

énergie la plus faible  
Gaz nobles

Pour les groupes principaux surtout (C, N, O, halogènes [F, Cl, Br, I, At])

règles de l'octet : 8

mésomérie

= modifications des liaisons double (saut électrons)

liaison  $\sigma$  et  $\pi$

Liaisons covalentes

hybridation

Lewis H-H

Covalentes

non métal  $\leftrightarrow$  non métal  
 $\Rightarrow$  liaison de paire d'électron  $\rightarrow$  spin anti-parallèle

Structure Spaciale

1. Bdg  $e^-$
2. Atome central
3. n Paar  $e^-$
4. nuage atome central

EN

atome compact  
grand EN

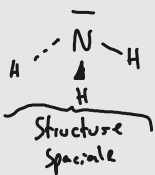
moment dipolaire

Nombre liaisons  
nombre  $e^-$  non liés  
nombre  $e^-$  de liaison =  $+ 8 \cdot \text{nombre tous atomes/ions (Bdg } e^-)$   
 $- \text{nbr total } e^- \text{ valence (tous atomes)}$   
 $\Rightarrow e^-$  qui forment des liaisons

Une distinction est faite entre les cas suivants:

|                                                                |                                                                          |  |
|----------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------|--|
| 2 Nuages d'électrons $\Rightarrow$ structure linéaire          | (Exp: $\text{BeCl}_2, \text{HgCl}_2, \text{CO}_2$ )                      |  |
| 3 Nuages d'électrons $\Rightarrow$ structure trigonal-planaire | (Exp: $\text{BF}_3, \text{H}_2\text{CO}, \text{O}_3$ )                   |  |
| 4 Nuages d'électrons $\Rightarrow$ structure tétraédrique      | (Exp: $\text{CH}_4, \text{NH}_3, \text{H}_2\text{O}, \text{SO}_4^{2-}$ ) |  |

Ex:  $\text{O}=\text{C}=\text{O}$   
1. 4 liaisons  
3.  $e^-$  non liant de C=O



LE MODELE DES ORBITALES - LA LIAISON  $\sigma$  ET  $\pi$

- Les ondes sont superposables (addition ou soustraction des amplitudes)
- Liaison  $\sigma$  se forment par recouvrement de:
  - deux orbitales s  $\rightarrow$  liante  $\sigma_s$
  - un orbital s avec un orbital p  $\rightarrow$  liante  $\sigma_{sp}$
  - deux orbitales p  $\rightarrow$  liante  $\sigma_{pp}$
- Liaison  $\pi$  se forment par recouvrement de:
  - deux orbitales p perpendiculaire à l'axe  $\rightarrow$  liante  $\pi_{pp}$

1ère liaison:  $\sigma$   
2ème:  $1\sigma + 1\pi$   
3ème:  $1\sigma + 2\pi$

HYBRIDISATION DES ORBITALES

Hybridisation à l'aide du C d'autres atomes forment les mêmes structures hybride: O, Be, Si, ...

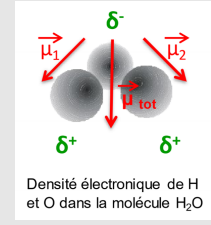
Configuration électronique: couche externe!

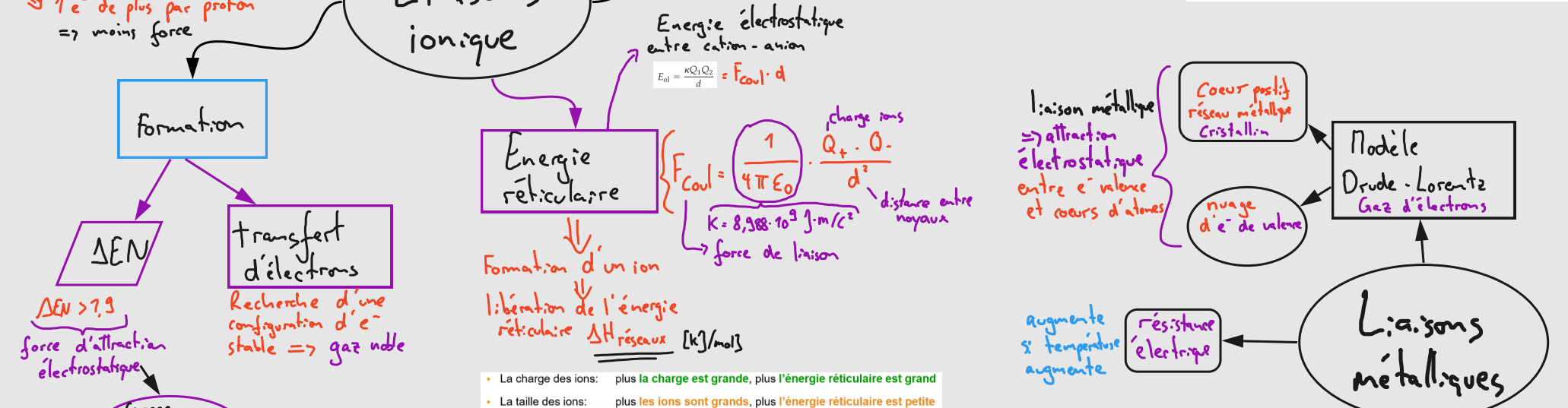
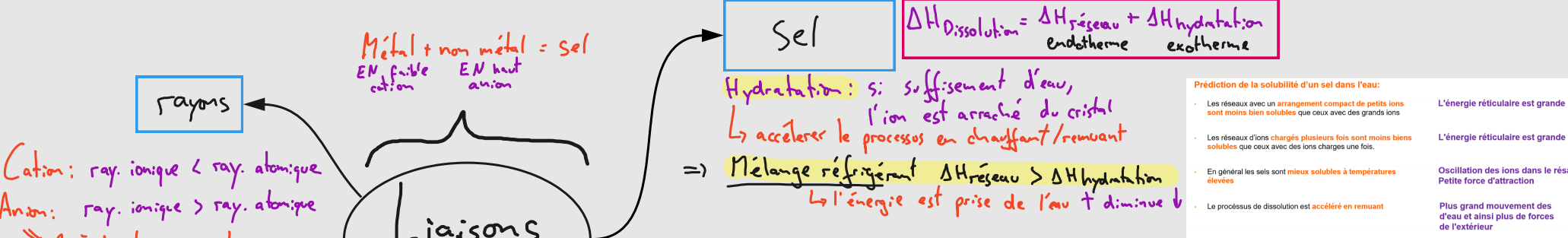
$\rightarrow$  trop d'énergie

|        |  |                                                               |
|--------|--|---------------------------------------------------------------|
| $sp$   |  | Linéaire<br>Exp.: $\text{CO}_2$                               |
| $sp^2$ |  | Trigonal planaire<br>Exp.: $\text{O}_3, \text{C}_6\text{H}_6$ |
| $sp^3$ |  | Tétraédrique<br>Exp.: $\text{CH}_4$                           |

Voir aussi le modèle VSEPR

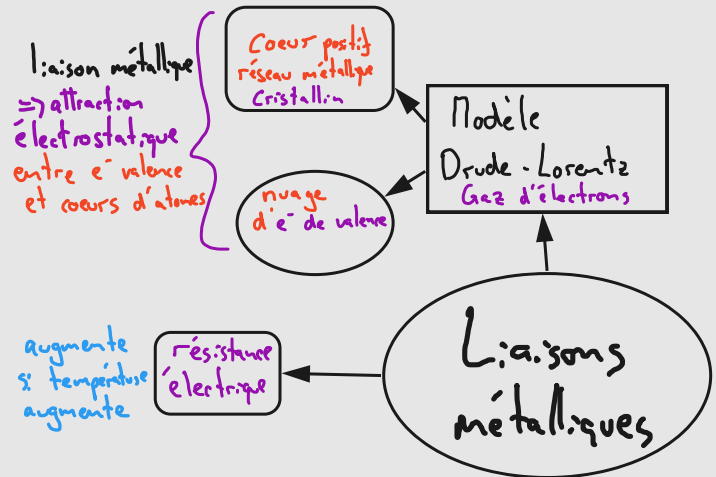
$\vec{\mu} = q \cdot d$   
 $q = (8+) - (8-) = \% \text{ ionique} \cdot q_{\text{elem}}$   
 $d = \text{longueur [cm]}$   
 $\Downarrow$   
caractère ionique





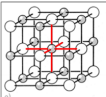
**Prédiction de la solubilité d'un sel dans l'eau:**

|                                                                                                               |                                                                       |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------|
| Les réseaux avec un arrangement compact de petits ions sont moins bien solubles que ceux avec des grands ions | L'énergie réticulaire est grande                                      |
| Les réseaux d'ions chargés plusieurs fois sont moins bien solubles que ceux avec des ions chargés une fois.   | L'énergie réticulaire est grande                                      |
| En général les sels sont mieux solubles à températures élevées                                                | Oscillation de ions dans le réseau<br>Petite force d'attraction       |
| Le processus de dissolution est accéléré en remuant                                                           | Plus grand mouvement des d'eau et ainsi plus de forces de l'extérieur |

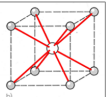


**structure**

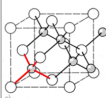
**NaCl**  
Octaédrique



**CsCl**  
Cubique



**ZnS**  
Tétraédrique



Le nombre de coordination NC est le nombre de ions de charge opposée autour un ion

**Tétraédrique** réseau ZnS  
 $0,23 < r_{\text{cation}} : r_{\text{anion}} < 0,41$     **NC = 4**

**Octaédrique** réseau NaCl  
 $0,41 < r_{\text{cation}} : r_{\text{anion}} < 0,73$     **NC = 6**

**Cubique** réseau CsCl  
 $0,73 < r_{\text{cation}} : r_{\text{anion}} < 1,00$     **NC = 8**

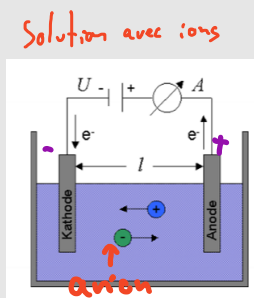
$\Rightarrow \frac{r_{\text{cation}}}{r_{\text{anion}}} = \frac{NC_{\text{cation}}}{NC_{\text{anion}}}$

**propriétés:**

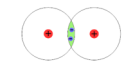
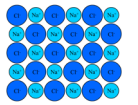
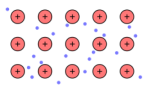
**Solide:** - point fusion et ébullition élevée  
 - température fusion monte avec énergie réticulaire  
 - isolant électrique - fragile

**liquide:** - conducteur électrique

**Solubilité:** Bien soluble dans solvant polaire



**BINDUNGSKRÄFTE IM VERGLEICH - COMPARAISON DES LIAISONS**

|                                            | KOVALENTE BINDUNG<br>LIAISON COVALENTE                                                                                                                          | IONENBINDUNG<br>LIAISON IONIQUE                                                                                                                               | METALLBINDUNG<br>LIAISON METALLIQUE                                                                                            |
|--------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Natur der Bindung<br>Nature de la liaison  | Anziehung Kern-Elektronenpaar-Kern<br>attraction noyau-paire d'électrons-noyau                                                                                  | Anziehung zwischen Kationen und Anionen<br>Attraction électrostatique entre cations et anions                                                                 | Anziehung Metallion-Elektronengas-Metallion<br>Attraction ion métallique-gaz électronique-ion métallique                       |
| Teilchen<br>Particule                      | Nichtmetallatome<br>Atomes non-métalliques                                                                                                                      | Ionen<br>Ions                                                                                                                                                 | Metallatome<br>Atomes métalliques                                                                                              |
|                                            |                                                                            |                                                                          |                                           |
| Bsp. / Exp.                                | Cl <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O, NH <sub>3</sub>                                                                                                             | NaCl, CaCO <sub>3</sub> , MgCl <sub>2</sub>                                                                                                                   | Li, Fe, Ni                                                                                                                     |
| liegt vor, bei ...<br>il s'agit de, si ... | $\Delta EN < 1,9$ zwischen Partnern<br>$\Delta EN < 1,9$ entre partenaires                                                                                      | $\Delta EN > 1,9$ zwischen Partnern<br>$\Delta EN > 1,9$ entre partenaires                                                                                    | Metallatome<br>Atomes métalliques                                                                                              |
| Eigenschaften<br>Propriétés                | - eher niedriger Smp.<br>- Isolator oder Halbleiter<br>- gasförmig - flüssig<br>- point de fusion plutôt bas<br>- Isolateur - semiconducteur<br>- gaz - liquide | - hoher Smp.<br>- elektr. Leiter (Schmelze, Lösung)<br>- fest, spröde<br>- haute point de fusion<br>- conducteur electr. (fonte, solution)<br>- dure, fragile | - hoher Smp.<br>- elektr. Leiter<br>- fest, verformbar<br>- point de fusion haute<br>- conducteur electr.<br>- solide, ductile |

|                             |             |                                                                                                                                                                  |
|-----------------------------|-------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1. Elements                 | OZ = 0      | C, O <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> , P <sub>4</sub> , N <sub>2</sub> , Na, Mg, Zn, Cl <sub>2</sub> , S, ...                                                      |
| 2. Hydrogène dans composées | OZ = + I    | H <sub>2</sub> O, H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> , HCl, CH <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> S, ...                                  |
| 3. Hydrogène dans composées | OZ = - I    | Hydride métallique: NaH, CaH <sub>2</sub> , LiH, ...                                                                                                             |
| 4. Halogènes dans composées | OZ = - I    | NaF, HCl, OF <sub>2</sub> , CBr <sub>4</sub> , ...                                                                                                               |
| 5. Oxygène dans composées   | OZ = - II   | Na <sub>2</sub> O, Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , CO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O, H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , SO <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> O, ... |
| 6. Oxygène dans composées   | OZ = - I    | Péroxyde: H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> , Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> , ...                                                                                   |
| 7. Ions                     | OZ = charge | Mg <sup>2+</sup> , Al <sup>3+</sup> , S <sup>2-</sup> , Cl <sup>-</sup> , Fe <sup>2+</sup> , Fe <sup>3+</sup>                                                    |

Nombre d'oxydation

Oxydation : réactif perd 1 ou plus e<sup>-</sup>  
 réduction : réactif gagne 1 ou plus e<sup>-</sup> ⚠  
 transfert d'électron dans une réaction

un oxydant gagne un e<sup>-</sup>  
 un réducteur perd un e<sup>-</sup>

Exemples : Combustion  
 oxydation  
 piles  
 acides / bases  
 photosynthèse  
 galvanisation

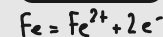
redox

Equation

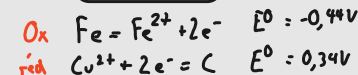
Anode + : oxydation  
 cathode - : réduction

Electrolyse

demi :



complète



$$\Delta E^0 = 0,34 - (-0,44\text{V}) = 0,78$$

$\Delta E^0 > 0 \Rightarrow$  réaction spontanée

Potentiel à 25°C

Potentiel Redox E<sup>0</sup> indique la force d'un oxydant / réducteur

Eloxxage aluminium  
 Raffinage électrolytique cuivre  
 Production électrolyt. alu

Potentiel Redox E<sup>0</sup>

$$\Delta E^0 = E^0(\text{Cathode}) - E^0(\text{Anode}) = E^0(\text{Réduction}) - E^0(\text{Oxydation})$$

Si  $\Delta E^0 > 0$  la réaction est spontanée

Galvanisation

Loi Faraday

Quantité charge  
 $Q = I \cdot t$  [As] ou [C]  
 $1[\text{A}] = 6,24 \cdot 10^{18} e^{-}/s$   
 $96500 \text{ As} \approx \text{const. Faraday } F$   
 nombre charge de 1 mole électrons  
 $F = 96485 \text{ C/mol}$   
 $m = \frac{M_r \cdot Q}{z \cdot F}$  [g]  
 $z =$  nombre d'oxydation du ion  
 $M_r =$  masse molaire [g/mol]

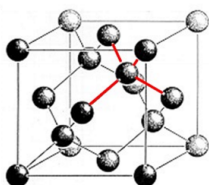
dépôt de masse

## ZWISCHENMOLEKULARE KRÄFTE - LIAISONS INTERMOLECULAIRES

|                                                    | VAN DER WAALS<br>VAN DER WAALS                                                                            | DIPOL<br>DIPOL                                                                                                                                            | WASSERSTOFFBRÜCKE<br>PONT D'HYDROGENE                                                                                                                                                            |
|----------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Natur der Kraft<br>Nature de la force              | Anziehung zwischen Molekülen<br>Attraction entre molécules<br><b>dipôles momentanés</b>                   | Anziehung zwischen Dipolmolekülen<br>attraction entre molécules dipolaires                                                                                | Anziehung zwischen stark polaren Wasserstoffatomen und freien Elektronenpaaren<br>Attraction entre atomes d'hydrogène fortement polarisés et paires électrons libres                             |
| Stärke / Force                                     | schwach / faible                                                                                          |                                                                                                                                                           | stark / forte                                                                                                                                                                                    |
| Stärke abhängig von...<br>Force dépend de ...      | - Anzahl Elektronen<br>- Molekülgröße<br>- le nombre d'électrons<br>- taille de la molécule               | - $\Delta E$ der Bindung (Polarität)<br>- $\Delta E$ der la liaison (polarité)                                                                            | - Polarität des H<br>- Elektronendichte Elektronenpaar<br>- polarité de H<br>- densité électronique                                                                                              |
| Eigenschaften beeinflusst<br>Propriétés influencés | - Schmelz- und Siedepunkt<br>- Aggregatzustand<br>- Point de fusion et ébullition<br>- Etat d'aggrégation | - Schmelz- und Siedepunkt<br>- Aggregatzustand<br>- Löslichkeit - Mischbarkeit<br>- Point de fusion et ébullition<br>- Etat d'aggrégation<br>- Solubilité | - Dichte<br>- Schmelz- und Siedepunkt<br>- Aggregatzustand<br>- Löslichkeit - Mischbarkeit<br>- Densité<br>- Point de fusion et ébullition<br>- Etat d'aggrégation<br>- Solubilité - miscibilité |

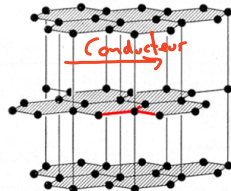
Réseaux covalent  
 électrons de valence souvent non fixé

Diamant



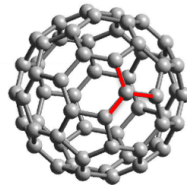
$\Rightarrow$  conducteur électrique

Graphit



Conducteur  
 Isolant

Fulleren C<sub>60</sub>



Isolant électrique  
 Pierres précieuses  
 Perceur, Grosserie

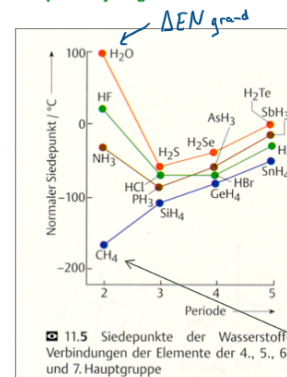
Conducteur électrique  
 Electrodes  
 Lubrifiant

Conducteur électrique  
 Nanotechnologie (D ~100nm)  
 Supraconducteur  
 Transistor

Formation de graphène  
 $\Rightarrow$  très léger / très résistante fraction

Pont intensif que avec N, O, F  
 $\Rightarrow$  EN élevée

## 3. Les ponts hydrogènes



Tendances :

Force dipolaires  
 $\Delta E$  diminue

Forces Van der Waals  
 la taille de l'atome augmente

Pont d'hydrogène  
 La polarisation du H et la densité de charge du paire d'électrons libres diminue

Pas de ponts hydrogènes  
 Pas de forces dipolaires

| particule | symbole | charge [C]                    | masse [g]                   | masse [u]  |
|-----------|---------|-------------------------------|-----------------------------|------------|
| Proton    | p       | + 1,60219 · 10 <sup>-19</sup> | 1,67262 · 10 <sup>-24</sup> | 1,007276   |
| Neutron   | n       | électriquement neutre         | 1,67493 · 10 <sup>-24</sup> | 1,008665   |
| Electron  | e       | - 1,60219 · 10 <sup>-19</sup> | 9,10939 · 10 <sup>-28</sup> | 0,00054858 |

Équation d'Einstein:

$$E_{\text{kin}} = \frac{1}{2} m_e v^2 = h \cdot \nu - W_A$$

$E_{\text{kin}}$  = énergie cinétique de l'électrons

$h$  = constante de Planck = 6,62608 · 10<sup>-34</sup> J s

$\nu$  = fréquence en Hz

$v$  = vitesse de l'électron

$m_e$  = masse de l'électron = 9,11 · 10<sup>-31</sup> kg

$W_A$  = travail de sortie ou énergie de liaison électron-métal =  $\phi$  (métal)

et énergie = tension x charge ou:

$$E = U \cdot Q \quad \text{et ainsi} \quad E_{\text{cin}} = |e| \cdot U_0$$

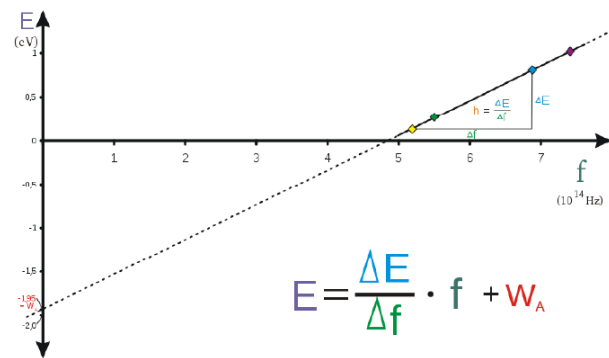
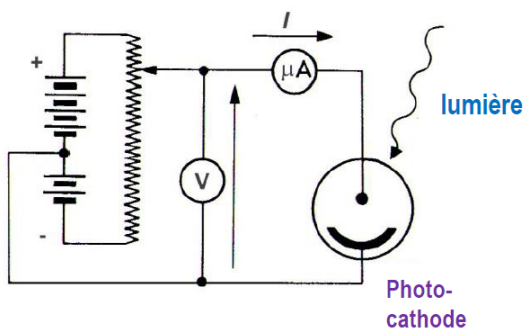
Exemples des acides forts:

| Nom de l'acide      | Formule de l'acide             | Formule de la base            | Nom de la base       |
|---------------------|--------------------------------|-------------------------------|----------------------|
| Acide perchlorique  | HClO <sub>4</sub>              | ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> | ion fluorure         |
| Acide chlorhydrique | HCl                            | Cl <sup>-</sup>               | ion chlorure         |
| Acide bromhydrique  | HBr                            | Br <sup>-</sup>               | ion bromure          |
| Acide iodhydrique   | HI                             | I <sup>-</sup>                | ion iodure           |
| Acide nitrique      | HNO <sub>3</sub>               | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>  | ion nitrate          |
| Acide sulfurique    | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> | ion hydrogènesulfate |
| Ion hydronium       | H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>  | H <sub>2</sub> O              | Eau                  |

Exemples des bases fortes:

| Nom de la base | Formule de la base           | Formule de l'acide conj. | Nom de l'acide conj. |
|----------------|------------------------------|--------------------------|----------------------|
| Ion hydroxide  | HO <sup>-</sup>              | H <sub>2</sub> O         | eau                  |
| Ion amide      | NH <sub>2</sub> <sup>-</sup> | NH <sub>3</sub>          | ammoniaque           |

### Démonstration cellule photoélectrique :



remarque:  $f$  = fréquence =  $\nu$

(grecque: „nu“)

| CATION                                       | ANION                                                               |
|----------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------|
| Aluminium (Al <sup>3+</sup> )                | Bromure (Br <sup>-</sup> )                                          |
| Ammonium (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )     | Carbonate (CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> )                          |
| Argent (Ag <sup>+</sup> )                    | Chlorate (ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )                           |
| Baryum (Ba <sup>2+</sup> )                   | Chlorure (Cl <sup>-</sup> )                                         |
| Cadmium (Cd <sup>2+</sup> )                  | Chromate (CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )                          |
| Calcium (Ca <sup>2+</sup> )                  | Cyanure (CN <sup>-</sup> )                                          |
| Césium (Cs <sup>+</sup> )                    | Dichromate (Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> )          |
| Chrome (III) (Cr <sup>3+</sup> )             | Dihydrogénophosphate (H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> ) |
| Cobalt (II) (Co <sup>2+</sup> )              | Fluorure (F <sup>-</sup> )                                          |
| Cuivre (I) (Cu <sup>+</sup> )                | Hydrogencarbonate ou bicarbonate (HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )   |
| Cuivre (II) (Cu <sup>2+</sup> )              | Monohydrogénophosphate (HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )            |
| Etain (II) (Sn <sup>2+</sup> )               | Hydrogènesulfate (HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> )                   |
| Fer (II) (Fe <sup>2+</sup> )                 | Hydroxyde (OH <sup>-</sup> ) ou hydroxyle                           |
| Fer (III) (Fe <sup>3+</sup> )                | Hydruure (H <sup>-</sup> )                                          |
| Hydrogène (H <sup>+</sup> )                  | Iodure (I <sup>-</sup> )                                            |
| Lithium (Li <sup>+</sup> )                   | Nitrate (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )                             |
| Magnésium (Mg <sup>2+</sup> )                | Nitrite (NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> )                             |
| Manganèse (II) (Mn <sup>2+</sup> )           | Nitrure (N <sup>3-</sup> )                                          |
| Mercure (I) (Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> ) | Oxyde (O <sup>2-</sup> )                                            |
| Mercure (II) (Hg <sup>2+</sup> )             | Permanganate (MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> )                       |
| Plomb (II) (Pb <sup>2+</sup> )               | Peroxyde (O <sub>2</sub> <sup>2-</sup> )                            |
| Potassium (K <sup>+</sup> )                  | Phosphate (PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> )                          |
| Sodium (Na <sup>+</sup> )                    | Sulfate (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )                            |
| Strontium (Sr <sup>2+</sup> )                | Sulfite (SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> )                            |
| Zinc (Zn <sup>2+</sup> )                     | Sulfure (S <sup>2-</sup> )                                          |
|                                              | Thiocyanate (SCN <sup>-</sup> )                                     |