

I composti chimici

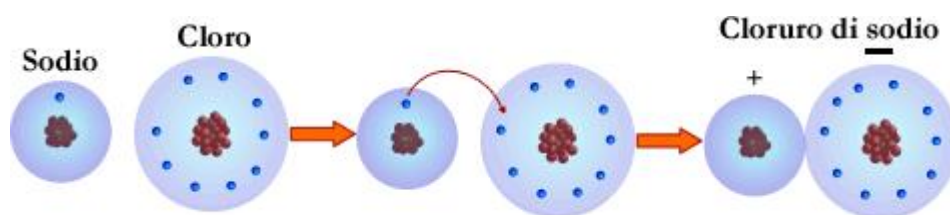
Il legame chimico

Un atomo raggiunge la stabilità quando i *suoi livelli energetici sono completi*. Solamente i *gas nobili* hanno questa caratteristica mentre gli altri atomi no, per cui "*tendono*" a raggiungerla. Per ottenere la configurazione di un gas nobile gli atomi *si combinano tra loro* formando le **molecole**; in questo modo riescono a *completare i loro livelli energetici più esterni*.

Il legame chimico che si forma tra due atomi è di due tipi:

- ▶ uno dei due atomi cede il propri elettroni più esterni e l'altro li acquista (**legame ionico**)
- ▶ gli elettroni più esterni vengono condivisi tra i due atomi (**legame covalente**)

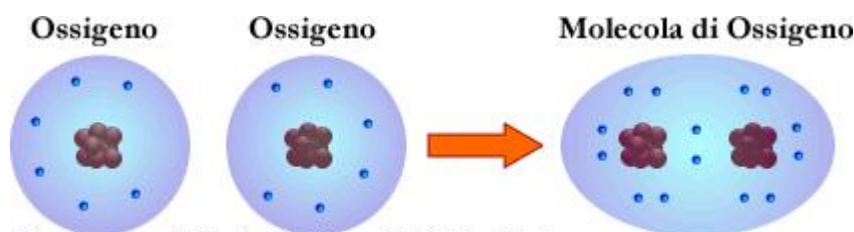
Legame ionico: nel legame ionico l'atomo donatore, generalmente, possiede *pochi elettroni nell'ultimo livello* per cui per ottenere la configurazione di un gas nobile *tende a perdere* i pochi elettroni piuttosto che acquistarli mentre all'atomo accettore *mancano pochi elettroni* per ottenere la stabilità. In questo modo in ciascuno dei due atomi si crea *uno squilibrio di cariche elettriche*: il donatore cedendo i propri elettroni acquista una *carica positiva* (si dice che è uno **ione positivo**) in quanto il numero di protoni (+) diventa maggiore di quello degli elettroni (-); viceversa l'accettore acquista una *carica negativa* (**ione negativo**) in quanto il numero di elettroni supera quello dei protoni. I due atomi si attraggono formando la molecola. Un esempio di questo tipo di legame si ha nel cloruro di sodio.



Vengono mostrati solo gli elettroni dell'ultimo livello

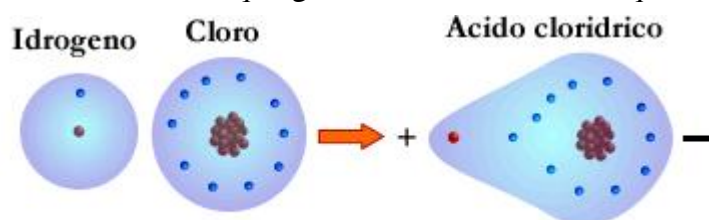
Quando un composto ionico viene immerso in acqua si dissocia formando uno ione negativo ed uno positivo.

Legame covalente: nel legame covalente gli elettroni vengono **condivisi** tra i due atomi *permettendo ad ognuno di completare il livello energetico più esterno* senza cedere o acquistare elettroni. Un esempio è dato dalla molecola di idrogeno (H_2) formata dall'unione di due atomi di idrogeno o da quella dell'ossigeno (O_2).



Vengono mostrati solo gli elettroni dell'ultimo livello

Un particolare tipo di legame covalente è il **covalente polare**. In questo tipo di legame l'atomo più "forte"¹ *trattiene di più gli elettroni* creando uno *squilibrio di carica* che porta alla formazione di una



Vengono mostrati solo gli elettroni dell'ultimo livello

polarità nella molecola con un polo positivo ed uno negativo: si forma un **dipolo**.

L'idrogeno e il cloro si combinano per dare l'acido cloridrico; l'atomo di cloro ha una "forza" maggiore di quella dell'idrogeno ma non sufficiente a formare un legame ionico per cui si forma un dipolo.

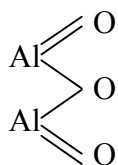
¹ In termine esatto è **elettronegativo**.

Formule molecolari e di struttura

La formula chimica di un composto può essere data in due modi:

◆ **formula molecolare:** in questo caso viene mostrato il numero di atomi di ciascun elemento che formano la molecola; per esempio la formula Al_2O_3 (triossido di alluminio) indica che la molecola del composto è formata da 2 atomi di alluminio (Al) e tre atomi di ossigeno (O) (vedi anche Le formule chimiche).

◆ **formula di struttura:** in questo tipo di formula vengono mostrati come sono i legami tra gli atomi nella molecola unendoli con dei segmenti, ognuno dei quali, indica un elettrone condiviso o ceduto; ad esempio la formula di struttura dell'ossido di alluminio è la seguente



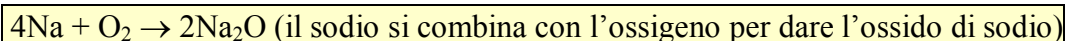
I segmenti doppi stanno a indicare che quel atomo di alluminio e l'ossigeno sono legati con due elettroni (doppio legame) mentre il segmento singolo indica che alluminio e ossigeno sono collegati da un elettrone. Nella stessa molecola un dato atomo può avere sia legami singoli che doppi (o tripli) come l'alluminio in questa molecola. (vedi anche La costruzione di una formula chimica)

Le reazioni chimiche

Una reazione chimica è il *processo attraverso il quale due o più sostanze (dette reagenti) si combinano tra loro per dare origine ad altre sostanze (i prodotti) con caratteristiche chimiche diverse.*

In una reazione chimica viene deve essere rispettata la legge della *conservazione della materia* e, nella formula chimica dei prodotti, quella *delle proporzioni definite.*

Per rappresentare una reazione si usano le **equazioni chimiche** che vengono costruite mettendo a sinistra i reagenti e a destra, collegati con una freccia, i prodotti. Sia i reagenti che i prodotti vengono rappresentati attraverso le loro formule chimiche:

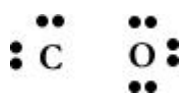


Na e O_2 sono i reagenti, Na_2O il prodotto, i numeri posti davanti alle formule chimiche rappresentano il numero minimo di molecole (**coefficienti di reazione**) necessarie per far avvenire la reazione per quanto riguarda i reagenti e il numero di molecole che risultano per quanto riguarda i prodotti.

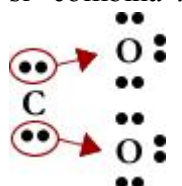
Costruzione di una formula chimica

Per costruire la formula chimica della molecola di un composto occorre conoscere la disposizione degli elettroni dell'ultimo livello negli atomi che entrano a far parte del composto. Per esempio consideriamo il carbonio (C) e l'ossigeno (O) che insieme formano l'anidride carbonica: come si determina la formula chimica di questa?

Il carbonio possiede 4 elettroni nell'ultimo livello mentre l'ossigeno ne ha 6 (sempre nell'ultimo livello). La situazione può essere rappresentata in questo modo (i punti rappresentano gli elettroni dell'ultimo livello):

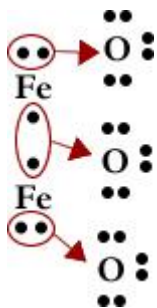


Per completare il livello l'ossigeno ha bisogno di due elettroni mentre il carbonio di quattro oppure li può "cedere" lasciando completo il livello inferiore. In questo caso il carbonio "perderà" i quattro elettroni a favore dell'ossigeno. All'ossigeno bastano due elettroni per completare il livello ma il carbonio, però, o fornisce tutti e quattro gli elettroni oppure non si "combina". Come fare per risolvere la situazione? Basterà far intervenire un altro atomo di ossigeno.



In questo modo abbiamo determinato la formula chimica della molecola dell'anidride carbonica CO_2 (1 atomo di carbonio e 2 di ossigeno). Questa procedura può essere impiegata per la determinazione delle formule chimiche dei composti ed è dovuta al chimico G.N. Lewis (23 ottobre 1875 - 23 marzo 1946, chimico statunitense)

Ecco altri esempi di formule di composti:



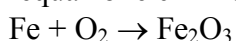
Il ferro possiede tre elettroni nell'ultimo livello per cui, quando si combina con l'ossigeno occorre che siano presenti 2 atomi di ferro ogni 3 atomi di ossigeno. Il composto che si forma ha questa formula chimica Fe_2O_3 (ossido di ferro ossia la "ruggine").

Se noti, lo stesso risultato può essere ottenuto applicando il concetto di minimo comune multiplo: il ferro ha valenza 3 mentre l'ossigeno 2 per cui il m. c. m. è 6. Se dividi il m. c. m. per la valenza di ciascun elemento trovi il numero di atomi che compongono la molecola: per il ferro $6:3 = 2$ e per l'ossigeno $6:2 = 3$ ossia Fe_2O_3 .

Bilanciamento di una reazione chimica

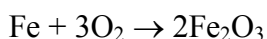
Una reazione chimica deve essere **bilanciata**, per rispettare la legge della conservazione della massa. Vediamo per esempio come si descrive, usando le equazioni chimiche, la formazione della ruggine in cui il ferro (Fe) reagisce con l'ossigeno (O) (reagenti) per dare l'ossido di ferro Fe_2O_3 (prodotto).

L'equazione chimica che rappresenta la reazione viene costruita in questo modo:

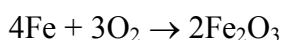


L'ossigeno viene indicato con O_2 perché in natura si trova sotto forma molecolare (la molecola è formata da due atomi di ossigeno).

L'equazione, così come è scritta, non rispetta la legge di Lavoisier per cui occorre bilanciarla (a sinistra della freccia ci sono 1 atomo di Fe e due di O mentre a destra sono presenti 2 atomi di Fe e 3 di O).



Per prima cosa *bilancio* il **numero di atomi di ossigeno** scrivendo 3 davanti a O_2 , indicando così che alla reazione partecipano tre molecole di ossigeno (6 atomi di ossigeno), e scrivo 2 davanti alla formula dell'ossido di ferro così gli atomi di ossigeno a destra diventano $2 \cdot 3 = 6^2$. In questo modo ho lo stesso numero di atomi di ossigeno a destra e a sinistra.



Nel passaggio precedente gli atomi di ferro presenti a destra sono diventati 4: per bilanciare il ferro basta scrivere 4 davanti al simbolo Fe presente a sinistra.

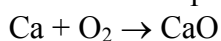
La reazione è bilanciata in quanto

a *sinistra* abbiamo 4 atomi di Fe + $3 \cdot 2$ atomi di ossigeno = 10 atomi

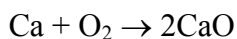
a *destra* abbiamo $2 \cdot 2$ atomi di Fe + $2 \cdot 3$ atomi di ossigeno = 10 atomi

I numeri messi davanti ai simboli chimici o alle formule vengono detti **coefficienti di reazione** e indicano quanti atomi o molecole devono essere presenti perché la reazione avvenga.

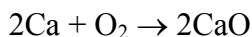
Ecco altri esempi:



Equazione non bilanciata della formazione dell'ossido di calcio partendo da calcio e ossigeno



Per prima cosa *bilancio* il numero di atomi di ossigeno scrivendo 2 davanti a CaO

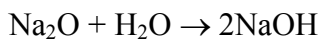


Nel passaggio precedente gli atomi di calcio presenti a destra sono diventati 2: per bilanciare il calcio basta scrivere 2 davanti al simbolo Ca presente a sinistra.

Atomi a *sinistra* 2 di calcio + 2 di ossigeno = 4 atomi \leftrightarrow Atomi a *destra* 2 di calcio + 2 di ossigeno = 4 atomi



Equazione non bilanciata della formazione dell'idrossido di sodio (soda caustica) partendo da ossido di sodio e acqua



Per prima cosa *bilancio* il numero di atomi di ossigeno scrivendo 2 davanti a NaOH (a sinistra è presente un atomo di O nell'ossido e uno nell'acqua). In questo modo sistemo anche l'idrogeno (H) e il sodio.

Atomi a *sinistra* 2 di sodio + 2 di ossigeno + 2 di idrogeno = 6 atomi \leftrightarrow Atomi a *destra* 2 di sodio + 2 di ossigeno + 2 di idrogeno = 6 atomi

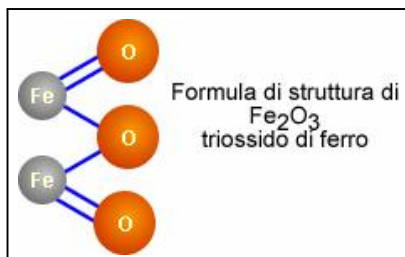
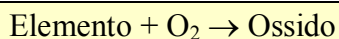
² Il risultato si ottiene applicando il minimo comune multiplo tra il numero di atomi di ossigeno presenti a sinistra e destra: 2 a sinistra e 3 a destra per cui il m. c. m. è 6; dividendo il m. c. m. per il numero di atomi di ossigeno di sinistra (2) e di destra (3) si ottengono i coefficienti di reazione dell'ossigeno: $6 : 2 = 3$ per quello di sinistra e $6 : 3 = 2$ per quello di destra.

I composti inorganici

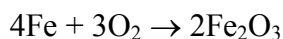
I composti inorganici si possono dividere in: **ossidi**, **acidi**, **basi** (o **idrossidi**) e **sali**.

Ossidi

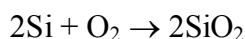
Gli ossidi si formano dalla combinazione di un elemento con l'ossigeno.



Un esempio di ossido è la ruggine (*ossido idrato di ferro*), formata dalla reazione del ferro con l'ossigeno per formare il *triossido di ferro* che assorbendo l'umidità esterna si trasforma in ruggine.



Un altro ossido è il diossido di silicio (SiO_2) o silice da cui si ricava il vetro. Si forma combinando il silicio (un semimetallo) con l'ossigeno.



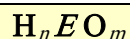
Se l'elemento è un *non metallo* il composto che si forma viene anche chiamato **anidride** ma attualmente questa distinzione non viene più considerata anche se rimane il termine che denota alcuni composti comuni come l'*anidride carbonica* CO_2 (il nome scientifico è *biossido di carbonio*).

Gli ossidi prendono il nome dalla quantità di atomi di ossigeno nella molecola: per esempio CO è il *monossido di carbonio*, SO_3 è il triossido di zolfo (detto anche *anidride solforica*).

Gli ossidi si possono dividere in **ossidi acidi** se danno origine, unendosi con l'acqua, ad un *acido* e **ossidi basici** se reagendo con l'acqua formano una *base*.

Acidi

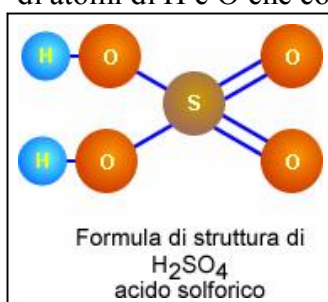
Gli acidi sono sostanze che messe in acqua liberano ioni idrogeno H^+ e ioni negativi. Solitamente è composto da un non metallo o metalloide con ossigeno e idrogeno: quando l'acido è a contatto con l'acqua si dissocia formano uno *ione negativo composta dal metallo e l'ossigeno* e uno *positivo costituito dall'idrogeno*. In generale la formula chimica di un acido inorganico ha questa forma



dove H e O rappresentano rispettivamente l'idrogeno e l'ossigeno e E l'elemento, n e m sono il numero di atomi di H e O che compongono la molecola dell'acido. Per esempio l'acido solforico ha questa formula chimica H_2SO_4 ; quando viene messo in acqua si dissocia in due ioni positivi H^+ e uno ione negativo SO_4^- .

È possibile avere anche acidi formati da un elemento e l'idrogeno come l'acido cloridrico HCl (in questo caso lo si classifica anche come idruro³). In questo caso in acqua si separano uno ione H^+ e uno Cl^- .

Gli acidi si dividono in acidi forti e deboli; un acido è tanto più forte quanto più producono ioni idrogeno quando sono a contatto con l'acqua ossia quanto più elevato è il loro grado di dissociazione (questo si misura e costituisce la *costante di dissociazione*). L'acido cloridrico e quello solforico sono molto forti perché si dissociano completamente in acqua mentre l'acido carbonico H_2CO_3 è debole perché ha una bassa costante di dissociazione⁴.



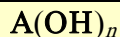
³ Vedi più avanti.

⁴ Una regola molto semplice per stabilire se un acido è debole o forte è quella che si basa sulla differenza tra il numero di atomi di ossigeno e quelli di idrogeno presenti nella molecola: se è:

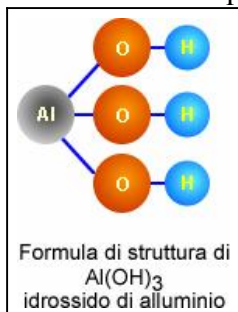
- 0 l'acido è debolissimo
- 1 l'acido è debole
- 2 l'acido è forte
- 3 l'acido è fortissimo

Basi o idrossidi

Le basi sono composti che a contatto con l'acqua si dissociano producendo ioni negativi OH^- (*ossidrilici*) e ioni positivi dati da un elemento o da un gruppo di elementi legati tra loro. In generale la formula chimica di un idrossido è



dove A rappresenta un elemento (di solito un metallo) o un gruppo di elementi, OH il gruppo ossidrilico e n il numero di questi gruppi.

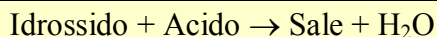


Sono basi l'idrossido di sodio NaOH (la soda caustica⁵), l'idrossido di calcio Ca(OH)_2 (calce spenta⁶), l'idrossido di alluminio Al(OH)_3 e l'idrossido di ammonio⁷ NH_4OH .

Anche le basi come gli acidi si possono dividere in forti e deboli a seconda del grado di dissociazione in acqua.

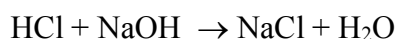
Sali

I sali sono il risultato della reazione tra un acido e un idrossido; in questa reazione si ha anche la formazione di acqua.

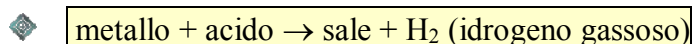


La molecola salina è formata da due componenti ionici: uno ione positivo (o più) dato dall'elemento della base ed uno negativo (o più) costituito dal gruppo negativo dell'acido: quando il sale entra in contatto con l'acqua gli ioni vengono separati.

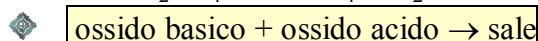
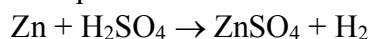
Un esempio è la formazione del cloruro di sodio NaCl partendo da acido cloridrico HCl e idrossido di sodio NaOH



Un sale si può formare anche con reazioni diverse:



esempio il solfato di zinco⁸ \Rightarrow zinco (Zn) + acido solforico (H_2SO_4)



esempio il carbonato di calcio⁹ \Rightarrow anidride carbonica (CO_2) + ossido di calcio (CaO)



Idruri

Sono composti dell'idrogeno con un elemento. È un idruro l'*ammoniacca* NH_3 che a contatto con l'acqua forma l'idrossido di ammonio NH_4OH .

Per esempio H_4SiO_4 (a. silicico) è debolissimo perché $4\text{O} - 4\text{H} = 0$ mentre HClO_4 (a. perclorico) è fortissimo perché $4\text{O} - 1\text{H} = 3$.

⁵ È utilizzato nella sintesi di coloranti, detergenti e saponi.

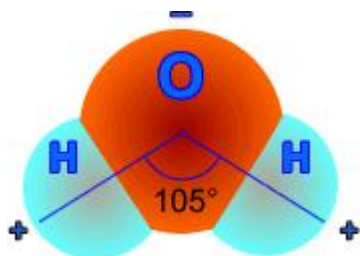
⁶ È un materiale da costruzione, mescolata con la sabbia forma la malta.

⁷ In acqua questo idrossido si dissocia in uno ione NH_4^+ e uno ione OH^- .

⁸ Un integratore alimentare.

⁹ È il componente fondamentale del calcare.

Un composto particolare: l'acqua.



Una molecola d'acqua è composta da due atomi di idrogeno ed uno di ossigeno per cui la formula chimica è H_2O . L'acqua possiede proprietà particolari dovute alla disposizione degli atomi nella molecola: l'ossigeno è legato ai due idrogeno formando un **angolo di legame di 105°** .

Questa forma e la diversa elettronegatività¹⁰ fra gli atomi di ossigeno e quelli di idrogeno fa sì che si formi una **polarità** nella molecola con polo negativo dalla parte dell'ossigeno e positivo da quella degli idrogeni.

In questa proprietà della molecola dell'acqua sta la sua capacità di "sciogliere" i composti con *legame ionico*: gli *ioni negativi* della molecola vengono "circondati" da molecole d'acqua *con la parte positiva rivolta verso essi* mentre quelli *positivi* sono contornati da *molecole d'acqua con la parte negativa* rivolta verso di loro. In questo modo la molecola del composto si **dissocia**¹¹ in due o più *ioni positivi e negativi*.

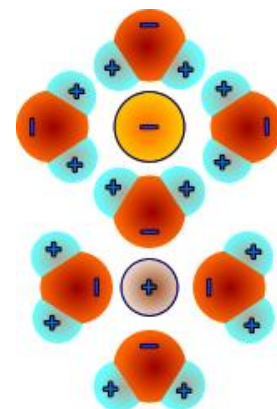
È per questo motivo che composti come il sale da cucina messi in acqua formano una soluzione con essa.

Anche l'acqua tende a dissociarsi¹² in minima quantità in due ioni, uno positivo formato da uno *ione idrogeno* H^+ e uno negativo formato da un gruppo composto da ossigeno e idrogeno OH^- (*ione ossidrile*). Il numero di ioni idrogeno e di ossidrile è *lo stesso* ma l'equilibrio può essere alterato con l'aggiunta di sostanze particolari come gli idrossidi e gli acidi (vedi I composti inorganici), facendo variare il pH¹³ (vedi Il pH).

L'acqua possiede anche altre proprietà che derivano dalla sua particolare struttura; eccone alcune:

- è un *isolante* e *conduce scarsamente* la corrente¹⁴.
- ha una *grande capacità termica* ossia si riscalda o si raffredda molto lentamente
- la fase solida (ghiaccio) è *meno densa* di quella liquida per cui il ghiaccio galleggia sull'acqua liquida

L'acqua è anche il costituente più abbondante degli esseri viventi e le reazioni chimiche che ne consentono la vita avvengono in un ambiente acquoso.



Il pH

Il **pH misura la concentrazione degli ioni H^+ in una soluzione acquosa** e il valore viene espresso come **potenza di 10^{15}** . Nell'acqua distillata il numero di ioni H^+ (uno su 10^7) è bilanciato dal numero di ioni OH^- per cui è 7^{16} . Se si aggiunge un acido il numero di ioni H^+ aumenta in quanto l'acido si dissocia liberando ioni H^+ e, secondo il tipo di acido, il pH può variare da 0 (un H^+ ogni molecola) a 6 (un H^+ ogni milione di molecole ossia 1 su 10^6).

L'aggiunta di una base porta ad una diminuzione di ioni H^+ in quanto l'idrossido libera ioni negativi OH^- che si combinano con gli ioni H^+ liberi dell'acqua formando molecole di H_2O . Il pH, in questo caso, può variare da 8 (un H^+ ogni 10^8 molecole) a 14 (un H^+ ogni 10^{14} molecole).

La scala del pH può variare da 1 a 14 con questi intervalli:

- $0 \leq pH < 7$ sostanza acida (minore è il valore del pH più acida è la sostanza)
- 7 sostanza neutra
- $7 < pH \leq 14$ sostanza basica (maggiore è il valore del pH più basica è la sostanza)

¹⁰ L'**elettronegatività** è una misura della capacità di un atomo di attrarre elettroni quando prende parte ad un legame covalente

¹¹ Ossia gli atomi componenti la molecola si separano.

¹² Una molecola ogni 10 milioni.

¹³ Misura della quantità (concentrazione) di ioni idrogeno in una soluzione.

¹⁴ Questo vale per l'acqua pura (distillata) mentre per l'acqua contenete sali (come l'acqua potabile), la corrente elettrica viene trasportata dagli ioni salini presenti.

¹⁵ Da questo deriva il **p** (potenza) davanti H.

¹⁶ È l'esponente di 10^7 (10 000 000)

Il pH può essere misurato con precisione con particolari strumenti detti *piaccametri* oppure si possono utilizzare degli indicatori come le *cartine di tornasole* o la *fenolftaleina* che cambiano il loro colore in



relazione al pH della sostanza con cui vengono a contatto.

La *cartina di tornasole* è una strisciolina di carta impregnata da un particolare sostanza, il *tornasole*¹⁷, che cambia di colore, diventando *rossa* se la sostanza è acida (con varie gradazioni a seconda dell'acidità) e *viola* se la sostanza è basica (con varie gradazioni a seconda della basicità).

La *fenolftaleina*¹⁸ è incolore in ambiente acido mentre diventa rosso violaceo in ambiente basico.

Hanno un pH acido il succo di limone¹⁹ e l'aceto mentre alcuni saponi²⁰ e l'ammoniaca hanno un pH basico.

¹⁷ È un colorante di origine vegetale generalmente ottenuto dai licheni del genere *Rocella*.

¹⁸ Viene utilizzata come lassativo.

¹⁹ E, in generale, tutti gli agrumi.

²⁰ Come il sapone da bucato.