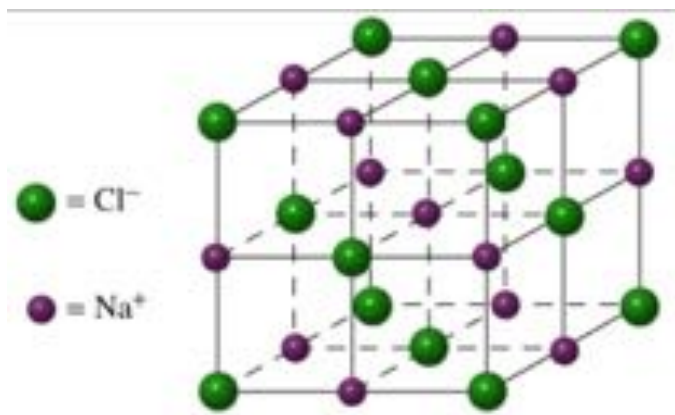


SAVON =
carboxylates



Les chlorures d'alcalin

- Ce sont des solides **ioniques cristallins, et incolores**.
- Ils ont des points de fusion élevés.
- Ils conduisent l'électricité quand ils sont fondus ou dissous.
- Les réseaux cristallins des chlorures d'alcalin n'absorbent pas d'eau.
- Ils sont produits naturellement, mais doivent être isolés.



Isolation et utilité du NaCl

3

Li

11

Na

19

K

73

Rb

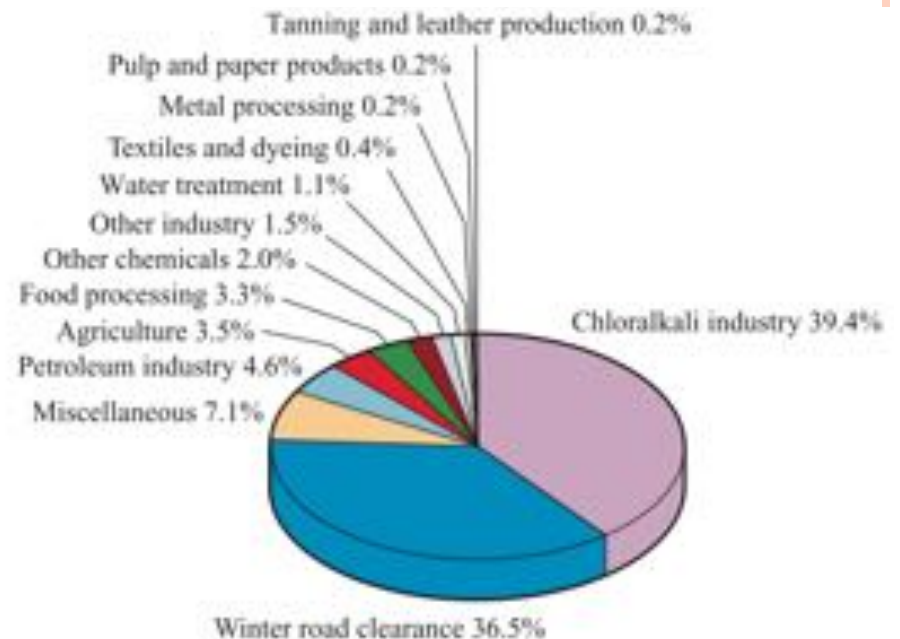
55

Cs

87

Fr

- On obtient le NaCl par 2 manières principales :
 - Dans les salines, par l'évaporation de l'eau de mer ;
 - Dans les mines par l'extraction du halite.



Les carbonates d'alcalin (M_2CO_3)

- Tous les carbonates sont insolubles, SAUF ceux des métaux alcalins et ceux de l'ammonium (NH_4^+).
- Le carbonate de sodium (ou carbonate de soude) existe sous 3 formes :
 - anhydre Na_2CO_3
 - monohydrate $Na_2CO_3 \cdot H_2O$
 - decahydrate $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$



Application de Na_2CO_3

3

Li

11

Na

19

K

73

Rb

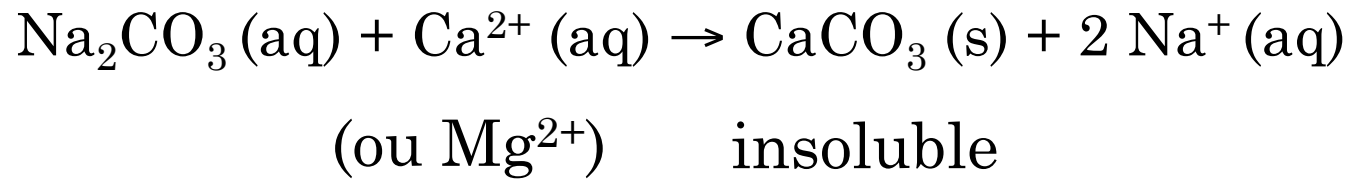
55

Cs

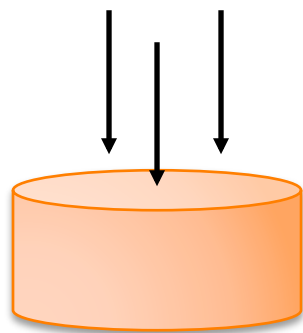
87

Fr

Les adoucisseurs de l'eau dure :



L'eau dure



L'eau
douce



Les bicarbonates d'alcalin (MHCO_3)

3

Li

- *Seulement les métaux alcalins (sauf lithium) forment des composés stables avec le bicarbonate* (grâce à la grande taille de l'anion HCO_3^-)

11

Na

- **Préparation de NaHCO_3 :**

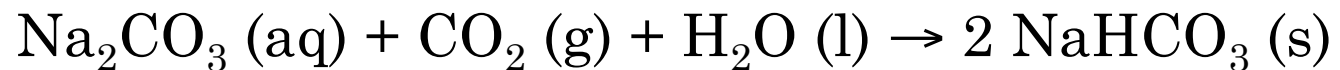
19

K

Barbotage d'un excès de CO_2 dans une solution de Na_2CO_3 : le bicarbonate est un peu moins soluble et va précipiter:

73

Rb



55

Cs

87

Fr

Application de NaHCO_3

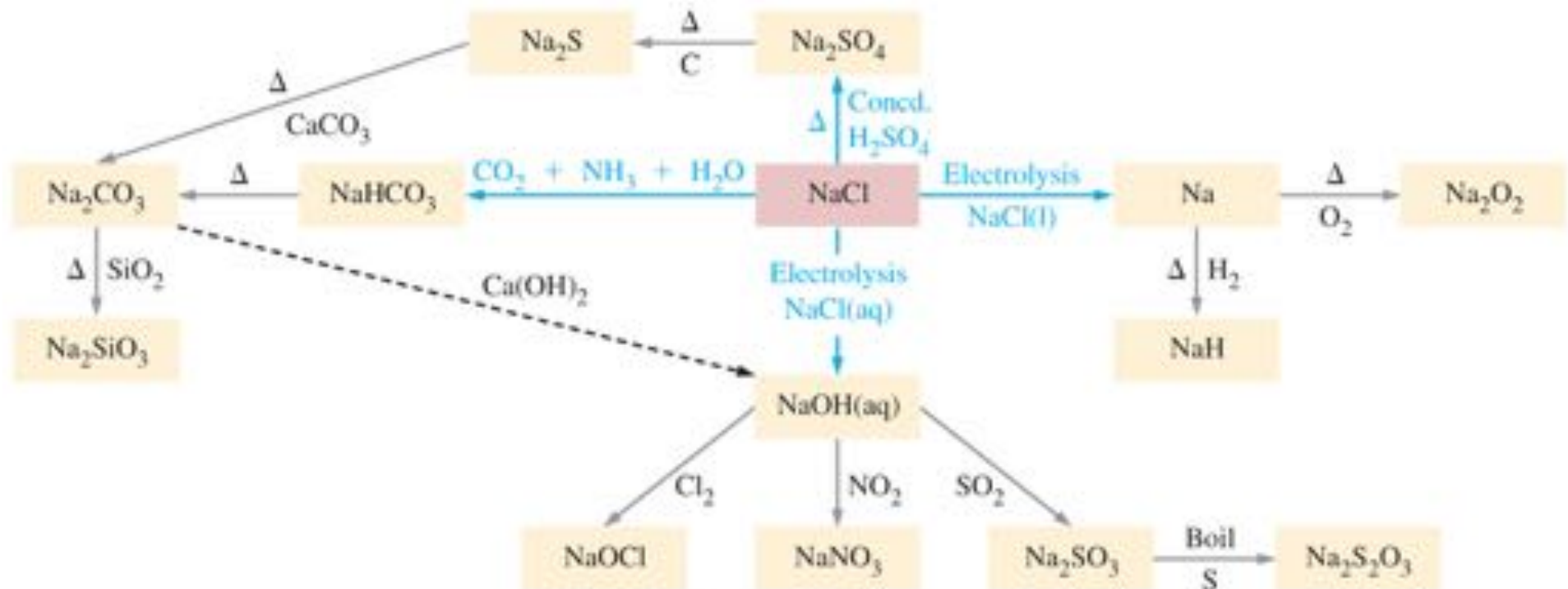
1. **Les extincteurs** (l'inverse de la préparation):



2. **Dans la cuisine :**

neutralise les acides, produit le CO_2 qui rend les plats meilleurs et plus digestes.

Les composés du sodium



Les propriétés du Lithium

3

Li

- De tous les alcalins, il est le **moins dense**.

11

Na

- Cependant, étant donné que son rayon est très petit, il a une **densité de charge (DC) très élevée** → propriétés uniques.

19

K

- Il réagit avec N₂ pour produire un **nitruure** :



73

Rb

- Li⁺ est très **difficile à réduire** (bon pour les piles!)

55

Cs



87

Fr

Les propriétés du Lithium

3
Li

- La DC élevée veut dire que Li^+ est un polariseur : ses composés ioniques auront des caractères covalents élevés (ex. : LiCl est soluble dans les solvants moins polaires)

11
Na

19
K

- Le lithium forme des liaisons covalentes avec des éléments non-métalliques (ex. : LiC_4H_9 - un réactif utile dans la synthèse organique)

73
Rb

55
Cs

87
Fr

Les propriétés du groupe 1

Élément	Nombre d'isotopes naturels	Rayon atomique (pm)	Rayon ionique (pm)	1 ^{ere} É.I. (kJ/mol)	É/N (Pauling)
Li	2	152	76	520	1,0
Na	1	186	102	496	0,9
K	3	227	138	419	0,8
Rb	2	248	149	403	0,8
Cs	1	265	170	376	0,7
Fr	0	290?	185?	370?	0,7?

Les propriétés du groupe 1

Élément	Point de fusion (°C)	Point d'ébullition (°C)	Densité à 20°C (g/cm ³)	ΔH_{fus} (kJ/mol)	ΔH_{vap} (kJ/mol)
Li	181	1347	0,53	2,93	148
Na	98	892	0,97	2,64	99
K	64	774	0,86	2,39	79
Rb	39	696	1,53	2,20	76
Cs	29	670	1,88	2,09	67
Fr	27?	677?	1,87?	2?	65?